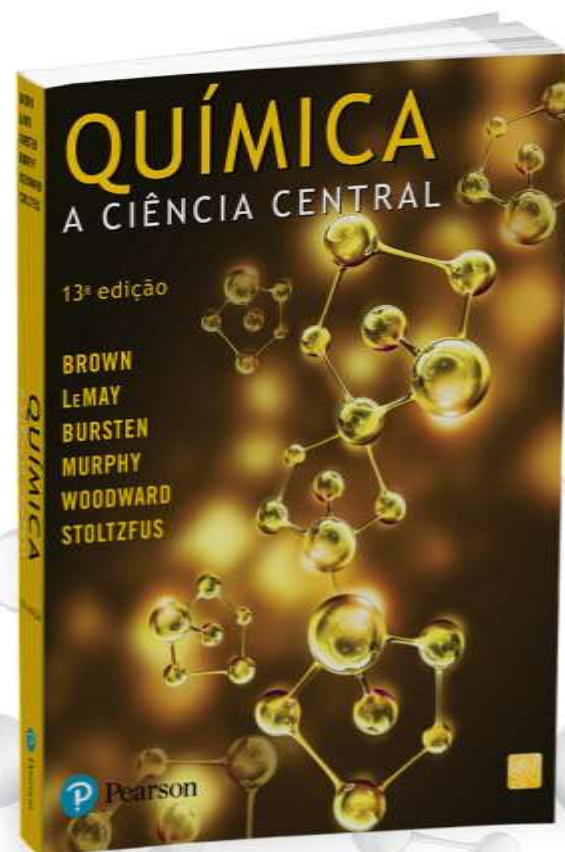


# Capítulo 7

## Propriedades periódicas dos elementos



# Desenvolvimento da tabela periódica



- No início do século XIX, os avanços na química fizeram com que fosse mais fácil isolar os elementos de seus compostos. Como resultado, o número de elementos conhecidos duplicou, passando de 31, em 1800, a 63, em 1865.
- Em 1869, Dmitri Mendeleev, na Rússia, e Lothar Meyer, na Alemanha, publicaram esquemas de classificação dos elementos quase idênticos. Ambos notaram que propriedades físicas e químicas semelhantes se repetiam periodicamente quando os elementos eram dispostos em ordem crescente de massa atômica.

# Desenvolvimento da tabela periódica



- O crédito da descoberta da periodicidade das propriedades dos elementos foi dado a Mendeleev, pois ele aprofundou mais suas ideias e estimulou a realização de novos trabalhos.
- Sua insistência em listar elementos com características semelhantes no mesmo grupo o obrigou a deixar espaços em branco em sua tabela. Mendeleev chegou a prever, corajosamente, a existência e as propriedades de alguns elementos.

# Desenvolvimento da tabela periódica

**QUÍMICA**  
A CIÊNCIA CENTRAL 13ª edição  
BROWN LEMAY BURSTEN MURPHY  
WOODWARD STOLTZFUS

- Em 1913, dois anos depois que Rutherford propôs o modelo nuclear do átomo, o físico inglês Henry Moseley desenvolveu o conceito de *números atômicos* e identificou corretamente o número atômico como sendo o número de prótons no núcleo do átomo.
- O conceito de número atômico esclareceu alguns problemas na tabela periódica vigente na época de Moseley, baseada em massas atômicas, e tornou possível a identificação dos “buracos” na tabela periódica, o que levou à descoberta de novos elementos.

# Carga nuclear efetiva



- A força de atração entre um elétron e o núcleo depende da magnitude da carga nuclear e da distância média entre o núcleo e o elétron. A força aumenta à medida que a carga nuclear aumenta, e diminui à medida que o elétron se move para mais longe do núcleo.
- Em um átomo polieletrônico, a situação é complicada. Cada elétron em um átomo polieletrônico é *blindado* do núcleo pelos demais elétrons, sofrendo, portanto, uma atração líquida menor do que sofreria se os outros elétrons não estivessem presentes

