

# Química

EDUARDO FLEURY MORTIMER  
ANDRÉA HORTA MACHADO

1

ENSINO MÉDIO

MANUAL DO  
PROFESSOR



editora scipione

# Química

EDUARDO FLEURY MORTIMER  
ANDRÉA HORTA MACHADO

# 1

ENSINO MÉDIO

MANUAL DO  
PROFESSOR



## **Eduardo Fleury Mortimer**

Professor Titular da Faculdade de Educação da Universidade Federal de Minas Gerais.  
Bacharel e Licenciado em Química pela Universidade Federal de Minas Gerais.  
Mestre em Educação pela Universidade Federal de Minas Gerais.  
Doutor em Educação pela Universidade de São Paulo.  
Pós-doutorado na Washington University, em St. Louis, EUA.  
Pesquisador do CNPq na área de Educação em Ciências.

## **Andréa Horta Machado**

Professora Associada do Colégio Técnico da Universidade Federal de Minas Gerais.  
Bacharel e Licenciada em Química pela Universidade Federal de Minas Gerais.  
Mestre e Doutora em Educação – Metodologia de Ensino de Química, pela Faculdade de Educação da Universidade Estadual de Campinas – SP.

2ª edição  
São Paulo, 2013



editora scipione



**editora scipione**

Diretoria editorial: Angélica Pizzutto Pozzani  
Gerência de produção editorial: Hélia de Jesus Gonsaga  
Editoria de Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias:  
José Roberto Miney

Editora assistente: Regina Melo Garcia

Assessoria técnica: Giovana Pasqualini da Silva  
Mestre em Ciências, área de Tecnologia Nuclear – aplicações,  
pela Universidade de São Paulo-IPEN-SP. Bacharel em Ciências,  
com habilitação em Química, pela Faculdade Oswaldo Cruz-SP

Supervisão de arte e produção: Sérgio Yutaka Suwari

Editor de arte: Edson Haruo Toyota

Diagramação: Avits Estúdio Gráfico Ltda. e Walmir S. Santos

Supervisão de criação: Didier Moraes

Design gráfico: Homem de Melo & Troia Design (capa e miolo)

Revisão: Rosângela Muricy (coord.), Arnaldo R. Arruda,  
Vanessa de Paula Santos e Gabriela Macedo de Andrade (estag.)

Supervisão de iconografia: Sílvia Kligin

Pesquisador iconográfico: Douglas Cometti

Cartografia: Márcio Souza

Tratamento de imagem: Cesar Wolf e Fernanda Crevin

Ilustrações: Antônio Robson, Avits, João S. Magara,  
Luís Moura e Paulo César Pereira

---

Direitos desta edição cedidos à Editora Scipione S.A.

Av. Otaviano Alves de Lima, 4400

6º andar e andar intermediário ala B

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

Tel.: 4003-3061

[www.scipione.com.br/atendimento@scipione.com.br](http://www.scipione.com.br/atendimento@scipione.com.br)

---

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

Mortimer, Eduardo Fleury  
Química : ensino médio / Eduardo Fleury Mortimer,  
Andréa Horta Machado. – 2. ed. – São Paulo: Scipione,  
2013.

Obra em 3 v.

1. Química (Ensino médio) I. Machado, Andréa Horta.  
II. Título.

13-02530

CDD-540.07

Índice para catálogo sistemático:

1. Química: Ensino médio 540.07

---

2013

ISBN 978 85262 9112-6 (AL)

ISBN 978 85262 9113-3 (PR)

Código da obra CL 712760

Uma publicação  **Abril** EDUCAÇÃO

#### Versão digital

Diretoria de tecnologia de educação: Ana Teresa Ralston

Gerência de desenvolvimento digital: Mário Matsukura

Gerência de inovação: Guilherme Molina

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

Coordenadora de edição de conteúdo digital: Regina Melo

Editores de tecnologia de educação: Cristiane Buranello e Juliano Reginato

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

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

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

Desenvolvimento do livro digital: Digital Pages



# Sumário

# 10

## O que você vai estudar neste volume

Vamos aprender Química falando e fazendo Química?

## Capítulo 1

# 12

### O que é Química?

#### Atividade 1

> Elaborando e debatendo ideias sobre a Química, 14

#### Projeto 1

> Pesquisando, selecionando, organizando e apresentando informações, 14

#### Texto 1

> Química: bicho de sete cabeças?, 17  
Comendo e respirando Química, 17  
Teorias e modelos: sobre o diálogo dos químicos com os fenômenos, 20  
O que a Química estuda?, 20

#### Na internet, 21

## Capítulo 2

# 22

### Introdução ao estudo das propriedades específicas dos materiais

#### Atividade 1

> Definindo critérios para a seleção de materiais, 24

#### Texto 1

> Uso de materiais e suas propriedades, 24

#### Texto 2

> A importância das propriedades específicas dos materiais, 25  
Densidade: propriedade geral ou específica?, 27

#### Atividade 2

> Determinando a densidade de materiais, 29

#### Atividade 3

> Densidade e flutuação dos objetos, 30  
Testando as classificações, 30

#### Texto 3

> Por que os objetos flutuam ou afundam na água?, 32  
Quais variáveis são importantes na flutuação?, 32  
Densidade: propriedade específica dos materiais, 33  
Como explicar os comportamentos da lâmina de barbear, do papel-alumínio e da tampinha de garrafa em relação à flutuação?, 36

#### Texto 4

> A densidade das misturas, 38

#### Texto 5

> A densidade de líquidos e o controle de qualidade de alguns produtos, 38

#### Atividade 4

> Determinação do teor de álcool na gasolina, 41

#### Texto 6

> Temperaturas de fusão e de ebulição: propriedades específicas?, 43

#### Atividade 5

> Investigando a água sob aquecimento, 45  
Construção do gráfico *temperatura da água (em °C) × tempo de aquecimento (em min)*, 46

#### Atividade 6

> Investigando o comportamento da água e de uma mistura de água e sal sob resfriamento, 47  
Construção das "curvas de resfriamento" da água pura e da água com sal, 48  
Solubilidade: propriedade específica?, 50

#### Texto 7

> A Terra tem solução?, 51

#### Atividade 7

> Solubilidade, 54

#### Texto 8

> Fatores que afetam a solubilidade, 55

#### Na internet, 59

#### Questões de exames, 60

## Capítulo 3

# 66

### Materiais: estudo de processos de separação e purificação

#### Texto 1

> O tratamento de água e os processos de separação de misturas, 68

#### Texto 2

> O tratamento de esgotos e os processos de separação de misturas, 70

#### Atividade 1

> Purificando a água, 74

#### Texto 3

> Sistemas, fases, misturas e processos de separação, 76  
Sistemas abertos, fechados e isolados, 76  
Componentes e fases de um sistema, sistemas homogêneos e heterogêneos, 78  
Separação dos componentes de misturas homogêneas e de sistemas heterogêneos, 79  
Separando os componentes de um sistema heterogêneo: exemplos de processos mecânicos de separação, 80  
Separando os componentes de uma mistura homogênea: exemplos de processos físicos de separação, 82

#### Na internet, 85

#### Questões de exames, 86

## Capítulo 4

# 90

### Aprendendo sobre o lixo urbano

#### Texto 1

> O que é o lixo urbano?, 92

#### Atividade 1

> Planejando um acampamento selvagem, 94

### Texto 2

- > Mostre-me teu lixo e eu te direi quem és, 95

### Atividade 2

- > Determinando a composição do lixo doméstico, 97  
Parte A – Elaborando critérios para separar materiais encontrados no lixo, 97  
Parte B – Coletando o lixo doméstico seletivamente para determinar sua composição qualitativa e quantitativa aproximada, 98  
Parte C – Discutindo com a classe os dados obtidos e possíveis diferenças na composição dos lixos, 99

### Atividade 3

- > Mudança nos padrões de consumo e de produção de lixo, 100  
Parte A – O lixo também tem história, 100  
Parte B – Praticando o consumo consciente, 101

### Atividade 4

- > Ciclo de vida das embalagens, 102

### Texto 3

- > Produção Mais Limpa (P+L), 104

### Atividade 5

- > Outros tipos de lixo existentes no ambiente urbano, 106

### Atividade 6

- > Destinos finais do lixo, 107

### Atividade 7

- > Como manter uma cidade limpa, 109

### Atividade 8

- > O lixo como fonte de renda, 110

### Na internet, 111

### Questões de exames, 112

## Capítulo 5

# 114

### Um modelo para os estados físicos dos materiais

#### Atividade 1

- > Classificando os materiais em sólidos, líquidos ou gasosos, 116

#### Atividade 2

- > Construindo um modelo para os materiais gasosos, 116  
Parte A – Um modelo para os materiais gasosos, 117  
Parte B – Por que o cheiro se espalha?, 119

### Atividade 3

- > De que tamanho são as partículas?, 120

### Texto 1

- > A construção de um modelo para os materiais a partir do comportamento de gases, 120

### Atividade 4

- > Construindo um modelo para sólidos e líquidos, 123  
Parte A – dilatação de um líquido (álcool ou mercúrio) em um termômetro, 123  
Parte B – Aquecimento da cânfora até a fusão, 124

### Atividade 5

- > Usando o modelo de partículas para explicar a solubilidade, 125  
Observando a dissolução do sulfato de cobre em água, 125

### Texto 2

- > Estados físicos dos materiais e modelo de partículas, 126

### Texto 3

- > Ampliando a classificação dos materiais: colóides, 130

### Texto 4

- > Aplicação do modelo de partículas aos sólidos e líquidos, 133

### Texto 5

- > Pressão, densidade, dissolução e o modelo de partículas, 136  
Dissolução e o modelo de partículas, 137

### Texto 6

- > Como funciona um mostrador de relógio digital?, 140  
Os mostradores de relógios digitais, 142

### Na internet, 148

### Questões de exames, 149

## Capítulo 6

# 150

### Modelos para o átomo e uma introdução à tabela periódica

#### Texto 1

- > A ideia de átomo: da Grécia antiga aos tempos atuais, 152

#### Texto 2

- > A hipótese atômica de Dalton, 154

#### Atividade 1

- > Evidências para a natureza elétrica na constituição dos materiais, 155

#### Texto 3

- > Cargas elétricas nos materiais, 156

### Texto 4

- > Evidências para um novo modelo atômico, 158

### Texto 5

- > O modelo atômico de Thomson, 162

### Texto 6

- > Um modelo para a estrutura do átomo: o modelo de Rutherford, 163

### Texto 7

- > Elementos químicos e a tabela periódica, 168

### Texto 8

- > Os antecedentes do modelo de Bohr, 173

### Texto 9

- > A luz emitida pelas substâncias e a radiação eletromagnética, 175

### Atividade 2

- > O teste da chama, 177

### Texto 10

- > A natureza ondulatória da luz e o espectro eletromagnético, 178

### Texto 11

- > Interação entre radiação e matéria, os espectros atômicos e o modelo de Bohr, 182

### Atividade 3

- > Átomos neutros e íons, 186

### Atividade 4

- > Energia de ionização, níveis de energia e a tabela periódica, 187

### Atividade 5

- > Modelo de Bohr e as variações de energia de ionização e dos raios atômicos ao longo da tabela periódica, 188  
Parte A – Primeira energia de ionização dos vinte primeiros elementos químicos, 188  
Parte B – Raios atômicos dos vinte primeiros elementos químicos (com exceção dos gases nobres), 189

### Texto 12

- > O modelo de Bohr e a explicação das propriedades periódicas, 191  
Como o modelo de Bohr explica a variação dessas propriedades?, 193

### Texto 13

- > O modelo atual – comportamento dual do elétron, incerteza e orbital, 195  
Qual é o significado físico de uma onda associada a uma partícula – o elétron?, 197  
As dificuldades da mecânica quântica, 198

### Texto 14

- > Números quânticos, distribuição eletrônica e a organização da tabela periódica moderna, 199  
Distribuição eletrônica por níveis e subníveis, 201

### Atividade 6

- > A distribuição eletrônica por níveis e subníveis e a tabela periódica moderna, 203

### Texto 15

> Distribuição eletrônica, tabela periódica e elétrons de valência, 206

### Texto 16

> Metais, não metais e gases nobres, 212

### Na internet, 216

### Questões de exames, 217

## Capítulo 7

# 224

### Introdução às transformações químicas

#### Atividade 1

> Como reconhecer uma transformação química?, 226

Parte A – A reação entre ácido clorídrico e zinco, 226

Parte B – A queima de uma fita de magnésio, 227

Parte C – Reação entre soluções de hidróxido de sódio e sulfato de cobre (II), 228

Parte D – Reação entre soluções de ácido clorídrico e hidróxido de sódio, 229

Parte E – Reação entre soluções de ácido clorídrico e hidróxido de sódio na presença de fenolftaleína, 230

#### Atividade 2

> As evidências garantem que ocorreu uma transformação química?, 231  
Evidências de transformação, 231

#### Texto 1

> As evidências e o reconhecimento de reações químicas, 233

#### Atividade 3

> A massa é conservada nas reações químicas?, 235

Parte A – A reação do bicarbonato de sódio com o ácido clorídrico, 236

Reação em sistema aberto, 236

Reação em sistema fechado, 237

Parte B – A reação entre hidróxido de sódio e sulfato de cobre (II), 237

Parte C – A queima de lã de aço, 238

#### Texto 2

> A massa é conservada nas reações químicas?, 239

#### Texto 3

> A representação das reações químicas, 242

Escrevendo equações químicas, 244

#### Atividade 4

> Reversibilidade das reações químicas, 246

Investigando uma reação reversível, 246

### Na internet, 247

### Questões de exames, 248

## Capítulo 8

# 252

### Quantidades nas transformações químicas

#### Atividade 1

> Existe uma relação entre as quantidades de reagentes para formar os produtos de uma reação química?, 254

Parte A – Estabelecendo a relação ideal entre as quantidades de nitrato de chumbo (II) e iodeto de potássio para a formação de iodeto de chumbo (II) (precipitado amarelo), 254

Parte B – Verificando a existência de excesso de reagentes, 256

#### Texto 1

> Contando átomos, moléculas e íons, 258  
A quantidade de matéria – mol, 260

#### Atividade 2

> Contando moléculas, 263

#### Atividade 3

> Relacionando quantidade de matéria e massa dos materiais, 264

Como calcular a massa molar das substâncias, 264

Volume molar dos gases, 265

#### Atividade 4

> Relacionando quantidades em uma reação química, 266

### Na internet, 268

### Questões de exames, 269

## Capítulo 9

# 274

### Ligações químicas, interações intermoleculares e propriedades dos materiais

#### Projeto 1

O uso dos materiais, suas propriedades e os modelos de ligação química, 276

#### Texto 1

> Propriedades dos materiais e tipos de ligações químicas, 277

Que evidências sobre a natureza das ligações químicas podemos obter conhecendo a temperatura de fusão dos materiais?, 278

Que evidências sobre a natureza das ligações químicas podemos obter conhecendo a solubilidade dos materiais?, 279

Que evidências sobre a natureza das ligações químicas podemos obter conhecendo a condutividade elétrica dos materiais?, 280

#### Atividade 1

> Modelos de ligação química e propriedades dos materiais, 281  
Parte A – Propriedades organolépticas das substâncias, 282

Parte B – Temperatura de fusão, 282

Parte C – Condutividade elétrica no estado sólido, 283

Parte D – Solubilidade em água [solvente polar] e aguarrás [solvente apolar], 284

Parte E – Condutividade elétrica em solução aquosa e em solução de aguarrás, 284

Parte F – Síntese dos resultados, 285

#### Texto 2

> Ligações químicas: as ligações covalentes, 286

O que acontece quando dois átomos se ligam? A ligação covalente, 286

A polaridade das ligações covalentes, 288

As interações intermoleculares e as propriedades das substâncias moleculares, 289

As interações de Van der Waals, 290

As ligações de hidrogênio, 292

As propriedades dos sólidos covalentes, 294

#### Texto 3

> Ligações químicas: as ligações iônicas, 295  
Propriedades dos compostos iônicos, 296

#### Texto 4

> Ligações químicas: a ligação metálica, 298

As propriedades das substâncias metálicas, 299

#### Texto 5

> Água = H<sub>2</sub>O?, 301

### Na internet, 304

### Questões de exames, 305

### Tabela periódica, 310

### Valores da primeira energia de ionização, 311

### Respostas, 312

### Sugestões de leitura, 318

### Bibliografia consultada, 318

### Índice remissivo, 319



# Modelos para o átomo e uma introdução à tabela periódica



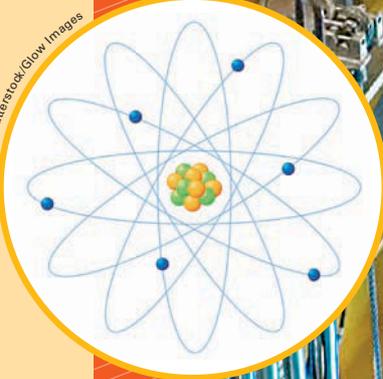
No capítulo 5, construímos o modelo de partículas para explicar as propriedades de sólidos, líquidos e gases. Esse modelo pode ser designado, genericamente, como um modelo atomista.

O modelo de partículas que construímos é limitado e não explica muitas propriedades que os materiais apresentam.

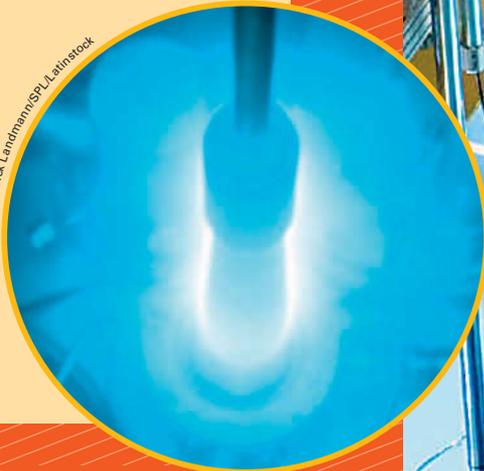
A condutividade elétrica de materiais, como metais e soluções, por exemplo, não pode ser explicada recorrendo-se apenas à ideia de que a matéria seja constituída por partículas e espaços vazios. Serão necessários modelos mais sofisticados para a explicação dessa e de outras propriedades. Nosso modelo, no entanto, revelou-se útil na explicação dos estados físicos dos materiais e também nos ensinou a respeito da própria noção de modelo.

Até agora, não empregamos a palavra átomo porque na ciência moderna esse termo tem um sentido muito preciso. Já a palavra partícula, que estamos empregando, é mais genérica e pode ser aplicada a toda uma classe de corpos submicroscópicos, inclusive aos próprios átomos. Ao continuarmos nosso curso de Química, aprenderemos a empregar esse termo com mais precisão.

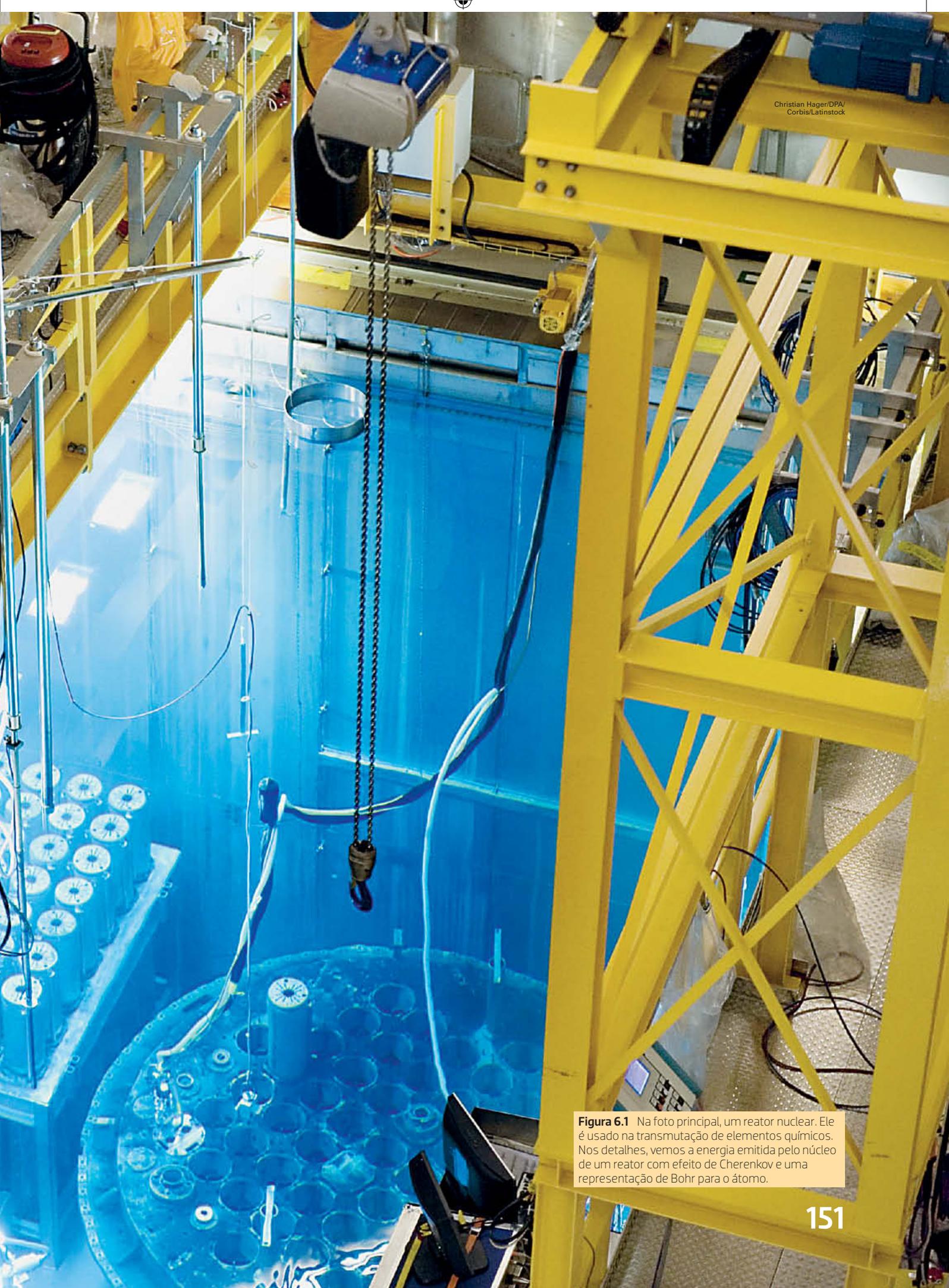
**Alguns fenômenos necessitam de modelos para serem compreendidos. Não devemos enxergar um modelo como uma cópia da realidade. Um modelo é apenas uma representação, uma aproximação do que ocorre na realidade. Ao mesmo tempo, cada modelo é útil na explicação de certas propriedades e transformações que a realidade apresenta. Se algumas transformações ou propriedades não puderem ser explicadas por um modelo, ele deve ser substituído ou modificado. Isso não impede que ele continue sendo usado nas situações mais simples.**



Matthew Cole/Shutterstock.com; Glow Images



Patrick Lapudman/SPL; La animatork



**Figura 6.1** Na foto principal, um reator nuclear. Ele é usado na transmutação de elementos químicos. Nos detalhes, vemos a energia emitida pelo núcleo de um reator com efeito de Cherenkov e uma representação de Bohr para o átomo.

# texto 1

## A ideia de átomo: da Grécia antiga aos tempos atuais

A ideia da existência de átomos remonta à Grécia antiga, onde Leucipo (480?-430? a.C.), Demócrito (460?-370? a.C.) e Epicuro (341?-270? a.C.) argumentavam que a matéria seria constituída por átomos (palavra que significa, em grego, indivisível) e espaços vazios. Essa ideia, entretanto, não prevaleceu e ficou, de certa forma, marginalizada durante 2 mil anos.

A concepção filosófica que prevaleceu até o século XVI foi proposta por Aristóteles (384-322 a.C.). Para esse filósofo grego, a matéria seria contínua. Assim, Aristóteles não supunha a existência de átomos e espaços vazios entre eles (o que não significa dizer que ele admitia que a matéria era indivisível). Na sua concepção de matéria, haveria um limite para essa divisibilidade, o que o levava a pensar na existência de partículas. Essa teoria das menores partículas – ou mínimos naturais, como eram chamadas por Aristóteles – não pode ser confundida com o atomismo de Leucipo, Demócrito e Epicuro. Para Aristóteles, as menores partículas seriam grãos de matéria, que exibiriam todas as suas propriedades – poderiam se dilatar, fundir-se, etc.

Como tivemos oportunidade de discutir, as partículas do ar não se dilatam quando aquecidas. A dilatação observada é consequência do aumento da separação média entre as partículas que compõem o material. Portanto, em um modelo atomista, nem todas as propriedades dos materiais podem ser atribuídas às partículas, como queria Aristóteles.

Apesar de suas ideias terem sido marginalizadas por longo tempo, Leucipo, Demócrito e Epicuro estavam mais próximos da concepção que acabou prevalecendo na ciência moderna – a de que a matéria é constituída por átomos e espaços vazios.

A partir do Renascimento, no século XVI, o atomismo foi retomado por uma corrente de pensamento que teria grande sucesso na Física: o mecanicismo, segundo o qual o mundo funcionava como uma grande máquina, precisa e exata. Gassendi (1592-1655) e Mer-senne (1588-1648), filósofos que influenciaram Galileu, foram os primeiros a retomar a hipótese de que a matéria seria constituída por partículas (os átomos). Gerações posteriores de físicos e filósofos importantes como Galileu (1564-1642), Newton (1643-1727) e Boyle (1627-1691) usaram essa hipótese atomista na explicação de propriedades dos materiais.



**Figura 6.2**  
Demócrito e Epicuro eram atomistas: acreditavam que a matéria seria constituída por átomos e espaços vazios.



**Figura 6.3**  
Aristóteles não era atomista: acreditava que as menores partículas da matéria seriam grãos de matéria.

Em 1803, John Dalton (1766-1844) retomou a hipótese atômica para explicar o comportamento dos diversos gases da atmosfera e das misturas gasosas. Assim como Leucipo, Demócrito e Epicuro, Dalton acreditava que a matéria seria constituída por átomos indivisíveis e espaços vazios.

Durante todo o século XIX, no entanto, a hipótese atômica enfrentou adversários ferrenhos, tanto na Química como na Física. A falta de evidências experimentais para sua existência tornava os átomos suspeitos, numa atmosfera impregnada pela crença na verdade dos fatos e pela desconfiança em relação a hipóteses teóricas. O atomismo, porém, se revelou um caminho frutífero na Química e na Física, e ao final do século XIX toda a comunidade científica rendia-se à hipótese atômica, já bem diferente da proposta originalmente por Dalton.

A ciência do século XX tornou a realidade atômica observável. Várias tecnologias foram desenvolvidas para possibilitar essa observação. Métodos como a difração de raios X permitem determinar a posição e a distância entre as partículas num arranjo cristalino.

Apenas na década de 1980 foi desenvolvida uma tecnologia que permite “ver” os átomos de um material. A microscopia de tunelamento fornece imagens de átomos isolados e planos inteiros de átomos na superfície de um material.

Existem ainda vários aparelhos, designados pelo nome genérico de espectrômetros, que dão acesso a diferentes níveis da realidade atômica. Essa realidade, no entanto, não se apresenta simples e precisa como os mecanicistas acreditavam. O átomo não é uma esfera, como pensavam, mas uma entidade que tem um padrão de comportamento difuso e gera muitas controvérsias sobre sua própria natureza.

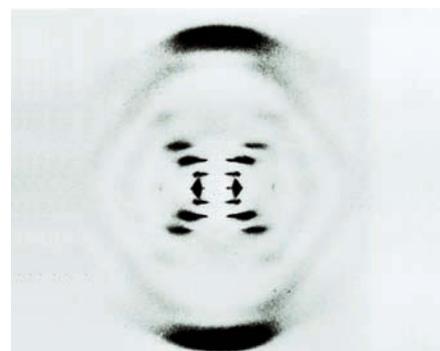
Essas são algumas das razões pelas quais procuramos dar à noção de modelo um caráter limitado e bem definido.



Reprodução/Arquivo da editora

**Figura 6.4**

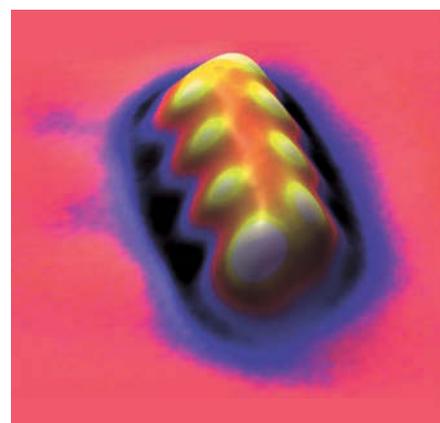
Em 1803, Dalton retomou a hipótese atômica.



SPL/Latinstock

**Figura 6.5**

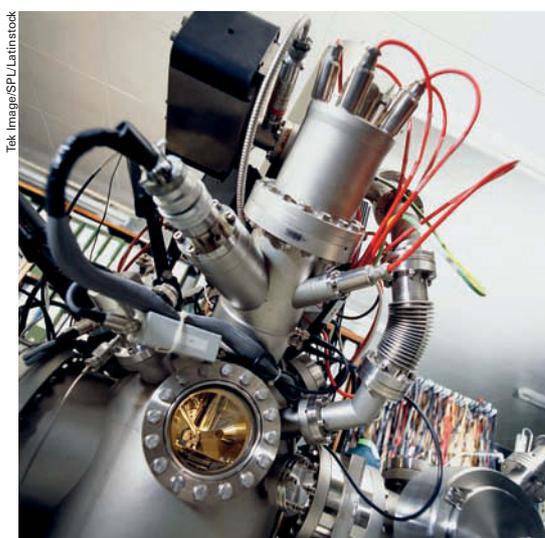
Com a difração de raios X, podem-se determinar a posição e a distância entre partículas num arranjo cristalino. Nesta imagem aparece a difração de raios X da molécula de DNA feita em 1953, a qual ajudou Watson e Crick a propor o primeiro modelo da estrutura do DNA.



Hopkinson, Lutz e Eigler/Galeria de Imagens STM

**Figura 6.6**

Imagem, obtida por um microscópio de tunelamento, de uma molécula composta por 8 átomos de Césio (Cs) e 8 átomos de Iodo (I), depositada sobre a rede cristalina do Cobre (Cu).



