

Propriedade periódica dos elementos

David P. White

QUÍMICA: A Ciência Central

O desenvolvimento da tabela periódica

- Em 2002, haviam 115 elementos conhecidos.
- A maior parte dos elementos foi descoberta entre 1735 e 1843.
- Como organizar 115 elementos diferentes de forma que possamos fazer previsões sobre elementos não descobertos?

O desenvolvimento da tabela periódica

- Ordenar os elementos de modo que reflita as tendências nas propriedades químicas e físicas.
- A primeira tentativa (Mendeleev e Meyer) ordenou os elementos em ordem crescente de massa atômica.
- Faltaram alguns elementos nesse esquema.

Exemplo: em 1871, Mendeleev observou que a posição mais adequada para o As seria abaixo do P, e não do Si, o que deixou um elemento faltando abaixo do Si. Ele previu um número de propriedades para este elemento. Em 1886 o Ge foi descoberto. As propriedades do Ge se equiparam bem à previsão de Mendeleev.

O desenvolvimento da tabela periódica

- A tabela periódica moderna: organiza os elementos em ordem crescente de número atômico.

Carga nuclear efetiva

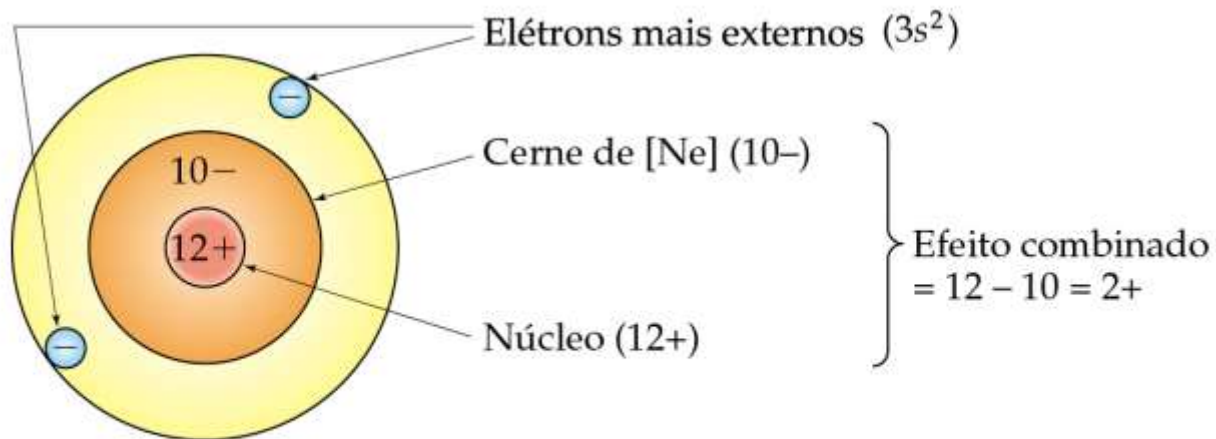
- A carga nuclear efetiva é a carga sofrida por um elétron em um átomo polieletrônico.

Carga nuclear efetiva

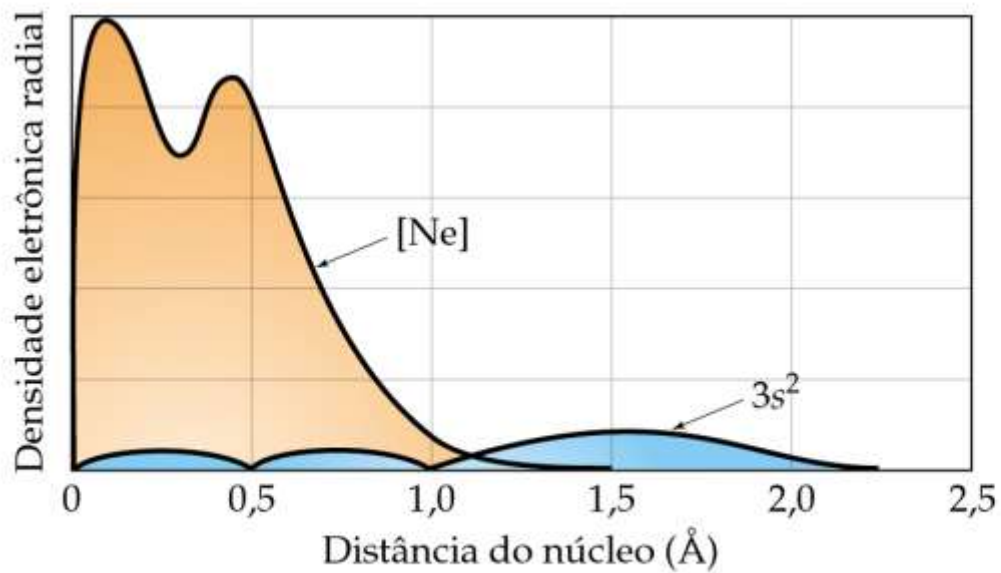
- Os elétrons estão presos ao núcleo, mas são repelidos pelos elétrons que os protegem da carga nuclear.
- A carga nuclear sofrida por um elétron depende da sua distância do núcleo e do número de elétrons mais internos.
- Quando aumenta o número médio de elétrons protetores (S), a carga nuclear efetiva (Z_{eff}) diminui.
- Quando aumenta a distância do núcleo, S aumenta e Z_{ef} diminui.