# Carga nuclear efetiva

- Em um átomo polieletrônico, a situação é complicada. Cada elétron em um átomo polieletrônico é *blindado* do núcleo pelos demais elétrons, sofrendo, portanto, uma atração líquida menor do que sofreria se os outros elétrons não estivessem presentes.
- O elétron experimenta uma atração líquida que é o resultado da atração nuclear enfraquecida pelas repulsões intereletrônicas, uma carga nuclear parcialmente blindada, ou **carga nuclear efetiva**,  $Z_{\text{ef}}$ , que é sempre menor que a carga nuclear real.

$$Z_{\text{ef}} = Z - S$$

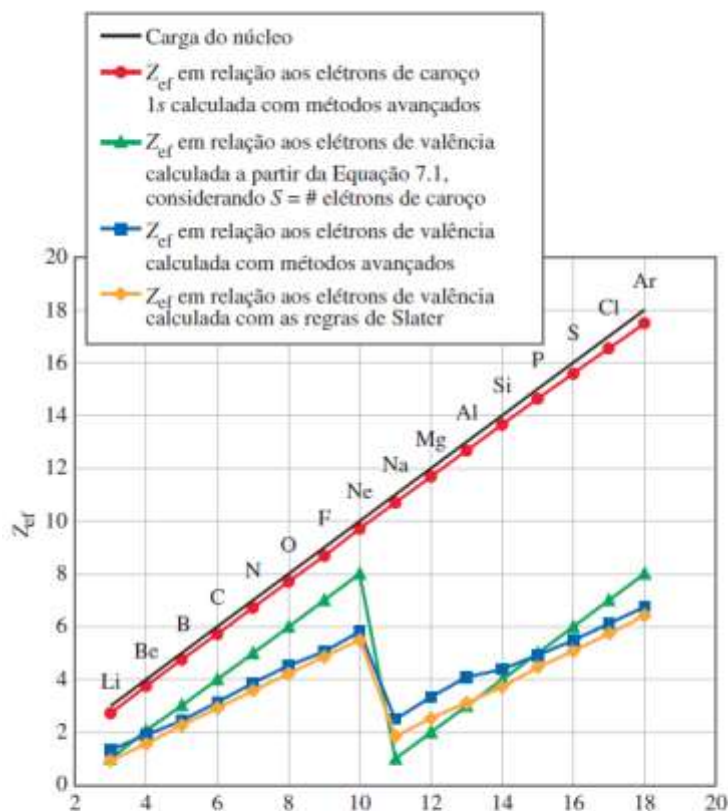
- O valor de  $S$  é geralmente próximo do número de elétrons de caroço do átomo.

# Carga nuclear efetiva

- A carga nuclear efetiva aumenta da esquerda para a direita em qualquer período da tabela periódica. Embora o número de elétrons de caroço permaneça igual em todo o período, o número de prótons aumenta.
- Em um grupo, a carga nuclear efetiva que atua sobre os elétrons de valência varia muito menos que em um período.
- Porém, a carga nuclear efetiva aumenta ligeiramente à medida que descemos em um grupo, porque a nuvem mais difusa dos elétrons de caroço é menos eficaz em blindar os elétrons de valência da carga nuclear.



# Carga nuclear efetiva

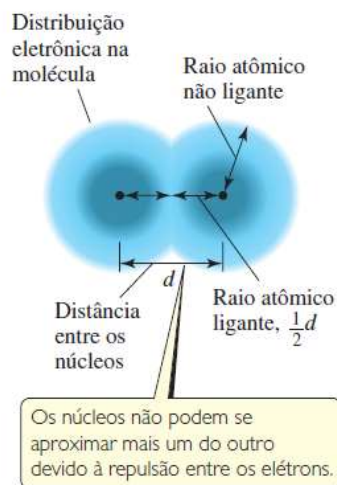


**Figura 7.5** Variações da carga nuclear efetiva para os elementos do segundo e do terceiro período. Indo de um elemento para outro na tabela periódica, o aumento da  $Z_{ef}$ , que atua sobre os elétrons mais internos (1s) (círculos vermelhos), acompanha de perto o aumento da carga nuclear  $Z$  (linha preta), porque esses elétrons não são muito blindados. Os resultados de vários métodos para calcular a  $Z_{ef}$  em relação aos elétrons de valência são mostrados em outras cores.



