

# A Tabela Periódica

## A Descoberta da Lei Periódica

- J. W. Döbereiner (1829): tríades

Cloro	35,5
Bromo	79,9
Iodo	126,9

Cálcio	40,1
Estrôncio	87,6
Bário	137,3

Enxofre	32,1
Selênio	79,0
Telúrio	127,6

- A. de Chancourtois (1862): parafuso telúrico
- John Newlands (1864): lei das oitavas
- L. Meyer (1864) e D. Mendeleev (1869): descobriram a Lei Periódica

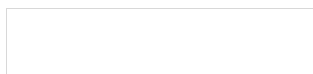


Tabelle II.

Reihen	Gruppe I. R <sup>0</sup>	Gruppe II. R <sup>0</sup>	Gruppe III. R <sup>0</sup>	Gruppe IV. RR <sup>0</sup> R <sup>0</sup>	Gruppe V. RR <sup>0</sup> R <sup>0</sup>	Gruppe VI. RR <sup>0</sup> R <sup>0</sup>	Gruppe VII. RR <sup>0</sup> R <sup>0</sup>	Gruppe VIII. R <sup>0</sup>
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=106.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Co=140	—	—	—	—
9	(—)	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	—
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	—

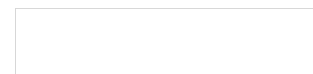


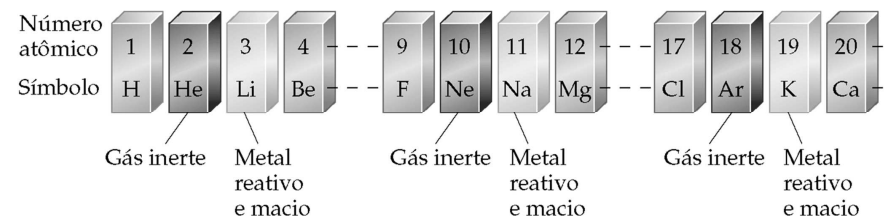
Tabela Periódica de Mendeleev com Pesos Atômicos

	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
1	H 1							
2	Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5	
4	K 39	Ca 40	— 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe 56 Co 59 Ni 59
5	Cu 63	Zn 65	— 68	— 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	Yt 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	— 100	Ru 104 Rh 104 Pd 106
7	Ag 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128	I 127	
8	Cs 133	Ba 137	Di 138?	Co 140?				
9								
10			Er 178	La 180	Ta 182	W 184		Os 195 Ir 197 Pt 198
11	Au 199	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208			
12				Th 231		U 240		



## Lei Periódica

- A tabela periódica é utilizada para organizar os 114 elementos de modo sistemático.
- Se os elementos químicos forem ordenados de acordo com o aumento do **número atômico**, pode-se observar a repetição periódica das suas propriedades.



## A Tabela Periódica Moderna

- Em 2002 haviam 115 elementos conhecidos. Hoje são reconhecidos 118 elementos pela IUPAC.
- A maior parte dos elementos foi descoberta entre 1735 e 1843.
- As linhas horizontais chamam-se *períodos* (1 a 7).
- As colunas chamam-se *grupos* (1A a 8A ou 1 a 18), cada uma representando uma família de elementos.
- As colunas se dividem em dois subgrupos:
  - A: elementos principais ou representativos (1,2, 13 a 18).
  - B: chamado de elementos de transição (3 a 12).

© 2005 by Pearson Education

- Os metais estão localizados no lado esquerdo da tabela periódica (a maioria dos elementos são metais).
- Os não-metais estão localizados na parte superior do lado direito da tabela periódica.
- Os elementos com propriedades similares, tanto aos metais quanto como não-metais, são chamados metalóides e estão localizados no espaço entre os metais e os não-metais.

