

12  $\mu$  (exatamente) e 13,00335  $\mu$ , respectivamente. Calculamos a massa atômica média do carbono a partir da abundância fracionada de cada isótopo e a massa daquele isótopo:

$$(0,9893)(12 \mu) + (0,0107)(13,00335 \mu) = 12,01 \mu$$

A massa atômica média de cada elemento (expressa em  $\mu$ ) é também conhecida como seu **peso atômico**. Embora o termo *massa atômica média* seja o mais apropriado, e o termo mais simples *massa atômica*, o mais freqüentemente usado, o termo *peso atômico* é mais comum. Os pesos atômicos dos elementos estão listados tanto na tabela periódica quanto na tabela dos elementos, as quais são encontradas na contracapa inicial deste texto.

#### COMO FAZER 2.4

O cloro encontrado na natureza é constituído de 75,78% de  $^{35}\text{Cl}$ , que tem massa atômica 34,969  $\mu$ , e 24,22% de  $^{37}\text{Cl}$ , que tem massa atômica 36,966  $\mu$ . Calcule a massa atômica média (ou seja, o peso atômico) do cloro.

**Solução** A massa atômica média é encontrada multiplicando-se a abundância de cada isótopo por sua massa atômica e somando-se esses produtos. Uma vez que 75,78% = 0,7578 e 24,22% = 0,2422, temos:

$$\begin{aligned} \text{Massa atômica média} &= (0,7578)(34,969 \mu) + (0,2422)(36,966 \mu) \\ &= 26,50 \mu + 8,953 \mu \\ &= 35,45 \mu \end{aligned}$$

Esta resposta faz sentido: a massa atômica média do Cl está entre as massas dos dois isótopos e é mais próxima do valor do  $^{35}\text{Cl}$ , que é o isótopo mais abundante.

#### PRATIQUE

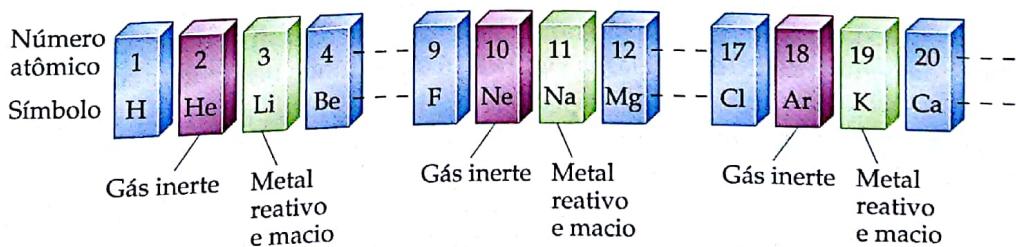
Três isótopos do silício são encontrados na natureza:  $^{28}\text{Si}$  (92,23%), que tem massa atômica 27,97693  $\mu$ ;  $^{29}\text{Si}$  (4,68%), que tem massa 28,97649  $\mu$ ; e  $^{30}\text{Si}$  (3,09%), que tem massa 29,97377  $\mu$ . Calcule o peso atômico do silício.

**Resposta:** 28,09  $\mu$

## 2.5 A tabela periódica

A teoria atômica de Dalton preparou o terreno para um vigoroso crescimento na experimentação química durante o início do século XIX. Como o corpo das observações químicas cresceu e a lista dos elementos expandiu, foram feitas tentativas para encontrar padrões regulares no comportamento químico. Esses esforços culminaram no desenvolvimento da tabela periódica em 1869. Teremos muito mais para dizer sobre a tabela periódica nos capítulos seguintes, mas ela é tão importante e útil que você deve familiarizar-se com ela agora: você aprenderá rapidamente que *a tabela periódica é a mais importante ferramenta que os químicos usam para organizar e lembrar fatos químicos*.

Muitos elementos mostram similaridades muito fortes entre si. Por exemplo, lítio (Li), sódio (Na) e potássio (K) são todos metais macios e muito reativos. O elemento hélio (He), neônio (Ne) e argônio (Ar) são gases não-reativos. Se os elementos são organizados em ordem crescente de número atômico, observa-se que suas propriedades químicas e físicas mostram um padrão repetitivo ou periódico. Por exemplo, cada um dos metais macios e reativos — lítio, sódio e potássio — vem imediatamente depois daqueles gases não-reativos — hélio, neônio e argônio — como mostrado na Figura 2.15. A organização dos elementos em ordem crescente de número atômico, com elementos tendo propriedades similares colocados nas colunas verticais, é conhecida como **tabela periódica**. A tabela periódica é apresentada na Figura 2.16 e é também fornecida no encarte que acompanha o livro. Para cada elemento



**Figura 2.15** O arranjo dos elementos pelo número atômico ilustra o padrão periódico ou repetitivo das propriedades, que é a base da tabela periódica.



## **ATIVIDADE**

### Tabela periódica

**Figura 2.16** Tabela periódica dos elementos com a divisão dos elementos em metais, metalóides e não-metais.

na tabela, o número atômico e o símbolo atômico são dados. O peso atômico (massa atômica média) em geral também é dado; como no seguinte registro típico para o potássio:

19	número atômico
K	símbolo atômico
39,0983	peso atômico

Você pode notar variações muito pequenas nas tabelas periódicas de um livro para outro ou entre as das salas de aula e as dos livros. Essas diferenças são apenas uma questão de estilo, ou com relação à informação em particular incluída na tabela; não existem, portanto, diferenças fundamentais.

