

Por essa razão as garrafas de peróxido de hidrogênio são fechadas com tampas que facilitam a liberação do $O_2(g)$ produzido, antes que a pressão interna torne-se muito alta (Figura 7.27).

Depois do oxigênio, o elemento mais importante do grupo 6A é o enxofre. O enxofre também existe em várias formas alotrópicas; a mais comum e mais estável delas é o sólido amarelo com fórmula molecular S_8 . Essa molécula constitui-se de um anel de oito membros de átomos de enxofre, como mostrado na Figura 7.28. Ainda que o enxofre sólido seja formado por anéis S_8 , geralmente escrevemos apenas $S(s)$ nas equações químicas para simplificar os coeficientes.

De forma análoga ao oxigênio, o enxofre tem tendência em ganhar elétrons de outros elementos para formar sulfetos, os quais contêm o íon S^{2-} . Na realidade, a maior parte do enxofre na natureza é encontrada na forma de sulfetos metálicos. Uma vez que o enxofre está abaixo do oxigênio na tabela periódica, a tendência para formar ânions sulfeto não é tão grande quanto a tendência do oxigênio em formar íons óxido. Como resultado, a química do enxofre é mais complexa que a do oxigênio. Na realidade, o enxofre e seus compostos (incluindo os do carvão e do petróleo) podem ser queimados em presença de oxigênio. O produto principal é o dióxido de enxofre, um poluente importante (Seção 18.4):



Grupo 7A: os halogênios

Os elementos do grupo 7A são conhecidos como **halogênios**, da palavra grega *halos* e *gennao*, que significa ‘formadores de sal’. Algumas das propriedades desses elementos são dadas na Tabela 7.7. O astato, extremamente raro e radioativo, foi omitido, porque muitas de suas propriedades ainda não são conhecidas.

Ao contrário dos elementos do grupo 6A, todos os halogênios são tipicamente não-metais. Seus pontos de fusão e ebulição aumentam com o aumento do número atômico. O flúor e o cloro são gases à temperatura ambiente, o bromo é um líquido e o iodo, um sólido. Cada elemento consiste em moléculas diatômicas: F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 . O flúor é um gás amarelo pálido; o cloro é um gás verde-amarelado; o bromo é um líquido marro-mavermelhado e forma rapidamente um vapor também marrom-avermelhado; e o iodo, sólido é preto-acinzentado e forma rapidamente um vapor violeta (Figura 7.29).

Os halogênios têm afinidades eletrônicas altamente negativas (Figura 7.11). Portanto, não é surpreendente que a química dos halogênios seja dominada pela tendência em ganhar elétrons de outros elementos para formar íons halatos, X^- . (Em muitas equações o X é usado para indicar qualquer um dos halogênios.) O flúor e o cloro são mais reativos que o bromo e o iodo. Na realidade, o flúor remove elétrons de quase todas as substâncias com as quais entra em contato, incluindo a água, geralmente fazendo-se de maneira muito exotérmica, como nos seguintes exemplos:

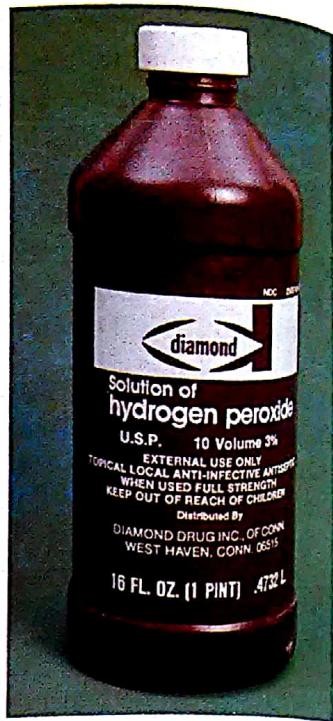
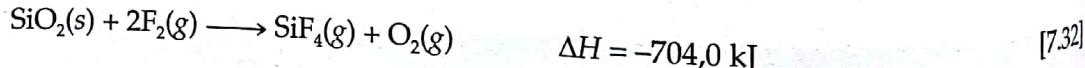
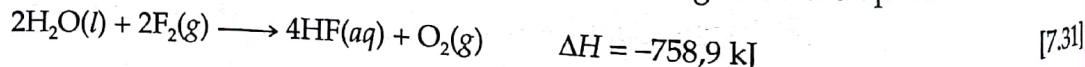


Figura 7.27 Garrafas de peróxido de hidrogênio são fechadas com tampas que permitem que qualquer excesso de pressão de $O_2(g)$ seja liberado da garrafa. Peróxido de hidrogênio é normalmente acondicionado em garrafas de cor escura ou opacas para se minimizar a exposição à luz, que acelera sua decomposição.

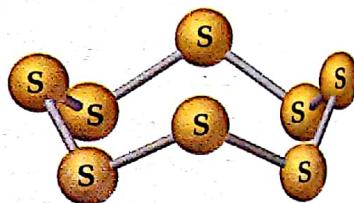


Figura 7.28 Estrutura de moléculas de S_8 , como a encontrada na forma alotrópica mais comum do enxofre à temperatura ambiente.

TABELA 7.7 Algumas propriedades dos halogênios

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão ($^{\circ}\text{C}$)	Densidade	Raio atômico (\AA)	I_1 (kJ/mol)
Flúor	[He] $2s^22p^5$	-220	1,69 g/L	0,71	1.681
Cloro	[Ne] $3s^23p^5$	-102	3,21 g/L	0,99	1.251
Bromo	[Ar] $3d^{10}4s^24p^5$	-7,3	3,12 g/cm ³	1,14	1.140
Iodo	[Kr] $4d^{10}5s^25p^5$	114	4,93 g/cm ³	1,33	1.008

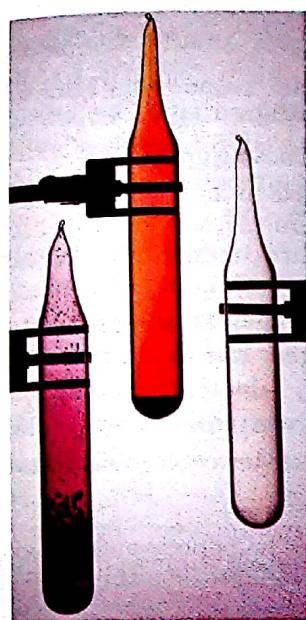


Figura 7.29 Iodo (I_2), bromo (Br_2) e cloro (Cl_2), da esquerda para a direita.



FILME

Propriedades físicas dos halogênios



Figura 7.30 Cristais de XeF_4 , um dos poucos compostos que contêm um elemento do grupo 8A.

Como resultado, o gás flúor é difícil e perigoso de se usar no laboratório, necessitando de aparelhos especiais.

Dos halogênios, o cloro é o mais usado industrialmente. Em 2001 sua produção total foi de 12,3 bilhões de quilogramas, tornando-se o oitavo produto químico mais produzido nos Estados Unidos. Ao contrário do flúor, o cloro reage lentamente com água para formar soluções aquosas relativamente estáveis de $HCl(aq)$ e $HOCl(aq)$ (ácido hipocloroso):



O cloro é normalmente adicionado à água potável e a piscinas, onde o $HOCl(aq)$ formado serve como desinfetante.

