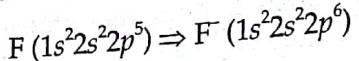


elétrons $3d$. Entretanto, ao escrever as configurações eletrônicas para os átomos, estamos utilizando um processo imaginário no qual passamos pela tabela periódica de um elemento para outro. Ao fazer isso, não estamos apenas adicionando um elétron, mas também um próton ao núcleo, para que a identidade do elemento mude. Na ionização não revertemos esse processo porque os elétrons, mas não os prótons, são removidos.

Quando os elétrons são adicionados a um átomo para formar um ânion, eles são adicionados a um orbital vazio ou parcialmente preenchido com os maiores valores de n disponíveis. Por exemplo, quando um elétron é adicionado a um átomo de flúor para formar um íon F^- , o elétron entra em uma vaga remanescente no subnível $2p$:



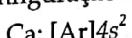
COMO FAZER 7.7

Escreva as configurações eletrônicas para (a) o íon Ca^{2+} ; (b) o íon Co^{3+} e (c) o íon S^{2-} .

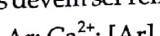
Solução

Análise e Planejamento: pede-se para escrever as configurações eletrônicas para vários íons. Para fazermos isso, primeiramente escrevemos a configuração eletrônica do átomo original. Então removemos os elétrons para formar os cátions ou adicionamos elétrons para formar os ânions. Os elétrons são anteriormente removidos dos orbitais com maiores valores de n . Eles são adicionados a um orbital vazio ou parcialmente preenchido com os menores valores de n .

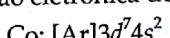
Resolução: (a) O cálcio (número atômico 20) tem configuração eletrônica de:



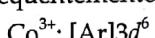
Para formar um íon $2+$, os dois elétrons mais externos devem ser removidos fornecendo um íon que é isoeletrônico com:



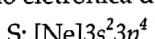
(b) O cobalto (número atômico 27) tem configuração eletrônica de:



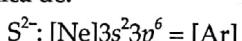
Para formar um íon $3+$, três elétrons devem ser removidos. Como abordado no texto anterior a este quadro, os elétrons $4s$ são removidos antes dos elétrons $3d$. Consequentemente, o íon Co^{3+} tem configuração eletrônica de:



(c) O enxofre (número atômico 16) tem configuração eletrônica de:



Para formar um íon $2-$, dois elétrons devem ser adicionados. Existe espaço para dois elétrons adicionais nos orbitais $3p$. Portanto, o íon S^{2-} tem configuração eletrônica de:



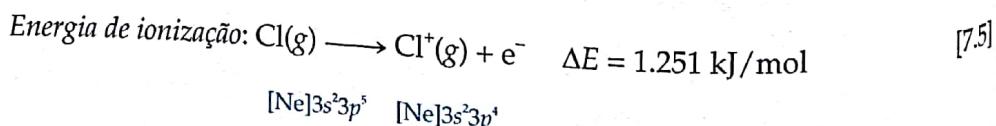
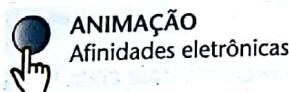
PRATIQUE

Escreva a configuração eletrônica para (a) o íon Ga^{3+} ; (b) o íon Cr^{3+} e (c) o íon Br^- .

Respostas: (a) $[Ar]3d^{10}$; (b) $[Ar]3d^3$; (c) $[Ar]3d^{10}4s^24p^6 = [Kr]$

7.5 Afinidades eletrônicas

A energia de ionização mede a energia associada com a remoção de elétrons de um átomo para formar íons carregados positivamente. Por exemplo, a primeira energia de ionização do $Cl(g)$, 1.251 kJ/mol, é a variação de energia associada com o seguinte processo:



O valor positivo da energia de ionização significa que a energia deve ser fornecida ao átomo para que o elétron seja removido.

Além disso, muitos átomos podem ganhar elétrons para formar íons carregados negativamente. A variação de energia que ocorre quando um elétron é adicionado a um átomo gasoso chama-se **afinidade eletrônica** porque ela mede a atração, ou **afinidade**, de um átomo pelo elétron adicionado. Para muitos átomos, a energia é liberada quan-

H -73						He >0
Li -60	Be >0					
Na -53	Mg >0					
K -48	Ca -2					
Rb -47	Sr -5					
		1A	2A			
B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0	
Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0	
Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0	
In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0	
		3A	4A	5A	6A	7A
						8A

Figura 7.11 Afinidades eletrônicas em kJ/mol para os elementos representativos dos primeiros cinco períodos da tabela periódica. Quanto mais negativa a afinidade eletrônica, maior a atração do átomo por um elétron. Uma afinidade eletrônica > 0 indica que o íon negativo é mais alto em energia que o átomo ou o elétron separadamente.

do um elétron é adicionado. Por exemplo, a adição de um elétron ao átomo de cloro é acompanhada por uma variação de energia de -349 kJ/mol , o sinal negativo indicando que a energia é liberada durante o processo. Conseqüentemente, dizemos que a afinidade eletrônica do Cl é -349 kJ/mol .²



[7.6]



É importante entender as diferenças entre energia de ionização e afinidade eletrônica: a energia de ionização mede a facilidade com que um átomo *perde* um elétron, enquanto a afinidade eletrônica mede a facilidade com que um átomo *ganha* um elétron.

Quanto maior a atração entre determinado átomo e um elétron adicionado, mais negativa será a afinidade eletrônica do átomo. Para alguns elementos, como os gases nobres, a afinidade eletrônica tem valor positivo, significando que o ânion tem energia mais alta do que os átomos e elétrons separados:



[7.7]



Como $\Delta E > 0$, o íon Ar^- é instável e não se forma.

A Figura 7.11 mostra as afinidades eletrônicas para os elementos representativos dos primeiros cinco períodos da tabela periódica. A afinidade eletrônica, geralmente, torna-se cada vez mais negativa à proporção que caminhamos em direção aos halogênios. Os halogênios, que têm um elétron a menos para preencher completamente o subnível p , apresentam as afinidades eletrônicas mais negativas. Ao ganhar um elétron, um átomo de halogênio forma um íon negativo estável que tem a configuração de um gás nobre (Equação 7.6). Entretanto, a adição de um elétron a um gás nobre necessitaria que esse elétron fosse colocado em um subnível de mais alta energia (Equação 7.7). Ocupar um subnível de mais alta energia é energeticamente muito desfavorável; assim, a afinidade eletrônica é altamente positiva. As afinidades eletrônicas do Be e do Mg são positivas pela mesma razão; o elétron adicionado estaria localizado em um subnível p anteriormente vazio que é de mais alta energia.