Os elementos em uma coluna da tabela periódica são conhecidos como um **grupo** ou **família**. A maneira como os grupos são chamados é de certa forma arbitrário, e três diferentes esquemas de nomes são comumente utilizados, dois dos quais são mostrados na Figura 2.16. O grupo de nomes superior, que têm designações A e B, é amplamente utilizado na América do Norte. Números romanos em vez de arábicos são em geral adotados nesse sistema. Grupo 7A, por exemplo, é normalmente chamado de VIIA. Os europeus usam uma convenção similar que numera as colunas de 1A até 8A e então de 1B até 8B; assim, o grupo encabeçado pelo flúor (F) recebe o nome de 7B (ou VIIIB) em vez de 7A. No esforço de eliminar essa confusão, a União Internacional de Química Pura e Aplicada (Iupac) propôs uma convenção na qual os grupos são numerados de 1 até 18 sem as designações de A e B, como mostrado no grupo inferior de nomes no alto da tabela, na Figura 2.16. Aqui, ainda usaremos a convenção norte-americana tradicional.

Elementos que pertencem ao mesmo grupo geralmente apresentam algumas similaridades em suas propriedades físicas e químicas. Por exemplo, os ‘metais de cunhagem’ — cobre (Cu), prata (Ag) e ouro (Au) — pertencem ao grupo 1B. Como o próprio nome sugere, os metais de cunhagem são usados no mundo inteiro para a fabricação de moedas. Vários outros grupos na tabela periódica também têm nomes, como mostrado na Tabela 2.3.

TABELA 2.3 Nomes de alguns grupos da tabela periódica

Grupo	Nome	Elementos
1A	Metais alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2A	Metais alcalinos terrosos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
6A	Calcogênios	O, S, Se, Te, Po
7A	Halogênios	F, Cl, Br, I, At
8A	Gases nobres (ou gases raros)	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Aprenderemos nos capítulos 6 e 7 que os elementos em um grupo da tabela periódica têm propriedades similares porque apresentam o mesmo tipo de organização dos elétrons na periferia dos átomos. Entretanto, não precisamos esperar até lá para fazer um bom uso da tabela periódica; afinal de contas, a tabela periódica foi inventada por químicos que não sabiam nada sobre elétrons! Podemos usá-la, como eles planejavam, para relacionar os comportamentos dos elementos e ajudar na lembrança de vários fatos. Descobriremos que é muito útil recorrer à tabela periódica freqüentemente quando estudarmos o restante deste capítulo.

Todos os elementos do lado esquerdo e do meio da tabela (com exceção do hidrogênio) são **elementos metálicos**, ou metais. A maioria dos elementos é metálica. Os metais compartilham várias propriedades características, como brilho e altas condutividades elétricas e térmicas. Todos os metais, com exceção do mercúrio (Hg), são sólidos à temperatura ambiente. Os metais estão separados dos **elementos não-metálicos** por uma linha diagonal semelhante a uma escada que vai do boro (B) ao astatino (At), como mostrado na Figura 2.16. O hidrogênio, apesar de estar do lado esquerdo da tabela periódica, é um não-metal. À temperatura ambiente alguns dos não-metais são gasosos, outros são líquidos e outros, sólidos. Eles geralmente diferem dos metais na aparência (Figura 2.17) e em outras propriedades físicas. Muitos dos elementos que estão na borda que separa os metais dos não-metais, como o antimônio (Sb), têm propriedades que estão entre as dos metais e as dos não-metais. Esses elementos são em geral chamados de **metalóides**.



Figura 2.17 Alguns exemplos familiares de metais e não-metais. Os não-metais (à esquerda, inferior) são enxofre (pó amarelo), iodo (cristais brilhantes, escuros), bromo (líquido marrom-avermelhado e vapor em frasco de vidro) e três exemplos de carbono (pó de carvão preto, diamantes e grafite no lápis). Os metais estão na forma de uma chave inglesa de alumínio, cano de cobre, bala de chumbo, moedas de prata e pepitas de ouro.

### COMO FAZER 2.5

Quais os dois elementos dos seguintes você acha que mostra as maiores similaridades em suas propriedades físicas e químicas: B, Ca, F, He, Mg, P?

**Solução** Os elementos de um mesmo grupo da tabela periódica são os que provavelmente exibirão propriedades químicas e físicas semelhantes. Portanto, espera-se que sejam Ca e Mg, pois eles estão no mesmo grupo da tabela periódica (grupo 2A, os metais alcalinos terrosos).

### PRATIQUE

Localize o Na (sódio) e o Br (bromo) na tabela periódica. Dê o número atômico de cada um e classifique-os como metal, metalídeo ou não-metal.

**Resposta:** Na, número atômico 11, é um metal; Br, número atômico 35, é um não-metal.

## 2.6 Moléculas e compostos moleculares

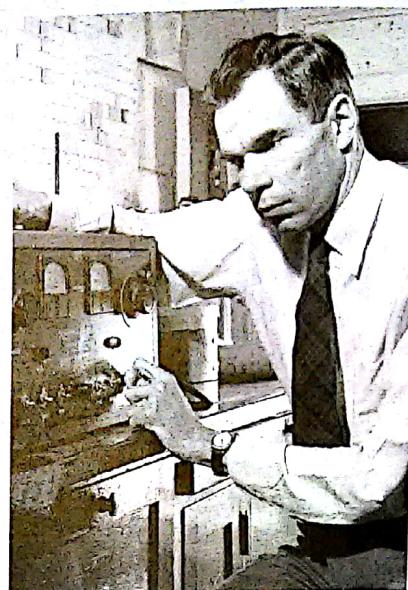
O átomo é a menor amostra representativa de um elemento, mas somente os gases nobres são normalmente encontrados na natureza como átomos isolados. A maior parte da matéria é composta de moléculas ou íons, as quais são formadas por átomos. Examinaremos as moléculas aqui, e os íons na Seção 2.7.