Os halogênios reagem diretamente com a maioria dos metais para formar haletos iônicos. Os halogênios reagem também com o hidrogênio para formar haletos de hidrogênio gasosos:



Esses compostos são todos muito solúveis em água e dissolvem-se para formar os ácidos halídricos. Como abordado na Seção 4.3, $HCl(aq)$, $HBr(aq)$ e $HI(aq)$ são ácidos fortes, enquanto o $HF(aq)$ é um ácido fraco.

Grupo 8A: os gases nobres

Os elementos do grupo 8A, conhecidos como **gases nobres**, são todos não-metais, gases à temperatura ambiente. Eles são todos *monoatômicos* (isto é, consistem de átomos únicos em vez de moléculas). Algumas propriedades físicas dos gases nobres estão relacionadas na Tabela 7.8. A alta radioatividade do Rn tem inibido o estudo de sua química.

Os gases nobres têm os subníveis *s* e *p* completamente preenchidos. Todos os elementos do grupo 8A têm energias de ionização muito grandes e vemos o decréscimo previsto conforme descemos no grupo. Uma vez que os gases nobres possuem configurações eletrônicas tão estáveis, eles são excepcionalmente não-reactivos. Na realidade, até o início dos anos 60 os elementos eram chamados *gases inertes* porque se pensava que eles eram incapazes de formar compostos químicos. Em 1962 Neil Bartlett, na Universidade de British Columbia, inferiu que a energia de ionização do Xe seria baixa o suficiente para permiti-lo formar compostos. Para que isso acontecesse, o Xe teria de reagir com uma substância com habilidade extremamente alta para remover elétrons de outras substâncias, como o flúor. Bartlett sintetizou o primeiro composto de gás nobre combinando o Xe com o composto contendo flúor, PtF_6 . O xenônio reage também diretamente com $F_2(g)$ para formar os compostos moleculares XeF_2 , XeF_4 e XeF_6 (Figura 7.30). O criptônio tem valor de I_1 mais alto que o xenônio, sendo, portanto, menos reativo. Na realidade, apenas um único composto estável de criptônio é conhecido, KrF_2 . Em 2000, cientistas finlandeses anunciaram a obtenção da molécula $HArF$, estável apenas a baixas temperaturas.

TABELA 7.8 Algumas propriedades dos gases nobres

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de ebulação (K)	Densidade (g/L)	Raio atômico* (Å)	I_1 (kJ/mol)
Hélio	$1s^2$	4,2	0,18	0,32	2.372
Neônio	[He] $2s^2p^6$	27,1	0,90	0,69	2.081
Argônio	[Ne] $3s^23p^6$	87,3	1,78	0,97	1.521
Criptônio	[Ar] $3d^{10}4s^24p^6$	120	3,75	1,10	1.351
Xenônio	[Kr] $4d^{10}5s^25p^6$	165	5,90	1,30	1.170
Radônio	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$	211	9,73	—	1.037

* Apenas os gases nobres mais pesados formam compostos químicos. Assim, os raios atômicos para os gases nobres têm valores estimados.

COMO FAZER ESPECIAL: Interligando os conceitos

- (a) Os raios covalentes do tálio (Tl) e do chumbo (Pb) são 1,48 Å e 1,47 Å, respectivamente. Usando esses valores e os da Figura 7.5, determine o raio covalente do elemento bismuto (Bi). Justifique sua resposta.
- (b) Qual a razão para o aumento geral nos raios atômicos dos elementos quando descemos no grupo 5A?
- (c) Um uso importante do bismuto tem sido como ingrediente em ligas metálicas de baixa fusão, como as usadas em sistemas de alarme de esguichos contra incêndios e em máquinas tipográficas. O elemento em si é um sólido branco cristalino e quebradiço. Como essas características se encaixam no fato de o bismuto estar no mesmo grupo periódico de elementos não-metálicos, como nitrogênio e fósforo?
- (d) Bi_2O_3 é um óxido básico. Escreva uma equação química balanceada para sua reação com ácido nítrico diluído. Se 6,77 g de Bi_2O_3 são dissolvidos em solução ácida diluída para perfazer 500 mL de solução, qual é a concentração em quantidade de matéria da solução do íon Bi^{3+} ?
- (e) ${}^{209}\text{Bi}$ é o isótopo estável mais pesado de todos os elementos. Quantos prótons e nêutrons estão presentes nesse núcleo?
- (f) A densidade do Bi a 25 °C é 9,808 g/cm³. Quantos átomos de bismuto estão presentes em um cubo do elemento que tem 5,00 cm de aresta? Qual a é quantidade de matéria do elemento presente?

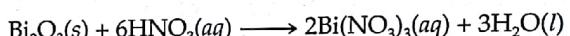
Solução (a) Observe que existe um aumento muito constante nos raios dos elementos no período anterior ao que estamos considerando, isto é, na série In-Sn-Sb. É razoável esperar uma diminuição de aproximadamente 0,02 Å passando-se do Pb para o Bi, levando a um valor estimado de 1,45 Å. O valor tabelado é 1,46 Å.

(b) O aumento geral nos raios com o aumento do número atômico dos elementos do grupo 5A ocorre porque níveis adicionais de elétrons são adicionados, com aumentos correspondentes na carga nuclear. Os elétrons de cerne em cada caso blindam mais fortemente, do núcleo, os elétrons mais externos, de forma que a carga nuclear efetiva não varia muito à proporção que os números atômicos ficam maiores. Entretanto, o número quântico principal, *n*, dos elétrons mais externos aumenta constantemente, com um correspondente aumento nos raios dos orbitais.

(c) O contraste entre as propriedades do bismuto e as do nitrogênio e do fósforo ilustra a regra geral de que existe uma tendência ao aumento do caráter metálico à proporção que descemos em determinado grupo. Na realidade, o bismuto é um metal. O caráter metálico pronunciado ocorre porque os elétrons mais externos são mais rapidamente perdidos ao se ligar, tendência que está consistente com a energia mais baixa de ionização.

(d) Seguindo o procedimento descrito na Seção 4.2 para escrever equações moleculares e iônicas, temos o seguinte:

Equação molecular:



Equação iônica simplificada:



Na equação iônica simplificada, o ácido nítrico é um ácido forte e o $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, um sal solúvel; logo, precisamos mostrar apenas a reação do sólido com o íon hidrogênio formando íon $\text{Bi}^{3+}(aq)$ e água.

Para calcular a concentração da solução, procedemos como a seguir (Seção 4.5):

$$\frac{6,77 \text{ g de } \text{Bi}_2\text{O}_3}{0,500 \text{ L de solução}} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{Bi}_2\text{O}_3}{466,0 \text{ g de } \text{Bi}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mols de } \text{Bi}^{3+}}{1 \text{ mol de } \text{Bi}_2\text{O}_3} = \frac{0,0581 \text{ mol de } \text{Bi}^{3+}}{\text{L de solução}} = 0,0581 \text{ M}$$

(e) Podemos proceder como na Seção 2.3. O bismuto é o elemento 83; existem, portanto, 83 prótons no núcleo. Uma vez que o número de massa atômica é 209, existem $209 - 83 = 126$ nêutrons no núcleo.