Carga nuclear efetiva

- Todos os orbitais ns têm a mesma forma, mas tamanhos e números de nós diferentes.
- Considere: He: $1s^2$, Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$ e Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- A densidade eletrônica radial é a probabilidade de se encontrar um elétron a uma determinada distância.



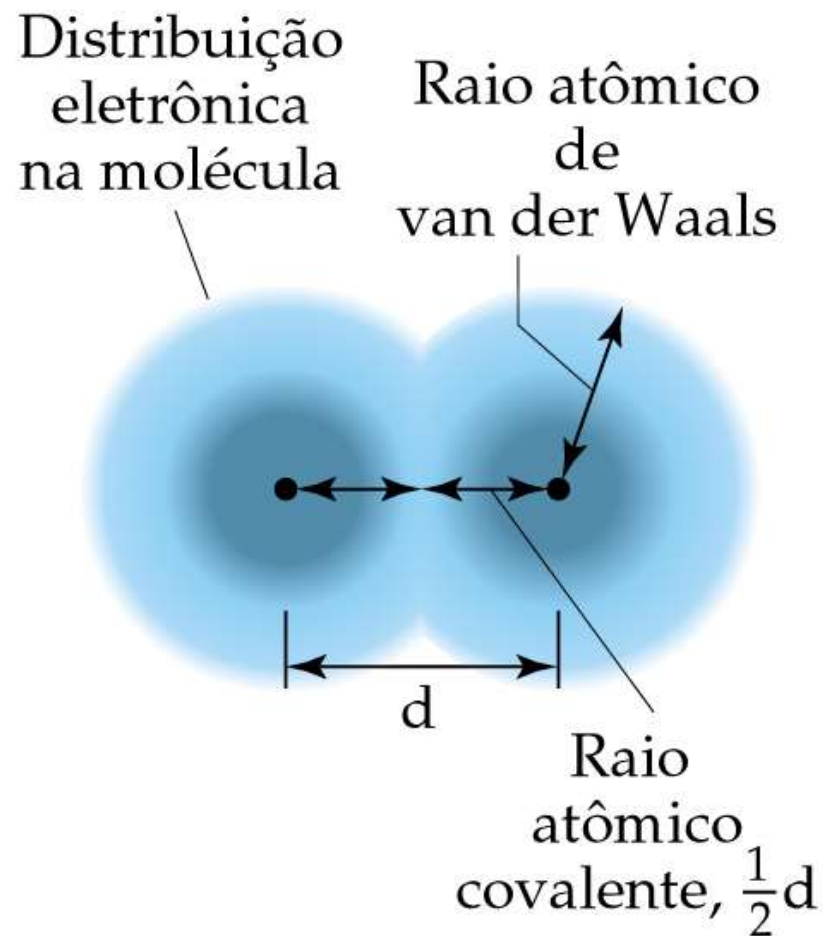
(a)



(b)

Tamanho dos átomos e dos íons

- Considere uma molécula diatômica simples.
- A distância entre os dois núcleos é denominada distância de ligação.
- Se os dois átomos que formam a molécula são os mesmos, metade da distância de ligação é denominada raio covalente do átomo.



Tamanho dos átomos e dos íons

- Quando o número quântico principal aumenta, o tamanho do orbital aumenta.
- Considere os orbitais s .
- Todos os orbitais s são esféricos e aumentam em tamanho quando n aumenta.
- A simetria esférica dos orbitais pode ser vista nos mapas de relevos.
- Mapas de relevos são pontos conectados de densidade eletrônica igual.