## Um olhar mais de perto Glenn Seaborg e a história do seabórgio

Até 1940 a tabela periódica terminava no urânio, elemento número 92. Desde então, nenhum cientista teve maior influência na tabela periódica do que Glenn Seaborg (1912-1999). Seaborg (Figura 2.18) tornou-se docente do Departamento de Química da Universidade da Califórnia, Berkeley, em 1937. Em 1940, ele e seus colegas Edwin McMillan, Arthur Wahl e Joseph Kennedy obtiveram sucesso em isolar o plutônio (Pu) como um produto da reação do urânio com nêutrons. Falaremos sobre reações desse tipo, chamadas *reações nucleares*, no Capítulo 21. Também discutiremos o principal papel desempenhado pelo plutônio nas reações de fissão nuclear, como as que ocorrem em usinas nucleares e bombas atômicas.

Durante o período de 1944 a 1958, Seaborg e seus colaboradores também obtiveram êxito ao identificar os elementos com números atómicos 95 a 102 como produtos de reações nucleares. Esses elementos são radioativos e não se encontram na natureza; eles só podem ser sintetizados via reações nucleares. Por seus esforços em identificar os elementos depois do urânio (os elementos *transurânicos*), McMillan e Seaborg dividiram o prêmio Nobel de Química em 1951.

De 1961 a 1971 Seaborg foi chefe da Comissão de Energia Atômica dos Estados Unidos (atualmente Departamento de Energia). Nesse posto ele teve importante papel ao estabelecer tratados internacionais para limitar o teste de armas nucleares. No seu retorno a Berkeley, ele fez parte da equipe que, em 1974, identificou pela primeira vez o elemento de número 106; essa descoberta foi comprovada por outra equipe de Berkeley em 1993. Em 1994, para exaltar as muitas contribuições de Seaborg para a descoberta de novos elementos, a Sociedade Americana de Química propôs que o elemento de número 106 fosse chamado 'seabórgio', sugerindo o sím-



**Figura 2.18** Glenn Seaborg em Berkeley, em 1941, usando um contador Geiger para tentar detectar a radiação produzida pelo plutônio. Contadores Geiger serão abordados na Seção 21.5.

bolo Sg. Após vários anos de controvérsia a respeito de se um elemento poderia ser nomeado em homenagem a uma pessoa em vida, o nome seabórgio foi oficialmente adotado pela Iupac em 1997, e Seaborg tornou-se a primeira pessoa a ter um elemento com seu nome em vida. A Iupac nomeou também o elemento 105 'dúbnio' (símbolo químico Db) em homenagem a um laboratório nuclear em Dubna, na Rússia, que competiu com o laboratório de Berkeley na descoberta de vários elementos.

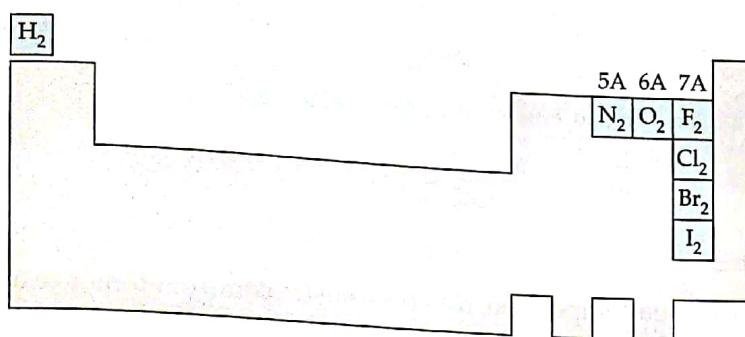
A **molécula** é reunião de dois ou mais átomos ligados firmemente entre si. O 'pacote' de átomos resultante comporta-se em vários aspectos como um objeto único e inconfundível. Abordaremos as forças que mantêm os átomos unidos (a ligação química) nos capítulos 8 e 9.

### Moléculas e fórmulas químicas

Muitos elementos são encontrados na natureza na forma molecular; isto é, dois ou mais átomos do mesmo tipo estão ligados entre si. Por exemplo, o oxigênio, encontrado normalmente no ar, compõe-se de moléculas que contêm dois átomos de oxigênio. Representamos essa forma molecular do oxigênio pela **fórmula química**  $O_2$  (lê-se: "ó dois"). O índice inferior na fórmula nos diz que dois átomos de oxigênio estão presentes em cada molécula. A molécula constituída de dois átomos é chamada de **molécula diatômica**. O oxigênio também existe em outra forma molecular conhecida como *ozônio*. Moléculas de ozônio são constituídas de três átomos de oxigênio, logo sua fórmula é  $O_3$ . Ainda que oxigênio ( $O_2$ ) 'normal' e ozônio sejam ambos compostos formados apenas por átomos de oxigênio, exibem propriedades químicas e físicas bem diferentes. Por exemplo,  $O_2$  é essencial para a vida, mas  $O_3$  é tóxico;  $O_2$  é inodoro, enquanto  $O_3$  tem um cheiro pungente pronunciado.