(f) Procederemos como nas Seções 1.4 e 3.4: o volume do cubo é $(5,00)^3 \text{ cm}^3 = 125 \text{ cm}^3$. Assim, temos:

$$125 \text{ cm}^3 \text{ Bi} \times \frac{9,780 \text{ g de Bi}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ mol de Bi}}{209,0 \text{ g de Bi}} = 5,87 \text{ mols de Bi}$$

$$5,87 \text{ mols de Bi} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de Bi}}{1 \text{ mol de Bi}} = 3,54 \times 10^{24} \text{ átomos de Bi}$$

Resumo e termos-chave

Introdução e Seção 7.1 A tabela periódica foi desenvolvida primeiro por Mendeleev e Meyer, baseada nas similaridades das propriedades químicas e físicas exibidas por certos elementos. Moseley estabeleceu que cada elemento tem número atômico único, o que adicionou mais ordem à tabela periódica. Agora reconhecemos que os elementos na mesma coluna da tabe-

la periódica têm o mesmo número de elétrons nos orbitais de valência. Essa semelhança na estrutura eletrônica de valência leva às semelhanças entre os elementos em um mesmo grupo. As diferenças entre os elementos no mesmo grupo surgem em razão de seus orbitais de valência estarem em níveis diferentes.

Seção 7.2 Muitas propriedades dos átomos são relativas à distância média dos elétrons mais externos ao núcleo e à **carga nuclear efetiva** que esses elétrons sofrem. Os elétrons mais internos são muito eficientes em blindar os elétrons mais externos da carga total do núcleo, enquanto os elétrons em um mesmo nível não blindam uns aos outros de maneira muito eficaz. Como resultado, a carga nuclear efetiva sofrida pelos elétrons mais externos aumenta à medida que nos movemos da esquerda para a direita em um período.

Seção 7.3 O tamanho de um átomo pode ser estimado por **raio covalente**, com base em medidas das distâncias que separam os átomos em seus compostos químicos. Em geral, os raios atômicos aumentam enquanto descemos em uma coluna na tabela periódica e diminui à medida que vamos da esquerda para a direita em um período.

Os cátions são menores que os átomos que lhes dão origem; os ânions são maiores que os átomos que lhes dão origem. Para íons de mesma carga, o tamanho aumenta quando descemos em uma coluna da tabela periódica. Uma **série isoeletônica** é uma série de íons que têm o mesmo número de elétrons. Para tais séries, o tamanho diminui com o aumento da carga nuclear à medida que os elétrons são atraídos mais fortemente pelo núcleo.

Seção 7.4 A primeira **energia de ionização** de um átomo é a energia mínima necessária para remover um elétron do átomo na fase gasosa, formando um cátion. A segunda energia de ionização é a energia necessária para remover um segundo elétron do átomo, e assim por diante. As energias de ionização mostram aumento acentuado depois que todos os elétrons de valência foram removidos, por causa da maior carga nuclear efetiva sofrida pelos elétrons mais internos. As primeiras energias de ionização dos elementos mostram tendências periódicas opostas às vistas para os raios atômicos, com átomos menores tendo maiores primeiras energias de ionização. Portanto, as primeiras energias de ionização diminuem à proporção que passamos da esquerda para a direita em um período.

Podemos escrever as configurações eletrônicas para os íons escrevendo primeiro a configuração eletrônica do átomo neutro, em seguida removendo ou adicionando o número apropriado de elétrons. Os elétrons são removidos primeiro dos orbitais com o maior valor de n . Os elétrons são adicionados aos orbitais com os menores valores de n .

Seção 7.5 A **afinidade eletrônica** de um elemento é a variação de energia na adição de um elétron a um átomo na fase gasosa, formando um ânion. Uma afinidade eletrônica negativa significa que o ânion é estável; uma afinidade eletrônica positiva significa que o ânion não será formado prontamente. Em geral, as afinidades eletrônicas tornam-se mais negativas à medida que vamos da esquerda para a direita na tabela periódica. Os halo-

gênios têm as afinidades eletrônicas mais negativas. As afinidades eletrônicas dos gases nobres são todas positivas porque o elétron adicionado ocuparia um novo subnível de energia mais alta.

Seção 7.6 Os elementos podem ser categorizados como metais, não-metais e metalóides. A maioria dos elementos são metais; eles ocupam o lado esquerdo e o meio da tabela periódica. Os metalóides ocupam uma banda estreita entre os metais e os não-metais. A tendência de um elemento exibir as propriedades de metais, chamada **caráter metálico**, aumenta à medida que desemos em uma coluna e diminui à medida que passamos da esquerda para a direita em um período.

Os metais têm brilho característico e são bons condutores de calor e eletricidade. Quando os metais reagem com não-metais, os átomos metálicos são oxidados em cátions e geralmente formam substâncias iônicas. A maioria dos óxidos metálicos é básica; eles reagem com ácidos para formar sais e água.

Os não-metais não têm brilho metálico e são maus condutores de calor e eletricidade. Vários são gases à temperatura ambiente. Os compostos constituídos unicamente de não-metais são normalmente moleculares. Os não-metais em geral formam ânions em suas reações com metais. Os óxidos não-metálicos são ácidos e reagem com bases para formar sais e água. Os metalóides têm propriedades intermediárias entre as dos metais e as dos não-metais.

Seção 7.7 As propriedades periódicas dos elementos podem ajudar-nos a entender as propriedades dos grupos dos elementos representativos. Os **metais alcalinos** (grupo 1A) são metais maleáveis com densidades baixas e também baixos pontos de fusão. Eles têm as mais baixas energias de ionização de todos os elementos. Como resultado, são muito reativos diante de não-metais, perdendo facilmente seus elétrons s mais externos para formar íons $1+$. Os **metais alcalinos terrosos** (grupo 2A) são mais duros e mais densos e têm pontos de fusão maiores que os dos metais alcalinos. Eles também são muito reativos mediante não-metais, apesar de não serem tão reativos quanto os metais alcalinos. Os metais alcalinos terrosos perdem facilmente seus dois elétrons s mais externos para formar íons $2+$. Tanto os metais alcalinos quanto os alcalinos terrosos reagem com o hidrogênio para formar substâncias iônicas que contêm o íon hidreto, H^- .

Seção 7.8 O hidrogênio é um não-metal com propriedades distintas das de qualquer outro grupo da tabela periódica. Ele forma compostos moleculares com outros não-metais, com o oxigênio e com os halogênios.

O oxigênio e o enxofre são os mais importantes elementos do grupo 6A. O oxigênio é normalmente encontrado como uma molécula diatômica. O **ozônio**, O_3 , é um importante alótropo do oxigênio. O oxigênio tem forte tendência para ganhar elétrons de outros elementos, assim oxidando-os. Na combinação com os me-

tais, o oxigênio é normalmente encontrado como o íon óxido, O^{2-} , apesar de sais do íon peróxido, O_2^{2-} , e do íon superóxido, O_2^- , serem algumas vezes formados. O enxofre elementar é mais comumente encontrado como moléculas de S_8 . Na combinação com os metais, ele é mais freqüentemente achado como o íon sulfeto, S^{2-} .

Os halogênios (grupo 7A) são não-metais que existem como moléculas diatômicas. Os halogênios têm as afinidades eletrônicas mais negativas de todos os ele-

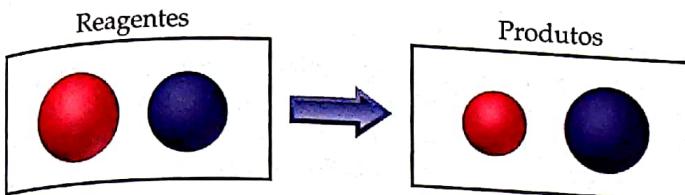
mentos. Portanto, sua química é dominada pela tendência em formar íons 1-, especialmente em reações com metais.