© 2005 by Pearson Education

- Alguns dos grupos na tabela periódica recebem nomes especiais, que indicam as similaridades entre os membros de um grupo:

Grupo 1A (1): Metais alcalinos

Grupo 2A (2): Metais alcalinos terrosos

Grupo 6A (16): Calcogênios

Grupo 7A (17): Halogênios

Grupo 8A (18): Gases nobres

© 2005 by Pearson Education

**IUPAC Periodic Table of the Elements**

1											2																		
1 H Hydrogen (1.008, 1.00803)											2 He Helium 4.003																		
3 Li Lithium (6.941, 6.941)	4 Be Beryllium 9.0122											5 B Boron (10.81, 10.811)	6 C Carbon (12.011, 12.0107)	7 N Nitrogen (14.007, 14.0064)	8 O Oxygen (15.999, 15.9994)	9 F Fluorine (18.998, 18.9984)	10 Ne Neon 20.180												
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium (24.305, 24.304)											13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon (28.086, 28.0855)	15 P Phosphorus (30.974, 30.9738)	16 S Sulfur (32.06, 32.0595)	17 Cl Chlorine (35.45, 35.453)	18 Ar Argon 39.948												
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078(4)	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.887	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938(2)	26 Fe Iron 55.845(2)	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546(3)	30 Zn Zinc 65.38(2)	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.630(8)	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.971(8)	35 Br Bromine (79.904, 79.904)	36 Kr Krypton 83.798(2)												
37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224(2)	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium 98.906	44 Ru Ruthenium 101.07(2)	45 Rh Rhodium 102.91	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.87	48 Cd Cadmium 112.41	49 In Indium 114.82	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.757	52 Te Tellurium 127.6(3)	53 I Iodine 126.905	54 Xe Xenon 131.29												
55 Cs Cesium 132.91	56 Ba Barium 137.33	lanthanoids		72 Hf Hafnium 178.49(3)	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.222	78 Pt Platinum 195.084	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium (204.38, 204.38)	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium 209	85 At Astatine 209	86 Rn Radon 222											
87 Fr Francium	88 Ra Radium	actinoids		104 Rf Rutherfordium	105 Db Dubnium	106 Sg Seaborgium	107 Bh Bohrium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerium	110 Ds Darmstadtium	111 Rg Roentgenium	112 Cn Copernicium	113 Nh Nihonium	114 Fl Flerovium	115 Mc Moscovium	116 Lv Livermorium	117 Ts Tennessine	118 Og Oganesson											
57 La Lanthanum 138.91	58 Ce Cerium 140.12	59 Pr Praseodymium 140.91	60 Nd Neodymium 144.24	61 Pm Promethium	62 Sm Samarium 150.36(2)	63 Eu Europium 151.96	64 Gd Gadolinium 157.25(3)	65 Tb Terbium 158.93	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.93	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.93	70 Yb Ytterbium 173.05	71 Lu Lutetium 174.967	89 Ac Actinium 227.04	90 Th Thorium 232.04	91 Pa Protactinium 231.04	92 U Uranium 238.03	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Americium	96 Cm Curium	97 Bk Berkelium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobelium	103 Lr Lawrencium

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY

For notes and updates to this table, see [www.iupac.org](http://www.iupac.org). This version is dated 28 November 2016. Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

© 2005 by Pearson Education

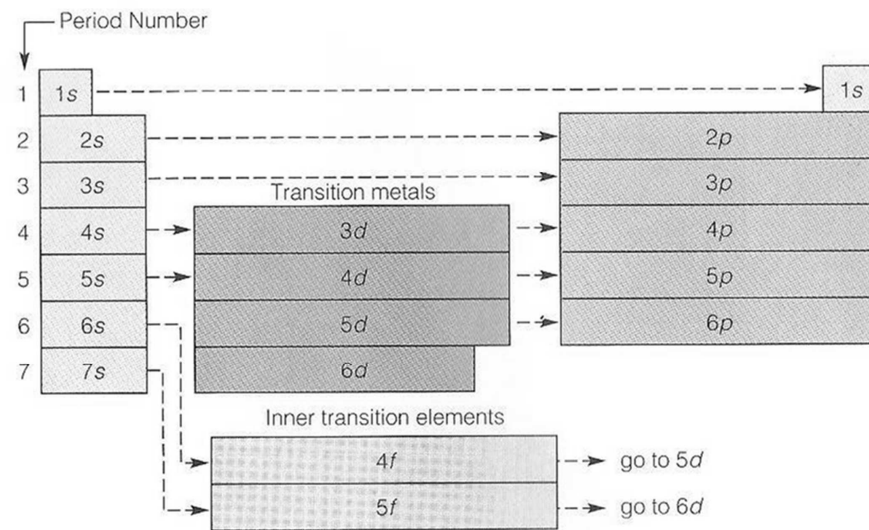
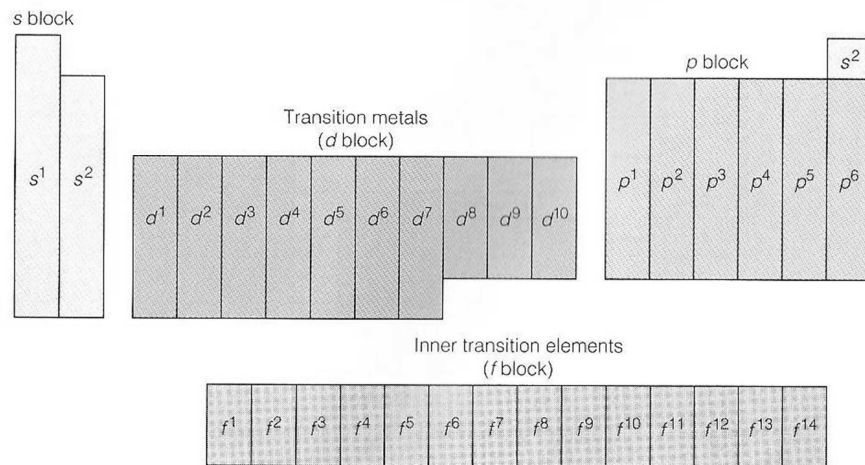
## Periodicidade nas Configurações Eletrônicas