# Tamanhos de átomos e íons

- A menor distância que separa dois núcleos durante as colisões equivale a duas vezes o raio dos átomos. Chamamos esse raio de *raio atômico não ligante* ou *raio de van der Waals*.
- Podemos também definir o raio atômico com base na distância  $d$  entre os núcleos de dois átomos quando eles se encontram ligados um ao outro. O **raio atômico ligante** (raio covalente) para qualquer átomo em uma molécula é igual à metade da distância de ligação  $d$ .



**Figura 7.6** Distinção entre os raios atômicos não ligante e ligante em uma molécula.

# Tamanhos de átomos e íons

- Com valores de raio atômico, é possível estimar os comprimentos de ligação em moléculas. Vejamos as tendências periódicas dos raios atômicos.

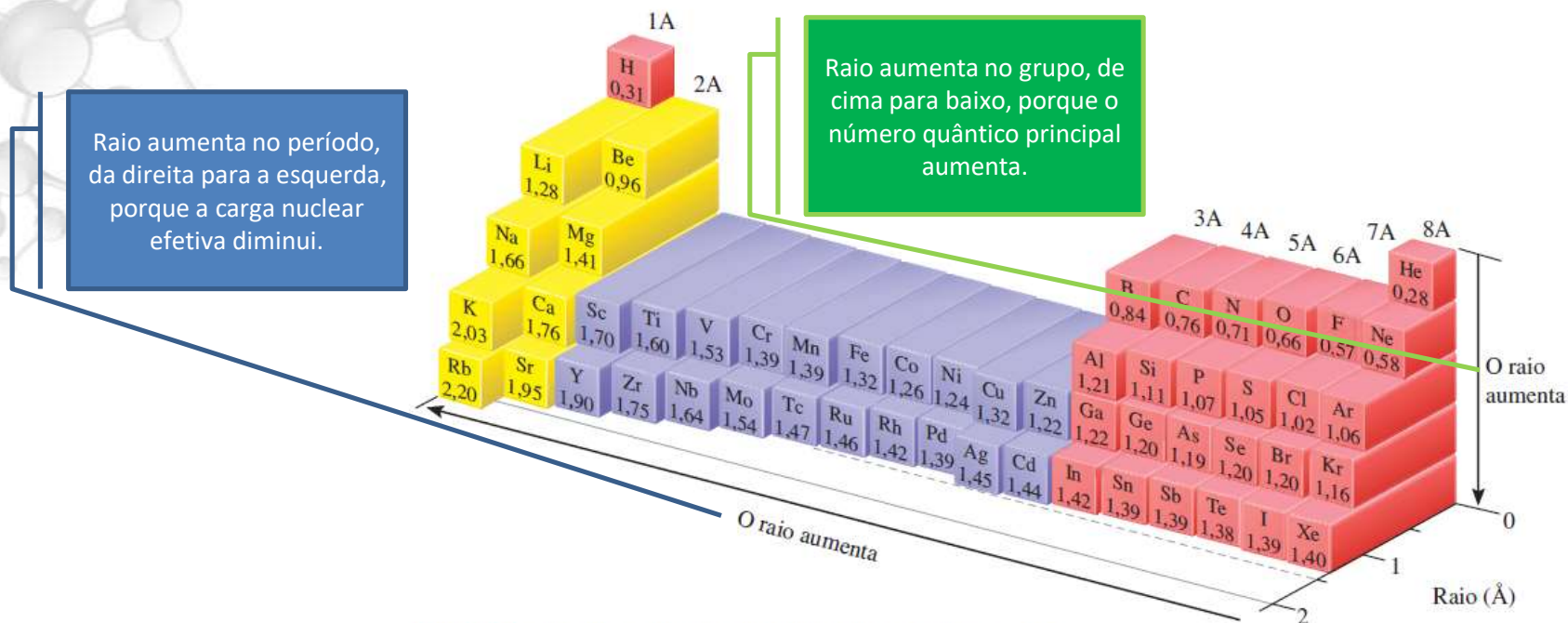


Figura 7.7 Tendências do raio atômico ligante para os períodos de 1 a 5.