As afinidades eletrônicas dos elementos do grupo 5A (N, P, As, Sb) são também interessantes. Uma vez que esses elementos têm subníveis p preenchidos pela metade, o elétron adicionado deve entrar em um orbital que já está ocupado, resultando em repulsões elétron–elétron maiores. Como resultado, esses elementos têm afinidades eletrônicas que são ou positivas (N) ou menos negativas que as de seus vizinhos à esquerda (P, As, Sb).

As afinidades eletrônicas não variam muito à medida que descemos um grupo. Por exemplo, considere as afinidades eletrônicas dos halogênios (Figura 7.11). Para o F, o elétron adicionado entra em um orbital $2p$, para o cloro em um orbital $3p$, para o Br em um orbital $4p$, e assim por diante. Conforme passamos do F para o I, dessa forma reduzindo as repulsões elétron–elétron. Uma atração elétron–núcleo é, portanto, contrabalançada por menores repulsões elétron–elétron.



ANIMAÇÃO

Tendências periódicas:
afinidade eletrônica

² Duas convenções de sinal são usadas para a afinidade eletrônica. Na maioria dos livros introdutórios, incluindo este, a convenção de sinal termodinâmico é usada da seguinte maneira: um sinal negativo indica que a adição de um elétron é um processo exotérmico, como na afinidade eletrônica dada para o cloro, -349 kJ/mol . Historicamente, entretanto, a afinidade eletrônica tem sido definida como a energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo ou íon gasoso. Como 349 kJ/mol são liberados quando um elétron é adicionado ao $\text{Cl}(g)$, a afinidade eletrônica por essa convenção seria $+349 \text{ kJ/mol}$.

Aumento no caráter metálico →

Aumento no caráter não-metálico ↓

1A 1	2A 2											8A 18																
1 H	2 Be											2 He																
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne											
11 Na	12 Mg	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8	9 9	10 10	1B 11	2B 12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar											
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											
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe											
55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn											
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 	111 	112 	114 	116 															
Metais															57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
Metalóides															89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No
Não-metais																												

Figura 7.12 Tabela periódica, mostrando metais, metalóides, não-metais e tendências no caráter metálico.

7.6 Metais, não-metais e metalóides

Os conceitos de raios atômicos, energias de ionização e afinidades eletrônicas são propriedades de átomos individuais. Com a exceção dos gases nobres, entretanto, nenhum dos elementos existe na natureza como átomo individual. Para se obter um entendimento mais amplo das propriedades dos elementos, devemos também examinar as tendências periódicas que envolvem conjuntos grandes de átomos.

Os elementos podem ser agrupados de modo mais amplo nas categorias de metais, não-metais e metalóides. (Seção 2.5) Essa classificação é mostrada na Figura 7.12. Aproximadamente três quartos dos elementos são metais, situados na parte esquerda e no meio da tabela. Os não-metais estão localizados no canto direito superior, e os metalóides entre os metais e os não-metais. O hidrogênio, localizado no canto esquerdo superior, é um não-metal. Essa é a razão pela qual o hidrogênio é colocado à parte dos elementos do grupo 1A. Algumas das propriedades distintas dos metais e dos não-metais estão resumidas na Tabela 7.3.

Quanto mais um elemento exibe as propriedades físicas e químicas de metais, maior seu **caráter metálico**. Similarmente, podemos falar de *caráter não-metálico* de um elemento. Como indicado na Figura 7.12, o caráter metálico geralmente aumenta à proporção que descemos em uma coluna da tabela periódica e diminui à medida que vamos da esquerda para a direita em um período. Vamos agora examinar a relação mais próxima que existe entre as configurações eletrônicas e as propriedades dos metais, não-metais e metalóides.

Metais

Muitos elementos metálicos exibem um lustro brilhoso característico de metais (Figura 7.13). Os metais conduzem calor e eletricidade. São maleáveis (podem ser transformados em folhas finas) e dúcteis (podem ser transformados em fios). Todos são sólidos à temperatura ambiente com exceção do mercúrio (ponto de fusão = -39 °C), que é um líquido. Dois deles fundem-se a temperaturas um pouco acima da temperatura ambiente: césio a 28,4 °C e gálio a 29,8 °C. No outro extremo, muitos metais fundem a temperaturas muito mais altas. Por exemplo, o cromo funde a 1.900 °C.

TABELA 7.3 Propriedades características dos metais e dos não-metais

Metais	Não-metais
Têm brilho; várias cores, embora a maioria seja prateada.	Não têm brilho; várias cores.
Os sólidos são maleáveis e dúcteis.	Sólidos são geralmente quebradiços; alguns são duros e outros macios.
Bons condutores de calor e eletricidade.	Pobres condutores de calor e eletricidade.
Muitos óxidos metálicos são sólidos iônicos básicos.	Muitos óxidos não metálicos são substâncias moleculares que formam soluções ácidas.
Tendem a formar cátions em soluções aquosas.	Tendem a formar ânions ou oxiâniões em soluções aquosas.

Os metais tendem a ter baixas energias de ionização e, portanto, tendem a formar íons positivos com relativa facilidade. Como resultado, os metais são oxidados (perdem elétrons) quando sofrem reações químicas. A relativa facilidade de oxidação dos metais comuns foi discutida anteriormente, na Seção 4.6. Como observamos na ocasião, muitos metais são oxidados por uma variedade de substâncias comuns, incluindo O₂ e ácidos.

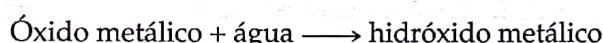
A Figura 7.14 mostra as cargas de alguns íons comuns. Como observamos na Seção 2.7, as cargas dos metais alcalinos são sempre 1+ e as dos metais alcalinos terrosos, sempre 2+ em seus compostos. Para cada um desses grupos, os elétrons s mais externos são facilmente perdidos, gerando uma configuração eletrônica de gás nobre. As cargas dos íons de metais de transição não seguem um padrão óbvio. Muitos íons de metais de transição têm cargas 2+, mas 1+ e 3+ são também encontradas. Um dos aspectos característicos dos metais de transição é que eles podem formar mais de um íon positivo. Por exemplo, o ferro pode ser 2+ em alguns compostos e 3+ em outros.