Tek Image/SPL/Latinstock

**Figura 6.7**

Os aparelhos chamados espectrômetros possibilitam acesso ao mundo dos átomos.

6



# texto 2

## A hipótese atômica de Dalton

A hipótese atômica de Dalton foi retomada em 1803 para explicar o comportamento dos diversos gases da atmosfera e das misturas gasosas. Dalton era um atomista e acreditava que a matéria seria constituída por átomos indivisíveis e espaços vazios. E mais: os diferentes elementos químicos seriam constituídos por átomos diferentes e cada tipo de átomo seria caracterizado por um **peso atômico**. Essa ideia foi essencial para o desenvolvimento do atomismo, pois criou uma entidade a ser procurada pelos adeptos desse programa de pesquisa. Assim, quem acreditasse em átomos teria que procurar pelos seus pesos atômicos e foi o que fizeram muitos cientistas que na época aderiram ao atomismo, como Berzelius (1779-1848).

Dalton usou a hipótese atômica na explicação das leis ponderais da Química, então recentemente formuladas por Lavoisier (1743-1794) e Proust (1754-1826). Essas leis serão estudadas nos capítulos seguintes.

A hipótese atômica de Dalton foi alvo de muitas polêmicas, tendo adeptos fervorosos e opositores ferrenhos. Os cientistas que aceitavam reconheciam seu valor para explicar um grande número de fatos e para raciocinar em termos de fórmulas e pesos das substâncias, algo reconhecido mesmo por alguns de seus opositores, que no entanto duvidavam da existência dos átomos. A oposição à hipótese atômica naquele período não estava relacionada apenas à interpretação dos fatos ou à ausência de evidências para a existência de átomos, mas envolvia aspectos ligados à natureza do conhecimento científico e aos métodos utilizados pelos cientistas da época. No decorrer daquele século, a Química foi adquirindo uma identidade que a distinguia de outros campos experimentais, em parte por influência da hipótese atômica de Dalton.



Figura 6.8  
Jöns Jacob Berzelius.

### Principais ideias de Dalton sobre os átomos

- Os átomos são esféricos, maciços e indivisíveis.
- Átomos de um mesmo elemento químico (ainda que esta ideia não fosse formulada como tal) têm o mesmo peso atômico.
- Átomos combinam-se em proporções fixas e definidas, normalmente em números pequenos, por exemplo: 1:1; 2:1; 3:2, etc.

# atividade 1

## Evidências para a natureza elétrica na constituição dos materiais

Até agora, consideramos que a matéria é constituída por átomos que se movimentam no vázio. Consideramos também o átomo como uma partícula homogênea, sem nos preocuparmos em discutir se poderia, ele próprio, ser constituído por outras partículas. Esse modelo foi útil para explicar diversas propriedades de sólidos, líquidos e gases, como a compressão e a dilatação. Ele é insuficiente, no entanto, para explicar algumas propriedades dos materiais, como o fato de alguns deles conduzirem eletricidade.

Nesta atividade vamos estudar alguns outros fenômenos que evidenciam a natureza elétrica dos materiais e propor um modelo para a estrutura do átomo que explique esses fenômenos.

### Material

Folha de papel, régua de plástico, papel toalha, canudinho de refresco, suporte com garra, linha, pente e bastão de vidro.

### O que fazer

- A1** Peguem a folha de papel e recortem-na em pedaços bem pequenos. Aproximem a régua de plástico dos pedaços de papel, sem tocá-los. Observem e registrem o que ocorreu.
- A2** Atritem a régua com o papel toalha e aproximem-no do papel picado, sem tocá-lo. Observem e registrem o que ocorreu.
- A3** Amarrem o canudinho de refresco com a linha e prendam-no ao suporte com a garra, de modo que o canudinho possa girar livremente. Atritem o canudinho com o papel toalha. Atritem um bastão de vidro contra um pedaço de papel toalha e aproximem-no da extremidade do canudinho que foi atritada. Observem e registrem o que ocorreu.
- A4** Repitam esse procedimento usando um pente que vocês tenham acabado de passar num cabelo limpo no lugar do bastão de vidro. Observem e registrem o que ocorreu.



**Figura 6.9**  
A condutividade elétrica dos materiais não pode ser explicada por nosso modelo de partículas.



**Figura 6.10**  
Materiais necessários para a atividade.

## Questões para discussão

- Q1. Em quais experimentos vocês constataram que houve atração entre os materiais?
- Q2. Em quais experimentos vocês constataram que houve repulsão entre os materiais?
- Q3. Por que é necessário atritar o material (por exemplo, o pente com o cabelo ou o bastão de vidro com o papel toalha) para que esse fenômeno de repulsão e de atração apareça?
- Q4. O que esses fenômenos sugerem em relação à constituição da matéria?
- Q5. Considerando que os materiais sejam constituídos por dois tipos de partículas com cargas elétricas opostas – positiva e negativa –, desenhem como as cargas se distribuem:
  - a) no canudinho e no bastão de vidro antes de eles terem sido atritados com o papel toalha no experimento do item A3.
  - b) no canudinho e no bastão de vidro depois de terem sido atritados com o papel.
  - c) no canudinho e no pente no experimento do item A4, depois de terem sido atritados.
- Q6. Proponham um modelo para o átomo que seja coerente com as observações e hipóteses discutidas nesta atividade.

# texto 3

## Cargas elétricas nos materiais

Na Atividade 1 vocês realizaram uma experiência de atritar objetos de materiais diferentes e observaram que, após o atrito, eles passam a atrair ou repelir uns aos outros. Esse comportamento é uma evidência importante para discutirmos a existência de cargas elétricas na matéria.

Ao atritar dois objetos de substâncias diferentes, inicialmente neutros, ou seja, com quantidade de elétrons igual à de prótons, haverá a transferência de cargas negativas, os elétrons, de um para o outro. Dessa forma, um cede elétrons, ficando eletrizado positivamente, e o outro recebe elétrons, ficando eletrizado negativamente.

A eletrização por atrito é mais intensa entre objetos feitos de materiais isolantes do que entre condutores. Nos materiais isolantes, as cargas elétricas em excesso permanecem na região atritada. Nos materiais condutores há a tendência de a carga se espalhar por todo o material e parte dela ser perdida para o ambiente.

Para saber o que se eletriza positivamente ou negativamente, normalmente se recorre a uma lista de materiais, conhecida como **série triboelétrica**, que dispõe os materiais na seguinte ordem: daqueles que durante a eletrização por atrito ficam positivos até os que ficam negativos. Isso significa que se atritarmos um material da parte superior da série, por exemplo a pele humana seca, com uma camisa de fibra sintética, a pele humana ficará eletrizada positivamente e a fibra sintética ficará eletrizada negativamente. Quanto mais distantes estiverem uns dos outros na lista, mais intenso será o efeito.

Veja a série triboelétrica ao lado.

Materiais		
+	pele humana seca	-
	couro	
	pele de coelho	
	vidro	
	cabelo humano	
	fibra sintética	
	lã	
	chumbo	
	pele de gato	
	seda	
	alumínio	
	papel	
	algodão	
	aço	
	madeira	
âmbar		
borracha dura		
níquel e cobre		
latão e prata		
ouro e platina		
poliéster		
filme PVC		
poliuretano		
polietileno (fita adesiva)		
polipropileno		
vinil (PVC)		
silicone		
teflon		

Quadro 6.1  
Série triboelétrica.

## Questão

07. Usando a série triboelétrica do Texto 3, relacione, aos pares, todos os materiais que foram atritados na Atividade 1 e diga qual é a carga elétrica em cada um.

## A eletrização em nosso dia a dia

Num dia seco, seu corpo pode ficar eletrizado e você tomar um pequeno “choque” elétrico ao tocar alguns objetos se estiver usando roupas de poliéster. Isso ocorre por causa do atrito das roupas de poliéster com a pele seca. Nesse caso, as roupas adquirem carga negativa (-) e a pele, carga positiva (+).

Se sua pele é muito seca, é aconselhável que você não use roupas de poliéster, mas de algodão. O algodão, por estar na região central da série triboelétrica, é um material que não conseguirá arrancar elétrons de sua pele. Pessoas de pele úmida raramente tomam “choques” ao tocarem objetos.

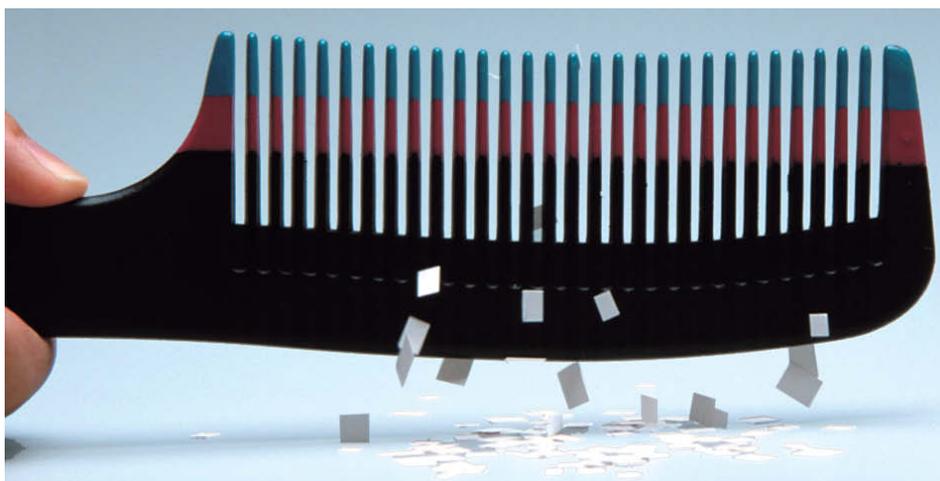
Fenômeno semelhante ocorre com nosso cabelo quando está seco e é atritado com pentes feitos de plástico duro. Nesse caso, o cabelo adquire carga elétrica positiva (1). Como cargas de mesmo sinal se repelem, os fios de cabelo secos, todos positivos, repelem-se e o cabelo fica todo eriçado.

Já o pente fica com excesso de cargas negativas e, assim, atrairá objetos com carga elétrica positiva, como o cabelo. Também atrairá materiais sem carga elétrica alguma, como pequenos pedaços de papel.

# texto 4

## Evidências para um novo modelo atômico

Na Atividade 1, foram realizados experimentos que evidenciaram a natureza elétrica da matéria. Isso permite a construção de um modelo para o átomo como uma partícula constituída por cargas positivas e negativas.



Gilberto do Vale Rodrigues/Arquivo da editora

**Figura 6.11**  
Vocês observaram na Atividade 1 que o material do pente atraiu os pedaços de papel.

Ao longo do século XIX, vários cientistas começaram a investigar fenômenos relacionados à eletricidade e à emissão de luz pela matéria em determinadas condições. O fascínio que fenômenos elétricos e luminosos exerciam sobre os cientistas na época era enorme.

No final do século XIX, mais precisamente entre 1895 e 1900, várias descobertas relacionadas ao estudo desses fenômenos ajudaram a desvendar a estrutura do átomo. Na época, a Química já havia desenvolvido conhecimentos sobre a estrutura molecular da matéria com base na hipótese atômica. O interesse pela luz e pela eletricidade levaria os físicos da época à comprovação da existência do átomo, que até então era apenas uma ideia sem consenso, mesmo no âmbito da Química.

O interesse por descargas elétricas em tubos com ar à baixa pressão remonta aos experimentos de Faraday (1791-1867), em 1833. Essas descargas foram chamadas por E. Goldstein (1850-1930), em 1876, de raios catódicos. Assim, os tubos de raios catódicos, também conhecidos como ampolas de Crookes, começaram a fazer parte da paisagem dos laboratórios científicos da época.



DK Limited/Corbis/Latinstock

**Figura 6.12**  
A ampola de Crookes.

Esses raios eram produzidos no catodo de um tubo com ar à baixa pressão, atingiam a parede do tubo no lado oposto, produzindo incandescência, viajavam em linha reta e eram desviados por um ímã. Conhecer essas características não impediu a grande polêmica sobre a natureza dos raios catódicos: seriam ondas ou partículas? Em 1895, Jean Perrin (1870-1942) demonstrou que esses raios eram partículas com carga elétrica negativa. Em 1897, J. J. Thomson (1856-1940) comprovou a natureza corpuscular dos raios catódicos, isto é, o fato de serem partículas. Ele mediu não só a velocidade das partículas, mas também a relação entre sua carga e sua massa. Ao mesmo tempo, demonstrou que essas partículas eram as mesmas, qualquer que fosse a composição do catodo, do anticatodo ou dos gases que estivessem dentro do tubo. Isso mostrava que os raios catódicos eram, na verdade, um componente universal de toda a matéria. O nome **elétron**, que havia sido sugerido por G. J. Stoney (1826-1911) em 1894 para designar os raios catódicos, acabou por ser adotado.

## A descoberta dos raios X

Na noite de 8 de novembro de 1895, Wilhelm C. Röntgen (1845-1923) estava trabalhando com uma válvula de Hittorf que tinha coberto totalmente com uma cartolina negra. A sala estava inteiramente às escuras. A certa distância da válvula havia uma folha de papel, usada como tela, tratada com platinocianeto de bário. Para seu espanto, Röntgen viu-a brilhar, emitindo luz. Alguma coisa devia ter atingido a tela para que ela reagisse dessa forma. A válvula de Röntgen, entretanto, estava coberta por uma cartolina negra e nenhuma luz ou nenhum raio catódico poderia ter escapado dali. Surpreso e perplexo com o fenômeno, Röntgen decidiu pesquisá-lo mais a fundo. Virou a tela, de modo que o lado sem platinocianeto de bário ficasse voltado para a válvula; mesmo assim, a tela continuava a brilhar. Ele então afastou a tela para mais longe da válvula e o brilho persistiu. Depois, colocou diversos objetos entre a válvula e a tela e todos pareceram transparentes. Quando sua mão escorregou em frente à válvula, ele viu os ossos na tela. Descobriu “um novo tipo de raio”, conforme ele mesmo explicou em sua primeira publicação sobre o assunto.

SEGRÈ, E. *Dos raios X aos quarks*. Brasília: Editora da UnB, 1980. p. 20-1.

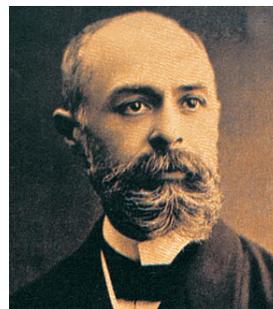


**Figura 6.13**  
Imagem da mão da esposa de Röntgen, feita por ele logo após sua descoberta dos raios X, em 1895.

SPL/Latinstock

6

A descoberta dos raios X despertou grande interesse na época e logo chegou ao conhecimento de Henri Becquerel (1852-1908), físico francês da terceira geração de uma família de cientistas. O interesse pela luz e pelos fenômenos de fosforescência e fluorescência estava arraigado na família Becquerel. Ao ouvir falar da descoberta dos raios X, ele imaginou que todos esses fenômenos poderiam estar relacionados entre si. No início de 1896, Becquerel retomou suas experiências usando um sal de urânio – que, como muitas substâncias radioativas, é fosforescente – que já havia estudado com o pai. Em 24 de fevereiro, ele relatou os resultados à Academia Francesa de Ciências.



Reprodução/Arquivo da editora

**Figura 6.14**  
Becquerel contribuiu de forma importante para a descoberta da radioatividade, mostrando que a atividade radioativa do urânio penetra papéis opacos à luz para deixar sua imagem numa chapa fotográfica.

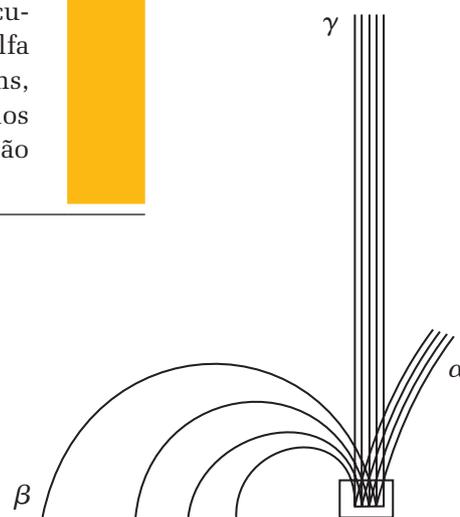
## A descoberta da radioatividade

Cobri uma [...] chapa fotográfica [...] com duas folhas de papel negro grosso, tão grosso que a chapa não ficou manchada ao ser exposta ao Sol durante um dia inteiro. Coloquei sobre o papel uma camada da substância fosforescente e expus tudo ao Sol por várias horas. Quando revelei a chapa fotográfica, percebi a silhueta da substância fosforescente em negro sobre o negativo [...] A mesma experiência pode ser feita com uma lâmina de vidro fina colocada entre a substância fosforescente e o papel, o que exclui a possibilidade de uma ação química resultante de vapores que poderiam emanar da substância quando aquecida pelos raios solares. Portanto podemos concluir dessas experiências que a substância fosforescente em questão emite radiações que penetram no papel que é opaco à luz [...].

BECQUEREL, H. Comptes rendus de l'Académie des Sciences, Paris, 122, 420, 1896.  
In: SEGRÊ, E. *Dos raios X aos quarks*. Brasília: Editora da UnB, 1980. p. 29.

Ao repetir as experiências anteriores, Becquerel deparou com um problema que lhe revelaria algo ainda mais interessante. Como o Sol não apareceu em Paris por alguns dias, ele colocou as amostras de urânio sobre as chapas fotográficas envoltas em papel opaco à luz, dentro de uma gaveta escura. Quando revelou as chapas fotográficas, no lugar de imagens muito deficientes, como esperava, encontrou silhuetas muito nítidas do sal de urânio. Imediatamente, deu-se conta de que havia descoberto algo muito importante: o sal de urânio emitia raios capazes de penetrar no papel negro, tivesse ou não sido exposto previamente à luz do sol. Estava descoberta a radioatividade. Ao contrário dos raios X, os “raios de Becquerel” não causaram grande furor na época. O desenvolvimento das pesquisas em radioatividade, por Marie (1867-1934) e Pierre Curie (1859-1906) e por Rutherford (1871-1937) e Soddy (1877-1956), acabaram, no entanto, levando à descoberta de que os átomos radioativos eram instáveis e se desintegravam emitindo radiações que foram nomeadas por Rutherford como alfa, beta e gama. Essas emissões se revelariam uma poderosa “sonda” para o estudo da estrutura do átomo.

Os três tipos de raios – alfa, beta e gama – distinguem-se por suas trajetórias em um campo magnético perpendicular à direção do movimento das partículas. Os raios alfa são carregados positivamente. Os raios beta são elétrons, muito mais leves e carregados negativamente. Os raios gama são análogos aos raios X. Como são neutros, não são desviados pelo campo magnético.



**Figura 6.15**  
Comportamento dos raios alfa ( $\alpha$ ), beta ( $\beta$ ) e gama ( $\gamma$ ) num campo magnético.

## O casal Curie e a descoberta do polônio e do rádio

Marie Curie, nome que passou a adotar depois de desposar o físico francês Pierre Curie, era polonesa, de nome de solteira Maria Sklodowska. Na impossibilidade de frequentar a Universidade de Varsóvia, por ser mulher, ela mudou-se para Paris em 1891, onde começou a estudar Ciências Físicas na Universidade de Sorbonne. Ela licenciou-se em 1893 em Ciências Físicas e um ano mais tarde em Matemática. Em 1895, casou-se com Pierre Curie. Nesse mesmo ano Pierre tornou-se doutor em Ciências Físicas, defendendo tese sobre as propriedades magnéticas de corpos a diferentes temperaturas, pressões e intensidade de campos magnéticos. Em setembro de 1897 nasceu Irene, a primeira filha do casal e em dezembro desse mesmo ano Marie começou a trabalhar na sua tese sobre os “raios de Becquerel”. Em 1898, Pierre abandonou seu trabalho pessoal com cristais para ajudar sua mulher. Durante dois anos o casal foi trabalhar em um hangar abandonado da Escola de Física e Química, processando toneladas de pechblenda para obter o material radioativo que procurava. Apesar das condições de trabalho adversas, o casal trabalhou com afinco no projeto:

“Nós estávamos, nesta época, inteiramente absorvidos pelo novo domínio que tínhamos pela frente, graças a uma descoberta um tanto inesperada. Nos sentíamos muito felizes, apesar de nossas condições de trabalho. Nosso dia se esvaía no laboratório, e muitas vezes acontecia de almoçarmos ali mesmo. No nosso hangar tão pobre reinava uma grande tranquilidade [...] Nós vivíamos com uma preocupação única, como num sonho.” (CURIE, Marie, 1923).

Em 18 de julho de 1898, Pierre e Marie anunciaram a descoberta de um novo elemento radioativo, o polônio. Em 26 de dezembro, em colaboração com Gustave Bémont (1857-1932), eles anunciaram a descoberta de outro elemento radioativo, o rádio. Em 25 de junho de 1903, Marie defendeu sua tese sobre as pesquisas realizadas com substâncias radioativas diferentes do urânio e do tório. Em 10 de dezembro desse mesmo ano, Pierre e Marie Curie, associados a Henri Becquerel, receberam o prêmio Nobel de Física pela descoberta da radioatividade natural. Ela se tornou a primeira mulher a receber tal honraria.

Em outubro de 1904 Pierre Curie foi nomeado professor de Física da Sorbonne e em dezembro desse mesmo ano nasceu a segunda filha do casal, Eva. Em 1906, Pierre Curie morreu atropelado por uma carruagem. Nesse mesmo ano Marie Curie tornou-se a primeira mulher a ensinar na Sorbonne. Em 1911 ela recebeu seu segundo prêmio Nobel, agora de Química, por haver isolado o rádio metálico e determinado sua massa atômica.

De 1914 a 1918, Marie Curie, com sua filha Irene, se encarregou de equipar viaturas radiológicas, chamadas de “as pequenas Curies”, e de formar seu pessoal para atuar no *front* da Primeira Guerra Mundial. Ela se envolveu por completo com o esforço de guerra de sua pátria de adoção, ajudando em diversas frentes e equipando mais de duzentas salas de radiologia, nas quais foram atendidos mais de um milhão de feridos.

Depois da guerra, ela finalmente pôde assumir o posto de Diretora do Laboratório de Física e Química do Instituto do Rádio, posto para o qual havia sido nomeada em 1914 e do qual manteve-se à frente até sua morte, em 1934. Durante esses anos ela percorreu vários países do mundo, inclusive o Brasil, que visitou em 1928. Sua morte foi causada por leucemia, contraída nos heroicos anos de pesquisa com as substâncias radioativas.



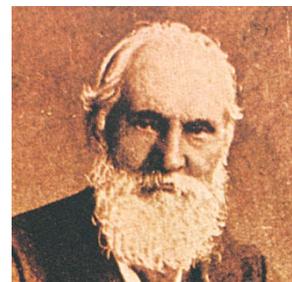
**Figura 6.16**  
Litografia de uma caricatura do casal Marie e Pierre Curie, que desenvolveu pesquisas sobre a radioatividade.

# texto 5

## O modelo atômico de Thomson

Depois da descoberta dos elétrons, como partícula universal pertencente a todos os átomos, e da descoberta da radioatividade, a ideia de Dalton de que o átomo seria indivisível caiu por terra. Um dos primeiros a pensar num átomo constituído por elétrons e cargas positivas foi Lord Kelvin (1824-1907). Em 1903, J. J. Thomson recuperou o modelo proposto por Lord Kelvin, em que as partículas com carga negativa, denominadas elétrons, se encontravam incrustadas numa esfera de carga positiva.

Thomson propôs, como imagem para seu modelo, um pudim de passas, sobremesa típica do Natal inglês, à época. Preferimos aqui utilizar a imagem do panetone. Nessa analogia, a massa do panetone corresponderia àquilo que Thomson descreveu como a esfera contendo a carga positiva uniformemente distribuída. As passas seriam os elétrons incrustados nessa esfera.



Reprodução/Arquivo da editora

**Figura 6.17**  
Lord Kelvin.



SueWilson/Alamy/Other Images

**Figura 6.18**  
Na analogia ao modelo de Thomson, a massa do panetone corresponderia à esfera com carga positiva uniformemente distribuída, enquanto as passas seriam os elétrons.

### Principais características do modelo de Thomson

- Os átomos são esféricos e o volume total do átomo é igual ao volume da esfera.
- A carga positiva está uniformemente distribuída na esfera.
- Os elétrons se movem nessa esfera sob o efeito de forças eletrostáticas.

## EXERCÍCIOS

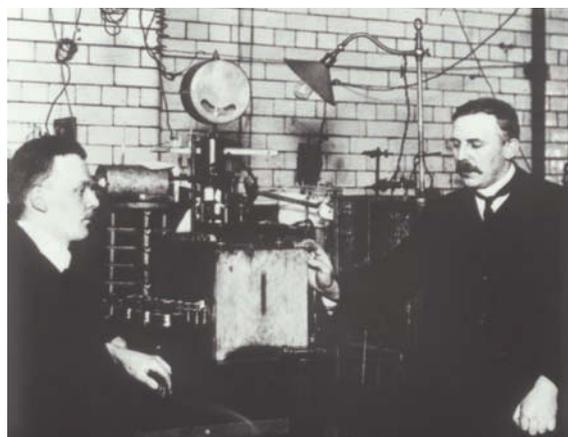
- E1. A ideia de átomo remonta à Grécia antiga. Duas linhas diferentes de pensamento existiam. Uma delas associada ao filósofo Aristóteles, e outra associada aos filósofos Leucipo, Demócrito e Epicuro. Explícite essas duas linhas de pensamento.
- E2. Descreva o modelo atômico proposto por Thomson.
- E3. Qual a diferença entre raios X e radioatividade?
- E4. Como foram descobertos os raios X?
- E5. Explique como foi descoberta a radioatividade.
- E6. O que são partículas alfa?
- E7. Em 1987, catadores encontraram, na cidade de Goiânia, uma cápsula dentro de um cilindro de metal de um aparelho hospitalar usado em tratamentos de radioterapia. Descobrendo o sinal que indicava a presença de material radioativo, eles abriram o cilindro e a cápsula. O dono do ferro-velho que comprou as peças, fascinado pela fosforescência do material encontrado – céσιο 137 –, espalhou esse material entre vizinhos e amigos, provocando um desastre radioativo de graves consequências. Com base nas informações do Texto 4 e em outras informações que você deverá pesquisar, responda:
  - a) Que sinal indica presença de material radioativo?
  - b) Se você encontrasse esse sinal em um dispositivo qualquer abandonado num ferro-velho, que providências deveria tomar?
  - c) Supondo que você encontrasse um material sem nenhuma indicação de que fosse radioativo, que características desse material evidenciariam a sua radioatividade? Que providências você deveria tomar nesse caso?

Não  
escreva  
no livro.

# texto 6

## Um modelo para a estrutura do átomo: o modelo de Rutherford

A partir de 1909, Geiger (1882-1945) e Marsden (1889-1970), dois estudantes que trabalhavam sob a orientação de Rutherford, começaram a realizar experimentos em que um feixe de partículas alfa, com massa relativamente grande e com carga positiva, interagia com uma lâmina muito fina de metal – geralmente ouro. A trajetória das partículas, depois da interação com o metal, era observada por meio da cintilação produzida pela partícula alfa num anteparo fluorescente de sulfeto de zinco.



**Figura 6.19**  
Geiger e Rutherford, trabalhando com os instrumentos para detecção e contagem das partículas alfa ( $\alpha$ ), em seu laboratório na Universidade de Manchester, em 1908.

Prof. Peter Fowler/SPL/Latinstock

6



O modelo atômico aceito na época era o de Thomson, em que as partículas com carga negativa, denominadas elétrons, se encontravam incrustadas numa esfera de carga positiva, como passas num panetone. Nesse modelo a carga positiva encontrava-se uniformemente distribuída pela esfera.

Com base nos conhecimentos já disponíveis sobre a força de interação coulombiana (força elétrica) que ocorre entre partículas carregadas, era possível calcular sob quais ângulos as partículas alfa seriam desviadas ao atravessar a folha de ouro, de acordo com o previsto pelo modelo de Thomson.

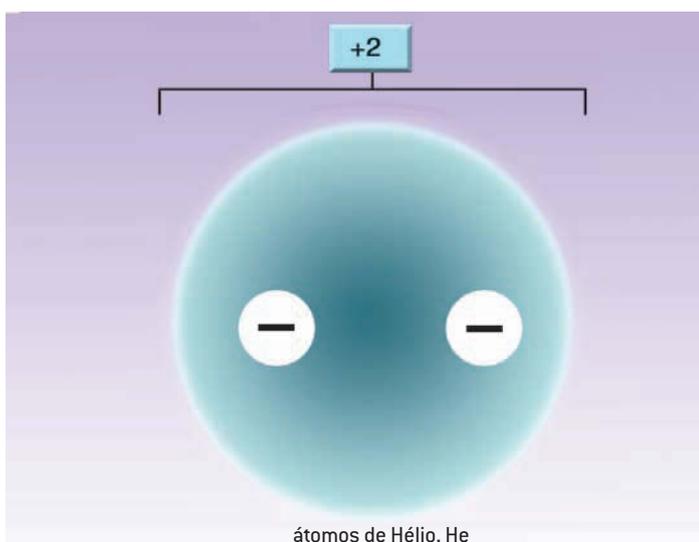
A força coulombiana expressa a interação que ocorre entre partículas carregadas. É diretamente proporcional às cargas das partículas que interagem ( $q_1$  e  $q_2$ ) e inversamente proporcional ao quadrado da distância entre elas ( $r^2$ ), e seu módulo pode ser expresso pela relação:

$$F = k \frac{q^1 \cdot q^2}{r^2}, \text{ em que } k = 9 \cdot 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2}$$

Para cargas de sinais opostos, essa força é atrativa; para cargas de mesmo sinal, é repulsiva. O fato de ser inversamente proporcional ao quadrado da distância entre as partículas indica que a repulsão ou a atração serão tanto mais fortes quanto mais próximas estiverem as partículas.