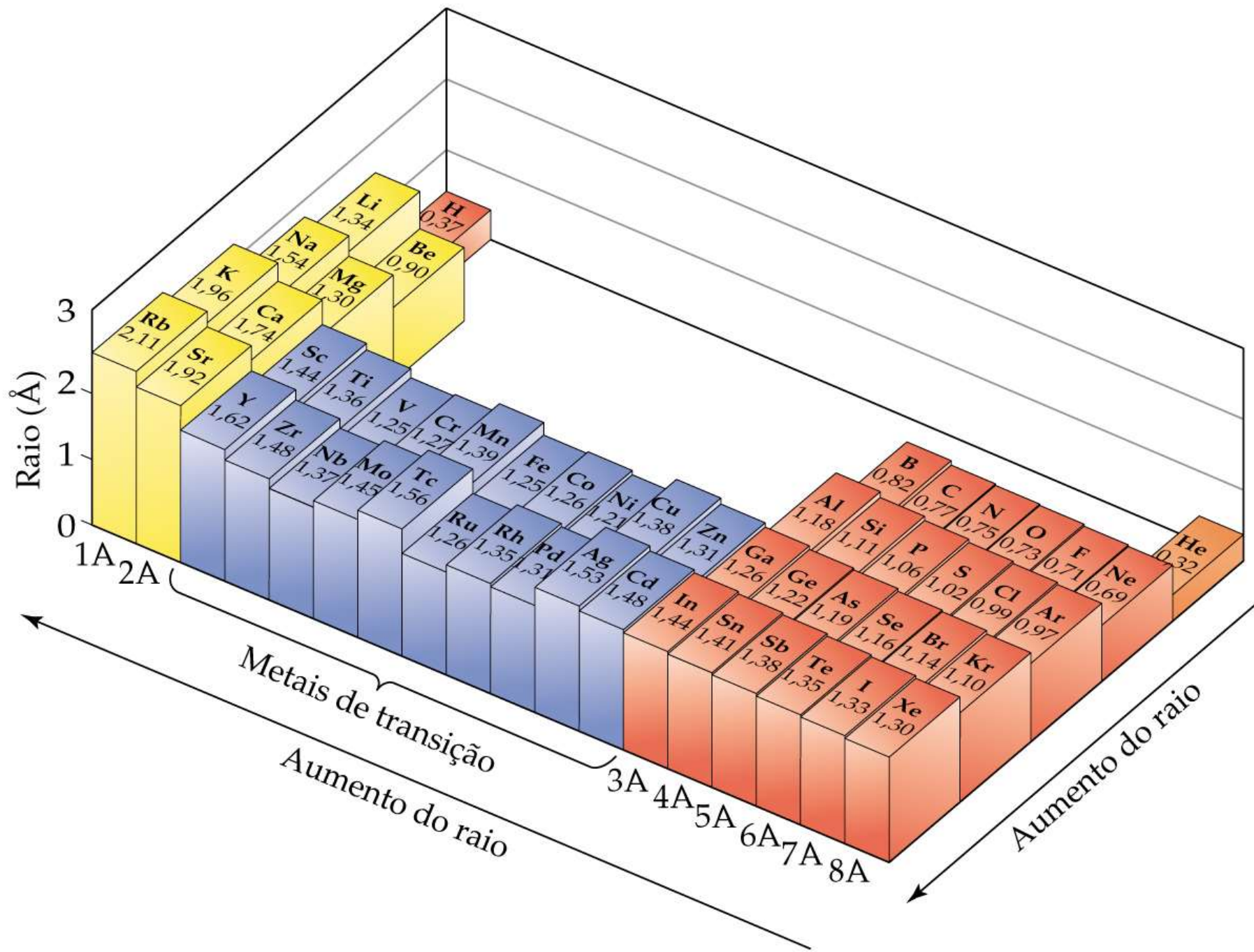
Tamanho dos átomos e dos íons

Tendências periódicas nos raios atômicos

- Como uma consequência do ordenamento na tabela periódica, as propriedades dos elementos variam periodicamente.
- O tamanho atômico varia consistentemente através da tabela periódica.
- Ao descermos em um grupo, os átomos aumentam.
- Ao longo dos períodos da tabela periódica, os átomos tornam-se menores.

Existem dois fatores agindo:

- Número quântico principal, n , e
- a carga nuclear efetiva, Z_{ef} .