Os elementos em geral encontrados como moléculas diatômicas são hidrogênio, oxigênio, nitrogênio e halogênios. Suas localizações na tabela periódica são mostradas na Figura 2.19. Quando falamos das substâncias hidrogênio, queremos dizer  $H_2$ , a menos que indiquemos explicitamente o contrário. De maneira análoga, quando falamos oxigênio, nitrogênio ou qualquer halogênio, estamos nos referindo a  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$  ou  $I_2$ . Desse modo, as propriedades do oxigênio e hidrogênio listadas na Tabela 2.3 são as do  $O_2$  e do  $H_2$ . Outras formas menos comuns desses elementos comportam-se de maneira muito diferente.

Compostos constituídos por moléculas são chamados **compostos moleculares** e contêm mais de um tipo de átomo. Uma molécula de água, por exemplo, constitui-se de dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio.



**Figura 2.19** Elementos comuns que existem como moléculas diatônicas à temperatura ambiente.

Elá é conseqüentemente representada pela fórmula química  $H_2O$ . A ausência de um índice inferior no O indica um átomo de O por molécula de água. Outro composto constituído desses mesmos elementos (em diferentes proporções relativas) é o peróxido de hidrogênio,  $H_2O_2$ . As propriedades desses dois compostos são muito diferentes.

Várias moléculas comuns estão mostradas na Figura 2.20. Observe como a composição de cada composto é dada por sua fórmula química. Note também que essas substâncias são compostas apenas por elementos não-metálicos. *A maioria das substâncias moleculares que encontraremos contém apenas não-metáis.*

### Fórmulas moleculares e mínimas

Fórmulas químicas que indicam os números e tipos efetivos de átomos em uma molécula são chamadas **fórmulas moleculares**. (As fórmulas na Figura 2.20 são fórmulas moleculares.) Fórmulas químicas que dão somente o número relativo de átomos de cada tipo em uma molécula são chamadas **fórmulas mínimas**. Os índices inferiores em uma fórmula mínima são sempre os menores números inteiros proporcionais possíveis. A fórmula molecular para o peróxido de hidrogênio é  $H_2O_2$ , por exemplo, enquanto a fórmula mínima é HO. A fórmula molecular do etileno é  $C_2H_4$ ; logo, sua fórmula mínima é  $CH_2$ . Para muitas substâncias, a fórmula molecular e a fórmula mínima são idênticas, como no caso da água,  $H_2O$ .

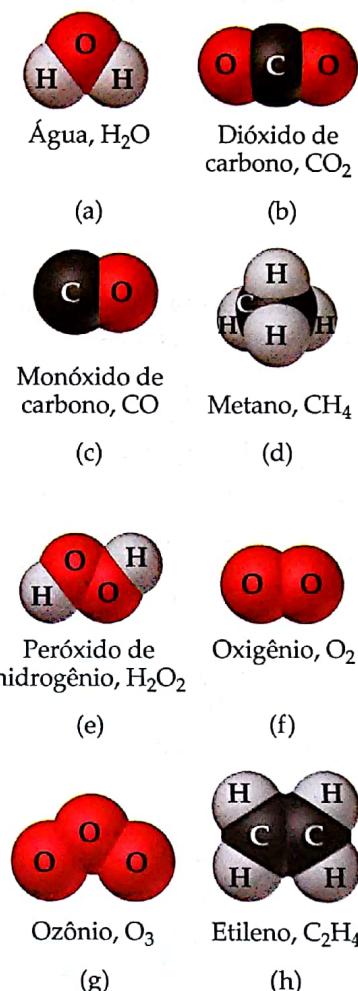
As fórmulas moleculares fornecem muito mais informações sobre as moléculas do que as fórmulas mínimas. Quando sabemos a fórmula molecular de um composto, podemos determinar sua fórmula mínima. Entretanto, o contrário não é verdadeiro; se conhecemos a fórmula mínima de uma substância, não podemos determinar sua fórmula molecular, a menos que tenhamos mais informações. Então por que os químicos se preocupam com fórmulas mínimas? Como veremos no Capítulo 3, certos métodos comuns para analisar substâncias conduzem somente às fórmulas mínimas. Uma vez que ela é conhecida, experimentos adicionais podem dar a informação necessária para converter a fórmula mínima em molecular. Além disso, existem substâncias, como as formas mais comuns do elemento carbono, que não existem como moléculas isoladas. Para essas substâncias, devemos confiar nas fórmulas mínimas. Dessa forma, o carbono é representado pelo símbolo C, que é sua fórmula mínima.

### COMO FAZER 2.6

Escreva as fórmulas mínimas para as seguintes moléculas: (a) glicose, substância conhecida também como açúcar do sangue ou dextrose, cuja fórmula molecular é  $C_6H_{12}O_6$ ; (b) óxido nitroso, substância usada como anestésico e comumente chamada gás hilariante, cuja fórmula molecular é  $N_2O$ .

**Solução** (a) Os índices inferiores de uma fórmula mínima são os menores números inteiros proporcionais. As menores proporções são obtidas dividindo-se cada índice inferior pelo maior fator comum, neste caso, 6. A fórmula mínima resultante para a glicose é  $CH_2O$ .