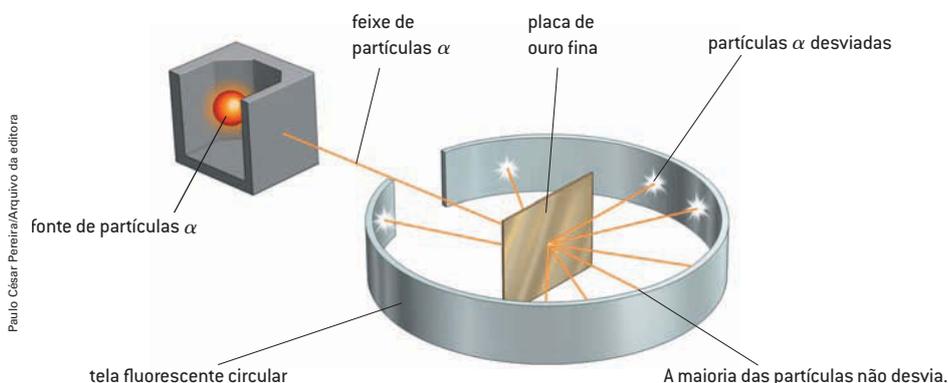
No modelo de Thomson, a carga positiva estava uniformemente distribuída pelo átomo. Uma das consequências desse modelo era que a interação coulombiana entre as partículas alfa e o átomo não seria muito forte; afinal, estando a carga positiva distribuída por todo o átomo, seu valor, em qualquer região do átomo com a qual a partícula alfa interagisse, era muito pequeno. O fato de a interação ser fraca significava que as partículas alfa não sofreriam desvios significativos ou seriam desviadas em ângulos muito pequenos.

Geiger e Marsden haviam calculado teoricamente esses ângulos e encontrado o valor máximo de  $0,01^\circ$  (grau). Presumia-se que uma lâmina muito fina de ouro fosse constituída de aproximadamente trezentos planos atômicos, ou seja, planos de átomos enfileirados. Se a partícula alfa interagisse efetivamente com um átomo em cada plano e essas interações fossem todas no sentido de desviar a partícula numa única direção, seria obtido o ângulo máximo de  $3^\circ$  para o desvio de uma partícula.



**Figura 6.20**  
Representação do átomo de hélio segundo o modelo de Thomson.

Surpreendentemente, o resultado observado, como consequência da interação com as lâminas de ouro, indicava que pelo menos uma porcentagem muito pequena de partículas alfa sofria desvios sob ângulos muito grandes, algumas chegando até a voltar.



**Figura 6.21**  
O esquema da experiência de Geiger e Marsden. Um feixe de partículas alfa atinge a folha de ouro, sendo detectado o desvio de sua trajetória no anteparo fluorescente.

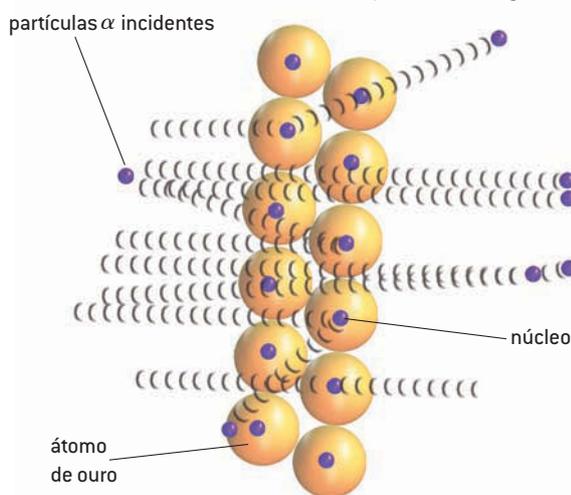
No esquema representado na figura 6.21, podemos identificar uma fonte de radiação que emite partículas alfa. O feixe de partículas é dirigido a uma lâmina de ouro muito fina. O ouro, bastante maleável, pode ser transformado numa lâmina de espessura muito pequena. Era possível contar o número de partículas que exibiam cada tipo de comportamento depois de atravessar a lâmina de ouro, pois o aparato estava envolto por um anteparo constituído por um papel banhado em solução de sulfeto de zinco, que cintila ao ser atingido por uma partícula alfa. Os pesquisadores procuraram detectar as partículas alfa que atravessavam a lâmina, confirmando que a maioria das partículas alfa detectadas atravessava a lâmina sem sofrer desvios significativos.

Como já dissemos, porém, os pesquisadores começaram a perceber que um número muito pequeno de partículas sofria desvios significativos, e algumas eram totalmente refletidas.

Para explicar esse resultado inesperado, Rutherford idealizou um modelo para o átomo, análogo ao modelo do sistema planetário. Nele, o átomo é constituído por duas regiões diferentes: núcleo e eletrosfera.

No núcleo estariam concentradas praticamente toda a massa e a carga positiva do átomo, o que explicaria o fato de algumas partículas alfa – também com carga positiva – serem refletidas; afinal, só as partículas que interagissem diretamente com o núcleo sofreriam repulsão.

Rutherford suspeitou da existência dos nêutrons muito antes de eles serem detectados experimentalmente. Ele imaginou que deveria haver uma outra partícula com a mesma massa do próton, porém sem carga elétrica. Rutherford foi levado a essa conclusão porque o resultado da soma das massas dos prótons era muito menor do que a massa total do átomo.



**Figura 6.22**  
Ilustração do modelo atômico que explica os resultados da experiência de Geiger e Marsden.

A contagem das partículas permitiu observar que o número das partículas que sofriam grandes desvios ao interagir com a lâmina de ouro era muito pequeno. Cálculos teóricos permitiram estabelecer a relação entre o número de partículas refletidas e o número total emitido, chegando-se à conclusão de que o volume do núcleo era **muito menor** que o volume total do átomo.

Para que possamos imaginar a diferença de tamanho entre o núcleo atômico e o átomo, fazemos a seguinte comparação: o núcleo atômico, quando comparado ao átomo, é como uma pulga no centro de um estádio de futebol, como o Maracanã.

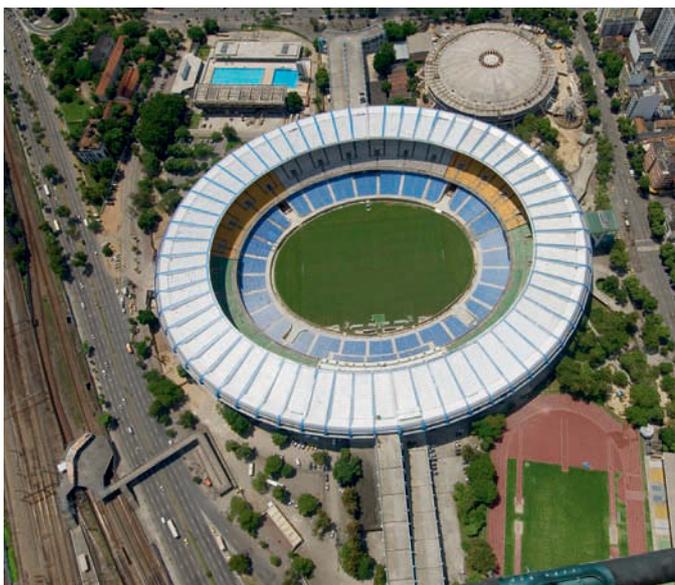
Essa comparação deve ser levada em conta para que possamos interpretar corretamente as representações normalmente feitas do átomo. Isso significa compreender que, dada a impossibilidade prática de representar os constituintes do átomo nas escalas corretas, o núcleo é sempre superdimensionado.

No modelo proposto por Rutherford, os elétrons eram representados descrevendo órbitas circulares em torno do núcleo, de forma análoga aos planetas em órbita do Sol.

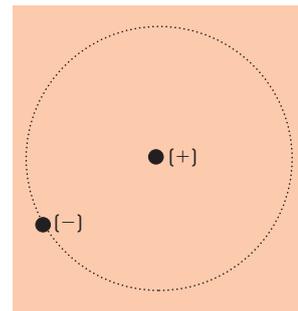
Já tivemos a oportunidade de usar o conceito de átomo para explicar algumas propriedades dos materiais. No primeiro modelo que construímos – o modelo das partículas –, caracterizamos o átomo como um tipo de partícula em movimento no espaço vazio. Esse modelo mais simples do átomo é suficiente para explicar algumas propriedades, como a compressibilidade e a difusão dos gases. Para explicarmos outras propriedades dos materiais, como a condutividade elétrica, temos, porém, que lançar mão de um outro modelo – o de Rutherford –, que admite a existência de partículas menores que constituem o átomo e de duas regiões distintas no átomo: a eletrosfera, região mais externa do átomo, onde ficam os elétrons, e o núcleo, região central onde ficam os prótons, as partículas com cargas positivas. Isso significa admitir que o átomo não é indivisível – como a palavra de origem grega indica –, mas que apresenta outras partículas na sua estrutura.

Hoje se sabe que existe uma grande variedade de partículas que podem ser encontradas em diferentes regiões de um átomo, mas para o estudo da Química, num nível elementar, podemos nos restringir a três delas:

- os **elétrons**, presentes na eletrosfera, são partículas de carga negativa e massa muito pequena em relação às outras partículas;
- os **prótons**, presentes no núcleo atômico, são partículas de carga positiva e massa muito maior que a dos elétrons;
- os **nêutrons**, também presentes no núcleo atômico, são partículas sem carga elétrica e massa equivalente à dos prótons.



**Figura 6.23**  
Estádio do Maracanã, no Rio de Janeiro, 2007.



**Figura 6.24**  
Representação do átomo de hidrogênio, de acordo com o modelo de Rutherford.

As propostas para a existência dessas partículas foram sendo elaboradas na tentativa de explicar resultados de experimentos feitos ao longo do século XIX e início do século XX. Em 1911, já se conhecia a existência de elétrons e prótons, mas não se tinha uma ideia precisa sobre como essas partículas se distribuíam no átomo. Como resultado dos experimentos realizados desde 1909 por Geiger e Marsden, sob a sua supervisão, Rutherford foi capaz de elaborar esse novo modelo para o átomo, introduzindo ideias que seriam preservadas em modelos posteriores – a existência do núcleo atômico e da eletrosfera.

## Principais características do modelo de Rutherford

- Os átomos são constituídos por um núcleo, de carga positiva, e pela eletrosfera, de carga negativa.
- O volume do núcleo atômico é da ordem de 10 mil vezes menor que o volume do átomo.
- Praticamente toda a massa de um átomo situa-se no seu núcleo.
- Os elétrons, de massa muito menor que a massa do núcleo, são os constituintes da eletrosfera.

## Questões

- Q08.** Qual seria o resultado previsto para a experiência de Geiger e Marsden se o modelo de Thomson estivesse correto?
- Q09.** Que resultado obtido na experiência era inesperado?
- Q10.** Como Rutherford interpretou esse resultado inesperado?
- Q11.** Quais são as diferentes regiões do átomo segundo o modelo de Rutherford e que partículas constituem cada uma dessas regiões?
- Q12.** A realização da experiência de Geiger e Marsden exigia um esforço enorme dos pesquisadores. Eles tinham que se habituar à escuridão do ambiente onde estava o aparato experimental para poderem enxergar a cintilação produzida pelas partículas alfa ao se chocar contra o anteparo de sulfeto de zinco. Os pesquisadores deveriam ajustar o aparelho para observar as cintilações para cada ângulo para o qual as partículas alfa eram desviadas pela lâmina de ouro e contar cada cintilação produzida manualmente. Os esforços desses pesquisadores resultaram no desenvolvimento de métodos mais modernos de contagem de partículas radioativas, que culminaram no desenvolvimento do contador Geiger, que recebeu esse nome em homenagem ao aluno de Rutherford.

Faça uma pesquisa sobre o contador Geiger e tente obter um esquema que explique seu funcionamento.



# texto 7

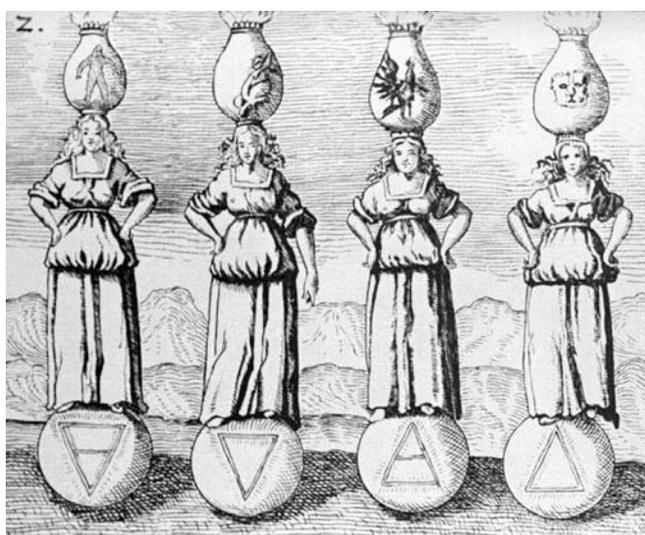
## Elementos químicos e a tabela periódica



A ideia de que as substâncias são constituídas por uns poucos elementos é muito antiga. Aristóteles, por exemplo, falava na existência de quatro elementos: água, ar, terra e fogo. Os elementos aristotélicos não tinham o mesmo sentido de hoje.

A ideia de elemento foi sendo alterada com o tempo. Lavoisier, por exemplo, definia substância elementar como aquela que não podia ser decomposta por meio dos processos químicos conhecidos na época. Alguns dos “elementos” no sistema de Lavoisier, como a soda cáustica, foram decompostos posteriormente, quando os químicos começaram a usar a eletrólise. O mesmo critério usado por Lavoisier foi adotado durante todo o século XIX, apesar de não permitir afirmar com segurança que substâncias eram realmente elementares. O desenvolvimento de técnicas de decomposição das substâncias possibilitou que algumas delas, anteriormente consideradas elementares, viessem a ser decompostas.

Só após a descoberta dos prótons foi possível formular um novo critério para a identificação de elementos químicos, que os relacionava a um modelo do átomo. Segundo esse novo critério, átomos de um mesmo elemento químico possuem o mesmo número de prótons no seu núcleo. Esse número passou a ser designado como **número atômico**, uma vez que é usado para identificar os elementos químicos. Como o núcleo é constituído por prótons e nêutrons, é possível haver diferentes átomos classificados como um mesmo elemento químico. A diferença estaria no número de nêutrons. Esses diferentes tipos de átomos de um mesmo elemento químico são conhecidos como **isótopos**. No quadro 6.2, citamos alguns exemplos de isótopos.



**Figura 6.25**  
Gravura em cobre do século XVII com os símbolos dos quatro elementos: terra, água, ar e fogo.

Elemento químico	Isótopos	Número de prótons	Número de nêutrons
hidrogênio	hidrogênio comum	1	0
	deutério	1	1
	trítio	1	2
cloro	cloro 35	17	18
	cloro 37	17	20

**Quadro 6.2**  
Alguns isótopos.



O número de massa ( $A$ ) de um isótopo qualquer é dado pela soma do número de prótons (igual ao número atômico,  $Z$ ) com o número de nêutrons ( $N$ ). Essa relação pode ser expressa pela fórmula:

$$A = Z + N$$

Como a maioria dos elementos químicos ocorre sob a forma de mais de um isótopo, o cálculo da massa atômica do elemento deve levar em consideração a abundância de cada isótopo, pois cada um tem massa diferente. Isso explica por que as massas atômicas relacionadas na tabela periódica não são números inteiros.

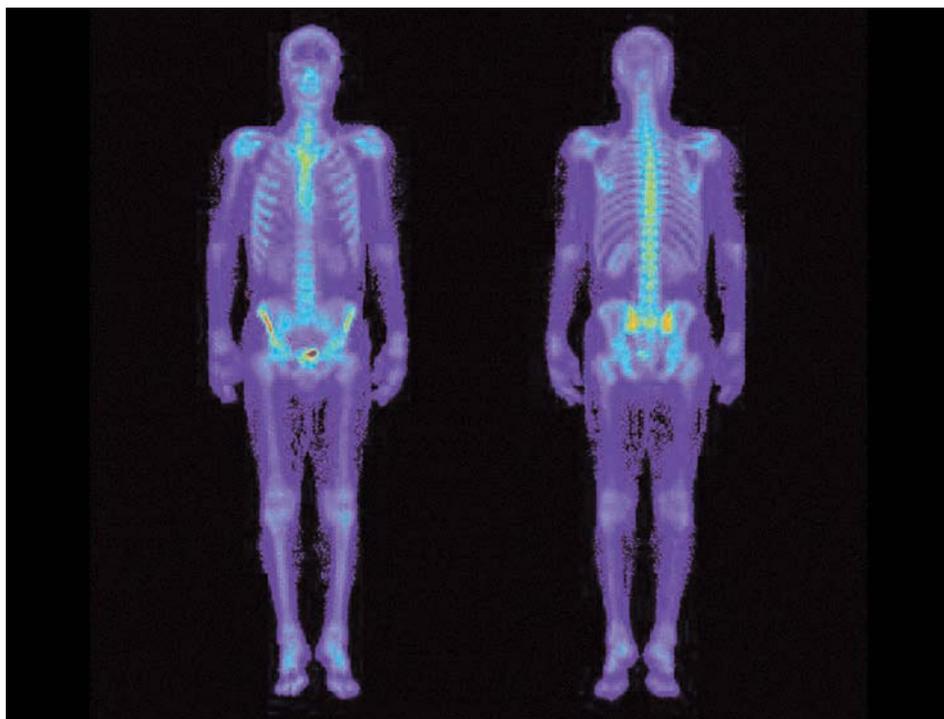
Tomando como exemplo o cloro, existem dois isótopos. Se somarmos  $Z + N$  para cada isótopo, poderemos verificar que são isótopos de números de massa 35 e 37. Normalmente, esses isótopos são indicados pela notação:



Sabe-se que 75,8% do cloro existente na natureza ocorre sob a forma de  ${}^{35}\text{Cl}$  e 24,2% sob a forma de  ${}^{37}\text{Cl}$ . Para calcular a massa atômica do cloro, multiplica-se a massa de cada isótopo pela sua abundância, soma-se e divide-se por 100. Essa operação é chamada de **média ponderada**. No caso do cloro, tem-se:

$$\frac{(35 \cdot 75,8) + (37 \cdot 24,2)}{100} = 35,48 \text{ u}$$

em que **u** é a unidade de massa atômica, estabelecida atribuindo-se ao isótopo  ${}^{12}\text{C}$  a massa 12. Dessa forma, todas as massas são obtidas pela comparação com esse padrão.



SPL/Latinstock

**Figura 6.26**

Uso de isótopos radioativos na medicina para a criação de contraste em imagens médicas. Na imagem, os isótopos radioativos se acumulam nos ossos da pessoa, sendo feita uma imagem da radiação gama emitida, permitindo a detecção de possíveis tumores.



A diferença entre o valor calculado e o valor constante da tabela periódica deve-se ao fato de que a massa atômica de cada isótopo não é exatamente igual ao número de massa. Nos dados de massa atômica apresentados em tabelas periódicas, essas diferenças são levadas em consideração.

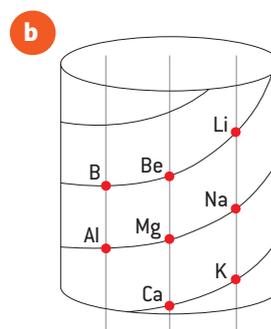
Atualmente, são conhecidos mais de cem elementos químicos, mas nem todos são naturais. A partir de 1940, começaram a ser obtidos, artificialmente, elementos com números atômicos maiores que 92 – os elementos transurânicos. O plutônio e o netúnio foram encontrados na natureza, em quantidades muito pequenas.

Apesar do número relativamente grande de elementos, muitos deles apresentam propriedades semelhantes. Durante o século XIX, ocorreram várias tentativas de agrupar os elementos de acordo com essas propriedades em comum. A questão-chave para essa organização era o critério a ser utilizado.



Paulo César Pereira/Arquivo da editora

**Figura 6.27 a)** Em 1829, Johann W. Döbereiner (1780–1849) observou que certos elementos químicos podiam ser agrupados, sempre em grupos de três, por possuírem propriedades semelhantes – as Tríades de Döbereiner. Ele identificou, por exemplo, que o cloro, o bromo e o iodo apresentavam comportamentos químicos comparáveis (atualmente, são elementos da família dos halogênios). Outras tríades seriam formadas pelo enxofre, selênio e telúrio (calcogênios) e pelo cálcio, estrôncio e bário (metais alcalinoterrosos).



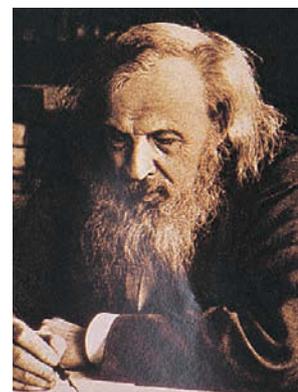
**Figura 6.27 b)** Em 1863, Alexandre de Chancourtois (1820–1886), cientista francês, classificou os elementos então conhecidos numa ordem hierárquica crescente de seus pesos atômicos. Classificação conhecida como Parafuso Telúrico.

**c**

Newlands (1863)						
H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	(Co, Ni)
Cu	Zn	Y	In	As	Se	Br
Rb	Sr	(La, Ce)	Zr	(Nb, Mo)	(Ru, Rh)	Pd
Ag	Cd	U	Sn	Sb	Te	I
Cs	(Ba, V)					

**Figura 6.27 c)** Também em 1863, Alexander Reina Newlands (1838–1898), químico inglês, usando uma ordem crescente de pesos atômicos, organizou grupos de sete elementos, ressaltando que as propriedades eram repetidas no oitavo elemento, daí ser sua periodicidade chamada de "Lei das Oitavas". Newlands associou a "Lei das Oitavas" à sequência das notas musicais.

Uma forma de organizar os elementos é a **tabela periódica**, que tem sua origem na proposta feita por Mendeleev (1834–1907), em meados do século XIX. Eram conhecidos aproximadamente 60 elementos naquela época. Mendeleev tinha um grande conhecimento das propriedades físicas e químicas desses elementos e organizou a tabela colocando-os em ordem crescente de seus pesos atômicos. Agrupou os elementos que tinham propriedades semelhantes, uns debaixo dos outros. Por isso, a tabela ficou conhecida como tabela periódica, uma



SPL/Latinstock

**Figura 6.28**  
Mendeleev organizou os elementos no arranjo que hoje conhecemos como tabela periódica.

vez que as propriedades se repetiam periodicamente. O número de elementos conhecidos não era suficiente para que Mendeleev preenchesse todos os espaços da tabela, obrigando-o a deixar alguns deles em branco. Da forma como estava organizado, o quadro de Mendeleev permitiu prever as propriedades dos elementos ainda não conhecidos e forneceu um verdadeiro “mapa da mina” para suas descobertas.

No quadro 6.3 apresentamos a comparação entre as propriedades previstas por Mendeleev para o elemento químico germânio (chamado por ele de ekasilício, por estar na mesma coluna do silício) e aquelas que foram encontradas depois que o elemento foi descoberto.

Propriedade	Previsão de Mendeleev (1871)	Observado depois da descoberta (1886)
massa atômica	72	72,60
densidade ( $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ )	5,5	5,47
volume molar (mL)	13	13,2
calor específico ( $\text{cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ )	0,073	0,076
fórmula do óxido	$\text{EsO}_2$	$\text{GeO}_2$
densidade do óxido ( $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ )	4,7	4,703
volume molar do óxido (mL)	22	22,16
fórmula do cloreto	$\text{EsCl}_4$	$\text{GeCl}_4$
ponto de ebulição do cloreto	$< 100^\circ\text{C}$	$86^\circ\text{C}$
densidade do cloreto ( $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ )	1,9	1,887
volume molar do cloreto (mL)	113	113,35

**Quadro 6.3**

A confirmação das previsões de Mendeleev.

O quadro atual alterou o critério de organização dos elementos em função da mudança na própria definição de elemento químico, que passou a ser caracterizado pelo número atômico. Assim, os elementos, na tabela atual, são organizados em ordem crescente de número atômico. A tabela apresenta **períodos** (faixas horizontais) e **grupos** (colunas). Os elementos presentes num mesmo grupo da tabela têm propriedades semelhantes, que os distinguem dos outros grupos. Alguns desses grupos apresentam nomes especiais. Por exemplo, a coluna 1 (ou 1A) agrupa os chamados **metais alcalinos**. A coluna 2 (ou 2A) agrupa os chamados **metais alcalinoterrosos**. A coluna 16 (ou 6A) agrupa os chamados **calcogênios**. A coluna 17 (ou 7A) é conhecida como coluna dos **halogênios**. E, finalmente, a coluna 18 (ou 8A) contém os chamados **gases nobres**.

Com exceção dos gases nobres (muito pouco reativos), os elementos situados nas extremidades esquerda e direita da tabela são muito reativos, e por isso não são normalmente encontrados na forma elementar, mas combinados, formando compostos. O sódio e o cloro são encontrados, por exemplo, como cloreto de sódio, o principal componente do sal de cozinha.

A tabela periódica (a seguir e no final do livro) é uma importante fonte de informações para o químico, pois sintetiza uma série de propriedades dos elementos. Recorrer à tabela periódica é uma maneira de não ter que memorizar as informações que ela fornece. O importante é saber consultá-la para extrair essas informações, quando necessário.



1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1,01 <b>H</b> hidrogênio	6,94 <b>Li</b> lítio	22,99 <b>Na</b> sódio	39,10 <b>K</b> potássio														
1,01 <b>H</b> hidrogênio	6,94 <b>Li</b> lítio	22,99 <b>Na</b> sódio	39,10 <b>K</b> potássio														

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

- Leia-se carbono grafite
- B – flúor branco v – flúor vermelho
- \*\*\* Temperatura de sublimação

- Metais
- Não metais
- Gases nobres

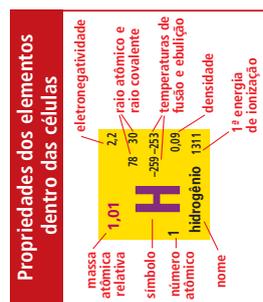


Figura 6.29 Tabela periódica.

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

SÉRIE DOS LANTANÍDIOS

138,91 <b>La</b> lantanio	140,12 <b>Ce</b> cério	140,91 <b>Pr</b> praseodímio	144,24 <b>Nd</b> neodímio	150,36 <b>Sm</b> samário	151,96 <b>Eu</b> europio	158,93 <b>Gd</b> gadolínio	172,04 <b>Tb</b> terbio	174,97 <b>Dy</b> disprósio	175,05 <b>Ho</b> hólmio	176,53 <b>Er</b> érbio	176,53 <b>Tm</b> tulio	176,53 <b>Yb</b> itérbio	174,97 <b>Lu</b> lutécio
---------------------------------	------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	------------------------------	------------------------------	--------------------------------	--------------------------------

SÉRIE DOS ACTINÍDIOS

227 <b>Ac</b> actínio	227,04 <b>Th</b> tório	227,04 <b>Pa</b> protactínio	238,04 <b>U</b> urânio	238,04 <b>Np</b> netúnio	238,04 <b>Pu</b> plutônio	238,04 <b>Am</b> amérvio	238,04 <b>Cm</b> cúrio	238,04 <b>Bk</b> berquélio	238,04 <b>Cf</b> califórnio	238,04 <b>Es</b> einstênio	238,04 <b>Fm</b> fêrmio	238,04 <b>Md</b> mendelévio	238,04 <b>No</b> nobélio	238,04 <b>Lr</b> lawrêncio
-----------------------------	------------------------------	------------------------------------	------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------

Apresentamos também o quadro 6.4, em que destacamos alguns nomes de elementos químicos em latim, o que explica os seus símbolos.

Elemento	Símbolo	Nome em latim
antimônio	Sb	<i>stibium</i>
cobre	Cu	<i>cuprum</i>
ouro	Au	<i>aurum</i>
ferro	Fe	<i>ferrum</i>
chumbo	Pb	<i>plumbum</i>
mercúrio	Hg	<i>hydragyrum</i>
potássio	K	<i>kalium</i>
prata	Ag	<i>argentum</i>
sódio	Na	<i>natrium</i>
estanho	Sn	<i>stannum</i>
tungstênio	W	<i>wolfram</i>

**Quadro 6.4**  
Origem dos símbolos de alguns elementos químicos.

## Questões

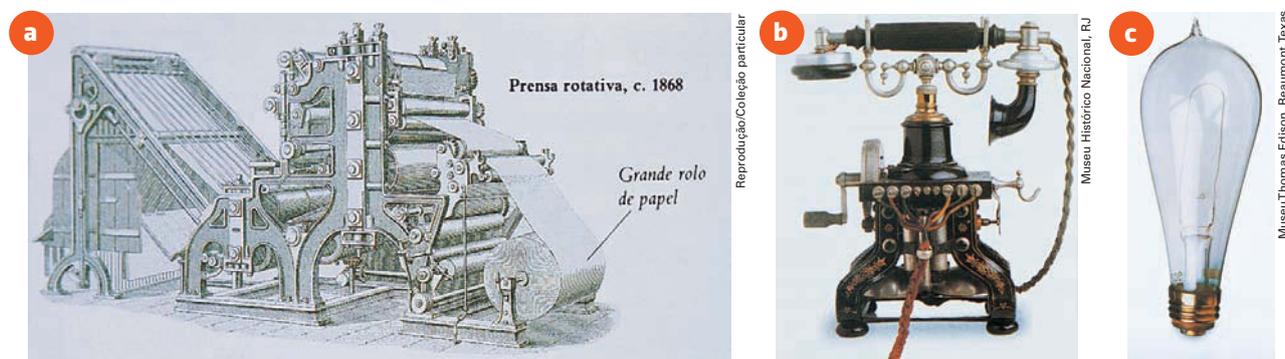
Consulte a tabela periódica sempre que for preciso e resolva as questões a seguir.

- Q13.** Que elementos têm propriedades semelhantes às do cloro?
- Q14.** Que elementos têm propriedades semelhantes às do carbono?
- Q15.** Indique o nome e o número atômico ( $Z$ ) dos elementos Ca, F, Fe, K, Na, O, N, Mg, Mn, S, Co, Cu, C, Cl.

# texto 8

## Os antecedentes do modelo de Bohr

No final do século XIX, os conhecimentos da Física clássica estavam bem estabelecidos. Avanços significativos em várias áreas – mecânica, termodinâmica, eletricidade e eletromagnetismo – tinham possibilitado a compreensão de diversos fenômenos e o desenvolvimento de novas tecnologias. A invenção da máquina a vapor, a utilização da eletricidade nas indústrias e residências, a invenção de motores, o telégrafo, tudo isso estava contribuindo para mudar o modo de vida das pessoas.