Tamanho dos átomos e dos íons

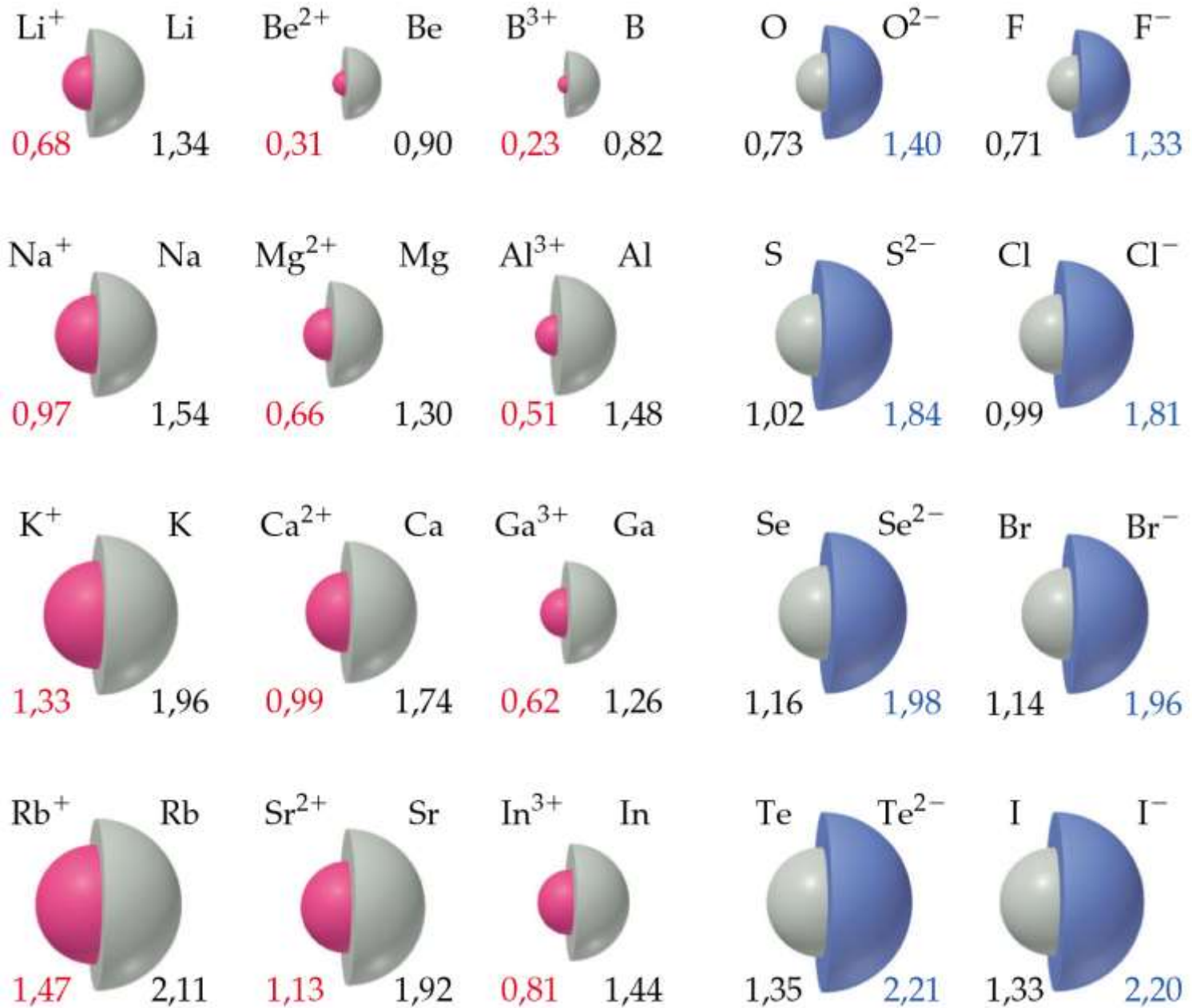
Tendências periódicas nos raios atômicos

- À medida que o número quântico principal aumenta (ex., descemos em um grupo), a distância do elétron mais externo ao núcleo aumenta. Conseqüentemente, o raio atômico aumenta.
- Ao longo de um período na tabela periódica, o número de elétrons mais internos mantém-se constante. Entretanto, a carga nuclear aumenta. Conseqüentemente, aumenta a atração entre o núcleo e os elétrons mais externos. Essa atração faz com que o raio atômico diminua.

Tamanho dos átomos e dos íons

Tendências nos tamanhos dos íons

- O tamanho do íon é a distância entre os íons em um composto iônico.
- O tamanho do íon também depende da carga nuclear, do número de elétrons e dos orbitais que contenham os elétrons de valência.
- Os cátions deixam vago o orbital mais volumoso e são **menores do que os átomos que lhes dão origem.**
- Os ânions adicionam elétrons ao orbital mais volumoso e são **maiores do que os átomos que lhe dão origem.**



Energia de ionização

- A primeira energia de ionização, I_1 , é a quantidade de energia necessária para remover um elétron de um átomo gasoso:



- A segunda energia de ionização, I_2 , é a energia necessária para remover um elétron de um íon gasoso:



- Quanto maior a energia de ionização, maior é a dificuldade para se remover o elétron.

Energia de ionização

Variações nas energias de ionização sucessivas

- Há um acentuado aumento na energia de ionização quando um elétron mais interno é removido.

TABELA 7.2 Valores das energias de ionização sucessivas, I_n , para os elementos do sódio até o argônio (kJ/mol)

Elemento	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6	I_7
Na	496	4.560					
Mg	738	1.450	7.730				
Al	578	1.820	2.750	11.600			
Si	786	1.580	3.230	4.360	16.100		
P	1.012	1.900	2.910	4.960	6.270	22.200	
S	1.000	2.250	3.360	4.560	7.010	8.500	27.100
Cl	1.251	2.300	3.820	5.160	6.540	9.460	11.000
Ar	1.521	2.670	3.930	5.770	7.240	8.780	12.000