Os compostos de metais e não-metais tendem a ser substâncias iônicas. Por exemplo, muitos óxidos metálicos e halogênios metálicos são sólidos iônicos. Para ilustrar, a reação entre o níquel metálico e o oxigênio produz óxido de níquel, um sólido iônico contendo íons Ni²⁺ e O²⁻:



Os óxidos são particularmente importantes devido à grande abundância de oxigênio em nosso ambiente.

Muitos óxidos metálicos são básicos. Os que se dissolvem em água reagem para formar hidróxidos, como nos seguintes exemplos:



A basicidade dos óxidos metálicos deve-se ao íon óxido, que reage com água de acordo com as seguintes reações iônicas simplificadas:



Os óxidos metálicos demonstram também suas basicidades reagindo com ácidos para formar sais e água, como ilustrado na Figura 7.15:

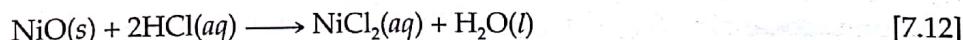
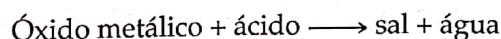


Figura 7.13 Objetos metálicos são rapidamente reconhecidos por seu brilho característico.

ANIMAÇÃO
Tendências periódicas: comportamento ácido-base de óxidos

1A															7A	8A
H ⁺															G	
Li ⁺															A	
Na ⁺	Mg ²⁺														S	
K ⁺	Ca ²⁺				Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺			N ³⁻	O ²⁻	F ⁻
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺			Se ²⁻	Br ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺								Pt ²⁺	Au ⁺ Au ³⁺	Hg ²⁺ Hg ²⁺			Sn ²⁺	Te ²⁻	I ⁻
														Pb ²⁺	Bi ³⁺	

Figura 7.14 As cargas de alguns íons comuns encontrados em compostos iônicos. Note que a linha em escada que divide os metais dos não-metais também separa cátions de ânions.

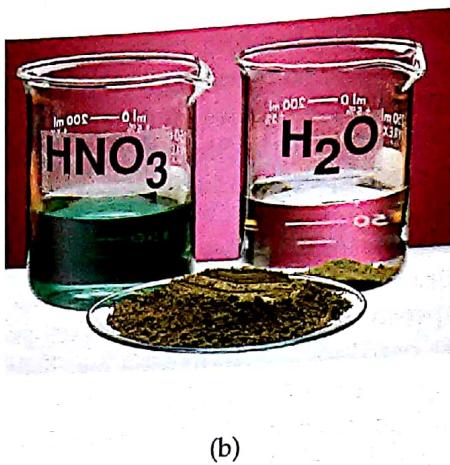
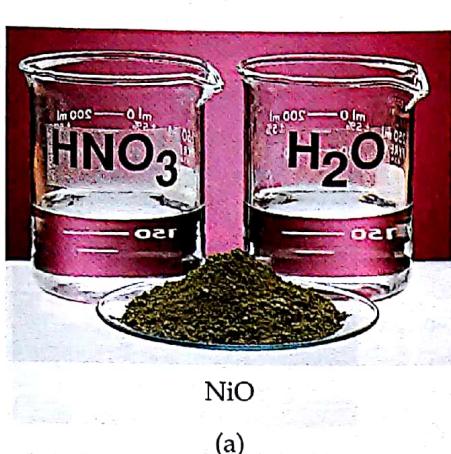


Figura 7.15 (a) Óxido de níquel (NiO), ácido nítrico (HNO_3) e água. (b) NiO é insolúvel em água, mas reage com HNO_3 para formar uma solução verde de $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$.

Contrariamente, veremos em breve que os óxidos não-metálicos são ácidos, dissolvendo-se em água para formar soluções ácidas e reagindo com bases para formar sais.

COMO FAZER 7.8

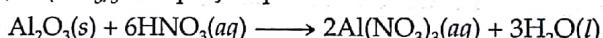
(a) Você esperaria o óxido de alumínio ser um sólido, um líquido ou um gás à temperatura ambiente? (b) Escreva a equação química balanceada para a reação do óxido de alumínio com ácido nítrico.

Solução

Análise e Planejamento: são questionadas algumas propriedades físicas e químicas do óxido de alumínio, um composto de um metal e um não-metal.

Resolução: (a) Uma vez que o óxido de alumínio é um óxido de um metal, supomos que ele seja um sólido iônico. De fato ele é e tem um alto ponto de fusão, 2.072 °C.

(b) Em seus compostos o alumínio tem carga 3+, Al^{3+} ; o íon óxido é O^{2-} . Conseqüentemente, a fórmula do óxido de alumínio é Al_2O_3 . Os óxidos metálicos tendem a ser básicos e, portanto, reagir com ácidos para formar sais e água. Nesse caso, o sal é nitrato de alumínio, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. A equação química balanceada é:



PRATIQUE

Escreva a equação química balanceada para a reação entre o óxido de cobre(II) e o ácido sulfúrico.

Resposta: $\text{CuO}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(aq) \longrightarrow \text{CuSO}_4(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$

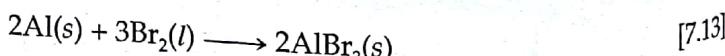
Não-metais

Os não-metais variam muito na aparência (Figura 7.16). Eles não são brilhantes e, geralmente, são pobres condutores de calor e eletricidade. O ponto de fusão é freqüentemente mais baixo que o dos metais (apesar de o diamante, uma forma do carbono, fundir-se a 3.570 °C). Sete não-metais existem sob condições ordinárias como moléculas diatômicas. Cinco deles são gases (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 e Cl_2), um é um líquido (Br_2) e um é um sólido volátil (I_2). Os outros não-metais são sólidos que podem ser duros como o diamante ou maleáveis como o enxofre.

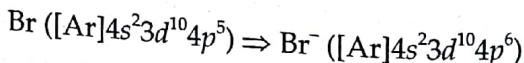


Figura 7.16 Não-metais variam muito em suas aparências. Aqui são mostrados (da direita para a esquerda, no sentido horário) o carbono como grafite, enxofre, fósforo branco (armazenado em água) e iodo.