**Figura 6.30**

No final do século XIX, várias invenções mudaram o modo de vida das pessoas: a) a prensa rotativa (1865), b) o telefone com fio (1876) e c) a lâmpada de rosca de Edison (1879).

Sintetizando esse aparente esplendor e calmaria na área científica, o cientista inglês Lord Kelvin (1824-1907) havia afirmado que “não havia nenhuma nuvem no céu claro da Física”. O trabalho de alguns cientistas no início do século XX – entre eles Einstein (1879-1955) e Planck (1858-1947) – viria, no entanto, a formar pesadas nuvens de tempestade que logo desabaria, acabando com a calmaria da Física clássica do século XIX.

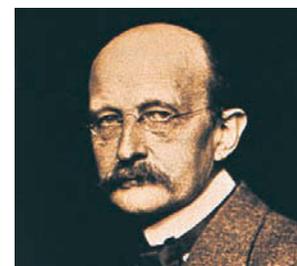
Como vimos no modelo de Rutherford, no centro do átomo há um núcleo cuja massa é aproximadamente igual à massa total do átomo e cuja carga, positiva, é igual ao número atômico,  $Z$ . Em torno desse núcleo, quando o átomo é neutro, há um número de elétrons também igual a  $Z$ . Esse modelo apresentava, no entanto, desde o início, uma série de problemas para explicar a estabilidade do átomo. Essa questão já havia sido salientada pelo próprio Rutherford. Se os elétrons estivessem estacionários, sem movimento, não seria possível imaginar um arranjo estável, pois não haveria o que os impedisse de cair no núcleo, já que estavam sob a influência da atração coulombiana. Afinal, o núcleo tem carga positiva e os elétrons, carga negativa.

Uma solução aparente seria pensar que os elétrons poderiam girar em torno do núcleo, a exemplo do que fazem os planetas em torno do Sol. Um sistema desse tipo poderia ser mecanicamente estável, como no caso dos planetas. Quando se pensa em partículas carregadas – negativamente, como os elétrons – girando em torno de um núcleo de carga oposta, surge, porém, um sério problema: para manter seu movimento circular ao redor do núcleo, os elétrons deveriam estar constantemente acelerados. De acordo com a teoria eletromagnética clássica, todos os corpos carregados acelerados irradiam energia na forma de radiação eletromagnética (discutiremos, mais adiante, o que é radiação eletromagnética. Por enquanto, basta pensar que a luz é um tipo de radiação eletromagnética). Ao emitir esse tipo de energia, o elétron perderia energia mecânica e se moveria em uma trajetória espiral até atingir o núcleo. Dessa maneira, apesar de todo o sucesso em interpretar fatos experimentais, o modelo atômico de Rutherford já havia nascido com um sério problema, pois não conseguia explicar a estabilidade do átomo.

Em 1913, apenas dois anos após a proposição do modelo atômico por Rutherford, Niels Bohr (1885-1962) forneceu uma solução bastante razoável para esse problema. Antes de conhecer a solução proposta por Bohr, e para melhor entendê-la, vamos estudar um pouco a luz e as outras formas de radiação eletromagnética.



**Figura 6.31**  
Einstein.



**Figura 6.32**  
Planck.



**Figura 6.33**  
Niels Bohr.

# texto 9

## A luz emitida pelas substâncias e a radiação eletromagnética

No nosso cotidiano, lidamos com várias formas de radiações eletromagnéticas, mesmo que não as chamemos por esse nome. A luz visível emitida pelo Sol ou pelas lâmpadas artificiais, que é responsável por tudo o que conseguimos enxergar, é um exemplo de radiação eletromagnética.

Quando aquecemos um alimento no forno de micro-ondas, usamos uma outra forma de radiação – as micro-ondas. Quando você sintoniza seu rádio na estação preferida, logo ouvirá o locutor dizer: “você está ligado na 93.8”, por exemplo. Esse número expressa a frequência, em MHz (megahertz), da radiação eletromagnética, nesse caso, “ondas de rádio”. Ao sintonizarmos o televisor nos canais, na verdade estamos sintonizando uma frequência de ondas eletromagnéticas.



PhotoDisc/Arquivo da editora

**Figura 6.34**  
A luz visível emitida pelo Sol é uma forma de radiação eletromagnética.



D. Hurst/Alamy/Other Images



Johnny Greig Cut-Outs/Alamy/Other Images



Divulgação/Arquivo da editora

**Figura 6.35**  
Micro-ondas, rádio e televisor estão relacionados a diferentes formas de radiação eletromagnética.

6



Se você for a um hospital “tirar uma chapa (ou radiografia)”, estará interagindo com outra radiação eletromagnética, os raios X. Ao comprar um protetor solar, você poderá observar, no rótulo, que ele oferece proteção para “raios UVA e UVB”. Esses “raios” também são uma forma de radiação eletromagnética, conhecida como ultravioleta, que é emitida pelo Sol, mas que não é visível.



**Figura 6.36**  
Os raios UVA e UVB são outras formas de radiação eletromagnética.

O que fez com que os físicos tratassem todos esses “raios”, aparentemente tão diferentes, como um único tipo de radiação, chamada de radiação eletromagnética?

Até o começo do século XIX, a teoria mais aceita sobre a natureza da luz era aquela que a considerava como um fluxo de pequenas partículas. Essa teoria – chamada de **teoria corpuscular da luz** – havia sido elaborada por Newton, sendo publicada no seu livro *Óptica*, em 1704.

No começo do século XIX, Thomas Young (1773-1829) proporia uma outra teoria para explicar a natureza da luz. Partindo de uma analogia com as ondas do mar, ele considerava a luz como uma onda.

Young usou sua teoria para explicar de maneira convincente alguns fenômenos luminosos, como a polarização e a interferência, que não eram explicados pela teoria corpuscular. O francês Augustin Fresnel (1788-1827) também deu grandes contribuições para o estabelecimento do caráter ondulatório da luz. A polêmica sobre a natureza da luz, no entanto, não se encerraria aí, pois no começo do século XX Einstein recorreria novamente a uma teoria corpuscular da luz para explicar o efeito fotoelétrico – uma propriedade que certas frequências da luz têm de arrancar elétrons de uma chapa metálica.

Ainda no século XIX, Maxwell (1831-1879) havia conseguido um modelo matemático bastante elaborado para explicar fenômenos elétricos e magnéticos, criando uma teoria unificada que ficaria conhecida como **eletromagnetismo**. As equações de Maxwell, que expressam o comportamento dos fenômenos eletromagnéticos, são semelhantes às que haviam sido determinadas para expressar o comportamento das ondas de luz.



**Figura 6.37**  
Newton.



**Figura 6.38**  
Young.



**Figura 6.39**  
Maxwell.

Maxwell mostrou que a luz podia ser representada por uma onda eletromagnética e, do mesmo modo, que as ondas eletromagnéticas deveriam apresentar os mesmos fenômenos descritos para as ondas de luz, como refração, reflexão, difração, etc. A teoria de Maxwell era tão abrangente que permitia a previsão da existência de outras radiações eletromagnéticas, com frequências diferentes da frequência da luz. Hertz, em 1888, nove anos depois da morte de Maxwell, descobriu as ondas de rádio, confirmando as previsões da teoria eletromagnética. Desde essa época, todas essas formas de radiação – luz, ondas de rádio, ultravioleta, infravermelho, posteriormente raios X, raios beta, micro-ondas, etc. – começaram a ser tratadas, unificadamente, como radiações eletromagnéticas.

## atividade 2

### O teste da chama

O teste da chama é uma atividade muito usada na identificação de substâncias químicas. Sabe-se que os átomos, quando aquecidos a uma determinada temperatura, emitem luz de frequência bem definida, que é característica para cada tipo de átomo. Como cada frequência diferente de luz visível corresponde a uma cor característica, esse teste permite a identificação dos tipos de átomos presentes numa amostra de solução qualquer simplesmente pela cor que a chama adquire em contato com essa solução.

Nesta atividade, vamos realizar o teste de chama para algumas substâncias. Posteriormente, tentaremos explicar os resultados obtidos recorrendo a um outro modelo atômico: o modelo de Bohr.

#### Material

Quatro latas de refrigerante, um prego, areia suficiente para encher uma lata de refrigerante de 350 mL, uma rolha, uma régua, quatro béqueres (para colocar cada uma das quatro soluções a seguir), seringa ou conta-gotas ou proveta de 10 mL, álcool comercial, 25 mL de cada uma das seguintes soluções: HCl (ácido clorídrico), BaCl<sub>2</sub> (cloreto de bário), CaCl<sub>2</sub> (cloreto de cálcio) e SrCl<sub>2</sub> (cloreto de estrôncio).

#### O que fazer

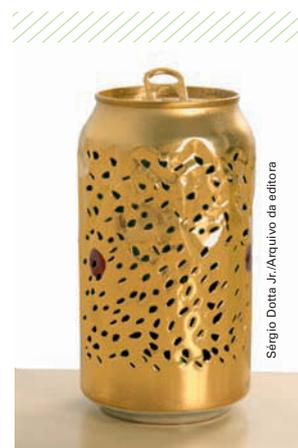
- A5** Peguem as quatro latas de refrigerante e, com o auxílio de um prego e um martelo, façam em torno de 250 furos na parede lateral de cada uma delas, a partir da altura de 2 cm da base [meçam essa altura com a régua]. Para evitar que a lata amasse, coloquem areia em seu interior e tampem com a rolha. Vejam a figura 6.40 na página seguinte.
- A6** Construam, no caderno, um quadro com duas colunas: **Nome das substâncias** e **Cor resultante da queima da substância na chama**. Esse quadro receberá os dados observados neste experimento.

Tenha cuidado!

Atenção: Cuidado ao manipular o HCl e o álcool. Faça isso somente sob a supervisão de seu professor.

6

- A7** Adicionem 3 mL (aproximadamente 60 gotas) de etanol (álcool etílico 95%) dentro de cada lata.
- A8** Coloquem, sobre a tampa da primeira lata, próximo à abertura, algumas gotas de solução de HCl (ácido clorídrico). Nas outras três latas adicionem, usando o mesmo procedimento, soluções de  $\text{BaCl}_2$  (cloreto de bário),  $\text{CaCl}_2$  (cloreto de cálcio) e  $\text{SrCl}_2$  (cloreto de estrôncio).
- A9** Indiquem a substância que está sobre a tampa das latas, anotando seu nome num pedaço de papel e colocando-o na frente da lata.
- A10** Inflamem o conteúdo das quatro latas, jogando um palito de fósforo aceso, **com muito cuidado**, em seu interior. Observem o que ocorre e anotem no quadro no caderno.



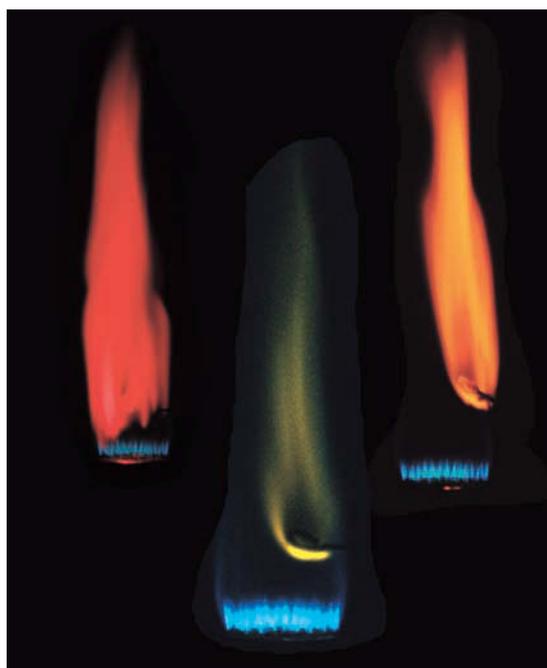
**Figura 6.40**  
Exemplo de lata perfurada.

## texto 10

### A natureza ondulatória da luz e o espectro eletromagnético

No teste de chama realizado na Atividade 2, observamos que cada substância, quando aquecida, emite luz de cor diferente. Essa cor é característica para cada substância, e no caso dos testes realizados está relacionada a uma propriedade dos átomos que constituem a substância.

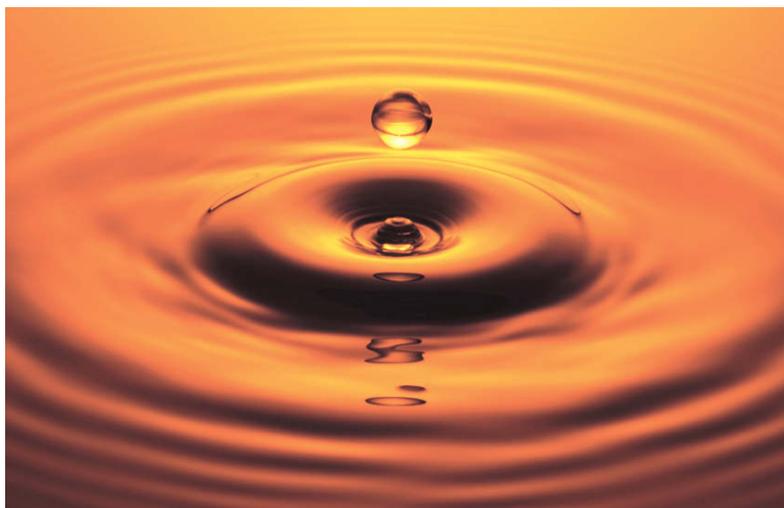
Se a luz for tratada como uma radiação eletromagnética, cada cor corresponderá a uma frequência de onda específica. Para entendermos melhor esse aspecto, vamos estudar algumas propriedades das ondas.



Gilberto do Vale Rodrigues/Arquivo da editora

**Figura 6.41**  
Cada uma das substâncias da experiência realizada emitiu uma cor diferente quando aquecida.

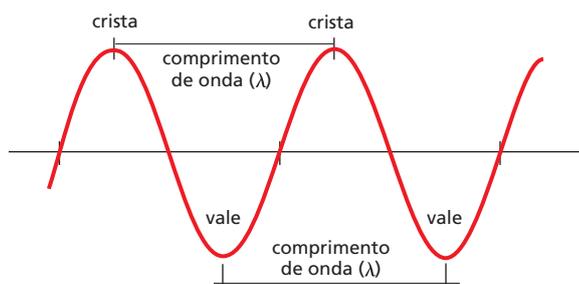
Se você jogar uma pedra na superfície de uma piscina cuja água esteja parada, observará a formação de ondas a partir do ponto em que a pedra caiu.



PhotoDisc/Arquivo da editora

**Figura 6.42**  
Quando uma pedra cai na superfície da água, formam-se ondas.

Podemos representar uma onda da seguinte maneira:



**Figura 6.43**  
Representação de uma onda, destacando o comprimento de onda  $\lambda$ .

A distância entre duas cristas ou dois vales é chamada de **comprimento de onda**. Quanto maior essa distância, maior será seu comprimento de onda.

A onda é uma forma de propagação de energia sem que ocorra transporte de matéria. Você pode observar isso colocando uma rolha de cortiça numa cuba com água e observando o que acontece quando você produz uma onda, batendo em um ponto da superfície da água com um lápis. A rolha vai se deslocar verticalmente quando as ondas passarem por ela. Em termos de sua posição média, no entanto, a rolha não sofrerá deslocamento horizontal.

Além do comprimento de onda, existe uma outra grandeza importante para caracterizar uma onda: a frequência. Já comentamos que, ao sintonizar seu rádio numa estação, na verdade você estará sintonizando as ondas de rádio numa determinada frequência da radiação eletromagnética. Para entendermos o que é uma frequência, vamos retomar o exemplo da rolha na cuba. Se contarmos o número de vezes que a rolha sobe em um segundo, teremos determinado a frequência dessa onda. Em outras palavras, podemos considerar a **frequência** como o número de vezes que uma crista, ou um vale, de uma onda passa por determinado ponto, por segundo.



Outra observação importante é que, quanto maior a distância entre duas cristas adjacentes – maior o comprimento de onda –, menor será a frequência. Representando a frequência pela letra grega  $\nu$  (*ni*), o comprimento de onda pela letra grega  $\lambda$  (*lambda*) e a velocidade da onda pela letra  $v$ , podemos expressar essa relação matematicamente.

$$v = \frac{\nu}{\lambda}$$

Em 1900, Max Planck propôs uma relação simples entre energia e frequência da radiação emitida pela matéria que funcionava para todas as frequências. Planck propôs que átomos vibrando em um metal aquecido poderiam absorver e emitir energia eletromagnética apenas em certas quantidades discretas, que eram iguais ou múltiplas da quantidade determinada pela equação:

$$E = h\nu$$

em que  $\nu$  representa a frequência da radiação emitida ou absorvida e  $h$  é uma constante, atualmente conhecida como constante de Planck, cujo valor é:

$$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

A hipótese quântica de Planck estabelece que a energia pode ser absorvida ou emitida apenas como a quantidade representada por  $h$  (chamada de *quantum*) ou múltiplos inteiros desse valor. Assim, a energia pode ter valores iguais a  $h$ ,  $2h$ ,  $3h$ , mas **não** pode ter valores iguais a  $2,5h$  ou  $4,02h$ . De acordo com as teorias da Física clássica, não existiriam limites da quantidade de energia que um sistema pode absorver ou emitir – a energia varia continuamente. Na teoria quântica, ao contrário, faz-se a previsão de que as mudanças de energia ocorrem apenas em quantidades discretas, o que significa dizer que as variações de energia são descontínuas.

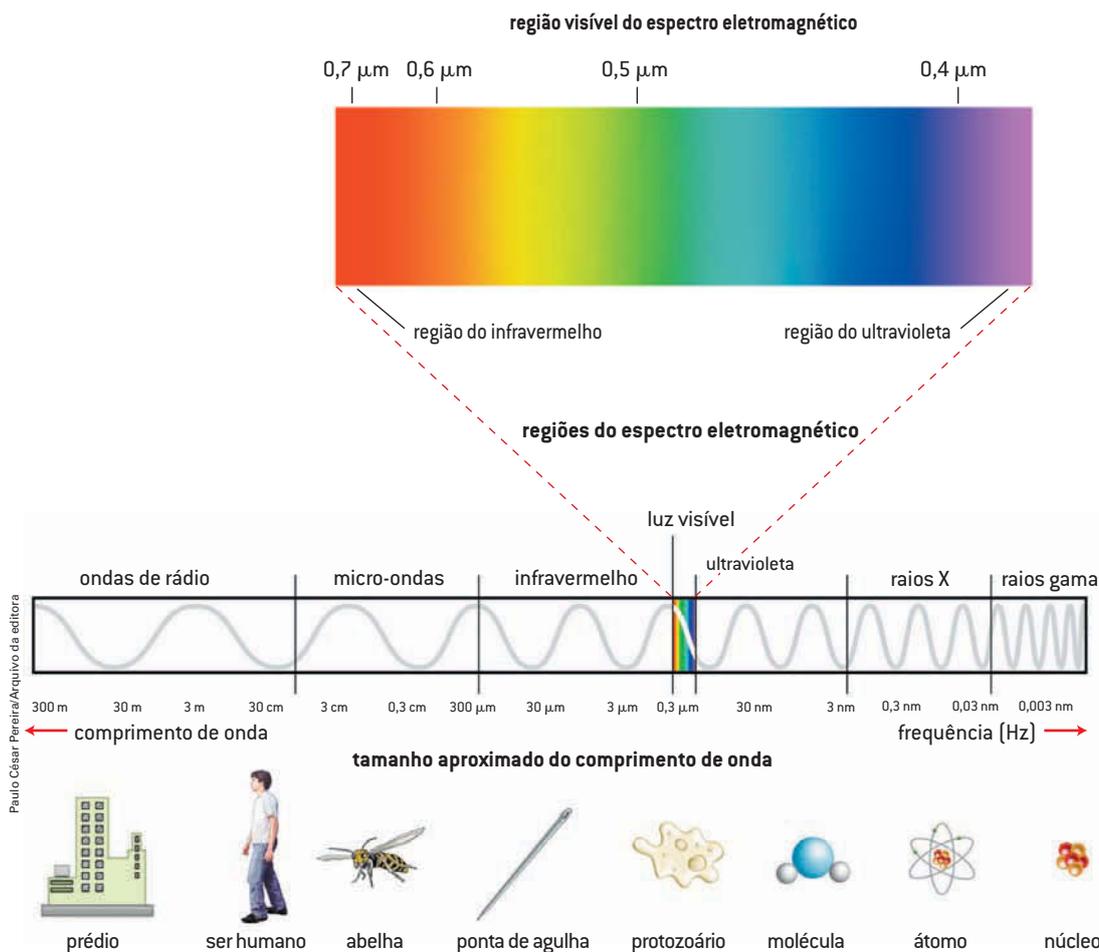
Planck e outros cientistas de sua época tiveram dificuldades em aceitar a teoria quântica, que mudava completamente a maneira de ver os fenômenos em escala atômica. Essa teoria, no entanto, abriria um novo caminho para entender o átomo, com a proposta de Niels Bohr de um modelo para o átomo.

De acordo com a fórmula de Planck, a energia da radiação eletromagnética é diretamente proporcional à frequência e inversamente proporcional ao comprimento de onda.

$$E \propto \frac{\nu}{\lambda}$$

Desse modo, radiações com alta frequência e, portanto, pequeno comprimento de onda – por exemplo, os raios X – terão muita energia. Ao contrário, radiações com baixa frequência e, portanto, grande comprimento de onda – por exemplo, as ondas de rádio – terão pouca energia.

No caso da radiação visível, cada cor que você observou no teste de chama corresponde a uma frequência de radiação eletromagnética característica. As frequências das cores que observamos correspondem a apenas uma pequena faixa de radiações que já foram detectadas. Todas as cores que conhecemos estão situadas nessa pequena faixa, conhecida como a região do visível no espectro eletromagnético. O conjunto de todas as radiações eletromagnéticas conhecidas é o que denominamos **espectro eletromagnético**. Uma forma de representar esse espectro é colocar os vários tipos de radiação em ordem decrescente de comprimento de onda (e, portanto, crescente de frequência e energia).



Paulo César Pereira/Arquivo da editora

**Figura 6.44**  
Espectro eletromagnético.

## Questões

- Q16.** Indique o comprimento de onda e calcule a frequência de cada uma das cores que você observou no teste de chama. Dado: velocidade da luz:  $3 \cdot 10^8$  m/s.
- Q17.** Indique a cor que corresponde à maior energia. Justifique sua resposta.
- Q18.** Indique a cor que corresponde à menor energia. Justifique sua resposta.
- Q19.** Localize a radiação de micro-ondas no espectro eletromagnético (figura 6.44) e indique se ela corresponde a uma energia maior ou menor que a da região visível.
- Q20.** Localize os raios X no espectro eletromagnético (figura 6.44) e tente explicar por que não devemos nos expor a grandes quantidades dessa radiação.

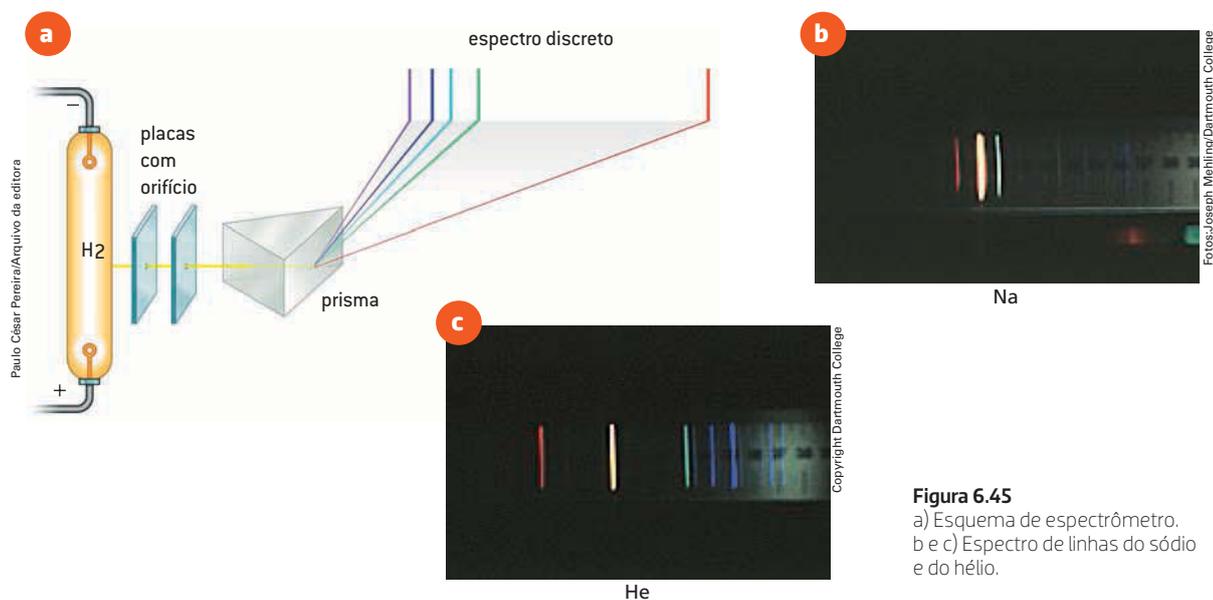
# texto 11

## Interação entre radiação e matéria, os espectros atômicos e o modelo de Bohr

Com o teste de chama, aprendemos que cada substância emite luz em determinadas frequências. A cor que predomina nesse teste é característica de um dos átomos que constituem a substância. Se tivéssemos um prisma ou uma rede de difração, poderíamos decompor a luz emitida e observar que, na verdade, mais de uma frequência de radiação é emitida por cada substância. A esse conjunto de frequências, que caracteriza determinado átomo, dá-se o nome de **espectro de emissão** desse átomo.

O espectro de emissão de um átomo pode ser observado quando se fornece energia para os átomos. Ao receber energia, os elétrons saem do seu estado fundamental, que é o de menor energia, e são promovidos para o estado excitado. Quando voltam ao estado fundamental, as espécies emitem radiação de frequência característica. No caso do teste de chama, a energia é fornecida pela chama. No caso dos espectrômetros, aparelhos que vimos no início do capítulo, usados para obter os espectros, essa energia pode ser fornecida por um feixe de luz, uma descarga elétrica, etc.

No final do século XIX, já podiam ser obtidos os espectros de átomos, como o hidrogênio e o hélio. O espectrômetro é o equipamento típico usado para obter esses espectros. A energia fornecida por meio de uma descarga elétrica através de um gás excita seus elétrons, que posteriormente emitem luz. A luz é então colimada, ou seja, é produzido um feixe de luz por uma fenda. Atravessando um prisma ou uma rede de difração, o feixe de luz é decomposto em um espectro de comprimentos de onda, que é então gravado em uma chapa fotográfica, como mostra a figura a seguir.



**Figura 6.45**  
a) Esquema de espectrômetro.  
b e c) Espectro de linhas do sódio e do hélio.

## Espectrômetros

Atualmente, há uma grande variedade de espectrômetros, que são usados para determinar a estrutura molecular das substâncias e dos materiais. Cada tipo de espectrômetro permite observar uma determinada faixa de frequências do espectro eletromagnético (por exemplo, ultravioleta, infravermelho, etc.) que corresponde a algum tipo de perturbação nessa estrutura. O princípio do espectrômetro é fornecer energia na forma de radiação, que irá interagir com o material e provocar uma perturbação no seu estado, normalmente aumentando sua energia. Quando o material voltar ao seu estado fundamental, ele emite radiação, que será detectada, fornecendo informações sobre sua estrutura.

Um exemplo de espectro bastante conhecido é o arco-íris. Este fenômeno ocorre quando a luz do sol atravessa as gotículas de água, que funcionam como um prisma. Esse tipo de espectro é contínuo. Ao contrário, a radiação eletromagnética emitida por átomos livres gera um espectro descontínuo, constituído por um conjunto de comprimentos de ondas discretos. Isso faz com que o espectro seja composto de um conjunto de linhas.

Qual é a relação entre esses espectros e os modelos atômicos que estamos estudando?

No modelo atômico de Rutherford, o elétron no átomo de hidrogênio poderia ter qualquer energia, determinada por sua distância em relação ao núcleo. Portanto era de esperar que o espectro atômico obtido fosse contínuo.

Bohr, desde 1911, já estava trabalhando para resolver o problema da instabilidade do átomo no modelo de Rutherford. Ele praticamente já havia proposto seu modelo e preparava um memorando sobre o assunto em 1912, para discuti-lo com Rutherford, mas não havia ainda analisado o espectro do hidrogênio. No início de 1913, o estudante Hans Marius Hansen (1886-1956) perguntou a Bohr o que o seu modelo tinha a dizer sobre esse espectro. Bohr respondeu que nada sabia sobre o assunto e Hansen aconselhou-o a dar uma olhada na fórmula de Balmer (1825-1898) para o espectro de hidrogênio.

“Logo que vi a fórmula de Balmer, tudo se tornou claro para mim”, diria Bohr muitos anos mais tarde.

A fórmula de Balmer permitia associar o comprimento de onda – e, portanto, a frequência – de cada linha do espectro do hidrogênio a dois números inteiros positivos.



Reprodução/Arquivo da editora

Figura 6.46

O arco-íris é um exemplo de espectro obtido quando a luz atravessa as gotículas de água. Cataratas do Iguazu, Foz do Iguazu (PR), 2006.

6



O modelo que viria a ser apresentado por Bohr em 1913 concordava de maneira precisa com esses dados empíricos (experimentais), obtidos por Balmer para o espectro de hidrogênio.

Bohr apresentou seu modelo por meio de postulados porque não tinha uma explicação para a estabilidade do átomo. Ele parte da constatação de que o átomo é estável e apresenta uma possível solução para o problema da estabilidade por meio do postulado 3 (a seguir). Naquele momento não era possível para Bohr provar o que estava postulando, mas observações empíricas realizadas posteriormente confirmaram a correção do modelo, e, portanto, dos postulados.

Apresentamos a seguir os postulados de forma simplificada para facilitar sua compreensão.