# Tamanhos de átomos e íons



- Quando um cátion é formado a partir de um átomo neutro, os elétrons são removidos dos orbitais atômicos ocupados que estão mais distantes do núcleo. Além disso, quando um cátion é formado, a repulsão entre os elétrons é reduzida. Assim, cátions são menores que os átomos que os formam.
- Quando elétrons são adicionados a um átomo para formar um ânion, o aumento da repulsão entre os elétrons faz com que eles se espalhem mais no espaço. Assim, os ânions são maiores que os átomos que os formam.
- Para íons de mesma carga, os raios iônicos aumentam à medida que descemos em um grupo da tabela periódica. Em uma **série isoeletrônica**, o raio iônico diminui com o aumento da carga nuclear.

# Energia de ionização

- A **energia de ionização** de um átomo ou íon representa a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo ou íon gasoso isolado em seu estado fundamental.
- Em geral, a *primeira energia de ionização*,  $I_1$ , é a energia necessária para remover o primeiro elétron de um átomo neutro. A *segunda energia de ionização*,  $I_2$ , é a energia necessária para remover o segundo elétron, e assim por diante.
- As energias de ionização de um dado elemento aumentam à medida que ocorrem remoções sucessivas de elétrons:  $I_1 < I_2 < I_3$ , e assim por diante.

Tabela 7.2 Valores de energias de ionização sucessivas,  $I$ , para os elementos do sódio ao argônio (kJ/mol).

Elemento	$I_1$	$I_2$	$I_3$	$I_4$	$I_5$	$I_6$	$I_7$
Na	496	4.562	(Elétrons da camada mais interna)				
Mg	738	1.451	7.733				
Al	578	1.817	2.745	11.577			
Si	786	1.577	3.232	4.356	16.091		
P	1.012	1.907	2.914	4.964	6.274	21.267	27.107
S	1.000	2.252	3.357	4.556	7.004	8.496	
Cl	1.251	2.298	3.822	5.159	6.542	9.362	11.018
Ar	1.521	2.666	3.931	5.771	7.238	8.781	11.995

# Energia de ionização

- Vejamos as tendências periódicas das primeiras energias de ionização. Em geral, átomos menores têm energias de ionização mais elevadas. Os mesmos fatores influenciam o tamanho atômico e as energias de ionização.