Por causa de suas afinidades eletrônicas, os não-metais tendem a ganhar elétrons quando reagem com metais. Por exemplo, a reação do alumínio com o bromo produz brometo de alumínio, um composto iônico contendo o íon alumínio, Al^{3+} , e o íon brometo, Br^- :



Normalmente um não-metal ganhará elétrons suficientes para preencher completamente seu subnível p mais externo, fornecendo a configuração eletrônica de um gás nobre. Por exemplo, o átomo de bromo ganha um elétron para preencher seu subnível $4p$:



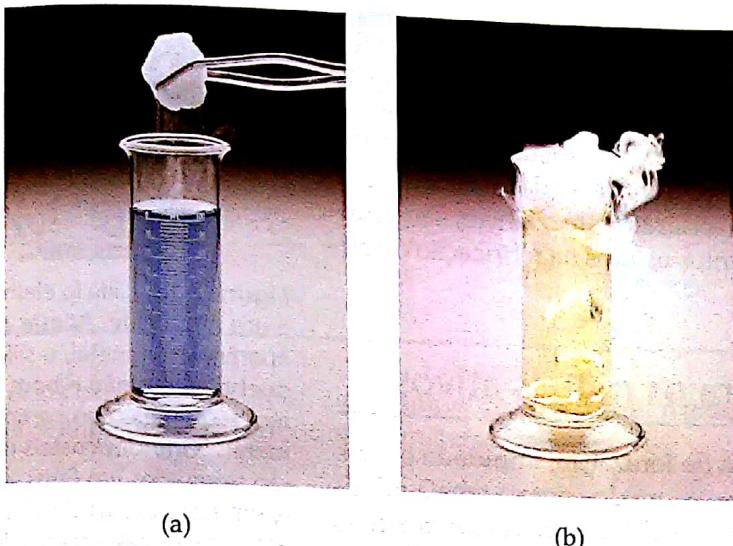


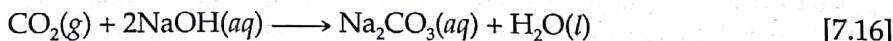
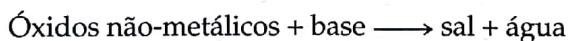
Figura 7.17 A reação de CO₂ com água. (a) A água se faz levemente básica e contém poucas gotas de azul de bromotimol, um indicador de ácido-base que é azul em solução básica. (b) Quando Gelo Seco™, CO₂(s), é adicionado, a cor muda para amarelo, indicando uma solução ácida. A fumaça branca deve-se às gotículas de água condensadas do ar pelo frio qás de CO₂.

Os compostos constituídos unicamente de não-metais são substâncias moleculares. Por exemplo, óxidos, halogênios e hidretos de não-metais são substâncias moleculares que tendem a ser gases, líquidos ou sólidos de baixo ponto de fusão à temperatura ambiente.

Muitos óxidos não-metálicos são ácidos; os que se dissolvem em água reagem para formar ácidos, como nos seguintes exemplos:



A reação de dióxido de carbono com água (Figura 7.17) responde pela acidez da água carbonatada e, até certo ponto, da água da chuva. Como o enxofre está presente no óleo e no carvão, a combustão desses combustíveis comuns produz dióxido e trióxido de enxofre. Essas substâncias dissolvem-se em água para produzir *chuva ácida*, um dos maiores problemas da poluição em muitas partes do mundo. Como os ácidos, muitos óxidos não-metálicos dissolvem-se em soluções básicas para formar sais:



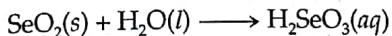
COMO FAZER 7.9

Escreva as equações balanceadas para as reações de dióxido de selênio com (a) água e (b) hidróxido de sódio aquoso.

Solução

Análise e Planejamento: precisamos escrever as equações químicas para as reações de um óxido não-metálico primeiro com água e a seguir com uma base, NaOH. Os óxidos não-metálicos são ácidos, reagindo com água para formar ácidos e com bases para formar sais e água.

Resolução: (a) O dióxido de selênio é SeO_2 . Sua reação com água é semelhante à que ocorre com o dióxido de carbono (Equação 7.14):



(Não importa SeO_2 ser um sólido e CO_2 , um gás; o importante é que ambos são óxidos não-metálicos solúveis em água.)

(b) A reação com o hidróxido de sódio é semelhante à reação resumida na Equação 7.16:



PRATIQUE

Escreva a equação química balanceada para a reação do sólido hexaóxido de tetrafósforo com água.

Resposta: $\text{P}_2\text{O}_5(s) + 6\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_3(aq)$

Metalóides

Os metalóides têm propriedades intermediárias entre as dos metais e as dos não-metais. Eles podem ter *algumas* propriedades metálicas características, mas faltam outras. Por exemplo, o silício *parece* um metal (Figura 7.18), mas é quebradiço em vez de maleável e pior condutor de calor e eletricidade que os metais são. Vários dos metalóides, mais claramente o silício, são semicondutores elétricos e são os principais elementos usados na fabricação de circuitos integrados e chips de computador.



Figura 7.18 Silício elementar, que é um metalóide. Apesar de ter aparência de metal, o silício é quebradiço e não é bom condutor térmico ou elétrico comparado aos metais. Grandes cristais de silício são separados em finos wafers, isto é, em finas placas de silício, para uso em circuitos integrados.

7.7 Tendências de grupo para os metais ativos

Abordagem de tamanho atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica e caráter metálico fornece algumas noções do modo como a tabela periódica pode ser usada para organizar e lembrar fatos. Não apenas os elementos em um grupo possuem similaridades gerais, mas existem também tendências à medida que nos movemos por um grupo ou de um grupo para outro. Nesta seção usaremos a tabela periódica e o conhecimento de configurações eletrônicas para examinar a química dos metais alcalinos (grupo 1A) e dos metais alcalinos terrosos (grupo 2A).

Grupo 1A: os metais alcalinos

Os metais alcalinos são sólidos metálicos maleáveis (Figura 7.19). Todos têm propriedades metálicas características, como brilho metálico prateado e altas condutividades térmicas e elétricas. O nome *alcalino* deriva de uma palavra arábe que significa ‘cinzas’. Muitos compostos de sódio e potássio, dois metais alcalinos, foram isolados de cinzas de madeira por químicos antigos.

O sódio e o potássio estão entre os mais abundantes elementos na crosta terrestre, na água do mar e nos sistemas biológicos. Todos nós temos íons sódio no organismo. Entretanto, se ingerimos muito sódio, ele aumenta a pressão sangüínea. O potássio também é predominante no organismo; uma pessoa de 140 libras de massa contém aproximadamente 130 g de potássio, como íon K^+ nos fluidos intracelulares. As plantas necessitam de potássio para crescer e se desenvolver (Figura 7.20).