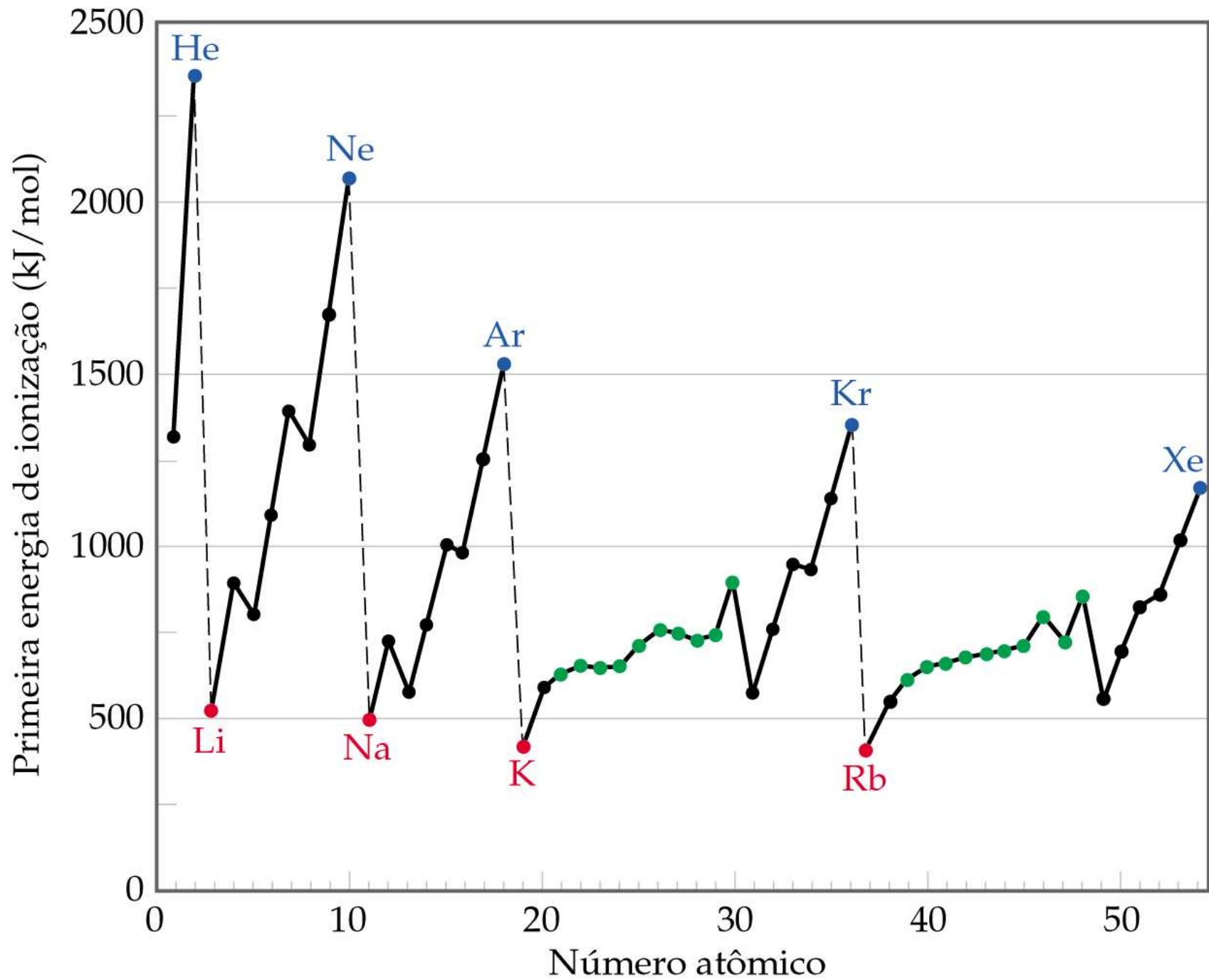
elétrons dos níveis mais internos

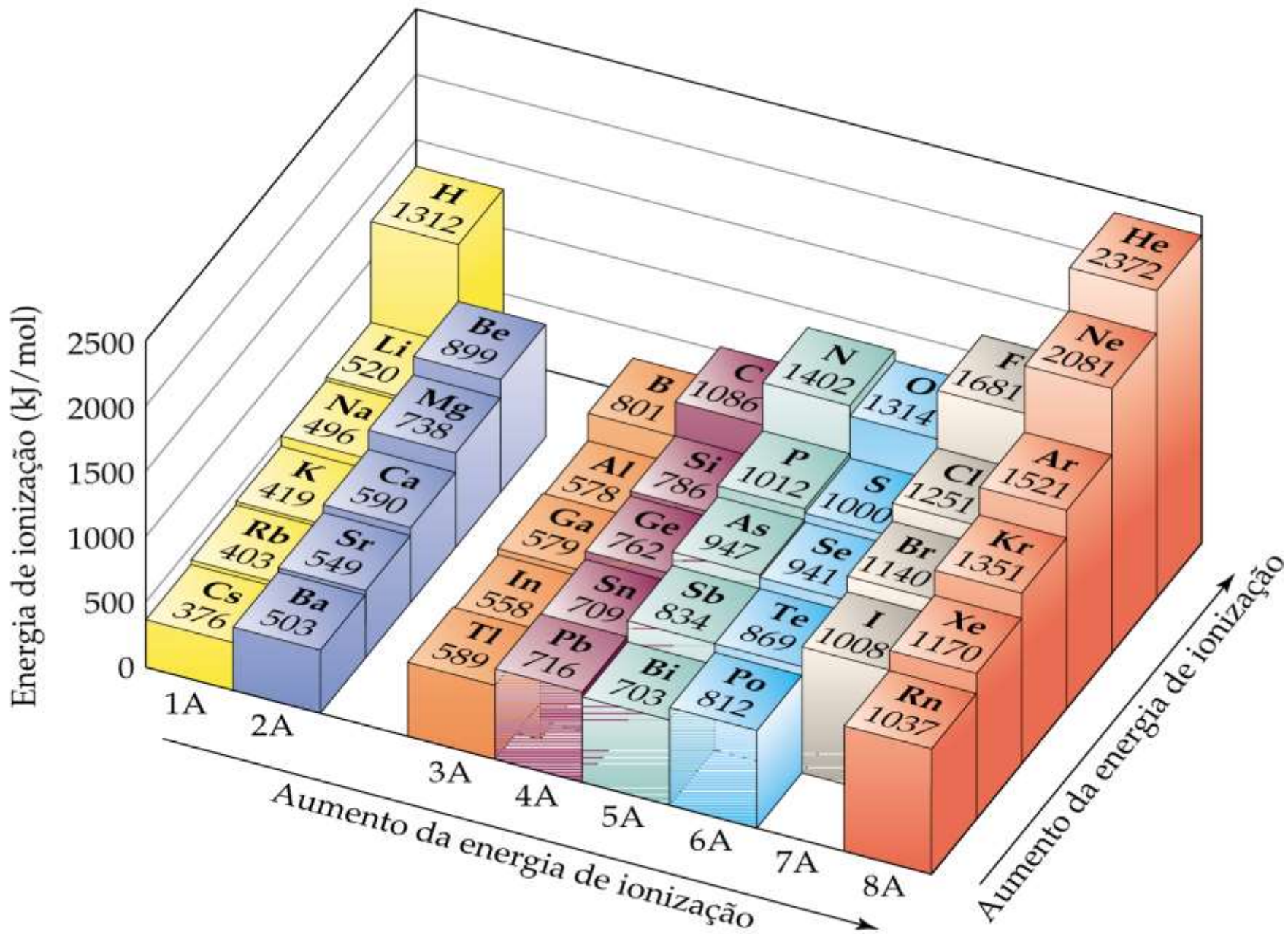
Tendências periódicas nas primeiras energias de ionização

- A energia de ionização diminui à medida que descemos em um grupo.
- Isso significa que o elétron mais externo é mais facilmente removido ao descermos em um grupo.
- À medida que o átomo aumenta, torna-se mais fácil remover um elétron do orbital mais volumoso.
 - Geralmente a energia de ionização aumenta ao longo do período.
 - Ao longo de um período, Z_{ef} aumenta. Consequentemente, fica mais difícil remover um elétron.
- São duas as exceções: a remoção do primeiro elétron p e a remoção do quarto elétron p .

Tendências periódicas nas primeiras energias de ionização

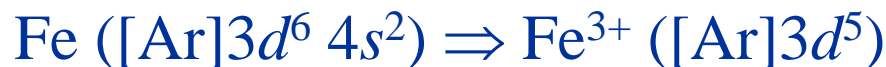
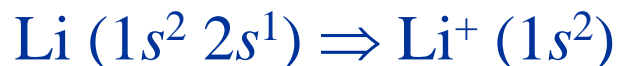
- Os elétrons s são mais eficazes na proteção do que os elétrons p . Conseqüentemente, a formação de s^2p^0 se torna mais favorável.
- Quando um segundo elétron é colocado em um orbital p , aumenta a repulsão elétron-elétron. Quando esse elétron é removido, a configuração s^2p^3 resultante é mais estável do que a configuração inicial s^2p^4 . Portanto, há uma diminuição na energia de ionização.





Configurações eletrônicas de íons

- **Cátions:** os elétrons são primeiramente removidos do orbital com o maior número quântico principal, n :



- **Ânions:** os elétrons são adicionados ao orbital com o mais baixo valor de n disponível:



Afinidades eletrônicas

- A afinidade eletrônica é o oposto da energia de ionização.
- A afinidade eletrônica é a alteração de energia quando um átomo gasoso ganha um elétron para formar um íon gasoso:



- A afinidade eletrônica pode ser tanto exotérmica (como o exemplo acima) quanto endotérmica:



Afinidades eletrônicas

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

Metais, não-metais e metalóides

← Aumento no caráter metálico →

Aumento no caráter metálico ↓

1A 1	2A 2											3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	8A 18																												
1 H												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																												
3 Li	4 Be						8B			11 1B	12 2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																												
11 Na	12 Mg	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8 8	9 9	10 10	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr																									
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																															
		<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="text-align: center;">57 La</td><td style="text-align: center;">58 Ce</td><td style="text-align: center;">59 Pr</td><td style="text-align: center;">60 Nd</td><td style="text-align: center;">61 Pm</td><td style="text-align: center;">62 Sm</td><td style="text-align: center;">63 Eu</td><td style="text-align: center;">64 Gd</td><td style="text-align: center;">65 Tb</td><td style="text-align: center;">66 Dy</td><td style="text-align: center;">67 Ho</td><td style="text-align: center;">68 Er</td><td style="text-align: center;">69 Tm</td><td style="text-align: center;">70 Yb</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">89 Ac</td><td style="text-align: center;">90 Th</td><td style="text-align: center;">91 Pa</td><td style="text-align: center;">92 U</td><td style="text-align: center;">93 Np</td><td style="text-align: center;">94 Pu</td><td style="text-align: center;">95 Am</td><td style="text-align: center;">96 Cm</td><td style="text-align: center;">97 Bk</td><td style="text-align: center;">98 Cf</td><td style="text-align: center;">99 Es</td><td style="text-align: center;">100 Fm</td><td style="text-align: center;">101 Md</td><td style="text-align: center;">102 No</td> </tr> </table>																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	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
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																																
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																																
		Metals																																											
		Metalóides																																											
		Não-metais																																											

Metais, não-metais e metalóides

Metais

- O caráter metálico refere-se às propriedades dos metais (brilhante ou lustroso, maleável e dúctil, os óxidos formam sólidos iônicos básicos e tendem a formar cátions em solução aquosa).
- O caráter metálico aumenta à medida que descemos em um grupo.
- O caráter metálico diminui ao longo do período.
- Os metais têm energias de ionização baixas.
- A maioria dos metais neutros sofre oxidação em vez de redução.

Metais, não-metais e metalóides

Metais

- Quando os metais são oxidados, eles tendem a formar cátions característicos.
- Todos metais do grupo 1A formam íons M^+ .
- Todos metais do grupo 2A formam íons M^{2+} .
- A maioria dos metais de transição têm cargas variáveis.

Metais, não-metais e metalóides

Metais

1A	2A	Metais de transição										3A	4A	5A	6A	7A	8A		
H ⁺																	H ⁻		
Li ⁺														N ³⁻	O ²⁻		F ⁻	GASES	
Na ⁺	Mg ²⁺											Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻		Cl ⁻	E	
K ⁺	Ca ²⁺				Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺					Se ²⁻	Br ⁻	NOBRES	
Rb ⁺	Sr ²⁺												Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺		Te ²⁻	R
Cs ⁺	Ba ²⁺									Pt ²⁺	Au ⁺ Au ³⁺	Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺			Pb ²⁺	Bi ³⁺			S

Metais, não-metais e metalóides

Metais

- A maior parte dos óxidos metálicos são básicos:

Óxido metálico + água → hidróxido metálico



Não-metais

- Os não-metais apresentam um comportamento mais variado do que os metais.
- Quando os não-metais reagem com os metais, os não-metais tendem a ganhar elétrons:

metal + não-metal → sal



Metais, não-metais e metalóides

Não-metais

- A maior parte dos óxidos não-metálicos são ácidos:

óxido não-metálicos + água → ácido



Metalóides

- Os metalóides têm propriedades intermediárias entre os metais e os não-metais.
- Exemplo: o Si tem brilho metálico, mas é quebradiço.
- Os metalóides são famosos na indústria de semicondutores.

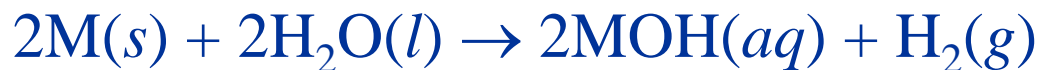
Tendências de grupo para os metais ativos

Grupo 1A: os metais alcalinos

- Todos os metais alcalinos são macios.
- A química é dominada pela perda de seu único elétron s :



- A reatividade aumenta ao descermos no grupo.
- Os metais alcalinos reagem com água para formar MOH e gás hidrogênio:



Tendências de grupo para os metais ativos

Grupo 1A: os metais alcalinos

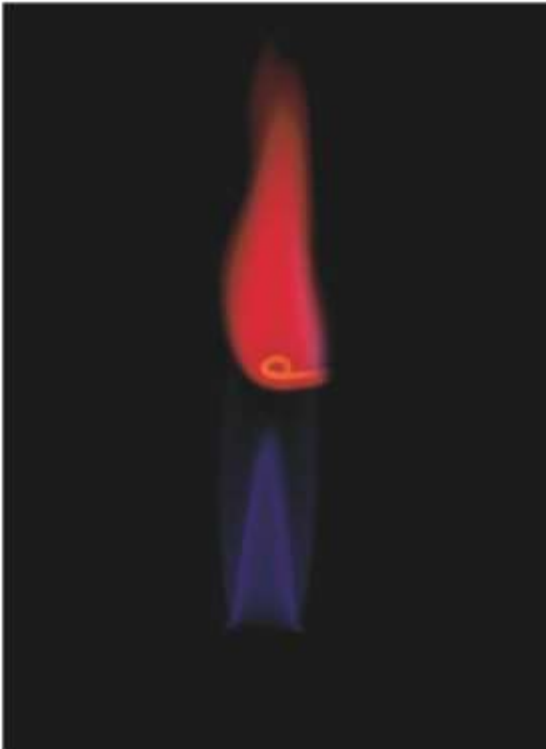
- Os metais alcalinos produzem diferentes óxidos ao reagirem com o O_2 :