Os gases nobres (grupo 8A) são não-metais que existem como gases monoatômicos. Eles são não reativos porque têm seus subníveis s e p totalmente preenchidos. Apenas os gases nobres mais pesados são conhecidos por formar compostos e formam apenas com os não-metais mais ativos, como o flúor.

Exercícios

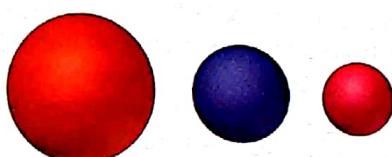
A tabela periódica, carga nuclear efetiva

- 7.1** Por que Mendeleev deixou lacunas em sua primeira versão da tabela periódica? Como ele previu as propriedades dos elementos que pertenciam àquelas lacunas?
- 7.2** (a) No período de cerca de 1800 a aproximadamente 1865, as massas atômicas de muitos elementos foram medidas precisamente. Por que isso foi importante para a formulação da tabela periódica de Mendeleev?
 (b) Qual propriedade do átomo Moseley associou ao comprimento de onda dos raios X emitidos por um elemento em seus experimentos? De que forma isso afetou o significado da tabela periódica?
- 7.3** (a) O que significa o termo *carga nuclear efetiva*? (b) De que forma a carga nuclear efetiva sofrida pelos elétrons de valência de um átomo varia indo da esquerda para a direita em um período da tabela periódica?
- 7.4** (a) Como o conceito de carga nuclear efetiva é usado para simplificar as numerosas repulsões elétron-elétron em um átomo polieletônico? (b) Quem sofre a maior carga nuclear efetiva em um átomo de Be, os elétrons 1s ou os elétrons 2s? Explique.
- 7.5** Se cada elétron interno fosse totalmente eficiente em blindar os elétrons de valência da carga total do núcleo e os elétrons de valência não fornecessem blindagem uns para os outros, qual seria a carga nuclear efetiva atuando em um elétron de valência em (a) K e (b) Br?
- 7.6** (a) Se os elétrons internos fossem totalmente eficientes em blindar os elétrons de valência da carga total do núcleo e os elétrons de valência não fornecessem blindagem uns para os outros, qual seria a carga nuclear efetiva atuando sobre os elétrons de valência no Al?
 (b) Cálculos detalhados indicam que a carga nuclear efetiva sofrida pelos elétrons de valência é de 4,1+. Por que este valor é maior do que o obtido no item (a)?
- 7.7** Qual sofrerá a maior carga nuclear efetiva, os elétrons no nível $n = 3$ em Ar ou os do nível $n = 3$ em Kr? Qual será o mais próximo do núcleo? Explique.
- 7.8** Coloque os seguintes átomos em ordem crescente de carga nuclear efetiva exercida nos elétrons do nível eletrônico $n = 3$: K, Mg, P, Rh e Ti. Justifique sua resposta.
- 7.9** Uma vez que um limite externo exato não pode ser medido ou mesmo calculado para um átomo, como os raios atômicos são determinados? Qual é a diferença entre um raio covalente e um raio de Van der Waals?
- 7.10** (a) Por que a descrição da mecânica quântica de átomos polieletônicos torna difícil definir um raio atômico preciso? (b) Quando átomos não-ligados se aproximam
- um do outro, o que determina a menor distância em que os centros nucleares podem se aproximar?
- 7.11** A distância entre átomos de Au no ouro metálico é de 2,88 Å. Qual é o raio atômico de um átomo de ouro neste ambiente? (Este raio é chamado de raio metálico.) Baseado nos raios apresentados na Figura 7.5, faça uma previsão da distância entre os átomos de Si no silício sólido.
- 7.13** Calcule o comprimento da ligação As—I a partir das informações na Figura 7.5 e compare seu valor ao comprimento da ligação experimental de As—I no triiodeto de arsênio, AsI_3 , 2,55 Å.
- 7.14** Na série dos hidretos do grupo 5A, de fórmula geral MH_3 , as distâncias de ligação medidas são as seguintes: P—H, 1,419 Å; As—H, 1,519 Å; Sb—H, 1,707 Å.
 (a) Compare esses valores com os calculados através do uso dos raios atômicos da Figura 7.5. (b) Explique o aumento constante na distância de ligação de M—H nesta série em termos das configurações eletrônicas dos átomos M.
- 7.15** De que forma os tamanhos dos átomos variam ao nos movermos (a) da esquerda para a direita em um período da tabela periódica, (b) de cima para baixo em um grupo da tabela periódica? (c) Coloque os seguintes átomos em ordem crescente de raio atômico: F, P, S, As.
- 7.16** (a) Entre os elementos não-metálicos, a variação no raio atômico ao mudarmos para uma casa à esquerda ou à direita em um período é menor que a variação ao descermos um período. Explique essas observações. (b) Coloque os seguintes átomos em ordem crescente de raio atômico: Si, S, Ge, Se.
- 7.17** Utilizando apenas a tabela periódica, coloque cada conjunto de átomos em ordem crescente de raio: (a) Ca, Mg, Be; (b) Ga, Br, Ge; (c) Al, Tl, Si.
- 7.18** Usando somente a tabela periódica, coloque cada conjunto de átomos em ordem crescente de átomos: (a) Cs, K, Rb; (b) In, Te, Sn; (c) P, Cl, Sr.
- 7.19** (a) Por que os cátions monoatômicos são menores que seus átomos neutros correspondentes? (b) Por que os ânions monoatômicos são maiores que seus átomos neutros correspondentes? (c) Por que o tamanho dos íons aumenta ao descermos uma coluna da tabela periódica?
- 7.20** Explique as seguintes variações nos raios atômicos ou iônicos: (a) $I > I^+ > I^-$; (b) $Ca^{2+} > Mg^{2+} > Be^{2+}$; (c) $Fe > Fe^{2+} > Fe^{3+}$.
- 7.21** Considere uma reação representada pelas seguintes esferas:



Qual esfera representa um metal e qual representa um não-metal? Explique.

7.22 Considere as seguintes esferas:



Qual representa Ca, qual representa Ca^{2+} e qual representa Mg^{2+} ?

7.23 (a) O que é uma série isoeletrônica? (b) Qual átomo neutro é isoeletrônico com cada um dos seguintes íons: (i) Cl^- ; (ii) Se^{2-} ; (iii) Mg^{2+} ?

Energia de ionização; afinidades eletrônicas

7.29 Escreva equações que mostrem os processos que descrevem a primeira, a segunda e a terceira energias de ionização de um átomo de telúrio.

7.30 Escreva equações que mostrem o processo para (a) as duas primeiras energias de ionização do gálio e (b) a quarta energia de ionização do ródio.

7.31 (a) Por que as energias de ionização são sempre grandes positivas? (b) Por que F tem maior energia de ionização do que O? (c) Por que a segunda energia de ionização de um átomo é sempre maior que sua primeira energia de ionização?