Algumas das propriedades físicas e químicas dos metais alcalinos são dadas na Tabela 7.4. Os elementos têm baixas densidades e baixos pontos de fusão. Essas propriedades variam de maneira razoavelmente regular com o aumento do número atômico. Podemos ver também algumas das tendências normais à medida que descemos no grupo, como o aumento do raio atômico e a diminuição da primeira energia de ionização. Para cada período da tabela periódica, os metais alcalinos têm menor valor de I_1 (Figura 7.9), que reflete a relativa facilidade com a qual seus elétrons s mais externos podem ser removidos. Como resultado, os metais alcalinos são todos muito reativos, perdendo rapidamente um elétron para formar íons com carga $1+$. (Seção 4.4)

Os metais alcalinos existem na natureza apenas como compostos. Os metais combinam-se diretamente com muitos não-metais. Por exemplo, eles reagem com o hidrogênio para formar hidretos e com o enxofre para formar sulfetos:

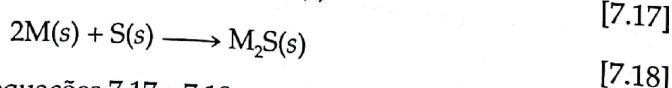
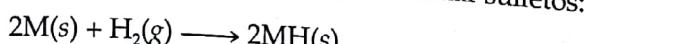


Figura 7.19 O sódio e os outros metais alcalinos são macios o bastante para serem cortados com uma faca. A superfície metálica brilhante rapidamente se embaça quando o sódio reage com o oxigênio do ar.



Figura 7.20 Fertilizantes aplicados nessa planta normalmente contêm grandes quantidades de potássio, fósforo e nitrogênio para atender às necessidades das plantas em crescimento.

(O símbolo M nas equações 7.17 e 7.18 representa qualquer dos metais alcalinos.) Nos hidretos de metais alcalinos (LiH , NaH etc.), o hidrogênio está presente como H^- , chamado **ión hidreto**. O íon hidreto é diferente do íon hidrogênio, H^+ , formado quando um átomo de hidrogênio perde seu elétron.

TABELA 7.4 Algumas propriedades dos metais alcalinos

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão (°C)	Densidade (g/cm³)	Raio atômico (Å)	I_1 (kJ/mol)
Lítio	[He]2s ¹	181	0,53	1,34	520
Sódio	[Ne]3s ¹	98	0,97	1,54	496
Potássio	[Ar]4s ¹	63	0,86	1,96	419
Rubídio	[Kr]5s ¹	39	1,53	2,11	403
Césio	[Xe]6s ¹	28	1,88	2,60	376

Os metais alcalinos reagem violentamente com água, produzindo gás hidrogênio e soluções de hidróxidos de metais alcalinos:



FILME
Sódio e potássio em água



Essas reações são muito exotérmicas. Em muitos casos geram calor suficiente para incendiar o H₂, produzindo fogo ou explosão (Figura 7.21). Essa reação é muito mais violenta para os membros mais pesados do grupo, estando de acordo com as menores capacidades em manter o único elétron de valência.

As reações entre os metais alcalinos e o oxigênio são complexas. O oxigênio normalmente reage com metais para formar óxidos metálicos, que contêm o íon O²⁻. De fato, o lítio reage dessa maneira para formar o óxido de lítio, Li₂O:



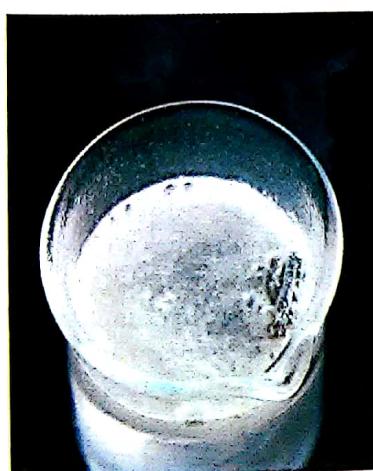
Todos os outros metais alcalinos, entretanto, reagem com o oxigênio para formar peróxidos metálicos, que contêm íon O₂²⁻. Por exemplo, o sódio forma peróxido de sódio, Na₂O₂:



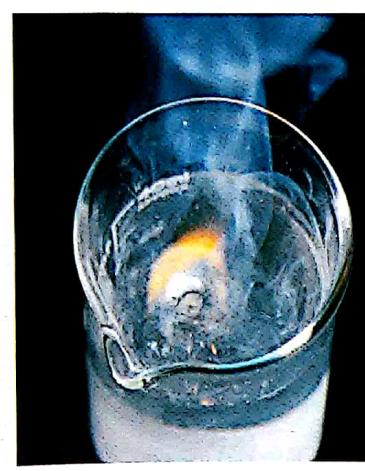
Surpreendentemente, o potássio, o rubídio e o césio formam também compostos MO₂ que contêm O₂⁻, chamados íons superóxidos. Por exemplo, o potássio forma o superóxido de potássio, KO₂:



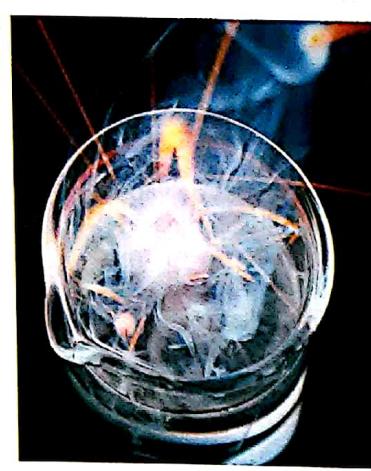
Apesar de os íons dos metais alcalinos serem incolores, eles emitem cores características quando colocados em uma chama (Figura 7.22). Os íons dos metais alcalinos são reduzidos a átomos metálicos gasosos na região central da chama. A alta temperatura da chama excita eletronicamente o elétron de valência. O átomo emite energia na forma de luz visível quando retorna ao seu estado fundamental. O sódio produz uma chama amarela por causa da emissão a 589 nm. Esse comprimento de onda é produzido quando o elétron de valência excitado volta do subnível



(a)



(b)



(c)

Figura 7.21 Os metais alcalinos reagem vigorosamente com água. (a) A reação do lítio é mostrada pelo borbulhar causado pelo escape de gás hidrogênio. (b) A reação do sódio é mais rápida e tão exotérmica que o gás de hidrogênio produzido se queima no ar. (c) O potássio reage quase explosivamente.