- Os metais alcalinos emitem cores características quando colocados em uma chama à alta temperatura.
- O elétron s é excitado por uma chama e emite energia quando retorna ao estado fundamental.

Tendências de grupo para os metais ativos

Grupo 1A: os metais alcalinos



Tendências de grupo para os metais ativos

Grupo 1A: os metais alcalinos

TABELA 7.4 Algumas propriedades dos metais alcalinos

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão (°C)	Densidade (g/cm ³)	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

Tendências de grupo para os metais ativos

Grupo 2A: os metais alcalinos terrosos

TABELA 7.5 Algumas propriedades dos metais alcalinos terrosos

Elemento	Configuração eletrônica	Ponto de fusão (°C)	Densidade (g/cm ³)	Raio atômico (Å)	I_1 (kJ/mol)
Berílio	[He]2s ²	1.287	1,85	0,90	899
Magnésio	[Ne]3s ²	650	1,74	1,30	738
Cálcio	[Ar]4s ²	842	1,54	1,74	590
Estrôncio	[Kr]5s ²	777	2.63	1,92	549
Bário	[Xe]6s ²	727	3,51	2,15	503

Tendências de grupo para os metais ativos

Grupo 2A: os metais alcalinos terrosos

- Os metais alcalinos terrosos são mais duros e mais densos do que os metais alcalinos.
- A química é dominada pela perda de dois elétrons s :



- O Be não reage com água. O Mg reagirá apenas com o vapor de água. Do Ca em diante:



Tendências de grupo para alguns não- metais

Hidrogênio

- O hidrogênio é um elemento singular.
- Muito frequentemente ocorre como um gás diatômico incolor, H₂.
- Ele pode tanto ganhar outro elétron para formar o íon hidreto, H⁻, como perder seu elétron para formar H⁺:



- O H⁺ é um próton.
- A química aquosa do hidrogênio é dominada pelo H⁺(aq).

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 6A: o grupo do oxigênio

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

Tendências de grupo para alguns não- metais

Grupo 6A: O Grupo do Oxigênio

- Ao descermos no grupo, o caráter metálico aumenta (o O₂ é um gás, o Te é um metalóide, o Po é um metal).
- Há duas formas importantes de oxigênio: O₂ e ozônio (O₃). O ozônio pode ser preparado a partir do oxigênio:



- O ozônio possui um cheiro pungente e é tóxico.

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 6A: o grupo do oxigênio

- O oxigênio (ou dióxigênio, O_2) é um agente de oxidação potente, uma vez que o íon O^{2-} tem uma configuração de gás nobre.
- Existem dois estados de oxidação para o oxigênio: 2- (por exemplo, H_2O) e 1- (por exemplo, H_2O_2).
- O enxofre é outro importante membro desse grupo.
- A forma mais comum do enxofre é o S_8 amarelo.
- O enxofre tende a formar S^{2-} nos compostos (sulfetos).

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 7A: os halogênios

TABELA 7.7 Algumas propriedades dos halogênios

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

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 7A: os halogênios

- A química dos halogênios é dominada pelo ganho de um elétron para formar um ânion:



- O flúor é uma das substâncias mais reativas que se conhece:



- Todos os halogênios consistem de moléculas diatômicas (X_2).

Tendências de grupo para alguns não- metais

Grupo 7A: os halogênios

- O cloro é o halogênio mais utilizado industrialmente. Ele é produzido pela eletrólise do sal grosso (NaCl):



- A reação entre o cloro e a água produz ácido hipocloroso (HOCl) que desinfeta a água de piscina:



- Todos os compostos dos halogênios com hidrogênio são ácidos fortes, com exceção do HF.

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 8A: os gases nobres

TABELA 7.8 Algumas propriedades dos gases nobres

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

Tendências de grupo para alguns não-metais

Grupo 8A: os gases nobres

- Todos esses são não-metais e monoatômicos.
- Eles são notoriamente não-reativos porque têm os subníveis *s* e *p* completamente preenchidos.
- Em 1962 o primeiro composto de gases nobres foi preparado: XeF_2 , XeF_4 e XeF_6 .
- Até agora, os únicos outros compostos de gases nobres conhecidos são o KrF_2 e o HArF .