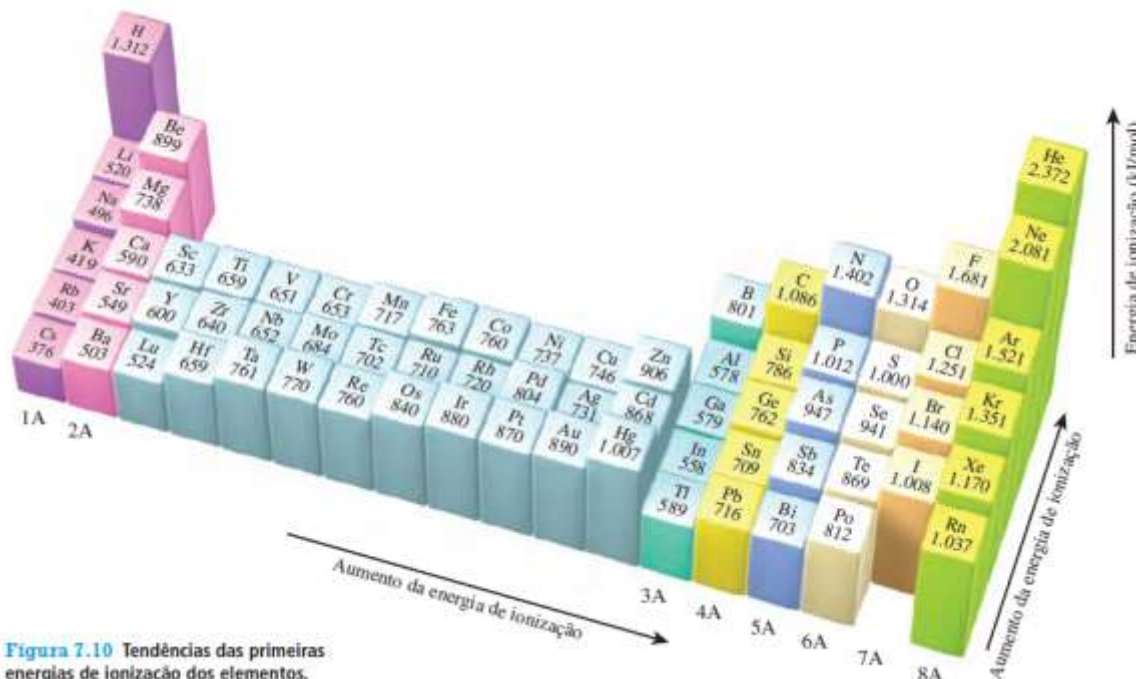


Figura 7.10 Tendências das primeiras energias de ionização dos elementos.



# Afinidade eletrônica

- Todas as energias de ionização para os átomos são positivas: a energia deve ser absorvida para que ocorra a remoção de um elétron. A maioria dos átomos também pode ganhar elétrons para formar ânions. A variação de energia que acontece quando um elétron é adicionado a um átomo gasoso é chamada de **afinidade eletrônica**. Para a maioria dos átomos, energia é liberada quando um elétron é adicionado.
- Em resumo, a diferença entre energia de ionização e afinidade eletrônica é a seguinte: a energia de ionização mede a variação de energia quando um átomo *perde* um elétron, enquanto a afinidade eletrônica mede a variação de energia quando um átomo *ganha* um elétron. Quanto maior for a atração entre um átomo e um elétron adicionado, mais *negativa* será a afinidade eletrônica do átomo.

# Metais, não metais e metaloides

- Os elementos podem ser agrupados como metais, não metais e metaloides. Algumas das propriedades distintivas de metais e não metais estão resumidas a seguir.

**Tabela 7.3** Propriedades características de metais e não metais.

Metais	Não metais
São reluzentes, têm várias cores, embora a maioria seja prateada	Não são reluzentes, têm várias cores
São sólidos maleáveis e flexíveis	São geralmente sólidos frágeis; alguns são duros e outros são macios
São bons condutores de calor e eletricidade	São maus condutores de calor e eletricidade
A maioria dos óxidos metálicos é iônica, sólida e básica	A maioria dos óxidos não metálicos são substâncias moleculares que formam soluções ácidas
Tendem a formar cátions em solução aquosa	Tendem a formar ânions ou oxiânions em solução aquosa



# Metais, não metais e metaloides

- Quanto mais um elemento exibir as propriedades físicas e químicas dos metais, maior será seu **caráter metálico**.
- Metais tendem a ter energias de ionização baixas e, portanto, costumam formar cátions de maneira relativamente fácil. Como resultado, os metais são oxidados (perdem elétrons) quando reagem. A primeira energia de ionização é o melhor indicador de que um elemento se comporta como um metal ou um não metal.

- *Os compostos formados por um metal e um não metal tendem a ser substâncias iônicas.*
- *A maioria dos óxidos de metais é básica.*

1A	2A	Metais de transição										3A	4A	5A	6A	7A	8A
H <sup>+</sup>												Al <sup>3+</sup>		N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>	
Li <sup>+</sup>														P <sup>3-</sup>	S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>	
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>																
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sc <sup>3+</sup>	Ti <sup>4+</sup>	V <sup>3+</sup> V <sup>4+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup> Mn <sup>4+</sup>	Fe <sup>2+</sup> Fe <sup>3+</sup>	Co <sup>2+</sup> Co <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Cu <sup>+</sup> Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>				Se <sup>2-</sup>	Br <sup>-</sup>	
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>									Pd <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Cd <sup>2+</sup>		Sn <sup>2+</sup> Sn <sup>4+</sup>	Sb <sup>3+</sup> Sb <sup>5+</sup>	Te <sup>2-</sup>	I <sup>-</sup>
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>									Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>+</sup> Au <sup>3+</sup>	Hg <sup>2+</sup> Hg <sup>2+</sup>		Pb <sup>2+</sup> Pb <sup>4+</sup>	Bi <sup>3+</sup> Bi <sup>5+</sup>		

**Figura 7.15 Estados de oxidação representativos dos elementos.** Observe que o hidrogênio apresenta números de oxidação positivo e negativo, sendo 1 e -1.