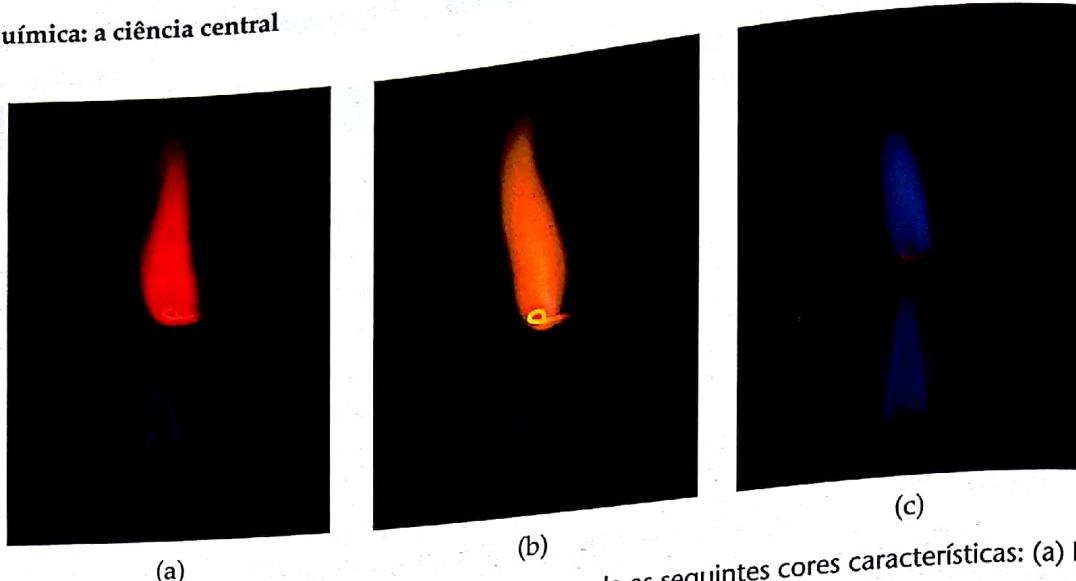


Figura 7.22 O teste de chama para o lítio, o sódio e o potássio revela as seguintes cores características: (a) Li (vermelho carmesim), (b) Na (amarelo) e (c) K (lilás).

3p para o subnível de mais baixa energia, 3s. A emissão amarela característica do sódio é a base para as lâmpadas de vapor de sódio (Figura 7.23).

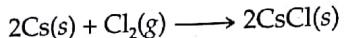
COMO FAZER 7.10

Escreva as equações balanceadas que determinam as reações do césio metálico com: (a) $\text{Cl}_2(g)$; (b) $\text{H}_2\text{O}(l)$; (c) $\text{H}_2(g)$.

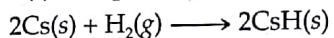
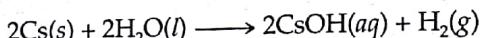
Solução

Análise e Planejamento: o césio é um metal alcalino. Esperamos, portanto, sua química ser dominada pela oxidação do metal a íons Cs^+ . Além disso, identificamos que o césio está bem abaixo na tabela periódica, o que significa que ele estará entre os mais ativos de todos os metais e provavelmente reagirá com as três substâncias listadas.

Resolução: a reação entre o Cs e o Cl_2 é uma reação de combinação simples entre dois elementos, um metal e um não-metal, formando o composto iônico CsCl :



Por analogia com as equações 7.19 e 7.17, respectivamente, vemos que as reações do césio com a água e com o hidrogênio acontencem como a seguir:



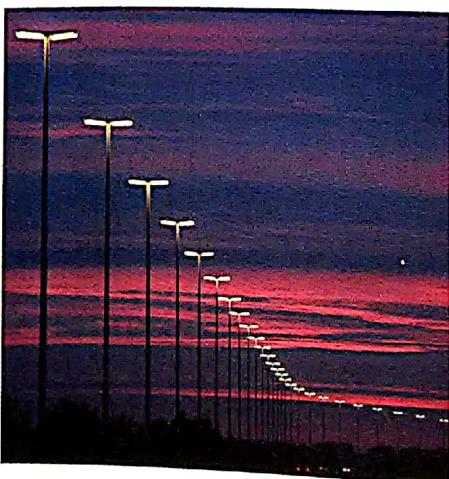
Em cada caso o césio forma um íon Cs^+ em seus compostos. Os íons cloreto (Cl^-), hidróxido (OH^-) e hidreto (H^-) são todos íons 1 $-$; logo, os produtos finais têm estequiometria 1:1 com o Cs^+ .

PRATIQUE

Escreva a equação balanceada que determina os produtos da reação entre o potássio metálico e o enxofre elementar.

Resposta: $2\text{K}(s) + \text{S}(s) \longrightarrow \text{K}_2\text{S}(s)$

Figura 7.23 Lâmpadas de vapor de sódio, usadas para iluminação comercial e de estradas, têm brilho amarelo devido à emissão dos átomos de sódio excitados.



A química e a vida

O improvável desenvolvimento de drogas de lítio

Os íons dos metais alcalinos tendem a ter um papel nada empolgante na maioria das reações químicas na química em geral. Todos os sais dos íons dos metais alcalinos são solúveis; e os íons são espectadores na maioria das reações aquosas (exceto aqueles envolvendo os metais alcalinos em sua forma elementar, como na Equação 7.19).

Contudo, os íons dos metais alcalinos têm papel importante na fisiologia humana. Os íons de sódio e potássio são importantes componentes do plasma sanguíneo e do fluido intracelular, respectivamente, com concentrações médias de 0,1 mol/L. Esses eletrólitos servem como transportadores de cargas vitais para a função celular normal e são dois dos principais íons envolvidos na regulação do coração.

Em contraste, o íon de lítio (Li^+) não tem nenhuma função conhecida na fisiologia humana normal. Entretanto, desde a descoberta do lítio em 1817 pensava-se que os sais do elemento possuíam quase poderes místicos de cura; havia até sugestões de que ele era um ingrediente das antigas fórmulas da ‘fonte da juventude’. Em 1927, o Sr. C. L. Grigg começou a divulgar um refrigerante que continha lítio com o esquisito nome ‘Bib-Label Lithiated Lemon-Lime Soda’. Grigg logo deu à sua bebida litiada um nome bem mais simples: Seven-Up® (Figura 7.24).

Por causa de preocupações da Food and Drug Administration (órgão do governo norte-americano que fiscaliza a comercialização de medicamentos e alimentos), o lítio foi retirado do Seven-Up® no início dos anos 50. Quase ao mesmo tempo, descobriu-se que o íon de lítio tem notável efeito terapêutico na desordem mental chamada *desordem bipolar efetiva, ou doença maníaco-depressiva*. Mais de 1 milhão de americanos sofrem dessa psicose, experimentando severas alterações de humor, de profunda depressão à euforia. O íon de lítio atenua essas alterações de estado, permitindo ao paciente atuar mais efetivamente em sua vida diária.