(b) Uma vez que os índices inferiores em  $N_2O$  já são os menores números inteiros, a fórmula mínima para o óxido nitroso é igual à sua fórmula molecular,  $N_2O$ .



**Figura 2.20** Representação de algumas moléculas simples comuns.

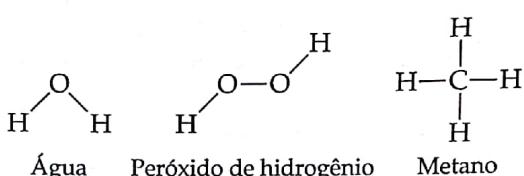
**PRATIQUE**

Dê a fórmula mínima para a substância chamada *diborano*, cuja fórmula molecular é  $B_2H_6$ .

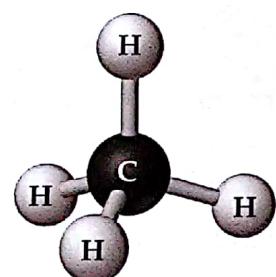
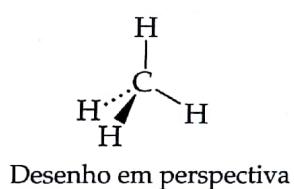
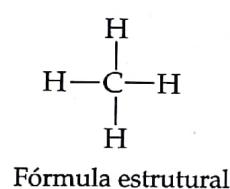
**Resposta:**  $BH_3$

**Visualização das moléculas**

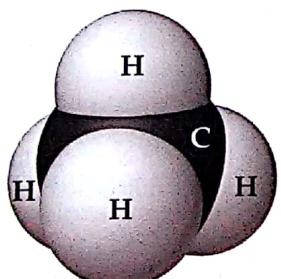
A fórmula molecular de uma substância indica sua composição, mas não mostra como os átomos se unem para formar as moléculas. A **fórmula estrutural** de uma substância mostra quais átomos estão ligados a quais em uma molécula. Por exemplo, as fórmulas para água, peróxido de hidrogênio e metano ( $CH_4$ ) podem ser escritas como segue:



Os átomos são representados por seus símbolos químicos, e as linhas são usadas para representar as ligações que os mantêm unidos.



Modelo de bola e palito



Modelo preenchimento do espaço

**Figura 2.21** Alguns modos de representação e visualização de moléculas.

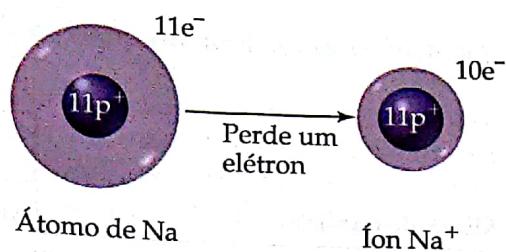
Uma fórmula estrutural geralmente não representa a geometria real da molécula, isto é, os verdadeiros ângulos nos quais os átomos se unem. Entretanto, uma fórmula estrutural pode ser escrita como um *desenho em perspectiva*, para dar mais noção de aparência tridimensional, como mostrado na Figura 2.21.

Os cientistas contam também com vários modelos para ajudá-los a visualizar as moléculas. *Modelos de bola e palito* mostram os átomos como esferas e as ligações como palitos, e eles representam os ângulos exatos com os quais os átomos se ligam uns aos outros em uma molécula (Figura 2.21). Todo átomo pode ser representado por bolas do mesmo tamanho ou então os tamanhos relativos das bolas podem refletir os tamanhos relativos dos átomos. Algumas vezes os símbolos químicos dos elementos encontram-se superpostos nas bolas, mas em geral os átomos são identificados simplesmente por cores.

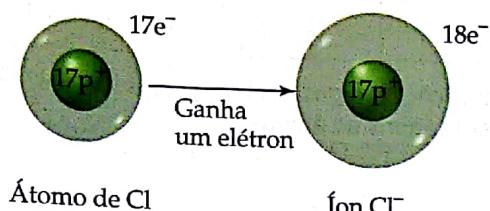
Um *modelo de preenchimento do espaço* representa a aparência da molécula se os átomos fossem aumentados de tamanho (Figura 2.21). Esses modelos mostram os tamanhos relativos dos átomos, mas os ângulos entre eles, que ajudam a definir suas geometrias, são em geral muito mais difíceis de visualizar do que nos modelos bola e palito. Como nos modelos bola e palito, as identidades dos átomos são indicadas por suas cores, mas eles podem também ser identificados pelos símbolos dos elementos.

## 2.7 Íons e compostos iônicos

O núcleo de um átomo não se torna carregado por processos químicos ordinários, mas os átomos podem facilmente ganhar ou perder elétrons. Se elétrons são removidos ou adicionados a um átomo neutro, uma partícula carregada chamada **íon** é formada. Um íon com uma carga positiva é chamado de **cátion**; um íon carregado negativamente é chamado de **ânion**. O átomo de sódio, por exemplo, que tem 11 prótons e 11 elétrons, perde facilmente um elétron. O cátion resultante tem 11 prótons e 10 elétrons, logo apresenta carga líquida de +1. A carga líquida no íon é representada por um índice superior; +, 2+ e 3+ significando uma carga líquida resultante da perda de um, dois ou três elétrons, respectivamente. Os índices superiores -, -2 e -3 representam as cargas líquidas resultantes do ganho de um, dois ou três elétrons, respectivamente. A formação do íon  $Na^+$  de um átomo de Na é mostrada esquematicamente a seguir:



O cloro, com 17 prótons e 17 elétrons, normalmente ganha um elétron em reações químicas, produzindo o íon  $\text{Cl}^-$ . Em geral, átomos metálicos tendem a perder elétrons para formar cátions, enquanto átomos não-metálicos tendem a ganhar elétrons para formar ânions.