7.32 (a) Por que o Li tem maior energia de ionização que Na? (b) A diferença entre a terceira e a quarta energias de ionização do escândio é bem maior que a diferença entre a terceira e a quarta energias de ionização do titânio. Por quê? (c) Por que Li tem uma segunda energia de ionização bem maior que Be?

7.33 (a) Qual é a relação geral entre o tamanho de um átomo e sua primeira energia de ionização? (b) Qual elemento na tabela periódica tem a maior energia de ionização? E qual tem a menor?

7.34 (a) Qual é a tendência nas primeiras energias de ionização dos elementos ao descermos no grupo 7A? Explique como essa tendência se relaciona à variação nos raios atômicos. (b) Qual é a tendência das primeiras energias de ionização ao se mover ao longo do quarto período de K para Kr? Como essa tendência se compara com a tendência de tamanhos atômicos?

7.35 Com base em suas posições na tabela periódica, determine qual átomo dos seguintes pares terá a maior primeira energia de ionização: (a) O, Ne; (b) Mg, Sr; (c) K, Cr; (d) Br, Sb; (e) Ga, Ge.

7.36 Para cada um dos seguintes pares, indique qual elemento tem a maior primeira energia de ionização:

- 7.24 Selecione os íons ou átomos dos seguintes conjuntos que são isoeletrônicos uns com os outros:
(a) K^+ , Rb^+ , Ca^{2+} ; (b) Cu^+ , Ca^{2+} , Sc^{3+} ; (c) S^{2-} , Se^{2-} , Ar;
(d) Fe^{2+} , Co^{3+} , Mn^{2+} .
- 7.25 (a) Por que os raios de íons isoeletrônicos diminuem com carga nuclear crescente? (b) Qual sofre a maior carga nuclear efetiva, um elétron $2p$ em F, um elétron $2p$ em Ne, ou um elétron $2p$ em Na^+ ?
- 7.26 Considere S, Cl e K e seus íons mais comuns. (a) Coloque os átomos na ordem crescente de tamanho; (b) Coloque os íons em ordem crescente de tamanho.
(c) Explique quaisquer diferenças nas ordens de tamanhos atômicos e iônicos.
- 7.27 Para cada um dos seguintes conjuntos de átomos e íons, ordene os membros em ordem crescente de tamanho:
(a) Se^{2-} , Te^{2-} , Se; (b) Co^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} ; (c) Ca, Ti^{4+} , Sc^{3+} ; (d) Be^{2+} , Na^+ , Ne.
- 7.28 Para cada uma das seguintes afirmativas, dê uma explicação: (a) Cl^- é maior que Cl ; (b) S^{2-} é maior que O^{2-} ; (c) K^+ é maior que Ca^{2+} .

(a) Sr, Cd; (b) Si, C; (c) In, I; (d) Sn, Xe. (Em cada caso, use a configuração eletrônica e a carga nuclear efetiva para justificar sua resposta.)

- 7.37 Escreva as configurações eletrônicas para os seguintes íons: (a) Sb^{3+} ; (b) Ga^+ ; (c) P^{3-} ; (d) Cr^{3+} ; (e) Zn^{2+} ; (f) Ag^+ .
- 7.38 Escreva as configurações eletrônicas para os seguintes íons e determine quais têm configurações de gás nobre:
(a) Mn^{3+} ; (b) Se^{2-} ; (c) Sc^{3+} ; (d) Ru^{2+} ; (e) Tl^+ ; (f) Au^+ .
- 7.39 Escreva a configuração eletrônica para (a) o íon de Co^{2+} e (b) o íon de In^+ . Quantos elétrons desemparelhados cada um contém?
- 7.40 Identifique o elemento cujos íons têm as seguintes configurações eletrônicas: (a) um íon $3+$ com $[\text{Ar}]3d^3$; (b) um íon $2+$ com $[\text{Kr}]4d^{10}4s^2$. Quantos elétrons desemparelhados cada um contém?
- 7.41 Escreva equações, incluindo configurações eletrônicas abaixo das espécies envolvidas, que expliquem a diferença entre a primeira energia de ionização do $\text{Se}(g)$ e a afinidade eletrônica do $\text{Se}(g)$.
- 7.42 Enquanto a afinidade eletrônica do bromo é uma grandeza negativa, ela é positiva para Kr. Use as configurações eletrônicas dos dois elementos para explicar a diferença.
- 7.43 A afinidade eletrônica do lítio tem valor negativo, ao passo que a afinidade eletrônica do berílio tem valor positivo. Use as configurações eletrônicas para esclarecer essa observação.
- [7.44] Escreva uma equação para o processo que corresponde à afinidade eletrônica do íon Mg^+ . Escreva também as configurações eletrônicas das espécies envolvidas. A que processo essa equação de afinidade eletrônica corresponde? Qual é a magnitude da variação de energia no processo? (Dica: a resposta está na Tabela 7.2.)

Propriedades de metais e não-metais

- 7.45 De que modo o caráter metálico e a primeira energia de ionização estão relacionados?
- 7.46 Ordene os seguintes elementos sólidos puros em ordem crescente de condutividade elétrica: P, Ag e Sb. Explique o raciocínio utilizado.
- 7.47 Para cada um dos seguintes pares, qual elemento terá o maior caráter metálico: (a) Li ou Be; (b) Li ou Na; (c) Sn ou P; (d) Al ou B?
- 7.48 (a) Quais informações deste capítulo você pode citar para sustentar o prognóstico de que o caráter metálico dos elementos do grupo 5A aumentará com o aumento do número atômico? (b) Caráter não-metálico é o oposto de caráter metálico — o caráter não-metálico diminui à medida que o caráter metálico aumenta. Ordene os seguintes elementos em ordem crescente de caráter não-metálico: Se, Ag, Sn, F e C.
- 7.49 Verifique se cada um dos seguintes óxidos é iônico ou molecular: SO_2 , MgO , Li_2O , P_2O_5 , Y_2O_3 , N_2O e XeO_3 . Explique as razões para suas escolhas.
- 7.50 Quando os óxidos metálicos reagem com água, o oxigênio geralmente se transforma em íon hidróxido, separando do metal. Por outro lado, quando óxidos não-metálicos reagem com água, o oxigênio permanece com o carbono em um óxido. (a) Dê dois exemplos de metais e dois de não-metais que sustentem essas generalizações; (b) Qual a conexão existente entre esse comportamento contrastante de óxidos metálicos e não-metálicos e as energias de ionização?

- (a) O que significam os termos óxido ácido e óxido básico? (b) Como podemos prever se um óxido será ácido ou básico com base em sua composição?
- 7.51 Ordene os seguintes óxidos em ordem crescente de acidez: CO_2 , CaO , Al_2O_3 , SO_3 , SiO_2 e P_2O_5 .
- 7.52 Escreva equações balanceadas para as seguintes reações: (a) óxido de bário com água; (b) óxido de ferro(II) com ácido perclórico; (c) trióxido de enxofre com água; (d) dióxido de carbono com hidróxido de sódio aquoso.
- 7.53 Escreva equações balanceadas para as seguintes reações: (a) óxido de potássio com água; (b) trióxido de difósforo com água; (c) óxido de cromo(III) com ácido clorídrico diluído; (d) dióxido de selênio com hidróxido de potássio aquoso.