### Postulados de Bohr

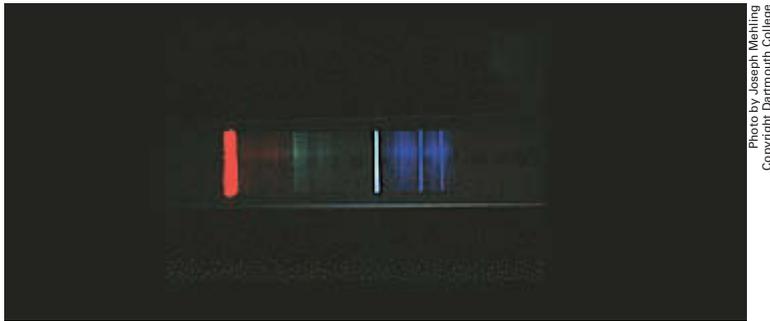
1. Um elétron, em um átomo, se move em uma órbita circular estável em torno do núcleo sob influência da atração coulombiana entre o elétron e o núcleo. Esse movimento está de acordo com as leis da mecânica clássica.
2. No lugar de um número infinito de órbitas possíveis, como previsto pela mecânica clássica, o elétron só pode se mover em órbitas determinadas, que podem ser associadas a números inteiros. Essas órbitas privilegiadas são chamadas estados estacionários.
3. Um elétron que se move em um desses estados estacionários não emite radiação eletromagnética, apesar de estar constantemente acelerado. Sua energia total, portanto, permanece constante.
4. Quando um elétron muda de uma órbita ou estado estacionário de energia total  $E_i$  para outra, de energia total  $E_f$ , menor do que  $E_i$ , emite radiação eletromagnética. A radiação emitida tem frequência igual à diferença de energia das órbitas  $(E_i - E_f)$  dividida por uma constante, conhecida como constante de Planck ( $h$ ).

Resumindo, poderíamos afirmar que o elétron no átomo de hidrogênio, segundo o modelo de Bohr, pode estar em níveis de energia bem determinados, que correspondem a números inteiros. Esses números inteiros são os mesmos que apareciam na fórmula de Balmer. Dizemos que, no modelo de Bohr, a energia dos elétrons é **quantizada**, o que corresponde a dizer que ela só pode apresentar determinados valores discretos.

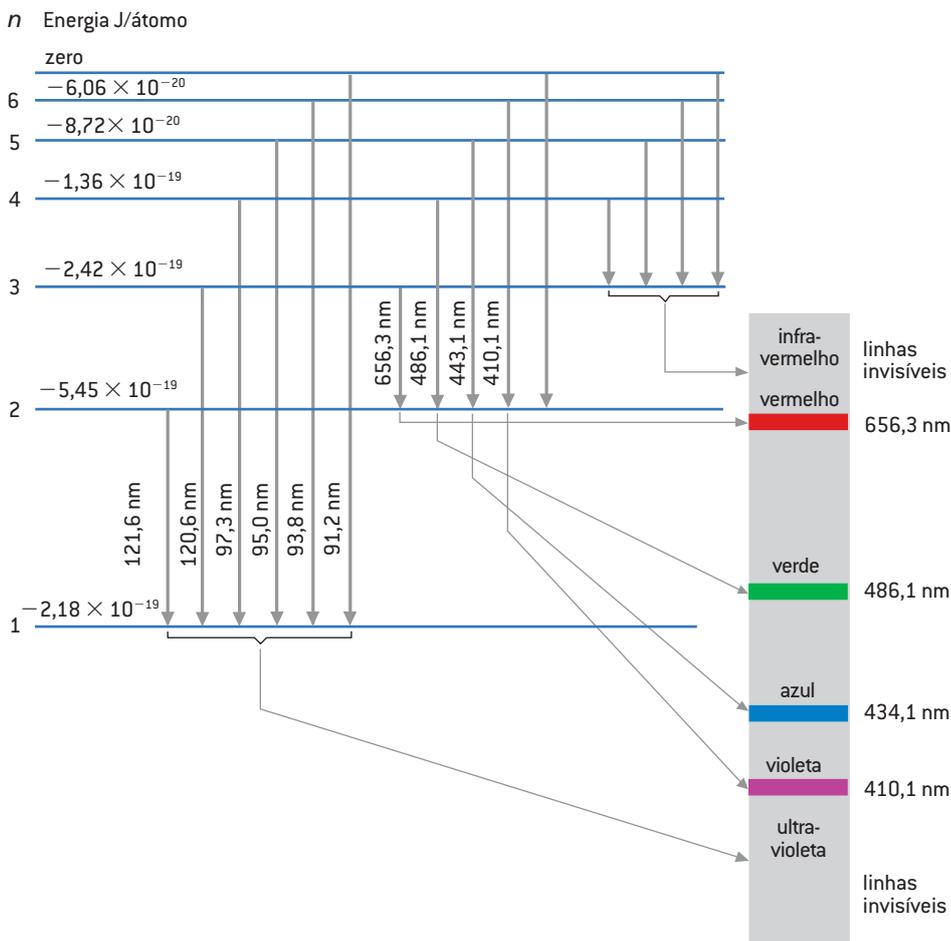
Para compreender o significado da quantização da energia, vamos fazer uma analogia com uma escada. Os níveis de energia do elétron no átomo de hidrogênio corresponderiam aos degraus de uma escada. Ao subirmos ou descermos uma escada, só podemos parar nos degraus; não há como ficar entre dois degraus.

Quando fornecemos energia ao átomo de hidrogênio, os elétrons podem saltar para níveis de maior energia. Ao retornarem ao estado fundamental, eles emitirão essa energia. Segundo o modelo de Bohr, só são possíveis certos níveis, correspondentes aos estados estacionários; assim, a radiação emitida tem frequência bem característica, constituindo o espectro de linhas.

Nas figuras abaixo, apresentamos a correspondência das transições entre os níveis de energia do átomo de hidrogênio com as linhas do espectro atômico.



**Figura 6.47**  
Espectro do hidrogênio.



**Figura 6.48**  
Relação entre as linhas do espectro de hidrogênio e os níveis de energia segundo o modelo de Bohr.

## Questão

**Q21.** A partir da ilustração da figura 6.48 e usando a fórmula de Planck,  $E = h\nu$ , calcule a energia que corresponde a cada linha do espectro atômico do hidrogênio e indique a transição entre níveis a que corresponde cada linha. Dados: constante de Planck,  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$  e frequência expressa em hertz ( $\text{s}^{-1}$ ).



## EXERCÍCIOS

**E8.** Leia a frase a seguir: “O espectro visível da luz solar, que corresponde ao conhecido arco-íris, vai da radiação vermelha à violeta, mais energética.”.

Agora, responda em seu caderno:

- Existem radiações eletromagnéticas não visíveis? Dê dois exemplos.
- Qual a radiação mais energética: a infravermelha ou a ultravioleta?

**E9.** O que é um espectro descontínuo?

**E10.** A que corresponde uma linha (ou raia) de um espectro descontínuo?

**E11.** Descreva o modelo proposto por Bohr.

Não  
escreva  
no livro.

# atividade 3

## Átomos neutros e íons

Em um átomo neutro (carga elétrica total nula), o número de cargas positivas é igual ao de cargas negativas, ou seja, o número de prótons é igual ao de elétrons. Nem sempre, porém, os átomos são neutros. Quando um átomo ou grupo de átomos apresenta cargas positivas ou negativas, eles passam a ser chamados de **íons**. Os íons são átomos ou grupos de átomos que possuem número de elétrons diferente do número de prótons.

As transformações químicas e biológicas que observamos no cotidiano, e que são objeto de estudo nas diversas atividades do nosso curso, envolvem transformações apenas na região mais externa do átomo, onde ficam os elétrons – a **eletrosfera**. O núcleo atômico permanece inalterado nessas transformações. Assim, a formação de íons positivos – **cátions** – se refere à perda de elétrons pelo átomo, ao passo que a formação de íons negativos – **ânions** – se refere ao ganho de elétrons pelo átomo.

Em um cátion ou ânion de um elemento químico qualquer, o número de prótons permanece o mesmo. No cátion o íon possui carga elétrica positiva porque o átomo perdeu elétrons. No ânion a carga é negativa porque o átomo neutro recebeu elétrons.

### Questões

**Q22.** Consultando a tabela periódica, determine, para os elementos Na, Na<sup>+</sup>, Ca, Ca<sup>2+</sup>, Al, Al<sup>3+</sup>, C, N, O, O<sup>2-</sup>, Cl, Cl<sup>-</sup>, Fe, Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Cu, Cu<sup>2+</sup>, Zn, Zn<sup>2+</sup>, Ne:

- a coluna da tabela periódica a que pertencem;
- o número atômico {Z};
- o número de prótons;
- o número de elétrons.

**Q23.** O que você pode afirmar sobre a relação entre o número de prótons e o número de elétrons em:

- átomos neutros;
- cátions;
- ânions?

024. Consultando a tabela periódica determine, para os isótopos  $^1\text{H}$ ,  $^3\text{H}$ ,  $^{12}\text{C}$ ,  $^{14}\text{C}$ ,  $^{16}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$ ,  $^{23}\text{Na}$ ,  $^{107}\text{Ag}$ ,  $^{109}\text{Ag}$ :

- a) a coluna da tabela periódica a que pertencem;
- b) o número atômico;
- c) o número de massa;
- d) o número de prótons;
- e) o número de elétrons;
- f) o número de nêutrons.

## atividade 4

### Energia de ionização, níveis de energia e a tabela periódica

Já discutimos anteriormente a formação de íons monoatômicos (íons formados por um átomo). Para que os íons positivos sejam formados, é necessário fornecer energia ao átomo. Essa energia é conhecida como **energia de ionização**, que é a energia necessária para a remoção de um elétron de um átomo no estado gasoso. A quantidade de energia pode ser expressa para um único elétron retirado de um único átomo; nesse caso, a unidade da energia de ionização é o elétron-volt (eV). Quando se considera a quantidade de energia necessária para retirar um mol de elétrons de um mol de átomos, a energia de ionização é expressa em quilojoule por mol (kJ/mol). O mol é uma grandeza usada pelos químicos para a quantidade de matéria e será discutida nos capítulos posteriores.

É comum nos referirmos à energia de ionização associada ao elétron que está sendo removido do átomo. Assim, dizemos “primeira energia de ionização para o magnésio” quando nos referimos à energia necessária para a retirada do elétron mais energético de um átomo de magnésio, ou seja, o elétron que ocupa o “degrau mais alto da escada”. A segunda energia de ionização diz respeito à energia necessária para retirar o segundo elétron mais energético, e assim por diante.

No quadro 6.5, listamos as 12 energias de ionização necessárias à retirada dos 12 elétrons do magnésio, a partir da primeira energia de ionização. Lembrem-se de que o magnésio tem número atômico ( $Z$ ) igual a 12, o que significa que o átomo neutro tem 12 prótons e 12 elétrons.

O elétron-volt (eV) é uma unidade de medida de energia definida como a energia adquirida por um elétron quando é acelerado por uma diferença de potencial elétrico de um volt (V).

Ordem de energia de ionização	Valor de energia de ionização (eV)
1ª	7,6
2ª	15,0
3ª	80,1
4ª	109,3
5ª	141,3
6ª	186,8
7ª	225,0
8ª	328,1
9ª	266,0
10ª	367,5
11ª	1 761,8
12ª	1 962,7

Quadro 6.5

Sucessivos valores de energia de ionização, em elétron-volts (eV), para os 12 elétrons do átomo de magnésio.



## Questões

- Q25.** Usando o quadro 6.5 (da página 187), construam um gráfico do valor de energia de ionização em função da ordem de ionização para as 12 sucessivas energias de ionização do átomo de magnésio. Usem o eixo das abscissas – eixo  $x$  – para a ordem de energia de ionização e o eixo das ordenadas – eixo  $y$  – para os valores de energia de ionização.
- Q26.** Expliquem por que os valores de energia de ionização aumentam sucessivamente.
- Q27.** Entre que valores de energia de ionização ocorrem as maiores variações?
- Q28.** Considerando a existência de níveis de energia, conforme o modelo atômico de Bohr, expliquem o que vocês constataram na questão Q27.
- Q29.** Considerando as respostas das questões Q27 e Q28, façam a previsão para o número máximo de elétrons no primeiro e no segundo níveis de energia.
- Q30.** Considerando as respostas às questões Q27, Q28 e Q29, desenhem uma representação para o átomo de magnésio, indicando os níveis de energia por círculos concêntricos ao núcleo.
- Q31.** Localizem o magnésio na tabela periódica e indiquem a linha e a coluna às quais pertence.

# atividade 5

## Modelo de Bohr e as variações de energia de ionização e dos raios atômicos ao longo da tabela periódica

Um dos grandes feitos do modelo proposto por Niels Bohr foi o de explicar a variação de propriedades dos elementos químicos ao longo das colunas e períodos da tabela periódica.

Nesta atividade, vamos construir gráficos para a variação da energia de ionização e do raio atômico ao longo de uma coluna e de um período da tabela periódica e explicar essas variações em termos do modelo de Bohr.

### **PARTE A** → Primeira energia de ionização dos vinte primeiros elementos químicos

No quadro 6.6, listamos a primeira energia de ionização para os vinte primeiros elementos da tabela periódica (números atômicos de 1 a 20).

Elemento	Número atômico (Z)	Primeira energia de ionização (eV)
H	1	13,6
He	2	24,6
Li	3	5,4
Be	4	9,3
B	5	8,3
C	6	11,3
N	7	14,5
O	8	13,6
F	9	17,4
Ne	10	21,6

Elemento	Número atômico (Z)	Primeira energia de ionização (eV)
Na	11	5,1
Mg	12	7,6
Al	13	6
Si	14	8,2
P	15	10,5
S	16	10,4
Cl	17	13
Ar	18	15,8
K	19	4,3
Ca	20	6,1

**Quadro 6.6**

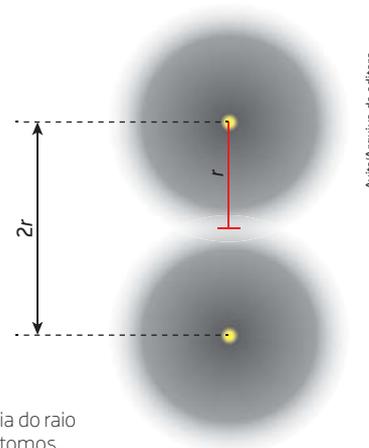
Primeira energia de ionização dos vinte primeiros elementos químicos.

## Questões

- Q32.** Façam um gráfico dos valores de energia de ionização em função do número atômico (Z) para os vinte primeiros elementos, apresentados no quadro 6.6. Use o eixo das abscissas (x) para o número atômico e o eixo das ordenadas (y) para os valores de energia de ionização.
- Q33.** Observando o gráfico que vocês fizeram, descrevam:
- como varia a energia de ionização ao longo do segundo e do terceiro períodos da tabela periódica;
  - como varia a energia de ionização ao longo da primeira e da segunda colunas da tabela periódica.
- Q34.** Considerando o modelo atômico de Bohr, tentem explicar o que vocês constataram na questão Q33(a).
- Q35.** Considerando o modelo atômico de Bohr, tentem explicar o que vocês constataram na questão Q33(b).

## PARTE B → Raios atômicos dos vinte primeiros elementos químicos (com exceção dos gases nobres)

O raio atômico é uma propriedade que não pode ser determinada para átomos isolados. É possível medir a distância média entre os núcleos de dois átomos, em moléculas ou cristais, tomando a metade desse valor como o do raio atômico. As tabelas não exibem valores de raio atômico para os gases nobres de menor número atômico, uma vez que os compostos de gases nobres são raros e produzidos artificialmente.



Aviz/Arquivo da editora

**Figura 6.49**

Ilustração da distância do raio atômico entre dois átomos.

O valor do raio atômico pode ser expresso em angstroms (Å), mas essa não é uma unidade do Sistema Internacional (SI). Os valores dos raios atômicos apresentados no quadro 6.7 são apresentados em picômetros (pm), que é a unidade do SI para raios atômicos.

$$1\text{Å} = 100\text{ pm}$$

Elemento	Número atômico (Z)	Raio atômico (pm)
H	1	78
Li	3	152
Be	4	111
B	5	80
C	6	77
N	7	75
O	8	73
F	9	71
Na	11	186
Mg	12	160
Al	13	143
Si	14	118
P	15	110
S	16	103
Cl	17	99
K	19	227
Ca	20	197

**Quadro 6.7**  
Raios atômicos dos vinte primeiros elementos químicos (com exceção dos gases nobres).

## Questões

- Q36.** Façam um gráfico dos valores de raio atômico em função do número atômico (Z) para os vinte primeiros elementos, apresentados no quadro 6.7. Use o eixo das abscissas para o número atômico e o eixo das ordenadas para os valores de raio atômico.
- Q37.** Observando o gráfico, descrevam:
- como varia o raio atômico ao longo do segundo e do terceiro períodos da tabela periódica.
  - como varia o raio atômico ao longo da primeira e da segunda colunas da tabela periódica.
- Q38.** Considerando o modelo atômico de Bohr, tentem explicar o que vocês constataram na questão Q37(a).
- Q39.** Considerando o modelo atômico de Bohr, tentem explicar o que vocês constataram na questão Q37(b).

# texto 12

## O modelo de Bohr e a explicação das propriedades periódicas

A proposta de Mendeleev de um quadro, contendo os elementos químicos, que evidenciasse a periodicidade de suas propriedades – a tabela periódica – foi uma das grandes contribuições para a sistematização dos conhecimentos da época sobre propriedades físicas e químicas das substâncias formadas pelos elementos químicos. Como já comentamos, o trabalho de Mendeleev foi tão preciso que permitiu antecipar propriedades de elementos que eram ainda desconhecidos, para os quais o químico russo deixou lugares não preenchidos em sua tabela.

Typische Elemente		
H = 1	Li = 7	Na = 23
	Be = 9,4	Mg = 24
	B = 11	Al = 27,3
	C = 12	Si = 28
	N = 14	P = 31
	O = 16	S = 32
	F = 19	Cl = 35,5
		K = 39
		Ca = 40
		—
		Ti = 48?
		V = 51
		Cr = 52
		Mn = 55
		Fe = 56
		Co = 59
		Ni = 59
		Cu = 63
		Zn = 65
		—
		As = 75
		Se = 78
		Br = 80
		Rb = 85
		Sr = 87
		? Yt = 88?
		Zr = 90
		Nb = 94
		Mo = 96
		—
		Ru = 104
		Rh = 104
		Pd = 106
		Ag = 108
		Cd = 112
		—
		In = 113
		Sn = 118
		Sb = 122
		Te = 125?
		J = 127
		Cs = 133
		Ba = 137
		? Di = 138?
		Co = 140?
		—
		? La = 180?
		Er = 178?
		Ta = 182
		W = 184
		—
		Os = 195?
		Ir = 197
		Pt = 198?
		Au = 199?
		Hg = 200
		—
		Tl = 204
		Pb = 207
		Bi = 208
		—
		Th = 231
		—
		U = 240

Figura 6.50  
Reprodução da tabela proposta por Mendeleev, em 1869.

Apesar de toda essa precisão, esse foi um trabalho baseado apenas no conhecimento empírico, disponível na época, sobre as propriedades das substâncias. Na época de Mendeleev, não era possível explicar a razão da periodicidade das propriedades físicas e químicas dos elementos. Os primeiros modelos propostos para a estrutura dos átomos – o modelo de Thomson e o modelo de Rutherford – também não preencheram essa lacuna.

Na Atividade 4 mostramos evidências de que existem níveis de energia no átomo. O gráfico obtido nessa atividade, construído utilizando-se os sucessivos valores de energia de ionização, em eV, para os 12 elétrons do átomo de magnésio, deve ser semelhante ao da figura 6.51 na página a seguir. Note que a linha que une os valores de energia de ionização serve apenas para indicar a tendência na sua variação, pois não tem sentido pensar nessa propriedade para alguma coisa intermediária entre dois elementos químicos.

A partir desse gráfico você pode perceber que existem diferenças mais marcantes entre a segunda e a terceira energias de ionização e, depois, entre a 10ª e a 11ª energias de ionização. Para que você entenda o que está ocorrendo, precisa imaginar que os primeiros elétrons a saírem

dos átomos, aqueles que correspondem à primeira e à segunda energias de ionização, são os elétrons mais energéticos do magnésio. Esses elétrons são mais fracamente ligados ao núcleo que os outros. Por isso um pequeno valor de energia fornecida é suficiente para retirá-los do átomo.



**Figura 6.51**  
Gráfico de sucessivos valores de energia de ionização para os doze elétrons do magnésio.

Ao passarmos para o terceiro elétron, notamos um aumento considerável no valor de energia necessária para retirá-lo do átomo. Isso é uma evidência de que esse terceiro elétron se encontra a uma distância muito menor do núcleo que os dois primeiros. Se você usar a fórmula da força coulombiana:

$$F = k \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$

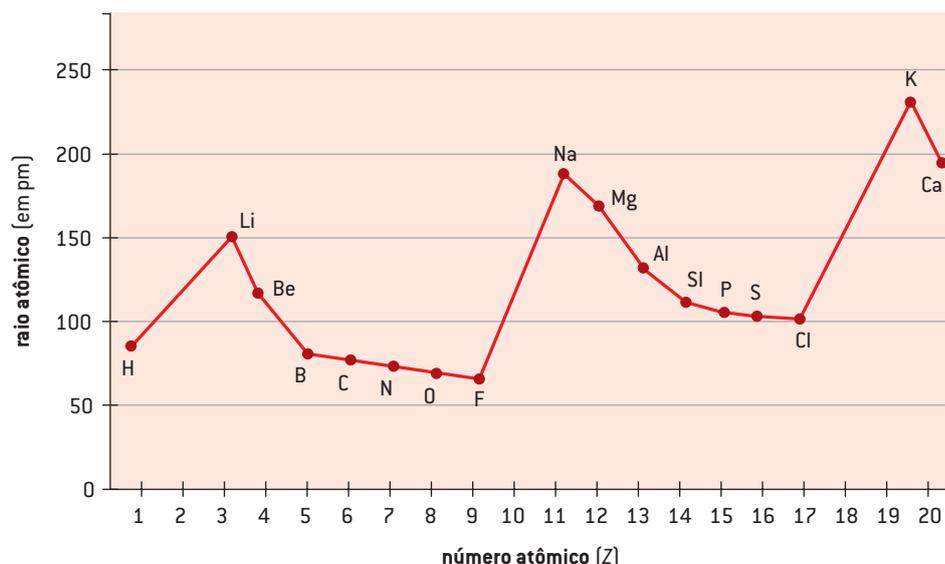
irá perceber que, do ponto de vista da carga elétrica, não haveria uma justificativa para o salto entre a segunda e a terceira energias de ionização. Uma justificativa plausível seria uma mudança na distância, do terceiro elétron ao núcleo do átomo. Estamos, portanto, diante de uma evidência de que o elétron correspondente à terceira energia de ionização deve estar num outro nível de energia. O mesmo raciocínio pode conduzir à explicação do salto observado do 10º para o 11º valor de energia de ionização.

Sempre lembrando que a primeira energia de ionização corresponde ao elétron mais fracamente ligado ao núcleo e, portanto, a uma maior distância deste, podemos concluir que a distribuição por níveis de energia do átomo de magnésio é 2-8-2. Isso permite que façamos uma primeira generalização quanto aos níveis de energia e à posição dos átomos na tabela periódica. O período em que um átomo se encontra sempre indica o número de níveis preenchidos pelos elétrons desse átomo. E o número da coluna, no caso das antigas colunas A, indica o número de elétrons no último nível.

Ao mostrar a existência de níveis de energia discretos para os elétrons, e que os átomos dos elementos de um mesmo período da tabela periódica possuem seus elétrons mais energéticos ocupando o mesmo nível de energia, o modelo de Bohr possibilitou explicar a periodicidade de vá-

rias propriedades atômicas, associando o comportamento físico e químico das substâncias à distribuição dos seus elétrons por níveis ou camadas.

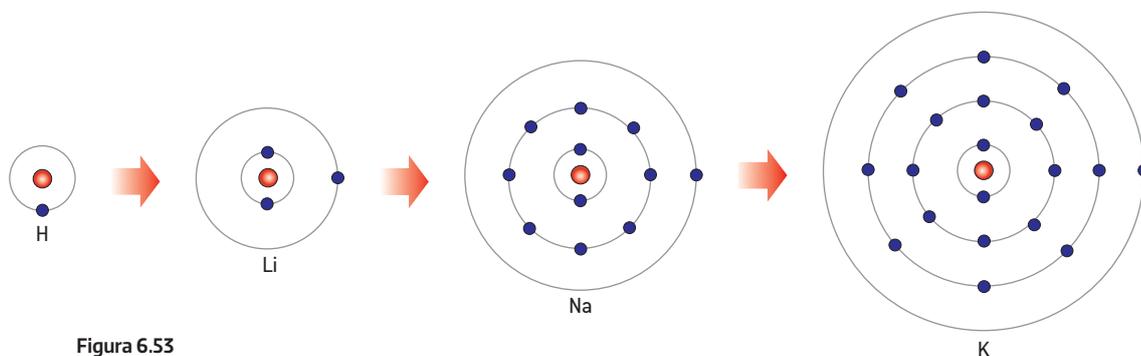
Na Atividade 5, pudemos constatar que o raio atômico diminui com o número atômico ao longo de um mesmo período e aumenta com o número atômico ao longo de uma mesma coluna da tabela periódica. Se você fez corretamente o gráfico de raio atômico *versus* número atômico para os primeiros vinte elementos químicos, obteve um gráfico semelhante ao da figura 6.52. Note que a linha que une os valores do raio atômico serve apenas para indicar a tendência na sua variação, pois não tem sentido pensar nessa propriedade para alguma coisa intermediária entre dois elementos químicos.



**Figura 6.52**  
Raio atômico (em pm) *versus* número atômico (Z) para os primeiros vinte elementos químicos (com exceção dos gases nobres).

## Como o modelo de Bohr explica a variação dessas propriedades?

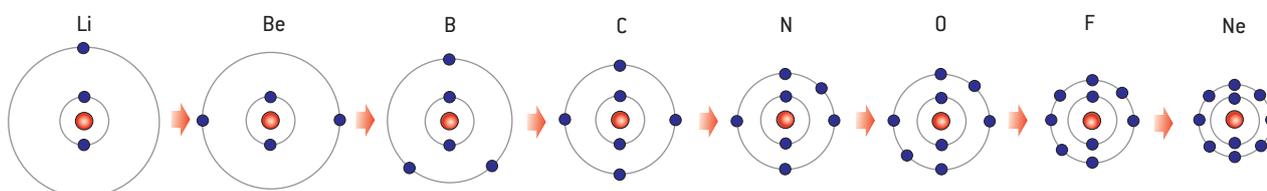
Observe a tabela periódica. Ao descermos ao longo de uma de suas colunas, por exemplo as colunas 1 e 2, há um aumento no raio atômico dos elementos. De acordo com o modelo de Bohr, para cada novo período da tabela os elétrons dos átomos começam a preencher um novo nível de energia; assim, se compararmos o hidrogênio, o lítio, o sódio e o potássio, em termos de distribuição eletrônica por níveis, teríamos a representação apresentada na figura 6.53.



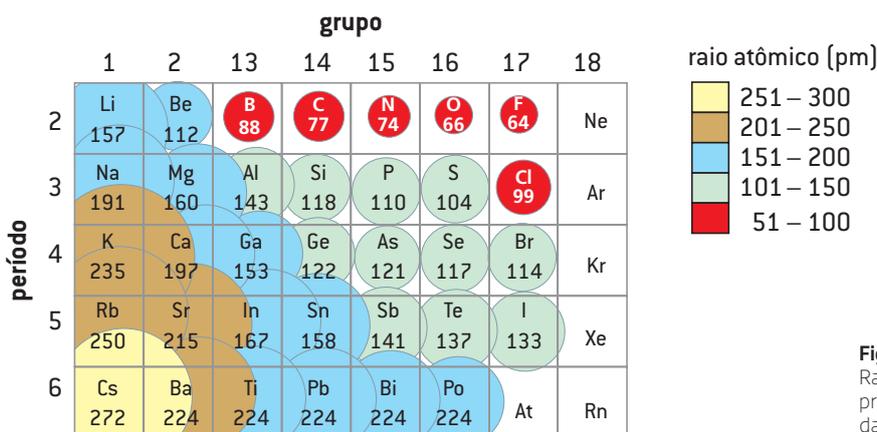
**Figura 6.53**  
Representação para os raios crescentes dos átomos da 1ª coluna da tabela periódica.

Como podemos explicar que, ao longo de um período, o raio atômico diminua com o aumento do número atômico, como acontece do lítio até o flúor, no segundo período da tabela, ou do sódio até o cloro, no terceiro período?

À primeira vista, isso parece surpreendente, pois o número de elétrons aumenta com o número atômico e seria razoável esperar que, quanto maior o número de elétrons, maior o raio atômico. Como, ao longo de um período, os elétrons estão sendo distribuídos num mesmo nível de energia, poderíamos imaginar que estão ocupando uma região da eletrosfera que está, aproximadamente, à mesma distância do núcleo. Com o aumento do número atômico, aumenta o número de prótons no núcleo e, conseqüentemente, a carga nuclear. Dessa maneira, os elétrons que vão sendo distribuídos nesse mesmo nível são cada vez mais fortemente atraídos pelo núcleo, e o raio atômico diminui.

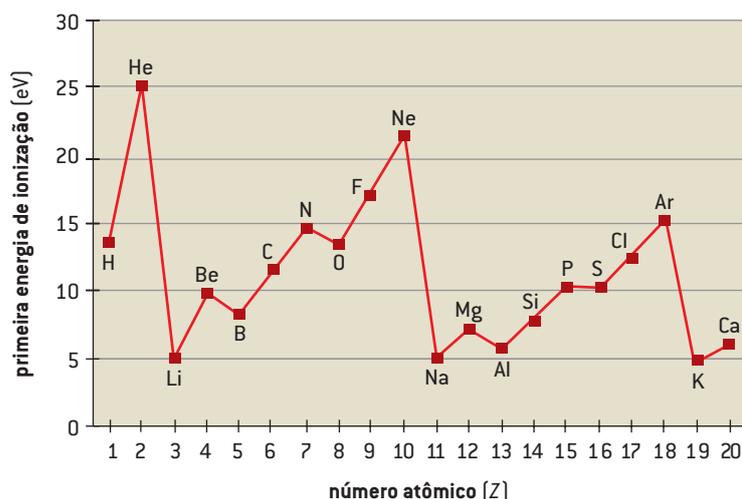


**Figura 6.54**  
Representações para os raios decrescentes dos átomos da segunda linha da tabela periódica.



**Figura 6.55**  
Raio atômico (em pm) para os principais grupos de elementos da tabela periódica.

Com base nessa explicação para a variação do raio atômico, é bem mais fácil compreender a variação da energia de ionização ao longo de uma coluna e de um período da tabela periódica. Na Atividade 5, pudemos constatar que a energia de ionização, em geral, aumenta com o número atômico ao longo de um mesmo período e diminui com o número atômico ao longo de uma mesma coluna da tabela periódica. Note que essa variação é justamente o inverso da que ocorre com o raio atômico. Se você fez corretamente o gráfico de energia de ionização *versus* número atômico para os primeiros vinte elementos químicos, obteve um gráfico semelhante ao da figura 6.56. Note que a linha que une os valores da energia de ionização é apenas para indicar a tendência na variação da energia de ionização, pois não tem sentido pensar nessa propriedade para algo intermediário entre dois elementos químicos.