### COMO FAZER 2.7

Dê os símbolos químicos, incluindo o número de massa, para os seguintes íons: (a) O íon com 22 prótons, 26 nêutrons e 19 elétrons; (b) o íon de enxofre que tem 16 nêutrons e 18 elétrons.

**Solução** (a) O número de prótons (22) é o número atômico do elemento; logo, esse elemento é o Ti (titânio). O número de massa desse isótopo é  $22 + 26 = 48$  (a soma de prótons e nêutrons). Uma vez que o íon tem mais três prótons do que elétrons, apresenta carga líquida de  $3+$ . O símbolo para esse íon é  $^{48}\text{Ti}^{3+}$ .

(b) Se recorremos a uma tabela periódica ou tabela de elementos, vemos que o enxofre (símbolo S) tem um número atômico 16. Então, cada átomo ou íon de enxofre tem 16 prótons. Sabemos que o íon também tem 16 nêutrons, assim o número de massa do íon é  $16 + 16 = 32$ . Uma vez que o íon tem 16 prótons e 18 elétrons, sua carga líquida é  $2-$ . O símbolo para o íon é  $^{32}\text{S}^{2-}$ .

Em geral, estaremos interessados nas cargas líquidas dos íons e ignoraremos seus números de massa a menos que as circunstâncias imponham que especifiquemos determinado isótopo.

### PRATIQUE

Quantos prótons e elétrons o íon  $\text{Se}^{2-}$  possui?

**Resposta:** 34 prótons e 36 elétrons.

Além dos íons simples, como  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ , existem íons poliatómicos, como  $\text{NO}_3^-$  (íon nitrato) e  $\text{SO}_4^{2-}$  (íon sulfato). Esses íons são constituídos de átomos unidos em uma molécula, mas eles têm carga líquida positiva ou negativa. Consideraremos, posteriormente, outros exemplos de íons poliatómicos na Seção 2.8.

As propriedades dos íons são muito diferentes das dos átomos dos quais eles derivam. As diferenças são como a troca de Dr. Jekyll por Sr. Hyde: apesar de o corpo ser essencialmente o mesmo (mais ou menos alguns elétrons), o comportamento é muito diferente.

### Previsão das cargas iônicas

Muitos átomos ganham ou perdem elétrons para que fiquem com o mesmo número de elétrons do gás nobre mais próximo deles na tabela periódica. Os membros da família dos gases nobres são quimicamente muito pouco reativos e formam pouquíssimos compostos. Podemos deduzir que isso se deve aos arranjos de seus elétrons serem muito estáveis. Por exemplo, a perda de um elétron do átomo de sódio deixa-o com o mesmo número de elétrons do átomo neutro de neônio (número atômico 10). Igualmente, quando um cloro ganha um elétron, ele fica com 18, como o argônio (número atômico 18). Usaremos essa observação simples para explicar a formação de íons no Capítulo 8, no qual discutiremos ligações químicas.

A tabela periódica é muito útil para lembrar as cargas dos íons, especialmente daqueles elementos à esquerda e à direita da tabela. Como a Figura 2.22 mostra, as cargas desses íons relacionam-se de uma maneira muito fácil com suas posições na tabela. No lado esquerdo da tabela, por exemplo, os elementos do grupo 1A (os metais alcalinos) formam íons  $1+$ , e os elementos do grupo 2A (os metais alcalinos terrosos) íons  $2+$ . Do outro lado da tabela os elementos do grupo 7A (os halogênios) formam íons  $1-$ , e os elementos do grupo 6A, íons  $2-$ . Como veremos no próximo texto, muitos dos outros grupos não se prestam a regras tão simples.

**Figura 2.22** Cargas de alguns íons comuns encontrados em compostos iônicos. Note que a linha na forma de escada que divide metais de não-metais também separa cátions de ânions.

COMO FAZER 28

Determine as cargas esperadas para os festejos.

**Solução** Consideremos que esses elementos formam íons com o mesmo número de elétrons que os átomos do gás nobre mais próximo. Pela tabela periódica, tem-se que o bário possui número atômico 56. O gás nobre mais próximo é o xenônio, número atômico 54. O bário pode alcançar um arranjo de 54 elétrons perdendo dois elétrons, formando o cátion  $\text{Ba}^{2+}$ .

O oxigênio tem número atômico 8. O gás nobre mais próximo dele é o neônio, número atômico 10. O oxigênio pode alcançar um arranjo estável ganhando dois elétrons e assim formar o ânion  $O^{2-}$ .