Tendências de grupo dos metais e não-metais

- 7.55 Compare os elementos sódio e magnésio com respeito às seguintes propriedades: (a) configuração eletrônica; (b) carga iônica mais comum; (c) primeira energia de ionização; (d) raio atômico. Explique as diferenças entre os dois elementos.
- 7.56 (a) Compare as configurações eletrônicas e os raios atómicos (veja Figura 7.5) do rubídio e da prata. Em que aspectos suas configurações eletrônicas são análogas? Calcule a diferença de raios entre os dois elementos. (b) Como o rubídio, a prata é mais comumente encontrada como o íon $1+$, Ag^+ . No entanto, a prata é muito menos reativa. Explique essas observações.
- 7.57 (a) Por que o cálcio é geralmente mais reativo que o magnésio? (b) Por que o cálcio é normalmente menos reativo que o potássio?
- 7.58 (a) Por que o célio é mais reativo mediante água que o lítio? (b) Um dos metais alcalinos reage com oxigênio para formar uma substância sólida branca. Quando essa substância é dissolvida em água, a solução dá um teste positivo para peróxido de hidrogênio, H_2O_2 . Quando a solução é testada em um bico de gás, uma chama violeta é produzida. Qual é a provável identidade do metal? (c) Escreva uma equação química balanceada para a reação da substância branca com água.
- 7.59 Escreva uma equação balanceada para a reação que ocorre em cada um dos seguintes casos: (a) Potássio metálico queima-se em uma atmosfera de gás cloro. (b) Óxido de estrôncio é adicionado à água. (c) Uma superfície não-oxidada de lítio metálico é exposta ao gás oxigênio. (d) Sódio metálico reage com enxofre fundido.
- 7.60 Escreva uma equação balanceada para a reação que ocorre em cada um dos seguintes casos: (a) potássio é adicionado à água. (b) Bário é adicionado à água.
- 7.61 (c) Lítio é aquecido em nitrogênio, formando nitrito de lítio. (d) Magnésio queima-se em oxigênio. Use as configurações eletrônicas para explicar por que o hidrogênio exibe propriedades similares às de Li e F.
- 7.62 (a) Como descrito na Seção 7.7, os metais alcalinos reagem com hidrogênio para formar hidretos e reagem com halogênios — por exemplo, flúor — para formar halatos. Compare os papéis do hidrogênio e do halogênio nessas reações. Em que sentido as formas dos produtos do hidrogênio e do halogênio são similares? (b) Escreva equações balanceadas para a reação do flúor com cálcio e para a reação do hidrogênio com o cálcio. Quais são as similaridades entre os produtos dessas reações?
- 7.63 Compare os elementos flúor e cloro em relação às seguintes propriedades: (a) configuração eletrônica; (b) carga iônica mais comum; (c) primeira energia de ionização; (d) reatividade à água; (e) afinidade eletrônica; (f) raio atômico. Explique as diferenças entre os dois elementos.
- 7.64 Pouco se sabe sobre as propriedades do astato, At, por causa de sua raridade e alta radioatividade. Entretanto, é possível fazermos várias suposições a respeito de suas propriedades. (a) Você espera que o elemento seja um gás, um líquido ou um sólido à temperatura ambiente? Explique. (b) Qual é a fórmula química do composto que ele forma com Na?
- 7.65 Até meados dos anos 60 os elementos do grupo 8A eram chamados gases inertes. Por que esse nome foi dado? Por que ele é inapropriado?
- 7.66 (a) Explique a tendência nas reatividades dos gases nobres com o flúor. (b) Por que não há um padrão comparativo de reatividade com o cloro?

- 7.67 Escreva uma equação balanceada para a reação que ocorre em cada um dos seguintes casos: (a) Ozônio se decompõe em dioxigênio. (b) Xenônio reage com flúor. (Escreva três equações diferentes.) (c) Enxofre reage com gás de hidrogênio. (d) Flúor reage com água.
- 7.68 Escreva uma equação balanceada para a reação que ocorre em cada um dos seguintes casos: (a) Cloro reage com água. (b) Bário metálico é aquecido em uma atmosfera de gás hidrogênio. c) Lítio reage com enxofre. (d) Flúor reage com magnésio metálico.

Exercícios adicionais

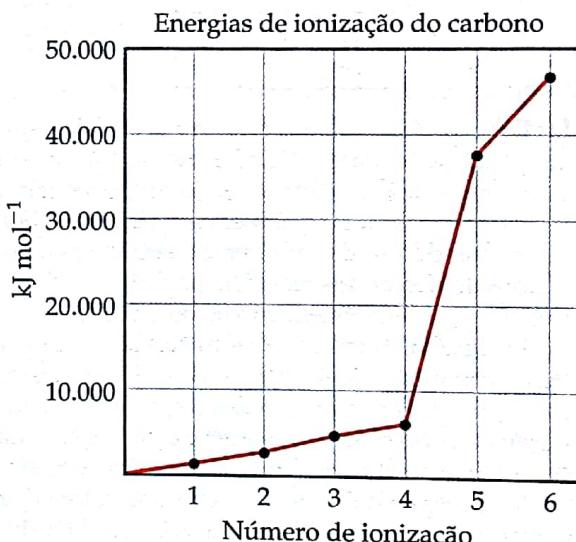
- 7.71 Considere os elementos estáveis até o bismuto ($Z = 83$). Em quantas instâncias as massas atômicas dos elementos estão em ordem inversa dos números atômicos? Qual é a explicação para esses casos?
- 7.72 Em 1871, Mendeleev descobriu a existência de um elemento que ele chamou de eka-alumínio, o qual teria as seguintes propriedades: massa atômica de cerca de 68 u , densidade de cerca de $5,9\text{ g/cm}^3$, baixo ponto de fusão, alto ponto de ebulição e óxido com estequiometria M_2O_3 . (a) Em 1875, o elemento previsto por Mendeleev foi descoberto. Por qual nome esse elemento é conhecido? (b) Use uma referência como o CRC Handbook of Chemistry and Physics ou WebElements.com para conferir a precisão das previsões de Mendeleev.
- 7.73 Os átomos e íons Na , Mg^+ , Al^{2+} e Si^{3+} são isoeletrônicos. (a) Para qual destes a carga nuclear efetiva que atua sobre o elétron mais externo será a menor? (b) Para qual ela será a maior? (c) De que modo as informações na Tabela 7.2 sustentam sua resposta?
- 7.74 (a) Se os elétrons internos fossem totalmente eficientes em blindar os elétrons de valência e os elétrons de valência não se blindassem mutuamente, qual seria a carga nuclear efetiva atuando sobre o elétron de valência do P? (b) Cálculos detalhados indicam que a carga nuclear efetiva é de $5,6+$ para os elétrons $3s$ e de $4,9+$ para os elétrons $3p$. Por que os valores para os elétrons de $3s$ e de $3p$ são diferentes? c) Se você remover um único elétron de um átomo de P, de qual orbital ele sairá? Explique.
- 7.75 Ao passarmos os olhos por um período da tabela periódica, por que os tamanhos dos elementos de transição mudam mais gradualmente que aqueles dos elementos representativos?
- 7.76 Baseado nas informações da Figura 7.5, determine as distâncias de ligação em (a) MoF_6 ; (b) SF_6 ; c) ClF .
- 7.77 É possível produzir compostos da forma GeClH_3 , GeCl_2H_2 e GeCl_3H . Que valores você espera para os comprimentos de ligação Ge — H e Ge — Cl nesses compostos?
- 7.78 Praticamente toda a massa de um átomo está no núcleo, que tem um raio muito pequeno. Quando átomos se juntam (por exemplo, dois átomos de flúor em F_2), por que a distância que separa os núcleos é tão maior que os raios dos núcleos?
- 7.79 Observe, a partir da seguinte tabela, que o aumento no raio atômico ao passarmos de Zr para Hf é menor que ao passarmos de Y para La. Sugira uma explicação para esse efeito.