**Figura 6.56**  
Energia de ionização (em eV) versus número atômico (Z) para os primeiros vinte elementos químicos.

Se o raio atômico aumenta ao longo de uma mesma coluna da tabela periódica, é de esperar que a energia de ionização diminua ao longo da coluna, pois os elétrons, estando cada vez mais distantes do núcleo, ficam cada vez mais fracamente ligados, sendo, portanto, necessário fornecer menos energia para arrancá-los.

A ideia é válida também para a variação da energia de ionização ao longo de um mesmo período. Se o raio atômico diminui ao longo do período, isso significa que os elétrons vão ficando cada vez mais fortemente ligados, crescendo, portanto, a energia de ionização.

Ao observar as energias de ionização para o átomo de magnésio, podemos concluir que ele possui elétrons distribuídos em três níveis de energia. Se localizarmos esse elemento na tabela periódica, vamos perceber que ele está ocupando uma posição na terceira linha. Isso coincide com o número de níveis ocupados. Ele também está localizado na coluna 2, o que corresponde ao número de elétrons existentes no último nível.

## texto 13

### O modelo atual – comportamento dual do elétron, incerteza e orbital

O modelo de Bohr continua válido para explicar a maioria das propriedades atômicas que estudaremos no nosso curso de Química. Historicamente, no entanto, o modelo de Bohr não perdurou por muito tempo. Ao longo da década de 1920, os físicos construiriam um novo modelo para o átomo, que significaria uma verdadeira revolução científica e mostraria que a mecânica clássica definitivamente não poderia ser aplicada ao mundo subatômico. A imagem que emergiria desse esforço científico revelaria aspectos do mundo submicroscópico bastante estranhos aos nossos olhos acostumados com o mundo macroscópico.

No modelo de Bohr, a quantização de energia é introduzida como uma hipótese adicional ao modelo de Rutherford. Mantém-se, no entanto, a ideia de que os elétrons se comportam como partículas carregadas girando ao redor do núcleo atômico, o que resulta na definição de órbitas para descrever as trajetórias dos elétrons.

Na época em que Bohr propôs seu modelo já se admitia a natureza dual para a luz. Segundo essa ideia, a luz se comportaria tanto como onda quanto como partícula. Em alguns fenômenos luminosos, poderíamos explicar melhor o comportamento da luz se a tratássemos como onda e, em outros, se a tratássemos como corpúsculo (partícula). Essa ideia se tornou tão forte que Louis de Broglie (1892-1987), no início da década de 1920, pensou na possibilidade de atribuir o mesmo comportamento dual aos elétrons. Vejamos o que ele diz sobre esse assunto:

### A natureza dual do elétron

“Por um lado, a teoria quântica da luz não pode ser considerada satisfatória pois define a energia de um corpúsculo de luz por uma equação contendo a frequência ( $\nu$ ):  $E = h \nu$ . Mas uma teoria puramente corpuscular não contém nada que nos permita definir uma frequência; portanto é somente por essa razão que somos compelidos, no caso da luz, a introduzir simultaneamente a ideia de corpúsculo e a ideia da periodicidade. Por outro lado, a determinação do movimento estável dos elétrons no átomo introduz números inteiros; e até esse ponto, os únicos fenômenos que envolvem números inteiros em Física são os da interferência e dos tons normais de vibração. Esse fato sugeriu-me a ideia de que os elétrons também não podiam ser considerados simplesmente como corpúsculos, mas que também a periodicidade lhes deve ser atribuída.”

DE BROGLIE, Louis. *Les Prix Nobel en 1929*. In: SEGRÈ, Emílio. *Dos raios X aos quarks*. Brasília: Editora da UnB, 1980. p. 155.

Note que, no texto, Louis de Broglie se refere ao comportamento ondulatório em termos da “ideia de periodicidade”. Por outro lado, os números inteiros de que fala – “[...] a determinação do movimento estável dos elétrons no átomo introduz números inteiros [...]” – correspondem aos níveis de energia dos elétrons no modelo de Bohr.

Ao associar uma onda ao elétron, que assim passaria também a ser compreendido como tendo um comportamento dual – de partícula e de onda –, Louis de Broglie “abriu as portas dos átomos” ao tratamento da mecânica ondulatória, que era então aplicada apenas aos fenômenos ondulatórios. O método matemático de quantização proposto por De Broglie não teve muito sucesso, mas sua ideia básica estimulou Erwin Schrödinger (1887-1961) a propor uma equação de ondas para o elétron, que resultaria no modelo atômico atualmente aceito.

Na década de 1920, houve um grande desenvolvimento da Física, que culminou com o estabelecimento da teoria da **mecânica quântica**. O modelo atômico que emergiria do esforço dessa geração de físicos iria abandonar as ideias de órbita e, por conseguinte, de trajetória para descrever o comportamento do elétron. Em quatro lugares diferentes da Europa – Göttingen, Copenhague, Cambridge e Zurique –, físicos chegariam a diferentes formulações para essa nova mecânica



Figura 6.57  
Louis de Broglie.

Reprodução/Arquivo da editora

quântica. As formulações de Werner Heisenberg (1901-1976) – que seriam aplicadas por Wolfgang Pauli (1900-1958) ao átomo de hidrogênio – e de Paul Dirac (1902-1984) foram propostas mais ou menos na mesma época em que era desenvolvida por Erwin Schrödinger a equação de onda associada ao elétron.

Talvez por descrever o elétron como uma onda, fenômeno já bastante conhecido na época, a equação de Schrödinger tornou-se muito mais popular que as outras descrições do mesmo fenômeno. Um problema, no entanto, persistia: a solução da equação de Schrödinger, que descrevia o comportamento das partículas, resultava numa grandeza ondulatória – a função de onda ( $\psi$ ).

## Qual é o significado físico de uma onda associada a uma partícula – o elétron?

Em 1926, Max Born (1882-1970) propôs que o quadrado do módulo da função de onda ( $|\psi|^2$ ) poderia ser interpretado como a densidade de probabilidade eletrônica, isto é, como a probabilidade de encontrar o elétron em uma região da eletrosfera. Dessa forma, a aplicação de uma equação de onda ao elétron resultaria numa **descrição probabilística** dele.

Essa descrição probabilística resulta na ideia de **orbital**, definido como a região mais provável de encontrar um elétron a certa distância do núcleo. Para o átomo de hidrogênio no estado fundamental, essa descrição pode ser representada como:

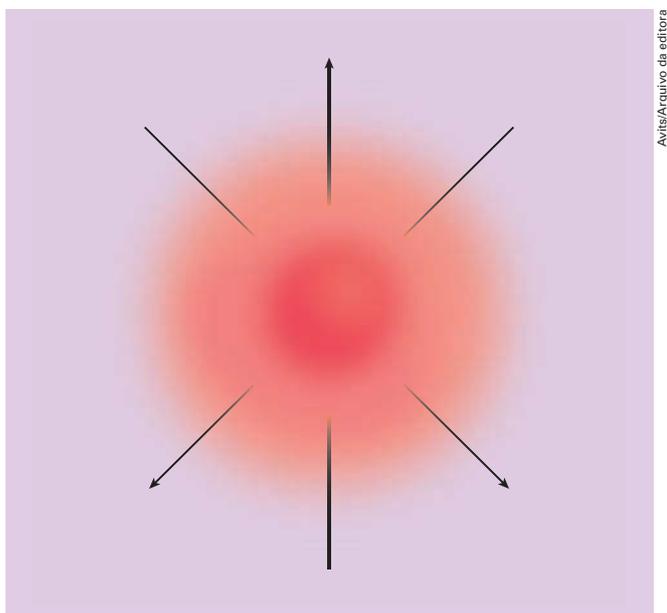


Figura 6.59  
Representação do orbital 1s para o átomo de hidrogênio segundo o modelo atual.

Note que um orbital, coerente com a ideia de uma descrição probabilística, é uma região do espaço que não tem fronteiras bem delimitadas. Há outras formas possíveis de orbitais, que correspondem a outros estados quânticos ( ) do elétron. Normalmente, nos referimos a esses diferentes orbitais usando as letras **s**, **p**, **d** e **f**.



Figura 6.58  
Erwin Schrödinger.

Reprodução/Arquivo da editora

É importante lembrar que, no modelo de Bohr, apenas a energia total do elétron estava quantizada (energia apenas com valores discretos), o que resultava na ideia de níveis de energia associados a um único número inteiro, chamado de **número quântico**. No modelo atual, existem quatro números quânticos associados a cada elétron, o que torna a descrição mais complexa.

Associada a toda essa complexidade, a natureza dual das partículas subatômicas resulta em uma incerteza nunca antes imaginada. Normalmente, a ideia de incerteza, na ciência, aparece associada à ausência de precisão em razão de erros causados por imperfeição de instrumentos de medida ou pelos limites da capacidade de observação humana. A incerteza associada aos elétrons e outras partículas, no entanto, é algo inerente à escala dos fenômenos quânticos. A formulação dessa incerteza se tornou um princípio, que ficou conhecido como o **Princípio de Incerteza de Heisenberg**.

A grande diferença entre o modelo de Bohr e o modelo atual é que o primeiro ainda lidava com ideias intuitivas tiradas de analogias com outras teorias clássicas, como a ideia de órbita, ao passo que o segundo suprimiu muitas dessas ideias.

## As dificuldades da mecânica quântica

Em 1927, foi realizada uma Conferência Internacional de Física, em Como (Itália), e algumas semanas mais tarde se reuniria, em Bruxelas, o Conselho de Solvay. Essas duas reuniões científicas são consideradas a inauguração oficial da mecânica quântica. Para ter uma ideia das dificuldades de compreensão que a descrição probabilística e o Princípio de Incerteza causavam aos físicos da época, Einstein, durante o Conselho de Solvay, tentou de várias maneiras imaginar contraexemplos e experiências de pensamento que pudessem colocar em dificuldade a nova teoria da mecânica quântica. Nessas experiências de pensamento, Einstein recorria a experimentos físicos imaginários a partir da teoria quântica, dos quais resultavam ideias contraintuitivas acerca da realidade física.

Convicto na sua crença de que “Deus não joga dados”, como escreveu em carta particular a Max Born, Einstein se opôs à descrição da mecânica quântica formulada pelo grupo da chamada Escola de Copenhague, que tinha em Bohr seu principal articulador. A polêmica iniciada nesses dois congressos se arrastou pelos anos 1930 e resultou em vários lances famosos, como a publicação, em 1935, de dois artigos sob o mesmo título: “Pode a descrição quântica da realidade física ser considerada completa?”.

O primeiro deles, publicado por Einstein, Podolsky (1896-1966) e Rosen (1909-1995), resultaria num paradoxo famoso discutido até os dias atuais: o paradoxo EPR. No segundo deles, Bohr tenta desconstruir os argumentos de Einstein e seus colaboradores usando um novo argumento que se tornou uma das bases para a compreensão da mecânica quântica: a noção de complementaridade.

Toda essa discussão tem por base uma formulação matemática bastante avançada, que está muito além dos objetivos de um curso introdutório.



Fotos: Emilio Segre Visual Archives/American Institute of Physics/SPU/latinstock



**Figura 6.60**

a) Boris Podolsky.  
b) Nathan Rosen.

rio de Química. Assim, evitamos entrar em muitos detalhes sobre algumas características do modelo atual, pois isso significaria fazer simplificações que nem sempre ajudam a compreender a natureza da descrição da realidade atômica fornecida pela mecânica quântica. Como já afirmamos, o modelo de Bohr continua válido para explicar a maioria das propriedades com que trabalharemos no nosso curso introdutório de Química e na maioria das vezes nos restringiremos a seu uso. Vez por outra poderemos lançar mão da ideia de orbital, mas apenas para descrever uma região do espaço correspondente à maior probabilidade de se encontrar o elétron.

## texto 14

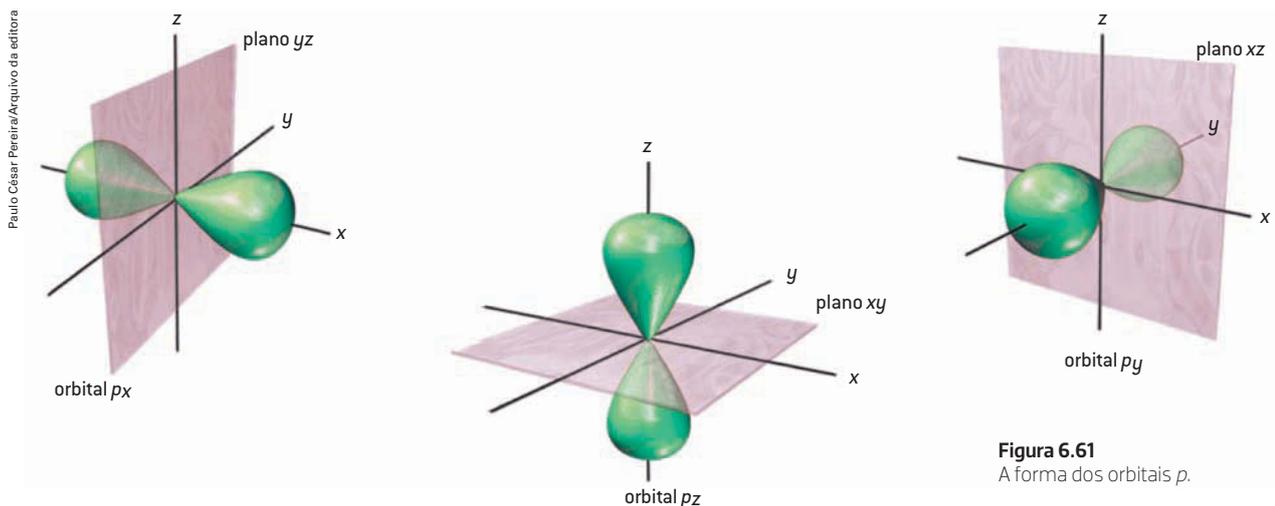
### Números quânticos, distribuição eletrônica e a organização da tabela periódica moderna

Como já tivemos oportunidade de comentar, diferentemente do modelo de Bohr, no modelo atômico atual não apenas a energia total do elétron está quantizada, mas também seu *momentum* angular, seu *momentum* magnético e ainda uma quarta grandeza chamada *spin*.

Não é preciso que você se preocupe, num curso introdutório de Química, com o significado de todos esses nomes. O mais importante é lembrar que, em qualquer átomo, cada elétron, em vez de ser caracterizado apenas por um número quântico correspondente ao nível de energia, como acontecia no modelo de Bohr, passa a ser caracterizado por quatro números quânticos. Cada elétron possui um conjunto distinto de quatro números quânticos, o que significa que dois elétrons num mesmo átomo nunca terão os mesmos valores para esses números. Eles devem diferir em pelo menos um dos números quânticos. Essa é uma forma simples de enunciar o **Princípio de Exclusão de Pauli**, que explica a distribuição dos elétrons na estrutura atômica.

Vamos tentar dar uma ideia de cada um desses quatro números quânticos. O primeiro deles, o **número quântico principal**, a exemplo do número quântico do modelo de Bohr, está relacionado ao nível de energia do elétron. Indicamos esse número quântico pela letra ***n***, que assume valores de número inteiros, 1, 2, 3, etc., como no modelo de Bohr.

O segundo número quântico, que chamaremos de **número quântico do *momentum* angular orbital**, está relacionado aos subníveis de energia dentro de um mesmo nível. Ele é designado pela letra ***l*** e pode assumir valor que vai de **zero** até  **$n - 1$** , em que ***n*** é o número quântico principal. Esse segundo número quântico pode ser associado à forma do orbital. Associamos aos valores de  $l = 0, 1, 2$  e  $3$ , respectivamente, as letras ***s, p, d, f***. Já vimos que os orbitais ***s*** têm forma esférica. Já os orbitais ***p*** têm a forma aproximada de dois balões (bexigas) ligados.



Para os orbitais pertencentes aos subníveis  $d$  e  $f$ , as formas são bem mais complicadas e não vamos descrevê-las aqui. Lembre-se de que já comentamos que a ideia de forma dos orbitais resultou da aplicação de uma equação de onda a uma partícula, que é o elétron. Na tentativa de fornecer um significado físico a essa ideia, o orbital pode ser interpretado como a região na qual é maior a probabilidade de encontrar o elétron a uma certa distância do núcleo; por isso, ele pode ser associado a uma forma espacial.

Como já dissemos, a descrição quântica do átomo, no modelo atômico atual, não é intuitiva. Um exemplo disso é que não é conveniente pensar no elétron como uma partícula “circulando” pela região definida pelo orbital. Se pensarmos na forma do orbital  $p$ , considerando que as suas duas regiões indicadas na figura 6.61 não têm pontos em comum, ou seja, a probabilidade de que o elétron seja encontrado entre essas duas regiões é nula, imediatamente surgiria a pergunta:

Como o elétron passa de uma região do orbital  $p$  para a outra?

Essa pergunta não tem sentido na descrição do comportamento do elétron feita pela mecânica quântica. O elétron não passa de uma região para outra, ele não deve ser pensado apenas como uma partícula, mas sim como uma “partícula-onda”. Nesse sentido, uma resposta aproximada para essas indagações seria a de dizer que o elétron não circula no espaço descrito pelo orbital  $p$ . O elétron, de certa forma, é esse espaço.

O terceiro número quântico, o **número quântico magnético**, indica o orbital individual em que um elétron se encontra dentro de um certo subnível de energia. Os valores que ele pode assumir estão relacionados com o valor do número quântico orbital. Designamos o número quântico magnético pela letra  $m$ , que pode variar de  $-l$  até  $+l$ , passando pelo valor zero, no qual  $l$  é o valor do número quântico orbital. Assim, se  $l$  é igual a zero (no caso do subnível  $s$ ),  $m$  também é igual a zero. Isso indica que o subnível  $s$  tem apenas um orbital, cujo número quântico magnético é igual a zero. Por outro lado, se  $l$  é igual a 1 (no caso do subnível  $p$ ),  $m$  terá valores de  $-1$ ,  $0$  e  $+1$ , que correspondem aos três orbitais  $p$  ( $p_x$ ,  $p_y$  e  $p_z$ ). Isso indica que o subnível  $p$  tem três orbitais, cujos números quânticos magnéticos são  $-1$ ,  $0$  e  $+1$ , como indicado na figura 6.61.

Para concluir a apresentação dos números quânticos, o quarto entre eles é chamado de **número quântico magnético *spin***, que pode ter dois valores:  $-\frac{1}{2}$  e  $+\frac{1}{2}$ . O *spin* do elétron muitas vezes é interpretado como o sentido da rotação do elétron em torno de seu eixo, o que não é muito adequado, pois implica assumir que o elétron é apenas uma partícula. Esse modelo implica a concepção do elétron como onda. Dois elétrons num mesmo nível, subnível e orbital necessariamente têm *spins* opostos, o que está relacionado ao Princípio de Exclusão de Pauli, que estabelece que dois elétrons num mesmo átomo não podem ter os quatro números quânticos idênticos.

Uma das consequências do Princípio de Exclusão de Pauli é a de que cada orbital comporta, no máximo, dois elétrons, um com *spin*  $+\frac{1}{2}$  e outro com *spin*  $-\frac{1}{2}$ . O subnível *s*, portanto, comporta no máximo dois elétrons. Já o subnível *p*, para o qual  $l = 1$ , tem três orbitais, com números quânticos magnéticos iguais a  $-1, 0$  e  $+1$ , e comporta no máximo seis elétrons. Seguindo essa lógica, para os subníveis *d* e *f*, chegaríamos à conclusão de que o subnível *d* tem cinco orbitais, com valores de *m* iguais a  $-2, -1, 0, +1, +2$ , e comporta, no máximo, dez elétrons; e que o subnível *f* tem sete orbitais, com valores de *m* iguais a  $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ , e comporta no máximo 14 elétrons.

A figura 6.62 sintetiza o que foi discutido até aqui, e mostra o arranjo dos níveis, subníveis e orbitais para os quatro primeiros níveis de um átomo e os correspondentes números quânticos.

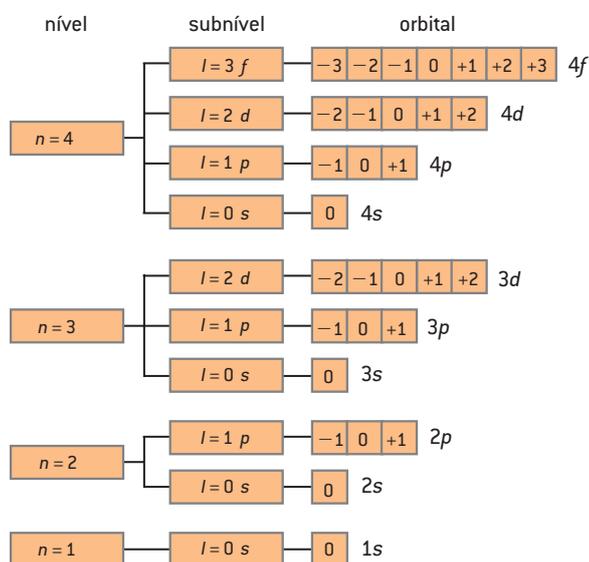


Figura 6.62

Arranjo dos níveis, subníveis e orbitais para os quatro primeiros níveis.

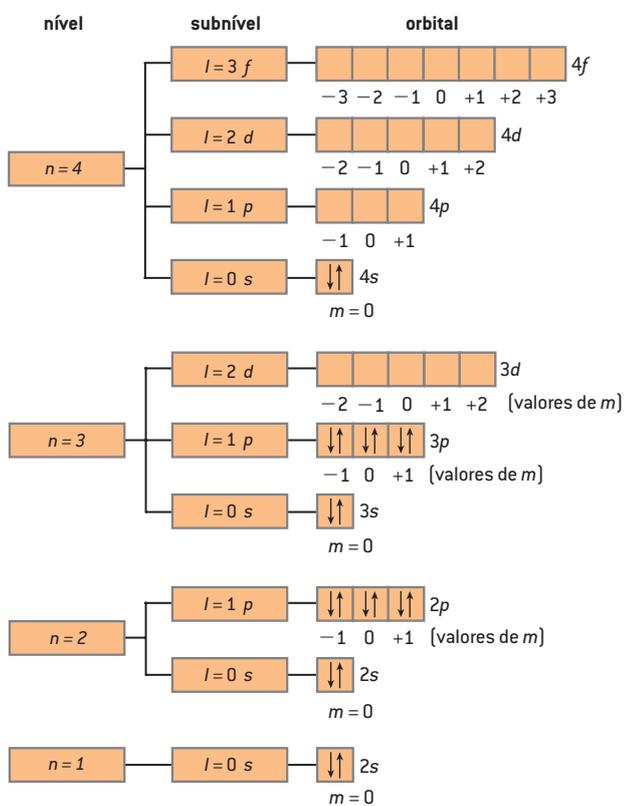
## Distribuição eletrônica por níveis e subníveis

Com essas informações, podemos pensar em como distribuir os elétrons em um átomo por níveis e subníveis de energia. Essa distribuição vai ser importante porque permite entender a lógica da tabela periódica moderna e constatar que átomos de elementos, numa mesma coluna, têm configuração eletrônica semelhante para os elétrons situados no último nível de energia (**elétrons de valência**).

A ordem de energia dos níveis e subníveis corresponde aproximadamente à ordem em que foram apresentados na figura com os arranjos dos níveis, subníveis e orbitais, de baixo para cima. Devemos levar em consideração também a capacidade máxima de cada subnível: dois elétrons para o subnível *s*, seis elétrons para o subnível *p*, dez elétrons para o subnível *d* e catorze elétrons para o subnível *f*.

Assim, se formos distribuir os elétrons do átomo neutro de **cálcio**, que tem vinte elétrons, por níveis e subníveis de energia, teremos dois elétrons ocupando o orbital do subnível 1*s*, dois elétrons no orbital do subnível 2*s*, seis elétrons nos três orbitais do subnível 2*p*, dois elétrons no orbital do subnível 3*s*, seis elétrons nos três orbitais do subnível 3*p* e, surpreendentemente, os últimos dois elétrons ocupando o orbital do subnível 4*s* e não do 3*d*, como seria de esperar se a ordem da figura com os níveis e subníveis estivesse sendo obedecida até o final da distribuição. O que acontece, nesse caso, é que há uma inversão na ordem de energia entre o subnível *d* do terceiro nível e o subnível *s* do quarto nível, de modo que o último tem energia mais baixa do que o primeiro; por isso, os dois últimos elétrons do cálcio vão ocupar o subnível 4*s* e não o 3*d*.

Note que essas inversões na ordem de energia acontecem para os elétrons mais energéticos de um átomo, chamados de elétrons de valência. Esses elétrons serão distribuídos por último. Para um átomo de estrôncio, por exemplo, que está na mesma coluna do cálcio, essa inversão na ordem de energia vai acontecer entre os subníveis 5*s* e 4*d*, mas não entre 4*s* e 3*d*. Esses últimos, no caso do estrôncio, não são elétrons de valência e, portanto, seguem a ordem de energia normalmente, ou seja, o 3*d* tem menos energia do que o 4*s*.



**Figura 6.63**

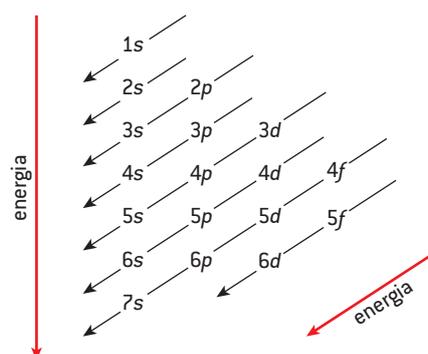
Distribuição eletrônica do cálcio. Note que cada elétron tem um estado quântico único, determinado pelos quatro números quânticos.

**legenda:**

↑ representa elétron com  $spin + \frac{1}{2}$

↓ representa elétron com  $spin - \frac{1}{2}$

Existe um diagrama que nos ajuda a distribuir os elétrons por níveis e subníveis levando em consideração essas inversões na ordem de energia dos diferentes subníveis em que são distribuídos os elétrons de valência. É conhecido como **diagrama de Pauling** em homenagem ao químico Linus Pauling (1901-1994), que deu várias contribuições para a aplicação da mecânica quântica à Química. A figura 6.64 apresenta esse diagrama. Se você seguir a ordem dos subníveis indicada pelas linhas com setas, será capaz de fazer a distribuição eletrônica adequada para a maioria dos átomos que constituem a tabela periódica. Há algumas exceções, mas não vamos nos ater a elas. Note que você deverá se lembrar da capacidade de cada subnível, que está relacionada ao número de orbitais em cada um. Assim, os subníveis *s* têm capacidade para dois elétrons; os subníveis *p*, para seis elétrons; os *d*, para dez; e os *f*, para catorze elétrons. Usando o diagrama de Pauling e a notação adequada para escrever a distribuição eletrônica, na qual o número de elétrons em cada subnível é indicado por um número colocado como expoente à letra que indica o subnível, temos a seguinte representação para a distribuição eletrônica do átomo neutro de cálcio, que tem vinte elétrons. Lembre-se de que o número de elétrons, para qualquer átomo neutro, é igual ao número de prótons, indicado pelo número atômico do elemento químico, *Z*:



**Figura 6.64**  
Diagrama de Pauling para distribuição eletrônica por níveis e subníveis.

Distribuição eletrônica do cálcio  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Se somarmos os expoentes, obteremos o número de elétrons num átomo neutro de cálcio, que é igual ao seu número atômico,  $Z = 20$ .

## atividade 6

### A distribuição eletrônica por níveis e subníveis e a tabela periódica moderna

Nesta atividade você vai ter a oportunidade de praticar o uso do diagrama de Pauling e, ao mesmo tempo, começar a perceber como a distribuição eletrônica por subníveis explica algumas das regularidades encontradas na tabela periódica. Faça, individualmente, em seu caderno.

- A11** Localize o magnésio (Mg) e o cálcio (Ca) na tabela periódica.
- Em que coluna estão esses elementos?
  - Faça a distribuição eletrônica por subníveis para átomos neutros desses dois elementos. Identifique os elétrons que se encontram no último subnível preenchido.
  - O que você pode constatar ao comparar os últimos subníveis preenchidos dos átomos de Mg e Ca?

- d) Observe o nível de energia em que foram distribuídos os últimos elétrons do Mg e do Ca e o período (linha horizontal) em que eles se encontram na tabela periódica. O que você pode constatar?
- e) Considerando que o magnésio e o cálcio formam cátions com carga +2 ( $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{Mg}^{2+}$ ) e que, para formar esses cátions, perdem os elétrons de valência, indique o nível e o subnível dos elétrons que foram perdidos para formar esses cátions. Qual seria a distribuição eletrônica dos cátions  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{Mg}^{2+}$ ?

**A12** Localize o sódio (Na) e o potássio (K) na tabela periódica.

- a) Em que coluna estão esses elementos?
- b) Faça a distribuição eletrônica para átomos neutros desses dois elementos. Identifique os elétrons que se encontram no último subnível preenchido.
- c) O que você pode constatar ao comparar os últimos subníveis preenchidos dos átomos de K e Na?
- d) Observe o nível de energia em que foram distribuídos os últimos elétrons do K e do Na e o período (linha horizontal) em que eles se encontram na tabela periódica. O que você pode constatar?
- e) Considerando que o sódio e o potássio formam cátions com carga +1 ( $\text{K}^+$  e  $\text{Na}^+$ ) e que, para formar esses cátions, perdem os elétrons de valência, indique o nível e o subnível dos elétrons que foram perdidos para formar esses cátions. Qual seria a distribuição eletrônica dos cátions  $\text{Na}^+$  e  $\text{K}^+$ ?