# Metais, não metais e metaloides

- Por causa de suas afinidades eletrônicas relativamente grandes e negativas, não metais tendem a ganhar elétrons quando reagem com metais.
- Os compostos formados inteiramente por não metais geralmente são substâncias moleculares que tendem a ser gases, líquidos ou sólidos com baixo ponto de fusão à temperatura ambiente.
- A maioria dos óxidos não metálicos é ácida, isso significa que aqueles que se dissolvem na água formam ácidos.
- As propriedades dos metaloides ficam entre as dos metais e as dos não metais, podendo ter algumas propriedades metálicas características, mas não todas. Vários metaloides, principalmente o silício, são semicondutores elétricos, representando os principais elementos utilizados em circuitos integrados e em chips de computador.

# Tendências dos metais dos grupos 1A e 2A

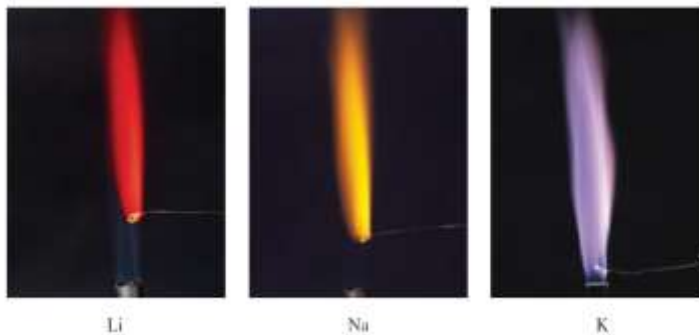
- Os metais alcalinos são sólidos metálicos macios. Todos têm propriedades metálicas características, como a cor prateada, o brilho metálico e a alta condutividade térmica e elétrica.

**Tabela 7.4** Algumas propriedades dos metais alcalinos.

Elemento	Configuração eletrônica	Temperatura de fusão (°C)	Densidade (g/cm <sup>3</sup> )	Raio atômico (Å)	<i>I</i> <sub>1</sub> (kJ/mol)
Lítio	[He]2s <sup>1</sup>	181	0,53	1,28	520
Sódio	[Ne]3s <sup>1</sup>	98	0,97	1,66	496
Potássio	[Ar]4s <sup>1</sup>	63	0,86	2,03	419
Rubídio	[Kr]5s <sup>1</sup>	39	1,53	2,20	403
Césio	[Xe]6s <sup>1</sup>	28	1,88	2,44	376

# Tendências dos metais dos grupos 1A e 2A

- Os metais alcalinos são encontrados na natureza apenas na forma de compostos. Na maioria das vezes, todos os metais alcalinos se ligam diretamente a não metais.
- Por exemplo, eles reagem com o hidrogênio para formar hidretos. O **íon hidreto**,  $\text{H}^-$ , átomo de hidrogênio que ganhou um elétron, é diferente do íon de hidrogênio,  $\text{H}^+$ , formado quando um átomo de hidrogênio perde seu elétron. Reagem também fortemente com água e oxigênio.
- Submetidos a uma chama, os íons de cada metal alcalino emitem luz de comprimento de onda característico.



# Tendências dos metais dos grupos 1A e 2A

- os metais alcalino-terrosos são todos sólidos à temperatura ambiente e possuem propriedades metálicas típicas. Em comparação aos metais alcalinos, os metais alcalino-terrosos são mais duros, densos e fundem a temperaturas mais elevadas.
- As primeiras energias de ionização dos metais alcalino-terrosos são baixas, mas não chegam a ser menores que as dos metais alcalinos. Consequentemente, os metais alcalino-terrosos são menos reativos que seus vizinhos metais alcalinos.