- 7.69 (a) Qual você esperaria ser melhor condutor de eletricidade, telúrio ou iodo? (b) Como uma molécula de enxofre (em sua forma mais comum à temperatura ambiente) se diferencia de uma molécula de oxigênio? c) Por que o cloro é geralmente mais reativo que o bromo?
- 7.70 (a) O enxofre reage com flúor sob condições apropriadas para formar $\text{SF}_4(g)$. Escreva uma equação química balanceada para a reação. (b) Quais são as fórmulas e nomes dos alótropos do oxigênio? c) Por que não seria aconselhável armazenar gás flúor em um recipiente de vidro de sílica (formado principalmente de SiO_2)?

Raios atômicos (Å)

Sc	1,44	Ti	1,36
Y	1,62	Zr	1,48
La	1,69	Hf	1,50

- 7.80 Explique a variação nas energias de ionização do carbono, como mostrado no seguinte gráfico:



- [7.81] Os raios atômico e iônico ($2+$) para o cálcio e para o zinco estão relacionados a seguir:

Raios (Å)

Ca	1,74	Ca^{2+}	0,99
Zn	1,31	Zn^{2+}	0,74

- (a) Explique a razão de o raio iônico em cada caso ser menor que o raio atômico. (b) Por que o raio atômico do cálcio é maior que o do zinco? (c) Sugira uma razão para a diferença nos raios iônicos ser bem menor que a diferença nos raios atômicos.
- 7.82 Qual é a relação entre a energia de ionização de um ânion com uma carga $1-$ como o F^- e a afinidade eletrônica do átomo neutro, F ?

7.83 Você concorda com a seguinte afirmativa: 'Um valor negativo para a afinidade eletrônica de um átomo ocorre quando os elétrons externos blindam, do núcleo, apenas incompletamente uns aos outros?' Caso contrário, modifique-a para torná-la mais correta sob seu ponto de vista. Aplique a afirmativa como foi dada ou sua afirmativa alterada para explicar por que a afinidade eletrônica do bromo é -325 kJ/mol e a do seu vizinho Kr é > 0 .

7.84 Utilize a configuração eletrônica de quadriculas para ilustrar o que acontece quando um átomo de oxigênio ganha dois elétrons. Por que é extremamente difícil adicionar um terceiro elétron ao átomo?

[7.85] Use as configurações eletrônicas para explicar as seguintes observações: (a) a primeira energia de ionização do fósforo é maior que a do enxofre. (b) A afinidade eletrônica do nitrogênio é menor (menos negativa) que a do carbono e a do oxigênio. (c) A segunda energia de ionização do oxigênio é maior que a do flúor. (d) A terceira energia de ionização do manganês é maior que a do cromo e a do ferro.

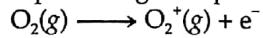
7.86 A seguinte tabela fornece as afinidades eletrônicas, em kJ/mol , para os metais do grupo 1B e do grupo 2B:

Cu	Zn
-119	>0
Ag	Cd
-126	>0
Au	Hg
-223	>0

(a) Por que as afinidades eletrônicas dos elementos do grupo 2B são maiores que zero? (b) Por que as afinidades eletrônicas dos elementos do grupo 1B tornam-se mais negativas quando descemos no grupo? (Dica: examine a tendência das afinidades eletrônicas de outros grupos ao descermos na tabela periódica.)

7.87 O hidrogênio é um elemento incomum porque se comporta algumas vezes como os metais alcalinos e outras vezes como um não-metal. Suas propriedades podem ser explicadas em parte por sua configuração eletrônica e pelos valores para sua energia de ionização e afinidade eletrônica. (a) Explique por que a afinidade eletrônica do hidrogênio é mais próxima dos valores para os elementos alcalinos do que para os halogênios. (b) A seguinte afirmativa é correta? 'O hidrogênio tem o menor raio atômico covalente entre quaisquer elementos que formem compostos químicos.' Caso contrário, corrija-a. Caso esteja correta, explique-a em termos de configuração eletrônica. (c) Explique por que a energia de ionização do hidrogênio é mais próxima dos valores para os halogênios do que para os metais alcalinos.

[7.88] A primeira energia de ionização da molécula de oxigênio é a necessária para o seguinte processo:



A energia necessária para esse processo é de 1.175 kJ/mol , bem similar à primeira energia de ionização do Xe. Você esperava que o O_2 reagisse com F_2 ? Caso sua resposta seja sim, sugira um produto ou produtos para essa reação.

7.89 Baseado na leitura deste capítulo, organize as seguintes espécies em ordem crescente de ponto de fusão: K,

Br_2 , Mg e O_2 . Explique os fatores que determinaram essa ordem.

7.90 Use as afinidades eletrônicas, as energias de ionização e as cargas nucleares dos átomos para explicar as seguintes comparações: (a) lítio forma Li_2O com o oxigênio, LiF com flúor. (b) O flúor tem menor raio atômico que o oxigênio. (c) O flúor é um não-metal mais reativo que o oxigênio.

[7.91] Há determinadas similaridades nas propriedades existentes entre o primeiro membro de qualquer família periódica e o elemento localizado abaixo dele à direita na tabela periódica. Por exemplo, em alguns casos o Li se assemelha ao Mg, o Be se assemelha ao Al, e assim por diante. Essa observação é chamada relação diagonal. Usando o que aprendemos neste capítulo, dê uma aplicação possível para essa relação.

[7.92] Os elementos na base dos grupos 1A, 2A, 6A, 7A e 8A — Fr, Ra, Po, At e Rn — são todos reativos. Como resultado, menos se sabe sobre suas propriedades físicas e químicas do que dos elementos acima deles. Baseado no que aprendemos neste capítulo, qual desses cinco elementos você esperaria (a) ter o caráter menos metálico (isto é, o mais não-metálico); (b) ter o menor caráter metálico (isto é, o mais não-metálico); (c) ter a maior primeira energia de ionização; (d) ter a menor primeira energia de ionização; (e) ter a maior (mais negativa) afinidade eletrônica; (f) ter o maior raio atômico; (g) se assemelhar menos em aparência ao elemento imediatamente acima dele; (h) ter o ponto de fusão mais alto; (i) reagir mais exotermicamente com a água?

[7.93] Um historiador descobre um caderno do século XIX no qual foram anotadas algumas observações datadas de 1822 sobre uma substância que se pensava ser um novo elemento. Aqui estão algumas das informações registradas no caderno: dúctil, branco prateado, aparência metálica. Mais maleável que o chumbo. Não é atacado por água. Estável ao ar. Ponto de fusão: 153°C . Densidade: $7,3 \text{ g/cm}^3$. Condutividade elétrica: 20% da do cobre. Dureza: cerca de 1% da dureza do ferro. Quando 4,20 g dessa substância desconhecida são aquecidos em um excesso de oxigênio, formam-se 5,08 g de um sólido branco. O sólido poderia ser sublimado pelo aquecimento acima de 800°C . (a) Utilizando as informações do texto e de um manual de química do tipo *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, e levando-se em consideração algumas variações nos números dos valores atuais, identifique o elemento apresentado; (b) escreva uma equação química balanceada para a reação com oxigênio; (c) julgando pela Figura 7.2, esse investigador do século XIX poderia ter sido o primeiro a descobrir esse novo elemento?