**A13** Localize o alumínio (Al) e o gálio (Ga) na tabela periódica.

- a) Em que coluna estão esses elementos?
- b) Faça a distribuição eletrônica para átomos neutros desses dois elementos. Identifique os elétrons que se encontram no último subnível preenchido.
- c) O que você pode constatar ao comparar os últimos subníveis preenchidos dos átomos de Al e Ga?
- d) Observe o nível de energia em que foram distribuídos os últimos elétrons do Al e do Ga e o período (linha horizontal) em que eles se encontram na tabela periódica. O que você pode constatar?
- e) Considerando que o alumínio e o gálio formam cátions com carga +3 ( $\text{Al}^{3+}$  e  $\text{Ga}^{3+}$ ) e que, para formar esses cátions, perdem os elétrons de valência, indique o nível e o subnível dos elétrons que foram perdidos para formar esses cátions. Qual seria a distribuição eletrônica dos cátions  $\text{Al}^{3+}$  e  $\text{Ga}^{3+}$ ?

**A14** Localize os elementos oxigênio (O) e enxofre (S) na tabela periódica.

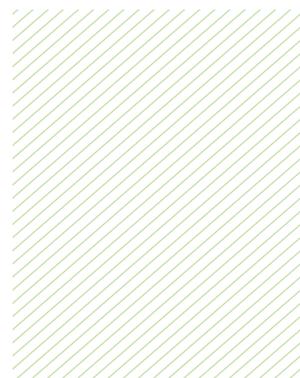
- a) Em que coluna estão esses elementos?
- b) Faça a distribuição eletrônica para átomos neutros desses dois elementos. Identifique os elétrons que se encontram no último subnível preenchido.
- c) O que você pode constatar ao comparar os últimos subníveis preenchidos dos átomos de O e S?
- d) Observe o nível de energia em que foram distribuídos os últimos elétrons do O e do S e o período (linha horizontal) em que eles se encontram na tabela periódica. O que você pode constatar?
- e) Considerando que o oxigênio e o enxofre formam ânions com carga -2 ( $\text{O}^{2-}$  e  $\text{S}^{2-}$ ) e que, para formar esses ânions, ganham elétrons para completar o subnível de valência, indique o nível e o subnível dos elétrons

que foram ganhos para formar esses ânions. Qual seria a distribuição eletrônica dos ânions  $O^{2-}$  e  $S^{2-}$ ?

- A15** Localize os elementos cloro (Cl) e bromo (Br) na tabela periódica.
- Em que coluna estão esses elementos?
  - Faça a distribuição eletrônica para átomos neutros desses dois elementos. Identifique os elétrons que se encontram no último subnível preenchido.
  - O que você pode constatar ao comparar os últimos subníveis preenchidos dos átomos de Cl e Br?
  - Observe o nível de energia em que foram distribuídos os últimos elétrons do Cl e do Br e o período (linha horizontal) em que eles se encontram na tabela periódica. O que você pode constatar?
  - Considerando que o cloro e o bromo formam ânions com carga  $-1$  ( $Cl^-$  e  $Br^-$ ) e que, para formar esses ânions, ganham um elétron para completar o subnível de valência, indique o nível e o subnível do elétron que foi ganho para formar esses ânions. Qual seria a distribuição eletrônica dos ânions  $Cl^-$  e  $Br^-$ ?
- A16** Localize os elementos argônio (Ar) e criptônio (Kr) na tabela periódica.
- Em que coluna estão esses elementos?
  - Faça a distribuição eletrônica para átomos neutros desses dois elementos. Identifique os elétrons que se encontram no último subnível preenchido.
  - O que você pode constatar ao comparar os últimos subníveis preenchidos dos átomos de Ar e do Kr?
  - Observe o nível de energia em que foram distribuídos os últimos elétrons do Ar e do Kr e o período (linha horizontal) em que eles se encontram na tabela periódica. O que você pode constatar?
- A17** Localize os elementos ferro (Fe) e rutênio (Ru) na tabela periódica.
- Em que coluna estão esses elementos?
  - Faça a distribuição eletrônica para átomos neutros desses dois elementos. Identifique os elétrons que se encontram no último subnível preenchido.
  - O que você pode constatar ao comparar os últimos subníveis preenchidos dos átomos de Fe e Ru?
  - Observe o nível de energia em que foram distribuídos os últimos elétrons do Fe e do Ru e o período (linha horizontal) em que eles se encontram na tabela periódica. O que você pode constatar?
- A18** Localize os elementos praseodímio (Pr) e protactínio (Pa) na tabela periódica.
- Em que coluna estão esses elementos?
  - Faça a distribuição eletrônica para átomos neutros desses dois elementos. Identifique os elétrons que se encontram no último subnível preenchido.
  - O que você pode constatar ao comparar os últimos subníveis preenchidos dos átomos de Pr e Pa?
  - Observe o nível de energia em que foram distribuídos os últimos elétrons do Pr e do Pa e o período (linha horizontal) em que eles se encontram na tabela periódica. O que você pode constatar?

**A19** Localize os elementos neodímio (Nd) e urânio (U) na tabela periódica.

- Em que coluna estão esses elementos?
- Faça a distribuição eletrônica para átomos neutros desses dois elementos. Identifique os elétrons que se encontram no último subnível preenchido.
- O que você pode constatar ao comparar os últimos subníveis preenchidos dos átomos de Nd e U?
- Observe o nível de energia em que foram distribuídos os últimos elétrons do Nd e do U e o período (linha horizontal) em que eles se encontram na tabela periódica. O que você pode constatar?

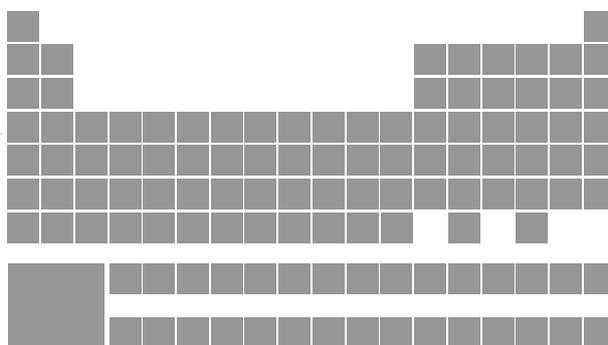


## texto 15

### Distribuição eletrônica, tabela periódica e elétrons de valência

Ao fazer a Atividade 6, você já deve ter percebido quais são as regularidades com que iremos trabalhar neste texto. Vamos começar comparando a distribuição eletrônica do potássio, do cálcio, do ferro, do gálio e do bromo, todos situados no quarto período (figura 6.65), com a distribuição eletrônica do argônio, que é um gás nobre e, portanto, situado na última coluna (coluna 18, antiga 8A ou 0) do terceiro período. Sempre que nos referirmos às colunas da tabela periódica, usaremos a nomenclatura que é atualmente recomendada pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (Iupac é a sigla em inglês dessa instituição, que entre outras funções estabelece a nomenclatura a ser adotada internacionalmente). Por entender, no entanto, que a nomenclatura antiga é mais esclarecedora, ao fazer com que o número da coluna geralmente coincida com o número de elétrons no último nível, usaremos também essa nomenclatura.

**Figura 6.65**  
Elementos do quarto período.



39,10	68	40,08	19	44,96	14	47,87	13	50,94	16	52,00	17	54,94	18	55,85	18	58,93	18	58,69	19	63,55	19	65,38	17	69,72	18	72,64	20	74,92	22	78,96	24	79,90	18	83,80	18
19	K	20	Ca	21	Sc	22	Ti	23	V	24	Cr	25	Mn	26	Fe	27	Co	28	Ni	29	Cu	30	Zn	31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr
potássio		cálcio		escândio		títânio		vanádio		cromônio		manganês		ferro		cobalto		níquel		cobre		zinco		gálio		germânio		arsênio		selênio		bromo		criptônio	



Considerando a distribuição eletrônica do Ar ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ), podemos afirmar que todos os elementos do quarto período têm essa mesma configuração para os seus primeiros 18 elétrons e que diferem somente na configuração dos elétrons que estão sendo distribuídos depois desses primeiros 18.

Assim, podemos representar a distribuição eletrônica do potássio, por exemplo, por:  $[\text{Ar}] 4s^1$ . Da mesma forma, podemos representar a distribuição eletrônica do ferro por:  $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$ . Como o que interessa do ponto de vista da Química são os elétrons de valência, podemos generalizar essas regularidades para todos os elementos químicos e afirmar que a distribuição eletrônica para elementos de um mesmo período terá uma parte de sua configuração comum a todos os elementos desse período e que essa parte, chamada de **cerne da configuração**, é idêntica à do gás nobre (coluna 18, antiga 8A ou 0) do período anterior. Por outro lado, para todos os elementos químicos de um mesmo período, os elétrons mais externos estão distribuídos num nível que tem o mesmo número do período da tabela periódica onde estão localizados esses elementos. No caso dos elementos citados neste parágrafo, esse nível é de número 4 e eles estão todos situados no quarto período.

Uma outra regularidade importante que você deve ter percebido é que, para os átomos dos elementos das colunas 1 e 2 (alcalinos e alcalinoterrosos, figura 6.66, na página 208), o último subnível a ser preenchido é o *s*. Eles diferem dos seus vizinhos em um mesmo período quanto ao número de elétrons de valência nesse subnível (um elétron para os elementos da coluna 1 e dois elétrons para os da coluna 2).

Já para os átomos dos elementos das colunas 13, 14, 15, 16, 17 e 18 (figura 6.67, na página 208), o último subnível a ser preenchido é o *p*. Eles diferem de seus vizinhos quanto ao número de elétrons nesse subnível: um elétron *p* para os elementos da coluna 13 (antiga 3A), dois para os da coluna 14 (antiga 4A), três para os da coluna 15 (antiga 5A), quatro para os da coluna 16 (antiga 6A), cinco para os da coluna 17 (antiga 7A) e finalmente seis, o que indica que o subnível *p* está completo para os gases nobres situados na coluna 18.

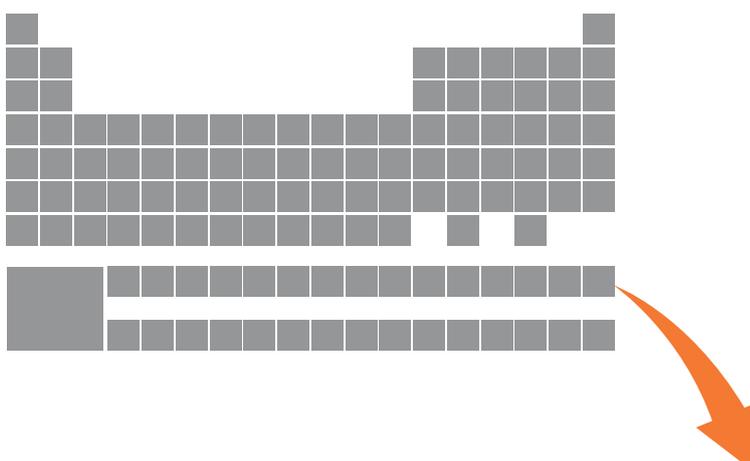
Note que, tanto para os elementos das colunas 1 e 2 quanto para os das colunas 13 a 18, a diferença entre seus átomos e aquele da coluna anterior ou posterior está num subnível *s* ou *p* situado no último nível de energia, que é aquele de maior energia. Por outro lado, todos os átomos de elementos situados na mesma coluna têm a mesma configuração eletrônica, nos subníveis, para os seus elétrons de valência. São esses fatos que explicam por que os elementos de uma mesma coluna, no caso das colunas 1 e 2 e de 13 a 18, têm propriedades semelhantes e por que as propriedades variam muito quando se comparam elementos de duas colunas vizinhas. Por isso esses elementos, em seu conjunto, são chamados de **elementos representativos**. A nomenclatura antiga das colunas da tabela periódica realçava esse aspecto ao numerar as colunas dos elementos representativos de 1A a 7A, e a coluna dos gases nobres com o 8A ou o número zero.





Diferentemente do que ocorre com os elementos representativos, os elementos numa mesma coluna nessa região da tabela (colunas 3 a 12) não terão as propriedades marcadamente diferentes em relação às colunas vizinhas. Isso ocorre porque a diferença na configuração eletrônica entre os elementos de colunas vizinhas recai sobre os elétrons mais internos, de um nível de energia menor do que o último nível. Os elementos das colunas 3 a 12, que, portanto, diferem entre si no preenchimento de um subnível  $d$ , interno, são chamados **elementos de transição** ou **metais de transição**, uma vez que todos são metais.

Se compararmos a configuração eletrônica dos átomos de dois elementos vizinhos situados nas séries de lantanídeos ou actinídeos, como o praseodímio e o neodímio, veremos que o subnível  $f$  é o último a ser preenchido e que a diferença em suas configurações eletrônicas recai sobre os elétrons situados nesse subnível, que está situado no antepenúltimo nível de energia (nesse caso, o  $4f$ ). Assim, esses elementos têm a mesma configuração eletrônica para seus elétrons situados no último nível (nesse caso, o  $6s$ ) e no penúltimo nível (nesse caso,  $5s$  e  $5p$ ). Não há, portanto, nenhuma diferença entre elementos situados num mesmo período no que diz respeito aos elétrons de valência. Como era de esperar, todos esses elementos, situados nas séries de lantanídeos ou actinídeos, vão ter propriedades muito semelhantes e, por isso mesmo, vários deles são encontrados juntos num mesmo mineral. Esses elementos recebem o nome de elementos de transição interna (figura 6.69). Eles estão todos situados na mesma coluna da tabela periódica (coluna 3). Como não há espaço para escrever todos nessa mesma coluna, eles são colocados à parte da tabela.



**SÉRIE DOS LANTANÍDIOS**

138,91	140,12	140,91	144,24	174,97
57	58	59	60	71
La	Ce	Pr	Nd	Lu
lantanio	cério	praseodímio	neodímio	lutécio

**SÉRIE DOS ACTINÍDIOS**

227,03	232,04	238,03	244,06	252,08	257,10	261,10
89	90	91	92	93	94	95
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am
actínio	tório	protactínio	urânio	netúnio	plutônio	amérvio

Figura 6.69  
Elementos de transição interna.

Podemos resumir essas observações marcando, na tabela periódica, as diferentes regiões de acordo com o último subnível a ser preenchido e no qual recai a diferença entre elementos consecutivos situados nessas regiões, conforme a figura 6.70.

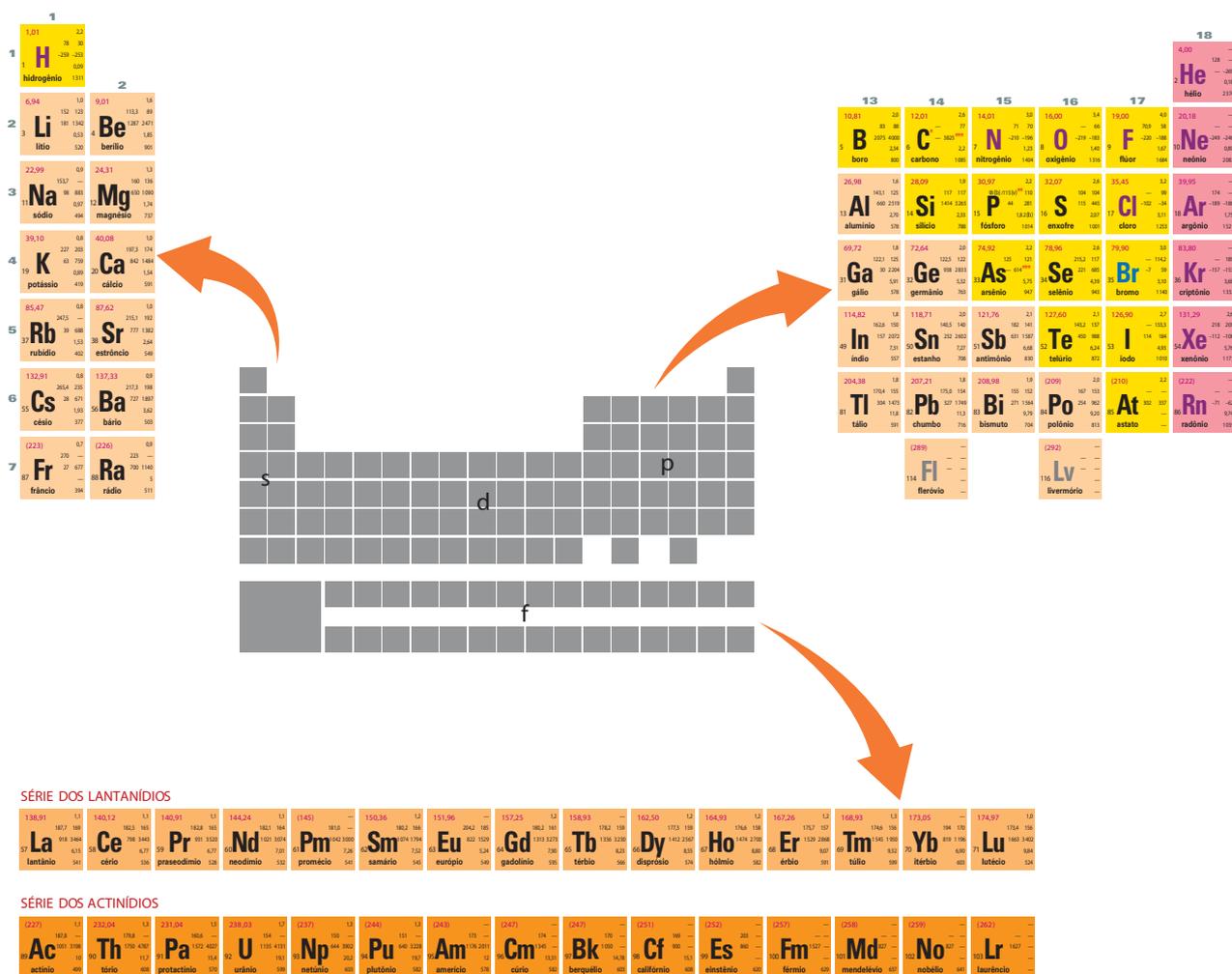


Figura 6.70

As diferentes regiões da tabela periódica, de acordo com o último subnível preenchido por ocasião da distribuição eletrônica.

Vale a pena, ainda, comentar a **valência** dos átomos e sua relação com a distribuição eletrônica, pelo menos para os elementos representativos. O conceito de valência está relacionado à capacidade de combinação dos elementos químicos. Ele foi estabelecido no século XIX e, naquela época, indicava o **número de átomos de hidrogênio com os quais determinado elemento químico poderia se combinar**. Esse conceito foi posteriormente refinado e passou a ter a seguinte formulação:

A valência de um elemento químico pode ser definida como o número de elétrons que o átomo desse elemento químico tende a ganhar, perder ou compartilhar quando participa de ligações químicas.

Como vimos, para os elementos situados nas colunas 1, 2 e 13, a valência é igual ao número de elétrons de valência e os átomos desses elementos tendem a perder esses elétrons de valência para formar cátions de carga +1, no caso da coluna 1 (por exemplo,  $\text{Na}^+$ ), +2 no caso da coluna 2 (por exemplo,  $\text{Mg}^{2+}$ ) e +3 no caso da coluna 3 (por exemplo,  $\text{Al}^{3+}$ ).

No caso das colunas 14 a 17, a valência principal pode ser definida como o número de elétrons que o elemento tende a ganhar para completar o subnível  $p$  e ficar com a configuração do gás nobre situado ao final do período. No caso do carbono e dos outros elementos situados na coluna 14, esse número é igual a 4, pois a distribuição eletrônica do carbono é  $1s^2 2s^2 2p^2$ ; portanto, faltam quatro elétrons para completar o subnível  $2p$ .

O carbono, porém, geralmente não tende a formar íons, mas a compartilhar esses quatro elétrons em ligações químicas covalentes, como veremos no capítulo 9. A valência do nitrogênio, de acordo com essa regra, é igual a 3, pois a distribuição eletrônica do nitrogênio é  $1s^2 2s^2 2p^3$ ; portanto, faltam três elétrons para completar o subnível  $2p$ . O nitrogênio e outros elementos da coluna 15, no entanto, podem apresentar também a valência 5, quando são utilizados seus cinco elétrons de valência nas combinações que ele forma.

Por esse mesmo raciocínio, o oxigênio tem valência 2. O oxigênio tanto pode formar ânions com carga  $-2$  ( $\text{O}^{2-}$ ) quanto compartilhar dois elétrons em ligações covalentes. O oxigênio e outros elementos da coluna 16 também podem apresentar as valências 4 e 6.

Finalmente, os elementos da coluna 17, chamados de halogênios, formam ânions de carga  $-1$ , a exemplo do  $\text{Cl}^-$ . Podem, no entanto, apresentar também as valências 3, 5 e 7. Nesse caso, usam os seus outros elétrons de valência na formação de ligações covalentes.

## Questões

- Q40.** Por que a distribuição eletrônica do elemento químico ferro pode ser representada por  $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$ ?
- Q41.** Por que os elementos químicos situados nas colunas 1, 2, 13, 14, 15, 16 e 17 são chamados de elementos representativos?
- Q42.** Por que os elementos químicos situados nas colunas de 3 a 12 são chamados de elementos de transição?
- Q43.** Por que os elementos químicos situados nas séries dos lantanídeos e dos actinídeos são chamados de elementos de transição interna?
- Q44.** Explique a valência para os halogênios e metais alcalinoterrosos. Qual(is) o(s) valor(es) possível(is) de valência para os halogênios? E para os metais alcalinoterrosos?



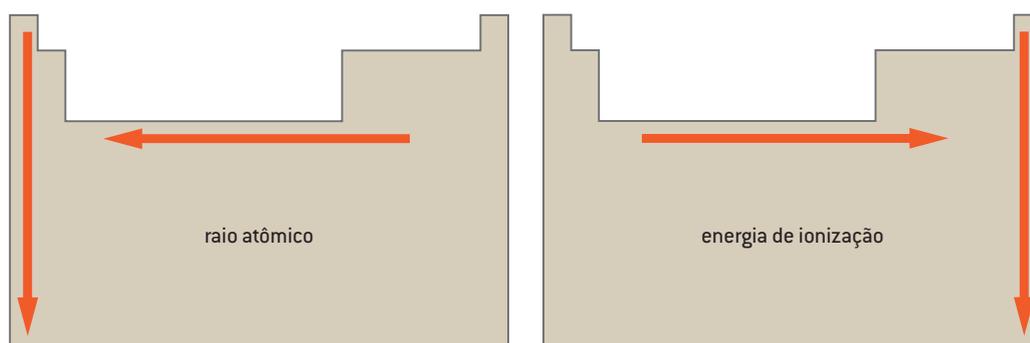


De maneira geral, para os elementos das colunas A, os átomos dos **metais** têm poucos elétrons na camada de valência e perdem esses elétrons com facilidade, formando cátions. Os **não metais**, ao contrário, têm mais elétrons de valência quando comparados aos metais das colunas A e tendem a ganhar elétrons e formar ânions.

Comparando a figura 6.66, que mostra a distribuição desses três diferentes grupos na tabela periódica, com a figura 6.65, que destaca os subníveis preenchidos pelos elétrons de valência dos átomos situados em cada região da tabela, pode-se constatar que, com exceção do hidrogênio, todos os elementos da região *s* e das regiões *d* e *f* são metais. A maioria dos elementos da região *p* é formada por não metais.

Entre os metais e não metais existem elementos cujas substâncias simples têm a aparência de metais, mas que exibem propriedades intermediárias entre os metais e não metais. Em algumas tabelas periódicas esses elementos são designados como semimetais e incluem o boro, o silício, o germânio, o arsênio, o antimônio, o telúrio e o astato. O mais popular entre eles é o silício, amplamente utilizado na indústria eletrônica, pois é a principal matéria-prima para a fabricação do *chip*, principal componente de circuitos eletrônicos e dos processadores de computadores. A Iupac, no entanto, não recomenda a nomenclatura de semimetais.

A figura 6.72 mostra a tendência geral de variação para o raio atômico e a energia de ionização ao longo da tabela periódica.



**Figura 6.72**  
O caráter metálico e não metálico na tabela periódica, quando comparado ao raio atômico e à energia de ionização.

Se compararmos essas variações com as variações do caráter metálico e do caráter não metálico, veremos que, quanto mais fácil é remover um elétron de um átomo, maior é o seu caráter metálico. Isso indica que o caráter metálico é maior para elementos com maior raio atômico e menor energia de ionização. Já o caráter não metálico é mais acentuado para os átomos que ganham elétrons com facilidade e, portanto, têm maior energia de ionização e menor raio atômico.

Para caracterizar os elementos não metálicos, é útil introduzir uma outra propriedade, chamada de **eletroafinidade**, que pode ser definida como a energia liberada quando um átomo no estado gasoso ganha um elétron. Os átomos dos elementos de caráter não metálico mais acentuado têm os maiores valores de eletroafinidade e raios pequenos.

Essas observações levam à constatação de que os metais alcalinos, que estão situados na coluna 1 da tabela periódica, são os elementos de maior caráter metálico, e que os halogênios, situados na coluna 17, são os elementos de maior caráter não metálico.



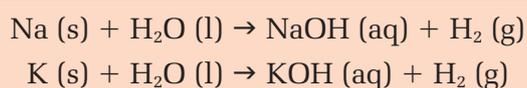
1	1,007	1	19,00	9	17
1	H	hidrogênio	F	flúor	17
2	6,94	Li	35,45	Cl	17
3	Li	lítio	79,90	Br	17
3	22,99	Na	126,90	I	17
3	Na	sódio	210	At	17
4	39,10	K			
4	K	potássio			
5	85,47	Rb			
5	Rb	rubídio			
6	132,91	Cs			
6	Cs	césio			
7	223	Fr			
7	Fr	frâncio			

**Figura 6.73**  
Os metais alcalinos são os elementos mais metálicos, ao passo que os halogênios são os mais não metálicos.

Entre todos os elementos metálicos, são raros os que ocorrem naturalmente na forma metálica, como uma substância simples de brilho característico e boa condutora de eletricidade e calor. Essa propriedade está reservada a um grupo seletivo chamado de metais preciosos, como o ouro, a prata e a platina. A maioria dos metais ocorre na forma de minerais e a obtenção do metal puro envolve reações de redução (essas reações serão estudadas no capítulo 5 do volume 2) que consomem energia, seja na forma de energia elétrica (no caso, por exemplo, do alumínio e dos metais alcalinos), seja na forma de calor (no caso, por exemplo, do ferro).

Os elementos de maior caráter metálico também não ocorrem na forma metálica. É interessante observar que os metais alcalinos e halogênios, opostos em relação ao caráter metálico, se combinam para formar sais bastante conhecidos, como cloreto de sódio (NaCl), o popular sal de cozinha, cloreto de potássio (KCl), iodeto de potássio (KI), etc. Esses sais são substâncias iônicas, formadas por cátions dos metais alcalinos e ânions dos halogênios, e são a principal fonte de compostos de sódio, potássio e cloro, que formam uma importante base da indústria química mundial, na forma de hidróxido de sódio (NaOH), ácido clorídrico (HCl), gás cloro (Cl<sub>2</sub>) e sulfato de sódio (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), entre outros.

Os metais alcalinos são tão reativos que sódio e potássio metálicos, substâncias simples desses elementos, devem ser acondicionados em querosene, pois reagem violentamente com a água produzindo hidrogênio gasoso, que é um gás inflamável. Veja, a seguir, como as reações de sódio e potássio com água podem ser representadas:



Tanto a soda cáustica (hidróxido de sódio – NaOH) como a potassa cáustica (hidróxido de potássio – KOH) são bases fortes e matérias-primas na fabricação de uma grande variedade de produtos, incluindo o sabão.

A grande maioria das substâncias simples dos elementos classificados como metais é formada por sólidos de brilho metálico característico – uma exceção bastante conhecida, e perigosa pela toxicidade, é o mercúrio, um

metal líquido a temperatura ambiente. Em contraste, um bom número de substâncias simples dos não metais é encontrado na forma de gases. Além disso, muitos desses não metais reagem com o oxigênio do ar ( $O_2$ ) – uma substância simples do também não metal oxigênio – e formam substâncias gasosas, como o gás carbônico ( $CO_2$ ), o monóxido de carbono (CO), os vários óxidos de enxofre e de nitrogênio, como  $SO_2$ ,  $SO_3$ , NO,  $NO_2$ , etc. A maior parte da atmosfera é formada por gases dos elementos não metálicos, e somente o nitrogênio ( $N_2$ ) e o oxigênio ( $O_2$ ) perfazem 99%, em volume, do ar atmosférico seco.

Muitos dos óxidos dos elementos não metálicos, como os de nitrogênio e de enxofre, são produzidos como subprodutos na queima de combustíveis derivados do petróleo, por exemplo a gasolina. Esses óxidos podem reagir com a água presente no ar, ocasionando o fenômeno conhecido como chuva ácida, que corrói estruturas metálicas e monumentos de mármore, além de ser prejudicial à saúde. As reações de formação dos ácidos sulfúrico e sulfuroso, presentes na chuva ácida, a partir dos óxidos de enxofre, podem ser assim representadas:



Além disso, o aparentemente inofensivo gás carbônico, produzido na respiração animal e consumido pelas plantas no processo de fotossíntese, tem sido produzido em excesso na queima de combustíveis fósseis, derivados do petróleo e do carvão mineral, ocasionando o aumento do efeito estufa, fenômeno de grande impacto no ambiente e que tem gerado preocupações em todo o mundo.

Assim como as bases mais fortes são compostos de metais alcalinos, os ácidos mais fortes são compostos de não metais. Os ácidos minerais mais fortes e mais usados em várias atividades industriais são os ácidos clorídrico (HCl), sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) e nítrico ( $HNO_3$ ).

Situados no extremo da tabela periódica, na coluna 18, estão os gases nobres, muito pouco reativos, praticamente inertes. As substâncias simples desses gases nobres, diferentemente do que ocorre com os elementos não metálicos, como hidrogênio, oxigênio, nitrogênio, cloro, etc., são formadas por átomos isolados desses elementos. Os gases nobres podem ser encontrados na atmosfera e um deles, o argônio, é relativamente abundante, perfazendo quase 1%, em volume, da composição do ar seco.