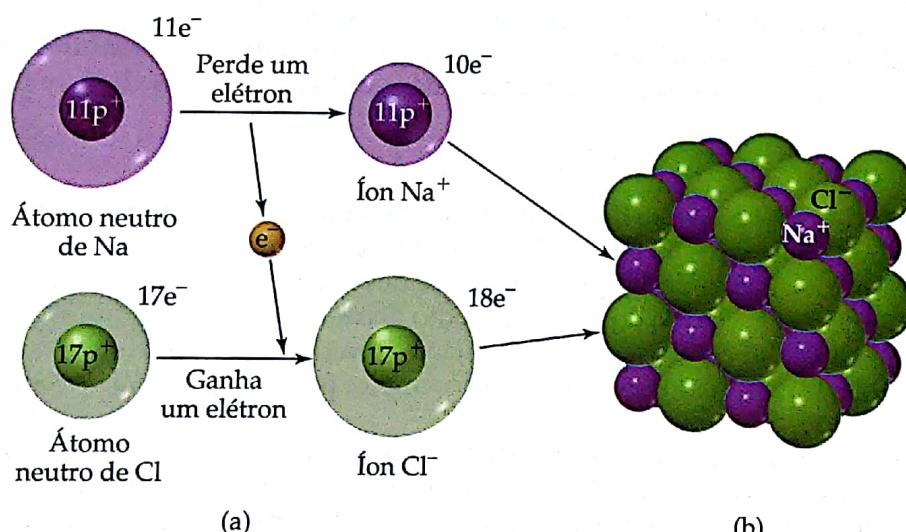
## PRATIQUE

Determine a carga do íon mais estável do alumínio:

*Resposta: 3+*

### **Compostos iônicos**

Grande parte da atividade química envolve a transferência de elétrons entre substâncias. Íons são formados quando um ou mais elétrons se transferem de um átomo neutro para outro. A Figura 2.23 mostra que, quando o sódio elementar reage com o cloro elementar, um elétron é transferido de um átomo de sódio neutro para um átomo neutro de cloro. Temos, ao final, um íon  $\text{Na}^+$  e outro  $\text{Cl}^-$ . Entretanto, partículas com cargas opostas se atraem. Desse forma, os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  ligam-se para formar o cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ), mais conhecido como sal de cozinha.



**Figura 2.23** (a) A transferência de um elétron de um átomo neutro de Na para um átomo neutro de Cl leva à formação de um íon  $\text{Na}^+$  e um íon  $\text{Cl}^-$ . (b) O arranjo desses íons no cloreto de sódio sólido é mostrado à direita.

nha. O cloreto de sódio é um exemplo de **composto iônico**, que contém tanto íons carregados positiva quanto negativamente.

De maneira geral, podemos dizer se um composto é iônico (constituído de íons) ou molecular (formado por moléculas) a partir de sua composição. Normalmente, cátions são íons metálicos, enquanto ânions são íons não-metálicos. Conseqüentemente, *compostos iônicos são em geral combinações de metais e não-metais*, como em NaCl. Em contraste, *compostos moleculares são quase sempre constituídos somente de não-metais*, como no H<sub>2</sub>O.

### COMO FAZER 2.9

Quais dos seguintes compostos você classificaria como iônico: N<sub>2</sub>O, Na<sub>2</sub>O, CaCl<sub>2</sub>, SF<sub>4</sub>?

**Solução** Concluímos que Na<sub>2</sub>O e CaCl<sub>2</sub> são compostos iônicos porque constituem-se de um metal combinado com um não-metal. Os outros dois compostos, constituídos inteiramente de não-metais, pressupõe-se (corretamente) ser compostos moleculares.

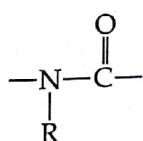
### PRATIQUE

Quais dos seguintes compostos são moleculares: CBr<sub>4</sub>, FeS, P<sub>4</sub>O<sub>6</sub>, PbF<sub>2</sub>?

**Resposta:** CBr<sub>4</sub> e P<sub>4</sub>O<sub>6</sub>.

## A química e a vida Elementos necessários aos organismos vivos

A Figura 2.24 mostra os elementos essenciais para a vida. Mais de 97% da massa da maioria dos organismos é atribuída a apenas seis elementos — oxigênio, carbono, hidrogênio, nitrogênio, fósforo e enxofre. A água (H<sub>2</sub>O) é o composto mais comum nos organismos vivos respondendo por no mínimo 70% da massa da maioria das células. O carbono é o elemento mais presente (por massa) nos componentes sólidos das células. Átomos de carbono são encontrados em grande variedade de moléculas orgânicas, nas quais os átomos de carbono estão ligados a outros átomos de carbono ou a átomos de outros elementos, principalmente H, O, N, P e S. Todas as proteínas, por exemplo, contêm os seguintes grupos de átomos que ocorrem repetidamente dentro das moléculas:



(R é um átomo de H ou uma combinação de átomos como CH<sub>3</sub>)

Além disso, mais 23 elementos foram encontrados em diversos organismos vivos. Cinco são necessários a todos os organismos: Ca<sup>2+</sup>, Cl<sup>-</sup>, Mg<sup>2+</sup>, K<sup>+</sup> e Na<sup>+</sup>. Íons de cálcio, por exemplo, são necessários para a formação óssea e pela transmissão de sinais no sistema nervoso, como os que provocam a contração dos músculos cardíacos fazendo o coração bater. Muitos outros elementos são importantes em quantidades muito pequenas, por isso são chamados *microelementos*. Por exemplo, microquantidades de cobre são necessárias na nossa dieta para auxiliar na síntese da hemoglobina.

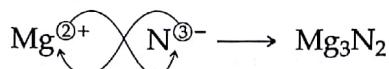
**Figura 2.24** Os elementos essenciais para a vida estão indicados por cores. O vermelho indica os seis elementos mais abundantes nos sistemas vivos (hidrogênio, carbono, nitrogênio, oxigênio, fósforo e enxofre). O azul indica os próximos cinco elementos mais abundantes. O verde indica os elementos necessários somente em microquantidades.