A ação antipsicótica do Li^+ foi descoberta por acidente no final dos anos 40 por um psiquiatra australiano, John Cade. Cade estava pesquisando o uso do ácido úrico — um componente da urina — para o tratamento da doença maníaco-



Figura 7.24 O refrigerante Seven-Up® continha originalmente citrato de lítio, o sal de lítio do ácido cítrico.

Alegava-se que o lítio dava à bebida benefícios saudáveis, incluindo ‘excesso de energia, entusiasmo, pele bonita, cabelos e olhos com brilho!’. O lítio foi retirado da bebida no início dos anos 50, aproximadamente na mesma época em que a ação antipsicótica do Li^+ foi descoberta.

depressiva. Ele administrou o ácido em animais doentes de laboratório na forma de seu sal mais solúvel, urato de lítio, e observou que muitos dos sintomas maníacos pareciam ter desaparecido. Estudos posteriores mostraram que o ácido úrico não tem nenhum papel nos efeitos terapêuticos observados; os responsáveis eram na realidade os íons de Li^+ . Como a overdose de lítio pode causar severos efeitos colaterais em humanos, inclusive a morte, os sais de lítio não foram aprovados como drogas antipsicóticas para humanos até 1970. Hoje o Li^+ é comumente administrado via oral na forma de $\text{Li}_2\text{CO}_3(s)$. As drogas de lítio são eficientes para cerca de 70% dos pacientes maníaco-depressivos que as ingerem.

Nesta era de sofisticados projetos de drogas e biotecnologia, o simples íon de lítio é ainda o mais eficiente no tratamento de desordem psicológica destrutiva. Notavelmente, apesar de pesquisas intensivas, os cientistas ainda não compreendem totalmente a ação bioquímica do lítio que o leva a ter efeitos terapêuticos.

Grupo 2A: os metais alcalinos terrosos

Como os metais alcalinos, os elementos do grupo 2A são todos sólidos com propriedades metálicas típicas, algumas das quais estão relacionadas na Tabela 7.5. Comparados com os metais alcalinos, os metais alcalinos terrosos são mais duros e mais densos, fundindo-se a temperaturas mais altas.

As primeiras energias de ionização dos metais alcalinos terrosos são baixas, mas não tão baixas como as dos metais alcalinos. Conseqüentemente, os metais alcalinos terrosos são menos reativos que seus vizinhos, os metais alcalinos. Como observamos na Seção 7.4, a facilidade com que os elementos perdem elétrons diminui à medida que vamos da esquerda para a direita na tabela periódica e aumenta quando descendemos um grupo. Portanto, o berílio e o magnésio, os membros mais leves do grupo, são os menos reativos.

A tendência no aumento da reatividade em um grupo é mostrada pelo comportamento dos elementos medianamente à água. O berílio não reage com água ou vapor de água, mesmo quando muito aquecidos. O magnésio não reage com água líquida, mas reage com vapor de água para formar óxido de magnésio e hidrogênio:



[7.23]

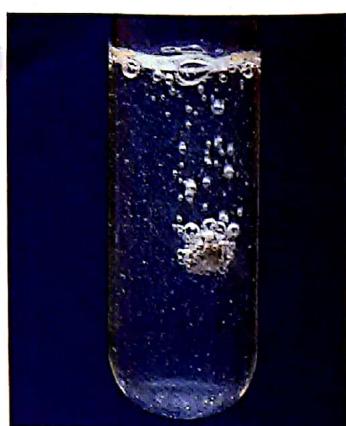


Figura 7.25 O cálcio metálico reage com água para formar gás hidrogênio e hidróxido de cálcio aquoso, $\text{Ca}(\text{OH})_2(aq)$.

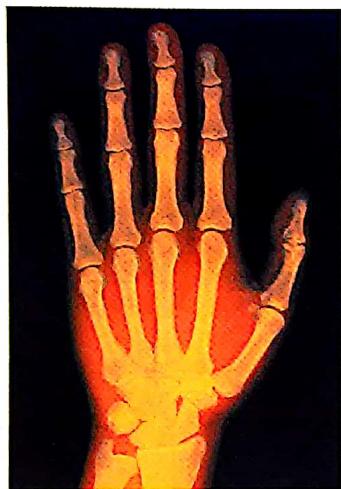
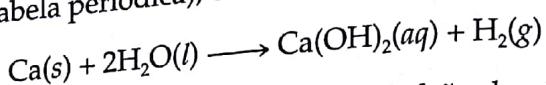


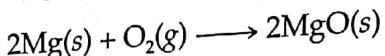
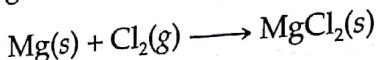
Figura 7.26 Essa fotografia de raios X mostra a estrutura óssea da mão humana. O principal mineral nos ossos e nos dentes é a hidroxipatita, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, na qual o cálcio está presente como Ca^{2+} .

um cerne rochoso rodeado por uma camada grossa de hidrogênio metálico. O hidrogênio metálico é, por sua superfície.

O cálcio e os elementos abaixo dele reagem rapidamente com água à temperatura ambiente (apesar de mais lentamente que os metais alcalinos adjacentes a eles na tabela periódica), como mostrado na Figura 7.25:



As duas reações anteriores ilustram o padrão dominante na reatividade dos metais alcalinos terrosos — a tendência de perder seus dois elétrons s mais externos e formar íons $2+$. Por exemplo, o magnésio reage com o cloro à temperatura ambiente para formar MgCl_2 e se queima com um brilho ofuscante no ar para produzir MgO (Figura 3.5):



Na presença de O_2 , o magnésio metálico é protegido dos produtos químicos por uma camada superficial fina de MgO insolúvel em água. Assim, ainda que esteja alto na série de atividade (Seção 4.4), o Mg pode ser incorporado em ligas estruturais leves usadas, por exemplo, em rodas de automóveis. Os metais alcalinos terrosos mais pesados (Ca, Sr e Ba) são ainda mais reativos que o magnésio diante de não-metais.

Os íons dos metais alcalinos terrosos mais pesados fornecem cores características quando fortemente aquecidos em uma chama. A chama colorida produzida pelo cálcio é cor de tijolo; a do estrôncio; carmesim, e a do bário, verde. Os sais de estrôncio produzem a cor vermelho-brilhante em fogos de artifício e os sais de bário produzem a cor verde.