[7.94] Descobriu-se recentemente que muitos compostos orgânicos que contêm cloro, incluindo as dioxinas, que se pensava ser inteiramente de origem sintética, são formados por processos naturais. Mais de 3 mil compostos organo-halogenados naturais, a maioria envolvendo cloro e bromo, são conhecidos. Esses compostos, nos quais o halogênio está ligado ao carbono, são quase todos materiais não-iônicos. Por que esses materiais não são tipicamente iônicos, como são os compostos inorgânicos de halogênios mais abundantes encontrados na natureza?

Exercícios cumulativos

[7.95] Moseley estabeleceu o conceito de número atômico estudando os raios X emitidos pelos elementos. Os raios X emitidos por alguns dos elementos têm os seguintes comprimentos de onda:

Elemento	Comprimento de onda (Å)
Ne	14,610
Ca	3,358
Zn	1,435
Zr	0,786
Sn	0,491

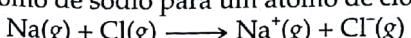
(a) Calcule a freqüência, v , dos raios X emitidos por cada um dos elementos, em Hz. (b) Usando um papel quadriculado (ou programa de computador apropriado), assinale a raiz quadrada de v versus o número atômico do elemento. O que você observa no gráfico? (c) Explique como o gráfico do item (b) permitiu a Moseley determinar a existência de elementos que ainda não tinham sido descobertos. (d) Use o resultado do item (b) para prever o comprimento de onda dos raios X emitidos pelo ferro. (e) Certo elemento emite raios X com comprimento de onda de 0,980 Å. Que elemento você acha que é esse?

[7.96] (a) Escreva a configuração eletrônica para o Li, e calcule a carga nuclear efetiva sofrida por seu elétron de valência. (b) A energia de um elétron em um átomo ou íon monoeletônico é igual a $(-2,18 \times 10^{-18} \text{ J}) \left(\frac{Z^2}{n^2} \right)$, onde Z é

a carga nuclear e n é o número quântico principal do elétron. Calcule a primeira energia de ionização do Li. (c) Compare o resultado de seu cálculo com o valor apresentado na Tabela 7.4 e explique a diferença. (d) Qual valor para a carga nuclear efetiva fornece o valor correto para a energia de ionização? Isso está de acordo com sua explicação do item (c)?

[7.97] Uma forma de se medir energias de ionização é a espectroscopia fotoelétrica (PES), uma técnica baseada no efeito fotoelétrico. (Seção 6.2) Na PES, a luz monocromática é direcionada em uma amostra, fazendo com que os elétrons sejam emitidos. A energia cinética dos elétrons emitidos é medida. A diferença entre a energia dos fôtons e a energia cinética dos elétrons corresponde à energia necessária para remover os elétrons (isto é, à energia de ionização). Suponha que um experimento de PES seja realizado e que o vapor de mercúrio seja irradiado com luz ultravioleta de comprimento de onda de 58,4 nm. (a) Qual é a energia de um fóton dessa luz, em eV? (b) Escreva uma equação que mostre o processo correspondente à primeira energia de ionização do Hg. (c) A energia cinética dos elétrons emitidos é medida e é de 10,75 eV. Qual é a primeira energia de ionização do Hg, em kJ/mol? (d) Com referência à Figura 7.10, determine qual dos halogênios tem a primeira energia de ionização mais próxima à do mercúrio.

7.98 Considere a transferência de um elétron na fase gasosa de um átomo de sódio para um átomo de cloro:



(a) Escreva esta reação como a soma de duas reações, uma que se relacione com a energia de ionização e outra que se relacione com a afinidade eletrônica. (b) Use o resultado do item (a), as informações neste capítulo e a lei de Hess para calcular a entalpia da reação anteriormente citada. A reação é exotérmica ou endotérmica? (c) A reação entre o sódio metálico e o gás cloro é altamente exotérmica e produz $\text{NaCl}(s)$, cuja estrutura foi abordada na Seção 2.6. Comente essa observação relacionada à entalpia calculada para a reação na fase gasosa mencionada anteriormente.

[7.99] Quando o magnésio metálico é queimado ao ar (Figura 3.6), dois produtos são obtidos. Um é o óxido de magnésio, MgO . O outro é o produto da reação do Mg com o nitrogênio molecular, nitrito de magnésio. Quando a água é adicionada ao nitrito de magnésio, ela reage para formar óxido de magnésio e gás de amônia. (a) Com base na carga do íon nitrito (Tabela 2.5), determine a fórmula do nitrito de magnésio. (b) Escreva uma equação balanceada para a reação do nitrito de magnésio com água. Qual é a força motriz para essa reação? (c) Em um experimento, um pedaço de fita de magnésio é queimado em ar em um cadinho. A massa da mistura de MgO e nitrito de magnésio após a queima é de 0,470 g. Quando a água é adicionada ao cadinho, mais uma reação ocorre, e o cadinho é aquecido para que se que até o produto final ser de 0,486 g de MgO . Qual era a porcentagem de massa de nitrito de magnésio na mistura obtida após a queima inicial? (d) O nitrito de magnésio pode também ser formado pela reação do metal com a amônia à alta temperatura. Escreva uma equação balanceada para essa reação. Se 6,3 g de fita de Mg reagem com 2,57 g de $\text{NH}_3(g)$ e a reação se completa, qual componente é o reagente limitante? Qual a massa de $\text{H}_2(g)$ formada na reação? (e) A entalpia padrão de formação do nitrito de magnésio sólido é $-461,08 \text{ kJ/mol}^{-1}$. Calcule a variação da entalpia padrão para a reação entre o magnésio metálico e o gás amônia.

7.100 (a) O comprimento da ligação Bi — Br experimental no tribrometo de bismuto, BiBr_3 , é de 2,63 Å. Com base nesse valor e nas informações da Figura 7.5, determine o raio atômico de Bi. (b) O tribrometo de bismuto é solúvel em soluções ácidas. Ele é formado pelo tratamento do óxido de bismuto(III) sólido com ácido bromídrico aquoso. Escreva uma equação química balanceada para esta reação. (c) Enquanto o óxido de bismuto(III) é solúvel em soluções ácidas, é insolúvel em soluções básicas como $\text{NaOH}(aq)$. Com base nessas propriedades, o bismuto é considerado um elemento metálico, metalóide ou não-metálico? (d) O tratamento de bismuto com gás flúor forma BiF_5 . Utilize a configuração eletrônica do Bi para explicar a formação de um composto com esta formulação. (e) Enquanto é possível formar BiF_5 da maneira descrita anteriormente, os pentahaletos de bismuto com os outros halogênios não são conhecidos. Explique por que o pentahaleto pode ser formado com flúor, mas não com os outros halogênios. De que forma o comportamento do bismuto se relaciona ao fato de o xenônio reagir com o flúor para formar compostos, mas não com os outros halogênios?