**Tabela 7.5** Algumas propriedades do metais alcalino-terrosos.

Elemento	Configuração eletrônica	Temperatura de fusão (°C)	Densidade (g/cm <sup>3</sup> )	Raio atômico (Å)	<i>I</i> <sub>1</sub> (kJ/mol)
Berílio	[He]2s <sup>2</sup>	1.287	1,85	0,96	899
Magnésio	[Ne]3s <sup>2</sup>	650	1,74	1,41	738
Cálcio	[Ar]4s <sup>2</sup>	842	1,55	1,76	590
Estrôncio	[Kr]5s <sup>2</sup>	777	2,63	1,95	549
Bário	[Xe]6s <sup>2</sup>	727	3,51	2,15	503

# Tendências de grupo para alguns não metais

- O hidrogênio é um não metal encontrado, na maioria das vezes, como um gás incolor diatômico,  $H_2(g)$ . Sua reatividade em relação aos não metais reflete a maior tendência de manter seu elétron em comparação com os metais alcalinos. Facilmente, o hidrogênio forma compostos moleculares com não metais. Como já visto, ele forma também íons  $H^+$  e  $H^-$ .
- O oxigênio é um gás incolor à temperatura ambiente e é encontrado em duas formas moleculares (*alótropos*):  $O_2$  e  $O_3$ . O **ozônio** está presente em quantidades muito pequenas na camada superior da atmosfera e no ar poluído e é formado a partir do  $O_2$  na presença de descargas elétricas, como em tempestades violentas. O oxigênio tem uma grande tendência de atrair elétrons de outros elementos, oxidando-os.



# Tendências de grupo para alguns não metais

- O enxofre é encontrado diversas formas alotrópicas; sendo a mais comum e estável delas o sólido amarelo de fórmula molecular  $S_8$ . Assim como o oxigênio, o enxofre tem a tendência de ganhar elétrons dos outros elementos para formar sulfetos, que contêm o íon  $S^{2-}$ . O enxofre e os seus compostos (incluindo aqueles presentes no carvão e no petróleo) podem sofrer combustão. O produto principal é o dióxido de enxofre, um dos principais poluentes atmosféricos.
- O selênio, elemento relativamente raro, é essencial para a vida em quantidades bem pequenas, embora seja tóxico em doses elevadas. Há muitos alótropos do Se, incluindo várias estruturas de anel semelhantes ao  $S_8$ .
- A estabilidade térmica dos compostos formados com elementos do grupo 6A e hidrogênio diminui ao longo do grupo.



# Tendências de grupo para alguns não metais

- Algumas propriedades dos elementos do grupo 7A, os **halogênios**, podem ser vistas a seguir. Diferentemente dos elementos do grupo 6A, todos os halogênios são não metais típicos. Suas temperaturas de ebulição e de fusão aumentam à medida que o número atômico aumenta.
- Os halogênios têm afinidades eletrônicas altamente negativas, formando íons halogeneto,  $X^-$ .

**Tabela 7.7** Algumas propriedades dos halogênios.

Elemento	Configuração eletrônica	Temperatura de fusão (°C)	Densidade	Raio atômico (Å)	$I_1$ (kJ/mol)
Flúor	$[\text{He}]2s^22p^5$	-220	1,69 g/L	0,57	1.681
Cloro	$[\text{Ne}]3s^23p^5$	-102	3,12 g/L	1,02	1.251
Bromo	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^5$	-7,3	3,12 g/cm <sup>3</sup>	1,20	1.140
Iodo	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^5$	114	4,94 g/cm <sup>3</sup>	1,39	1.008

# Tendências de grupo para alguns não metais

- Os elementos do grupo 8A, conhecidos como **gases nobres**, são todos não metais, gases à temperatura ambiente e monoatômicos. Algumas propriedades físicas dos gases nobres estão listadas a seguir.
- São também muito pouco reativos, porque têm as subcamadas s e p completamente preenchidas. Somente os gases nobres mais pesados formam compostos, e apenas com não metais muito ativos, como o flúor.

**Tabela 7.8** Algumas propriedades dos gases nobres.

Elemento	Configuração eletrônica	Temperatura de fusão (°C)	Densidade (g/L)	Raio atômico* (Å)	$I_1$ (kJ/mol)
Hélio	$1s^2$	4,2	0,18	0,28	2.372
Neônio	$[\text{He}]2s^2 2p^6$	27,1	0,90	0,58	2.081
Argônio	$[\text{Ne}]3s^2 3p^6$	87,3	1,78	1,06	1.521
Criptônio	$[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^6$	120	3,75	1,16	1.351
Xenônio	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^6$	165	5,90	1,40	1.170
Radônio	$[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	211	9,73	1,50	1.037