1A																8A	
H		2A		8B							B	C	N	O	F	Ne	He
Li	Be	3B	4B	5B	6B	7B	8	9	10	1B	2B	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
K	Ca						Ru	Pd		Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc											Rn
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	

Os íons em compostos iônicos são arranjados em estruturas tridimensionais. Os arranjos dos íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  no  $\text{NaCl}$  são mostrados na Figura 2.23. Como não existem moléculas de  $\text{NaCl}$  distintas, é possível escrever apenas uma fórmula mínima para essa substância. De fato, somente fórmulas mínimas podem ser escritas para a maioria dos compostos iônicos.

Podemos facilmente escrever a fórmula mínima para um composto iônico se conhecemos as cargas dos íons dos quais ele é constituído. Compostos químicos são sempre eletricamente neutros. Conseqüentemente, os íons em um composto iônico em geral ocorrem em uma proporção tal que o total de cargas positivas é igual ao total de cargas negativas. Assim, existe um  $\text{Na}^+$  para cada  $\text{Cl}^-$  (dando  $\text{NaCl}$ ), um  $\text{Ba}^{2+}$  para dois  $\text{Cl}^-$  (dando  $\text{BaCl}_2$ ), e assim por diante.

À medida que considerar estes e outros exemplos, você verá que se as cargas no cátion e no ânion são iguais, o índice inferior em cada um deles será 1. Se as cargas não são iguais, a carga de um íon (sem sinal) se transformará no índice inferior do outro íon. Por exemplo, o composto iônico formado a partir de Mg (o qual forma íons  $Mg^{2+}$ ) e N (o qual forma íons  $N^{3-}$ ) é  $Mg_3N_2$ :



COMO FAZER 2.10

Quais são as fórmulas mínimas dos compostos formados por (a) íons  $\text{Al}^{3+}$  e  $\text{Cl}^-$ ; (b) íons  $\text{Al}^{3+}$  e  $\text{O}^{2-}$ ; (c) íons  $\text{Mg}^{2+}$  e  $\text{NO}_3^-$ ?

**Solução** (a) São necessários três íons  $\text{Cl}^-$  para平衡car a carga de um íon  $\text{Al}^{3+}$ . Logo, a fórmula é  $\text{AlCl}_3$ .

**(b)** São necessários dois íons  $\text{Al}^{3+}$  para balancear a carga de três íons  $\text{O}^{2-}$  (isto é, a carga total positiva é 6+, e a carga total negativa é 6–). Logo, a fórmula é  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

(c) Necessita-se de dois íons  $\text{NO}_3^-$  para balancear a carga de um íon  $\text{Mg}^{2+}$ . A fórmula é  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ . Nesse caso, a fórmula para a totalidade do íon poliatômico  $\text{NO}_3^-$  tem de ser incluída entre parênteses para deixar claro que o índice inferior 2 aplica-se para todos os átomos daquele íon.

## PRATIQUE

Escreva as fórmulas mínimas para os compostos formados pelos seguintes íons: (a)  $\text{Na}^+$  e  $\text{PO}_4^{3-}$ ; (b)  $\text{Zn}^{2+}$  e  $\text{SO}_4^{2-}$ ; (c)  $\text{Fe}^{3+}$  e  $\text{CO}_3^{2-}$ .

**Resposta:** Na<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>; (b) ZnSO<sub>4</sub>; (c) Fe<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>



Estratégias na química Identificação de padrões

Alguém disse que beber da fonte do conhecimento em um curso de química é o mesmo que beber de um extintor de incêndio. De fato, o ritmo pode algumas vezes parecer estimulante. Com relação ao assunto, entretanto, podemos nos perder nos fatos se não enxergamos os padrões gerais. O valor de identificar padrões e aprender regras e generalizações é que eles nos libertam de aprender (ou tentar decorar) muitos fatos individuais. Os padrões e regras organizam as idéias, assim não nos perdemos em detalhes.

Muitos estudantes sofrem com a química porque não exergam como os temas se correlacionam, como as idéias se associam. Eles, portanto, tratam qualquer idéia ou problema como único em vez de tratá-lo como um exemplo ou aplicação de uma regra geral, procedimento ou afinidade. Comece a perceber a estrutura do tema. Preste atenção nas tendências e regras que são dadas para resu-

mir um grande número de informações. Perceba, por exemplo, como a estrutura atômica nos ajuda a entender a existência de isótopos (como verificado na Tabela 2.2) e como a tabela periódica nos auxilia a lembrar as cargas dos íons (como observado na Figura 2.22). Você se surpreenderá observando padrões que ainda não foram esmiuçados. Talvez não tenha observado certas tendências nas fórmulas químicas. Examinando a tabela periódica a partir do elemento 11 (Na), encontramos que os elementos formam compostos com o F tendo as seguintes composições:  $\text{NaF}$ ,  $\text{MgF}_2$  e  $\text{AlF}_3$ . Essa tendência continua? Existe  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{PF}_5$ ,  $\text{SF}_6$ ? De fato eles existem. Se você assimilar uma tendência como esta a partir de uma parte da informação vista até agora, então você estará à frente no jogo e já se encontrará preparado para alguns temas que abordaremos em capítulos posteriores.