Os gases nobres praticamente não participam de reações químicas, e compostos de gases nobres foram preparados em laboratório somente a partir de 1962, mesmo assim apenas para os gases nobres mais pesados. A falta de reatividade dos gases nobres é reflexo da configuração eletrônica completa na camada de valência, da energia de ionização muito elevada e da eletroafinidade baixa dos átomos desses elementos. Todos os gases nobres têm a camada de valência completa com configurações eletrônicas do tipo  $ns^2np^6$ , com exceção do hélio, que, situado no primeiro período, tem a configuração  $1s^2$ . Note que  $n$  é um número inteiro que está relacionado ao nível de energia ao qual o subnível pertence. A energia de ionização é muito alta para esses átomos (2 372 kJ/mol,

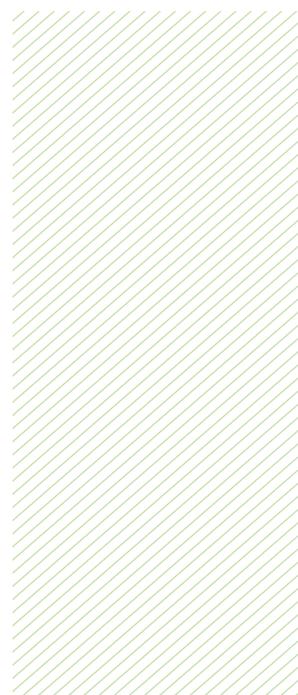


no caso do hélio) e eles também não têm afinidade por elétrons adicionais. Isso significa que eles não formam cátions ou ânions nem tendem a se combinar com outros átomos ou mesmo entre si.

Em síntese, podemos dizer que a reatividade dos metais está associada à perda de elétrons de valência pelos átomos de elementos metálicos, ao passo que a reatividade dos não metais está associada ao ganho de elétrons pelos átomos de elementos não metálicos. Elementos cujos átomos não ganham ou perdem elétrons com facilidade, como os gases nobres, não reagem facilmente e ocorrem na natureza na forma de substâncias simples formadas por átomos isolados. No capítulo 9, teremos oportunidade de explorar um pouco mais as propriedades de metais e de substâncias moleculares formadas por não metais, a partir dos modelos de ligação química.

## Questões

- Q45.** Como varia o caráter metálico na tabela periódica? Como você pode relacionar essa variação com a variação do raio atômico e da energia de ionização?
- Q46.** Como varia o caráter não metálico na tabela periódica? Como você pode relacionar essa variação com a variação do raio atômico e da energia de ionização?
- Q47.** Por que é raro encontrar metais que ocorrem naturalmente na forma metálica, como uma substância simples de brilho característico e boa condutora de eletricidade e calor?
- Q48.** Para se obter um metal elementar a partir dos respectivos minerais, é necessário fornecer energia ao sistema. Quais as formas de energia utilizadas, respectivamente, para o alumínio e para o ferro?
- Q49.** Por que sódio e potássio elementares têm que ser guardados em querosene?
- Q50.** Muitos dos óxidos de nitrogênio e enxofre são produzidos como subprodutos da queima de combustíveis fósseis e contribuem para a chamada chuva ácida. Escreva uma equação química para a formação da chuva ácida para um óxido do nitrogênio.



## na internet

[http://phet.colorado.edu/sims/hydrogen-atom/hydrogen-atom\\_pt.jnlp](http://phet.colorado.edu/sims/hydrogen-atom/hydrogen-atom_pt.jnlp)

Nesta página do Departamento de Física da Universidade do Colorado (EUA) você vai ter acesso a um simulador de modelos atômicos para o átomo de hidrogênio. É possível testar diferentes modelos atômicos para o átomo de hidrogênio e comparar as suas previsões com os resultados experimentais. Acesso em: 7 ago. 2012.

[http://phet.colorado.edu/pt\\_BR/simulation/rutherford-scattering](http://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/rutherford-scattering)

Na página do Departamento de Física da Universidade do Colorado (EUA) você vai ter acesso a uma simulação para o chamado experimento de Rutherford. Acesso em: 7 ago. 2012.

[www.periodicvideos.com](http://www.periodicvideos.com)

Esta é uma página da Universidade de Nottingham (Inglaterra) na qual você pode encontrar vídeos sobre cada um dos elementos da tabela periódica. Os vídeos estão em inglês, mas alguns deles possuem legendas em português. Acesso em: 7 ago. 2012.



# Questões de exames

Todas as questões devem ser respondidas em seu caderno. Não escreva no livro.

**Q51.** (UFMG) Os diversos modelos para o átomo diferem quanto às suas potencialidades para explicar fenômenos e resultados experimentais. Em todas as alternativas a seguir, o modelo atômico está corretamente associado a um resultado experimental que ele pode explicar, exceto em:

- O modelo de Rutherford explica por que algumas partículas alfa não conseguem atravessar uma lâmina metálica fina e sofrem fortes desvios.
- O modelo de Thomson explica por que a dissolução de cloreto de sódio em água produz uma solução que conduz eletricidade.
- O modelo de Dalton explica por que um gás, submetido a uma grande diferença de potencial elétrico, se torna condutor de eletricidade.
- O modelo de Dalton explica por que a proporção em massa dos elementos de um composto é definida.

**Q52.** (UFMG) Na experiência de espalhamento de partículas alfa, conhecida como “experiência de Rutherford”, um feixe dessas partículas 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.

Indique a alternativa que apresenta o resultado que era previsto para o experimento de acordo com o modelo de Thomson.

- A maioria das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer desvios e um pequeno número sofreria desvios muito pequenos.
- A maioria das partículas sofreria grandes desvios ao atravessar a lâmina.
- A totalidade das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer nenhum desvio.
- A totalidade das partículas ricochetearia ao se chocar contra a lâmina de ouro, sem conseguir atravessá-la.

**Q53.** (UFMG) Com relação aos íons  $K^+$  e  $Cl^-$ , é incorreto afirmar que:

- ambos apresentam o mesmo número de elétrons que o átomo de argônio.
- o ânion  $Cl^-$  é maior que o átomo neutro de cloro.
- o átomo neutro de potássio absorve energia para se transformar no cátion  $K^+$ .
- um elétron é transferido do  $Cl^-$  para o  $K^+$  quando esses íons se ligam.

**Q54.** (UFMG) Ao resumir as características de cada um dos sucessivos modelos do átomo de hidrogênio, um estudante elaborou o seguinte quadro:

Modelo atômico	Características
Dalton	Átomos maciços e indivisíveis.
Thomson	Elétron, de carga negativa, incrustado em uma esfera de carga positiva. A carga positiva está distribuída, homogeneamente, por toda a esfera.
Rutherford	Elétron, de carga negativa, em órbita em torno de um núcleo central, de carga positiva. Não há restrição quanto aos valores dos raios das órbitas e das energias do elétron.
Bohr	Elétron, de carga negativa, em órbita em torno de um núcleo central, de carga positiva. Apenas certos valores dos raios das órbitas e das energias do elétron são possíveis.

Quadro 6.8 Questão Q54.

O número de erros cometidos pelo estudante é:

- 0.
- 1.
- 2.
- 3.

**Q55.** (UFMG) Na chamada experiência de Rutherford, uma lâmina fina de ouro foi bombardeada com um feixe de partículas alfa ( $He^{2+}$ ). Esperava-se que todas as partículas atravessassem a lâmina, sofrendo, no máximo, pequenos desvios em sua trajetória. Surpreendentemente, porém, foi observado que uma pequena fração das partículas alfa sofria grandes desvios em relação às suas trajetórias originais. Para explicar esse resultado, Rutherford propôs a existência do núcleo atômico.

- Justifique por que a introdução do conceito do núcleo atômico permite explicar os grandes desvios nas trajetórias das partículas alfa.
- Suponha que, em vez de uma lâmina de ouro, se usasse uma lâmina de alumínio. Nesse caso, a fração de partículas alfa que sofreria grandes desvios seria menor, igual ou maior do que na experiência com a lâmina de ouro? Justifique sua resposta.

6



**Q56.** (UFMG) Considere a abundância relativa dos elementos na crosta terrestre, representada no gráfico da figura.

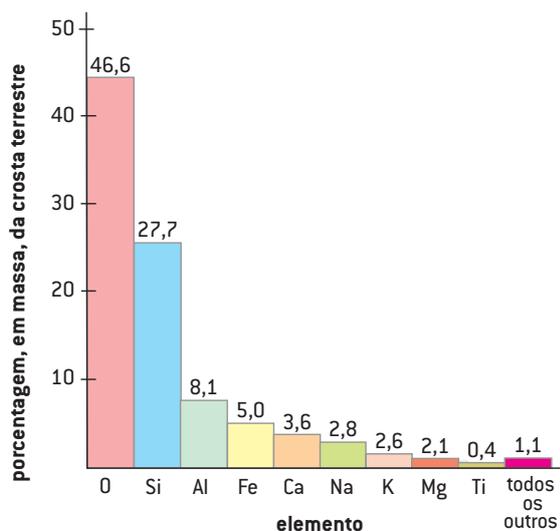


Figura 6.74 Questão Q56.

A análise do gráfico permite concluir que, em relação à crosta terrestre, é **incorreto** afirmar que:

- apenas dois metais de transição estão entre os constituintes identificados por seus símbolos.
- entre os metais identificados por seus símbolos, os alcalinos são mais abundantes do que os alcalinoterrosos.
- menos da metade de sua massa é constituída por metais.
- os halogênios constituem menos de 1,1% de sua massa.

**Q57.** (UFMG) Considere o gráfico da figura, referente à produção mundial, de 1980, dos metais mais comumente usados.

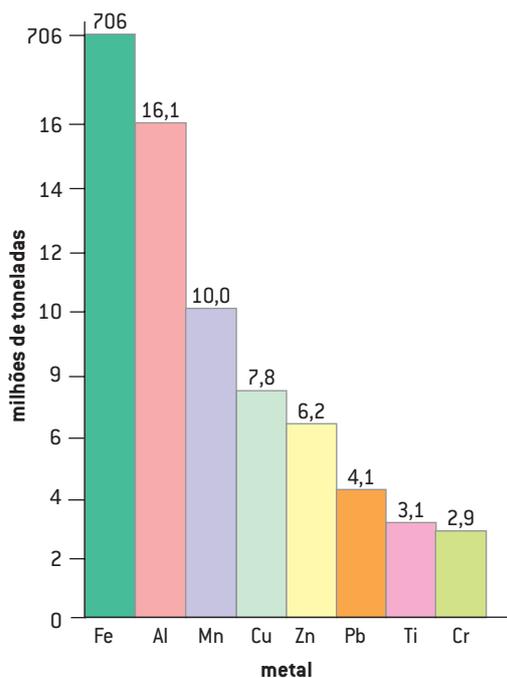


Figura 6.75 Questão Q57

A análise do gráfico permite concluir que todas as afirmativas estão **corretas**, exceto:

- O metal mais produzido no mundo é um metal de transição.
- O metal representativo menos produzido, entre os relacionados, tem massa molar igual a 82 g/mol.
- O segundo metal mais produzido pertence ao mesmo grupo do boro.
- Os metais de transição relacionados pertencem à primeira série de transição.

**Q58.** (UFMG) Considerando as partículas constituintes do íon  $Mg^{2+}$  e a posição do elemento no quadro periódico, pode-se afirmar que esse íon:

- apresenta dois níveis completamente preenchidos.
- apresenta números iguais de prótons e elétrons.
- tem um núcleo com 14 prótons.
- tem a mesma configuração eletrônica que o átomo de argônio.

**Q59.** (UFMG) O quadro a seguir apresenta alguns dos principais elementos constituintes do corpo humano e a sua participação na massa total.

Elemento químico	Fração de massa total (%)
O	64,6
C	18,0
H	10,0
N	3,1
Ca	1,9
P	1,1
Cl	0,40
K	0,36
S	0,25
Na	0,11
Mg	0,03

Quadro 6.9 Questão Q59.

Com relação aos dados apresentados no quadro, indique a alternativa **incorreta**:

- O metal com a maior fração da massa é alcalinoterroso.
- O hidrogênio, em número de átomos, é mais abundante que o oxigênio.
- O quadro apresenta quatro metais.
- O quadro apresenta dois halogênios.

- Q60. (UFMG) Os valores das sucessivas energias de ionização de um átomo constituem uma evidência empírica da existência de níveis de energia. Os diagramas a seguir pretendem representar, qualitativamente, as quatro primeiras energias de ionização de átomos, inicialmente neutros, do terceiro período da classificação periódica.

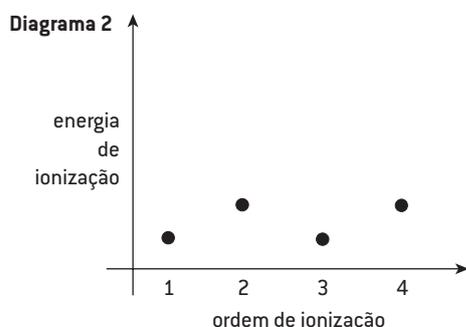
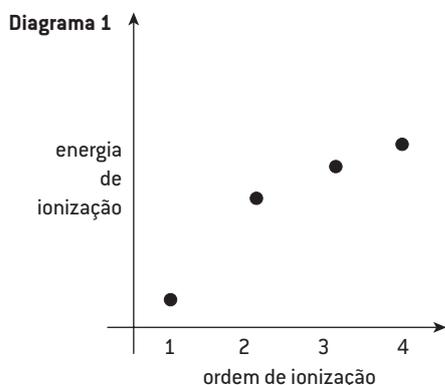


Figura 6.76 Questão Q60.

- a) Um dos diagramas não corresponde a nenhum elemento. Identifique esse diagrama e justifique sua resposta.  
 b) Indique qual é o elemento que corresponde ao outro diagrama. Escreva a configuração eletrônica, por níveis, do átomo desse elemento. Justifique sua indicação.
- Q61. (UFRJ) O elemento cloro apresenta dois isótopos mais abundantes na natureza, um com 18 nêutrons e o outro com 20 nêutrons.
- a) Determine os números de massa desses dois isótopos do cloro.  
 b) Selecione, na tabela periódica, o metal mais eletronegativo que pertence ao mesmo período que o cloro. Escreva a fórmula química e o nome do composto formado pelo cloro e por esse metal.
- Q62. (UFV-MG) Considere as afirmativas a seguir:
- A primeira energia de ionização é a energia necessária para remover um elétron de um átomo neutro no estado gasoso.
  - A primeira energia de ionização do sódio é maior do que a do magnésio.
  - Nos períodos da tabela periódica, o raio atômico sempre cresce com o número atômico.

- IV. A segunda energia de ionização de qualquer átomo é sempre maior do que a primeira.

São afirmativas **corretas**:

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

- Q63. (UFV-MG) Dentre os íons relacionados a seguir, aquele que apresenta menor raio é:

- a)  $K^+$ .                  c)  $Na^+$ .              e)  $Al^{3+}$ .  
 b)  $Ga^{3+}$ .              d)  $Mg^{2+}$ .

- Q64. (UFPR) O jornal *Folha de S.Paulo* publicou, em 19 jun. 1994, matéria sobre empresas norte-americanas que estavam falsificando suco de laranja. O produto, vendido como puro, estava sendo diluído com água. A fraude foi descoberta através de medidas de teores de isótopos de oxigênio ( $^{16}O$  e  $^{18}O$ ). O isótopo mais pesado fica um pouco mais concentrado na água presente nas plantas em crescimento do que nas águas oriundas de fontes não biológicas.

Dê como resposta a soma das alternativas **corretas**:

- (01) Os números atômicos destes são iguais.  
 (02) O número de massa de  $^{16}O$  é 16 e indica a soma do número de prótons e de elétrons existentes no átomo.  
 (04) O número de nêutrons nos isótopos anteriores é 16 e 18, respectivamente.  
 (08) A distribuição eletrônica de  $^{16}O$  é igual à de  $^{18}O$ .  
 (16) O suco puro deve conter uma maior quantidade de  $^{18}O$ .

- Q65. (UFScar-SP) Dos grupos de elementos químicos que compõem a tabela periódica, são ametais:

- a) Ge, As e Sb.  
 b) B, Al e Ga.  
 c) P, Se e Sn.  
 d) Be, Mg e Ca.  
 e) Ar, Kr e Xe.

- Q66. (Cefet-PB) As substâncias paramagnéticas são aquelas que tendem a se mover na direção de um campo magnético em função de possuírem um número elevado de elétrons desemparelhados. As substâncias ferromagnéticas mantêm os *spins* de seus elétrons desemparelhados alinhados da mesma maneira, mesmo que sejam retiradas da influência do campo magnético, por isso os materiais ferromagnéticos são utilizados para a produção de magnetos permanentes.

De conformidade com o texto anterior, qual dos elementos a seguir, representados por sua distribuição eletrônica, apresentaria propriedades ferromagnéticas?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$   
 b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$   
 c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$   
 d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$   
 e)  $1s^2 2s^2 2p^5$

- 067.** [Cefet-PB] As fotocélulas são equipamentos utilizados no comando automático de dispositivos que necessitam ser ligados durante o período da noite. O seu mecanismo baseia-se no chamado “efeito fotoelétrico”, que é facilitado quando se usam metais com energia de ionização baixa. Considerando apenas os elementos do 6º período, qual dos grupos abaixo citados, representados por seus nomes usuais, apresentaria melhores condições para ser utilizado em fotocélulas?
- gases nobres
  - halogênios
  - calcogênios
  - metais alcalinoterrosos
  - metais alcalinos
- 068.** [UEMG] O cálcio é responsável pelo fortalecimento das raízes, das paredes celulares e mantém o equilíbrio iônico nas membranas celulares dos vegetais. Sobre o elemento químico cálcio, indique a alternativa cuja afirmação esteja **incorreta**.
- Apresenta dois elétrons de valência.
  - Apresenta o maior raio atômico em relação aos elementos do mesmo período.
  - Ao se ligar a elementos do grupo dos halogênios (X) apresenta um composto de fórmula geral  $\text{CaX}_2$ .
  - Forma substância simples que apresenta boa condutividade elétrica.
- 069.** [UEMS] A respeito do íon  $\text{Na}^+$  em seu estado energético mais estável, são feitas as seguintes afirmações:
- Tem 10 elétrons na eletrosfera.
  - Tem a mesma configuração eletrônica do ânion fluoreto.
  - Tem 11 prótons no núcleo.
  - Apresenta 2 níveis energéticos completamente preenchidos.
  - Possui 3 subníveis energéticos completamente preenchidos.
  - O seu raio atômico é menor do que o raio atômico do átomo neutro de sódio.
  - Sua energia de ionização é maior que a energia de ionização do átomo neutro de sódio.
- É **correto** afirmar que:
- todas estão incorretas.
  - todas estão corretas.
  - apenas V é incorreta.
  - apenas VI é incorreta.
  - apenas VII é incorreta.
- 070.** [UEPB] Com base nas concepções científicas mais atuais sobre a estrutura do átomo, é **correto** afirmar:
- O átomo apresenta duas regiões distintas: uma região central, muito pequena, onde se concentra praticamente toda a sua massa; e um espaço bem maior, no qual os elétrons se movimentam. Portanto, os elétrons, que ocupam a maior parte do volume do átomo, têm o papel mais relevante nas reações químicas.
  - O átomo é uma pequena partícula indivisível e indestrutível.
  - O átomo é formado por três pequenas partículas indivisíveis e indestrutíveis denominadas elétrons, prótons e nêutrons.
  - Os elétrons estão em movimento circular uniforme a uma distância fixa do núcleo.
  - Todos os átomos da tabela periódica apresentam, necessariamente, elétrons, prótons e nêutrons; sendo que estas três partículas possuem massas semelhantes.
- 071.** [Uerj] O cátion que apresenta o mesmo número de elétrons do  $^{14}\text{C}$  é:
- $\text{N}^+$ .
  - $\text{C}^{++}$ .
  - $\text{P}^{+++}$ .
  - $\text{Si}^{++++}$ .
- 072.** [Ufal] Ao fazer incidir partículas radioativas numa lâmina metálica de ouro, Rutherford observou que a maioria das partículas atravessava a lâmina, algumas desviavam e poucas refletiam. Várias conclusões foram retiradas dessas experiências, exceto a de que:
- o núcleo é a região mais densa do átomo.
  - o átomo apresenta, predominantemente, espaços vazios.
  - o núcleo é praticamente do tamanho do átomo.
  - os elétrons giram em torno do núcleo para garantir a neutralidade elétrica do átomo.
  - o núcleo atômico apresenta carga elétrica positiva.
- 073.** [Ufal] Após a descoberta dos elétrons, prótons e nêutrons, os cientistas perceberam que a quantidade dessas partículas em um determinado átomo serviria para identificá-lo. Considere o íon  $\text{X}^{-3}$ , com 36 elétrons e número de massa 75. Assim, pode-se dizer que seu número atômico e o número de nêutrons são respectivamente:
- 36 e 43.
  - 36 e 39.
  - 36 e 75.
  - 33 e 42.
  - 33 e 45.
- 074.** [Ufal] A tabela periódica é um dos conceitos mais importantes da Química. Seu desenvolvimento é um exemplo de como descobertas científicas podem ser feitas pelo uso da perspicácia para organizar dados coletados por um grande número de cientistas durante muitos anos. Comparando os elementos cálcio e bromo na tabela periódica dada, indique a alternativa **correta**.
- O bromo tem maior afinidade eletrônica, pois, com a adição de um elétron, ocorre uma maior liberação de energia.
  - O raio do bromo é maior, pois ele tem maior número de camadas eletrônicas.
  - A energia de ionização do cálcio é maior, pois é mais difícil retirar um elétron desse elemento do que do bromo.
  - Ambos os elementos têm propriedades químicas semelhantes, pois estão no mesmo período.
  - O bromo é mais eletropositivo, pois, no período, a eletropositividade cresce com o aumento do número atômico.



081. [UFRN] Comparando-se os átomos dos elementos químicos N, P e K, presentes no fertilizante NPK, pode-se afirmar:
- O raio atômico do N é maior que o do P.
  - O elemento P possui energia de ionização menor que a do elemento K.
  - O K possui maior raio atômico.
  - O elemento N apresenta a menor energia de ionização.

082. [UFLA-MG] Entre os pares de elementos químicos apresentados, o par cujos elementos têm propriedades químicas semelhantes é:

- F e Ne.
- Li e Be.
- Mg e Mn.
- Ca e Mg.

083. [UFPI] O átomo nuclear foi postulado por Rutherford em 1911. Na época já se conhecia a existência de partículas positivas e negativas, em decorrência dos experimentos com tubos de descarga contendo gases rarefeitos realizados nas últimas décadas do século 19. Entretanto, não se sabia da existência do nêutron, que só seria descoberto em 1934. As descobertas do elétron, do próton e do nêutron são atribuídas, respectivamente, a:

- N. Bohr, E. Goldstein e J. Chadwick.
- J. J. Thomson, E. Goldstein e J. Chadwick.
- N. Bohr, E. Chadwick e E. Rutherford.
- J. J. Thomson, E. Goldstein e E. Rutherford.
- J. Chadwick, E. Rutherford e J. Dalton.

084. [UFSCar-SP] Uma tecnologia promissora para atender parte de nossas necessidades energéticas, sem a poluição gerada pela queima de combustíveis fósseis, envolve a transformação direta de parte da energia luminosa do Sol em energia elétrica. Nesse processo são utilizadas as chamadas células fotovoltaicas, que podem funcionar utilizando semicondutores extrínsecos de silício, constituídos por uma matriz de silício de alta pureza, na qual são introduzidos níveis controlados de impurezas. Essas impurezas são elementos químicos em cujas camadas de valência há um elétron a mais ou a menos, em relação à camada de valência do silício. Semicondutores do tipo *n* são produzidos quando o elemento utilizado como impureza tem cinco elétrons na camada de valência.

Considerando os elementos B, P, Ga, Ge, As e In como possíveis impurezas para a obtenção de um semicondutor extrínseco de silício, poderão ser do tipo *n* apenas aqueles produzidos com a utilização de:

- B.
- Ge.
- Ga e Ge.
- P e As.
- B, Ga e In.

085. [Enem] Leia as informações a seguir:

*Na investigação forense, utiliza-se luminol, uma substância que reage com o ferro presente na hemoglobina do sangue, produzindo luz que permite visualizar locais contaminados com pequenas quantidades de sangue, mesmo em superfícies lavadas.*

*É proposto que, na reação do luminol (I) em meio alcalino, na presença de peróxido de hidrogênio (II) e de um metal de transição ( $M^{n+}$ ), forma-se o composto 3-aminoftalato (III) que sofre uma relaxação dando origem ao produto final da reação (IV), com liberação de energia ( $h\nu$ ) e de gás nitrogênio ( $N_2$ ).*

QUÍMICA NOVA, v. 25, n. 6, 2002. p. 1003-1011. Texto adaptado.

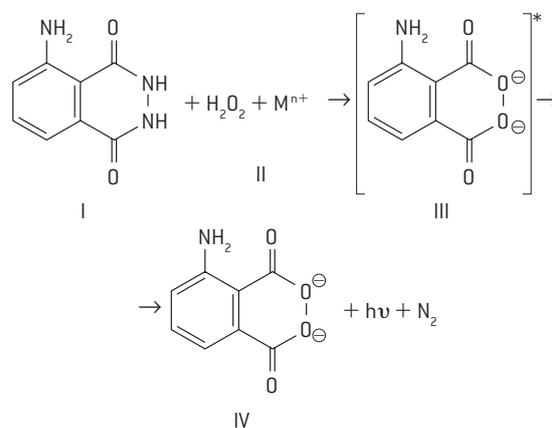


Figura 6.79 Questão Q85.

Dados: pesos moleculares: luminol = 177;  
3-aminoftalato = 164.

Na reação do luminol, está ocorrendo o fenômeno de:

- fluorescência, quando espécies excitadas por absorção de uma radiação eletromagnética relaxam liberando luz.
- incandescência, um processo físico de emissão de luz que transforma energia elétrica em energia luminosa.
- quimiluminescência, uma reação química que ocorre com liberação de energia eletromagnética na forma de luz.
- fosforescência, em que átomos excitados pela radiação visível sofrem decaimento, emitindo fótons.
- fusão nuclear a frio, através de reação química de hidrólise com liberação de energia.

086. [Enem] Leia o texto a seguir:

*Quando definem moléculas, os livros geralmente apresentam conceitos como: a menor parte da substância capaz de guardar suas propriedades. A partir de definições desse tipo, a ideia transmitida ao estudante é a de que o constituinte isolado [moléculas] contém os atributos do todo.*

*É como dizer que uma molécula de água possui densidade, pressão de vapor, tensão superficial, ponto de fusão, ponto de ebulição, etc. Tais propriedades pertencem ao conjunto, isto é, manifestam-se nas relações que as moléculas mantêm entre si.*

OLIVEIRA, Renato José de. O mito da substância. *Química Nova na escola*, n. 1, 1995. [Texto adaptado.]

O texto evidencia a chamada visão substancialista que ainda se encontra presente no ensino da Química. A seguir estão relacionadas algumas afirmativas pertinentes ao assunto.

- I. O ouro é dourado, pois seus átomos são dourados.
- II. Uma substância macia não pode ser feita de moléculas rígidas.
- III. Uma substância pura possui pontos de ebulição e fusão constantes, em virtude das interações entre suas moléculas.
- IV. A expansão dos objetos com a temperatura ocorre porque os átomos se expandem.

Dessas afirmativas, estão apoiadas na visão substancialista criticada pelo autor apenas:

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

**Q87.** (PUC-MG) Com relação à estrutura do átomo, podemos afirmar, exceto:

- a) A massa do átomo está concentrada no seu núcleo.
- b) O número de massa de um elemento é igual ao número de prótons + número de nêutrons.
- c) Não existem elementos diferentes com o mesmo número de prótons.
- d) Toda espécie neutra apresenta o número de nêutrons igual ao de elétrons.

**Q88.** (ESPM-SP) Um átomo neutro de determinado elemento químico se transforma num cátion quando:

- a) encontra-se eletronicamente neutro.
- b) perde prótons do núcleo.
- c) ganha nêutrons na eletrosfera.
- d) perde elétrons da eletrosfera.
- e) seu número de prótons é igual ao seu número de elétrons.

**Q89.** (UFSM-RS) Analise o quadro a seguir:

Espécie genérica	Número de nêutrons	Número de prótons	Número de elétrons
X	20	17	17
Y	17	17	18
Z	78	79	78
W	18	18	18

**Quadro 6.11**  
Questão Q89.

Indique a alternativa que apresenta somente espécie(s) neutra(s).

- a) Apenas X.
- b) Apenas Y.
- c) Apenas Z.
- d) Apenas W.
- e) Apenas X e W.

**Q90.** (Fuvest-SP) As espécies  $\text{Fe}^{2+}$  e  $\text{Fe}^{3+}$ , provenientes de isótopos distintos do ferro, diferem entre si, quanto ao número:

- a) atômico e ao número de oxidação.
- b) atômico e ao raio iônico.
- c) de prótons e ao número de elétrons.
- d) de elétrons e ao número de nêutrons.
- e) de prótons e ao número de nêutrons.

**Q91.** (Unifei-MG) Rutherford, em seu clássico experimento, bombardeou uma delgada lâmina com partículas alfa. Nessa experiência, ele demonstrou que:

- a) todos os átomos dos elementos possuem elétrons;
- b) o volume nuclear é muito pequeno em relação ao volume do átomo;
- c) os elétrons tem carga elétrica negativa;
- d) os elétrons giram em órbitas elípticas ao redor do núcleo;
- e) a matéria é compacta e impenetrável.

**Q92.** (UFSC) O número de elétrons em cada subnível do átomo estrôncio ( $38\text{Sr}$ ) em ordem crescente de energia é:

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

**Q93.** (UFG-GO) Observe o trecho da história em quadrinhos a seguir, no qual há a representação de um modelo atômico para o hidrogênio.



WATCHMEN. São Paulo: Abril, n. 2, dez. 1988.

**Figura 6.80** Questão Q93.

Qual o modelo atômico escolhido pelo personagem no último quadrinho? Explique-o.