Tanto o magnésio quanto o cálcio são essenciais aos organismos vivos (Figura 2.24). O cálcio é importante principalmente para o crescimento e a manutenção de ossos e dentes (Figura 7.26). Nos humanos, 99% do cálcio é encontrado no sistema esquelético.

7.8 Tendências de grupo para alguns não-metais

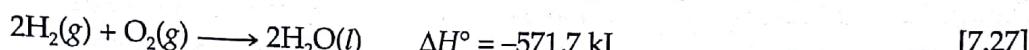
Hidrogênio

O hidrogênio, o primeiro elemento da tabela periódica, tem configuração eletrônica $1s^1$ e é, geralmente, colocado acima dos metais alcalinos. Entretanto, ele não pertence verdadeiramente a nenhum grupo em particular. Diferentemente dos metais alcalinos, o hidrogênio é um não-metal encontrado na natureza como um gás diatômico incolor, $\text{H}_2(g)$, sob muitas condições. Todavia, o hidrogênio pode ser metálico a pressões extremamente altas. Acredita-se, por exemplo, que os interiores dos planetas Júpiter e Saturno consistam em vez, rodeado por uma camada de hidrogênio molecular com o hidrogênio gasoso aparecendo acima dele junto à

TABELA 7.5 Algumas propriedades dos metais alcalinos terrosos

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão (°C)	Densidade (g/cm³)	Raio atômico (Å)	I_1 (kJ/mol)
Berílio	[He] $2s^2$	1.287	1,85		
Magnésio	[Ne] $3s^2$	650	1,74	0,90	899
Cálcio	[Ar] $4s^2$	842	1,54	1,30	738
Estrôncio	[Kr] $5s^2$	777	2,63	1,74	590
Bário	[Xe] $6s^2$	727	3,51	1,92	549
				2,15	503

Devido à ausência completa de blindagem nuclear do seu único elétron, a energia de ionização do hidrogênio, 1.312 kJ/mol, é marcadamente mais alta que as dos metais alcalinos. Na realidade, é comparável aos valores de I_1 de outros não-metais, como o oxigênio e o cloro. Como resultado, o hidrogênio tem menor tendência a perder elétron que os metais alcalinos. Enquanto os metais alcalinos facilmente perdem seus elétrons de valência para os não-metais, a fim de formar compostos iônicos, o hidrogênio compartilha seu elétron com não-metais, formando compostos moleculares. As reações entre hidrogênio e não-metais podem ser bastante exotérmicas, como evidenciado pela reação de combustão entre o hidrogênio e o oxigênio para formar água (Figura 5.14):



Vimos também (Equação 7.17) que o hidrogênio reage com metais ativos para formar hidretos metálicos sólidos, que contêm o íon hidreto, H^- . O fato de o hidrogênio poder ganhar um elétron ilustra ainda mais o fato de ele não ser um membro verdadeiro da família dos metais alcalinos. Na realidade, isso sugere uma pequena semelhança entre o hidrogênio e os halogênios.

Apesar da tendência do hidrogênio em formar ligações covalentes e da sua habilidade em ganhar elétrons, o hidrogênio pode perder, e de fato perde, elétron para formar um cátion. Na verdade, a química em solução aquosa do hidrogênio é dominada pelo íon $\text{H}^+(aq)$, que encontramos no Capítulo 4. Estudaremos esse importante íon mais detalhadamente no Capítulo 16.

Grupo 6A: o grupo do oxigênio

À proporção que descemos no grupo 6A, existe uma mudança de caráter metálico para não-metálico. O oxigênio, o enxofre e o selênio são não-metais típicos. O telúrio tem algumas propriedades metálicas e é classificado como metalóide. O polônio, radioativo e bastante raro, é um metal. O oxigênio é um gás incolor à temperatura ambiente; todos os outros são sólidos. Algumas propriedades físicas dos elementos do grupo 6A são dadas na Tabela 7.6.

Como vimos na Seção 2.6, o oxigênio é encontrado em duas formas moleculares, O_2 e O_3 . A forma O_2 é a mais comum. As pessoas geralmente se referem a O_2 como ‘oxigênio’, apesar de o nome *dioxigênio* ser mais representativo. A forma O_3 é chamada **ozônio**. As duas formas do oxigênio são exemplos de *alótropos*. Os alótropos são diferentes formas do mesmo elemento no mesmo estado. (Nesse caso, as duas formas são gases.) Aproximadamente 21% do ar seco compõe-se de moléculas de O_2 . O ozônio, que é tóxico e tem cheiro pungente, está presente em quantidades muito pequenas na parte mais alta da atmosfera e no ar poluído. É também formado a partir do O_2 em descargas elétricas, como relâmpagos:



Essa reação é endotérmica, de forma que O_3 é menos estável que O_2 .

O oxigênio apresenta grande tendência em atrair elétrons de outros elementos (para *oxidá-los*). O oxigênio nas combinações com os metais está quase sempre presente como o íon óxido, O^{2-} . Esse íon tem configuração de gás nobre e é particularmente estável. Como visto na Equação 7.27, a formação de óxidos não-metálicos é também muito freqüentemente exotérmica e, portanto, energeticamente favorável.

Na nossa abordagem sobre os metais alcalinos observamos dois ânions menos comuns do oxigênio, a saber, os íons peróxido (O_2^{2-}) e o superóxido (O_2^-). Os compostos desses íons normalmente reagem com eles mesmos para produzir um óxido e O_2 . Por exemplo, peróxido de hidrogênio aquoso, H_2O_2 , decompõe-se lentamente em água e O_2 à temperatura ambiente:

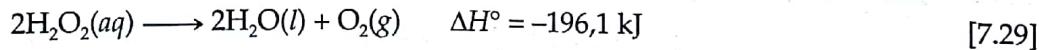


TABELA 7.6 Algumas propriedades dos elementos do grupo 6A

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão (°C)	Densidade	Raio atômico (Å)	I_1 (kJ/mol)
Oxigênio	[He] $2s^2 2p^4$	-218	1,43 g/L	0,73	1.314
Enxofre	[Ne] $3s^2 3p^4$	115	1,96 g/cm ³	1,02	1.000
Selênio	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^4$	221	4,82 g/cm ³	1,16	941
Telúrio	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^4$	450	6,24 g/cm ³	1,35	869
Polônio	[Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 5p^4$	254	9,2 g/cm ³	1,9	812