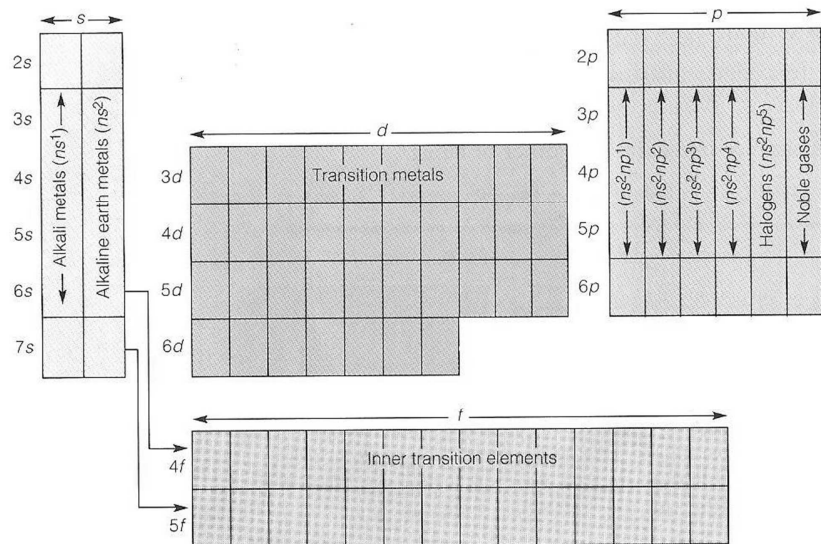
- A tabela periódica pode ser utilizada como um guia para as configurações eletrônicas.
- O número do período é o valor de  $n$  (número da camada de valência).
- Elementos dos grupos 1A e 2A (1 e 2) têm o orbital  $s$  preenchido (configurações  $ns^1$  e  $ns^2$ ).
- Elementos dos grupos 3A-8A (13-18) têm o orbital  $p$  preenchido (configurações  $ns^2np^1$  a  $ns^2np^6$ ).
- A configuração  $ns^2np^6$  é especialmente estável (Regra do Octeto).

© 2005 by Pearson Education

- Os elementos dos grupos 3B-2B (3-12) têm o orbital  $d$  preenchido. Cada série horizontal de elementos de transição corresponde ao preenchimento do subnível  $d$  da camada  $n-1$  desses átomos (existem 10 elementos de transição nos períodos 4 e 5)
- Os lantanóides e os actinóides têm o orbital  $f$  preenchido. Na série dos lantanóides e actinóides, o subnível a ser preenchido é o  $f$  do nível  $n-2$  desses átomos (existem 14 lantanóides e 14 actinóides)

© 2005 by Pearson Education






### Exercício

Predizer as configurações eletrônicas dos últimos elétrons dos seguintes elementos, baseada em suas posições na tabela periódica:

- |                       |                       |
|-----------------------|-----------------------|
| a) ${}_{48}\text{Cd}$ | g) ${}_{93}\text{Np}$ |
| b) ${}_{55}\text{Cs}$ | h) ${}_{76}\text{Os}$ |
| c) ${}_{64}\text{Gd}$ | i) ${}_{15}\text{P}$  |
| d) ${}_{19}\text{K}$  | j) ${}_{50}\text{Sn}$ |
| e) ${}_{36}\text{Kr}$ | k) ${}_{43}\text{Tc}$ |
| f) ${}_{71}\text{Lu}$ | l) ${}_{23}\text{V}$  |

### Periodicidade na Valência

- Para estabelecer a relação entre *valência* e o arranjo da tabela periódica, define-se valência como capacidade de combinação, desconsiderando a natureza das ligações envolvidas ou a carga, se for o caso.
- Consideremos as fórmulas de vários compostos binários:

HCl, cloreto de hidrogênio	NaH, hidreto de sódio
H <sub>2</sub> O, água	CaH <sub>2</sub> , hidreto de cálcio
NH <sub>3</sub> , amônia	CH <sub>4</sub> , metano

Em cada um desses compostos *um átomo de algum elemento se combina com um ou mais átomos de hidrogênio*. Logo, as capacidades de combinação (ou valências) dos outros átomos são iguais ou maiores que aquela do hidrogênio.

Atribuindo a valência 1 para o hidrogênio, a dos demais elementos pode ser definida como o número de átomos de hidrogênio (ou cloro) que se combinam com um átomo deles.

Cl e Na	1
O e Ca	2
N	3
C	4

A relação entre as valências típicas dos elementos representativos e suas posições na tabela periódica pode ser expressa por duas equações simples:

**Grupos I a IV:** Valência = Número do Grupo (G)

**Grupos V a VIII:** Valência = 8-G

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H HCl							He -
Li LiCl	Be BeCl <sub>2</sub>	B BF <sub>3</sub>	C CH <sub>4</sub>	N NH <sub>3</sub>	O H <sub>2</sub> O	F HF	Ne -
Na NaF	Mg MgCl <sub>2</sub>	Al AlCl <sub>3</sub>	Si SiH <sub>4</sub>	P PH <sub>3</sub>	S H <sub>2</sub> S	Cl HCl	Ar -

A previsão da valência dos elementos de transição é menos direta, mas algumas generalizações podem ser feitas.

Os elementos de transição apresentam tipicamente várias valências, sendo 2 a mais baixa.

A valência mais alta é 2 mais a posição do elemento em seu período, lendo da esquerda para a direita.

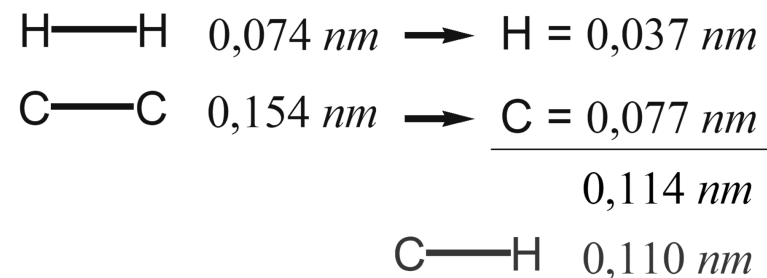
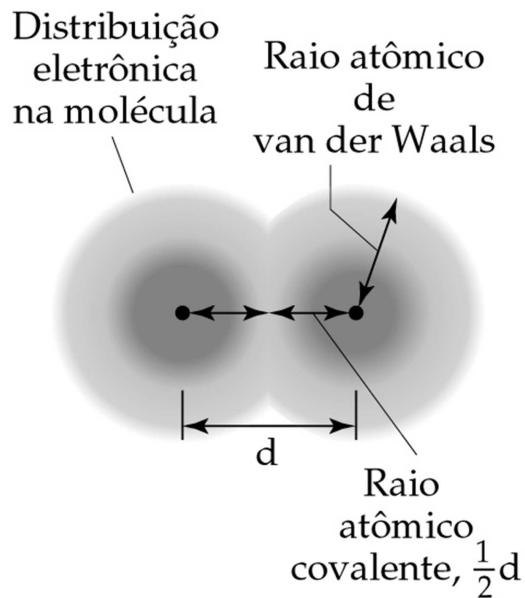
A valência máxima é 7 e ocasionalmente 8; após atingir o máximo as valências diminuem para a direita, de tal modo que 2 é a valência máxima para Zn, Cd e Hg.

## Exercícios

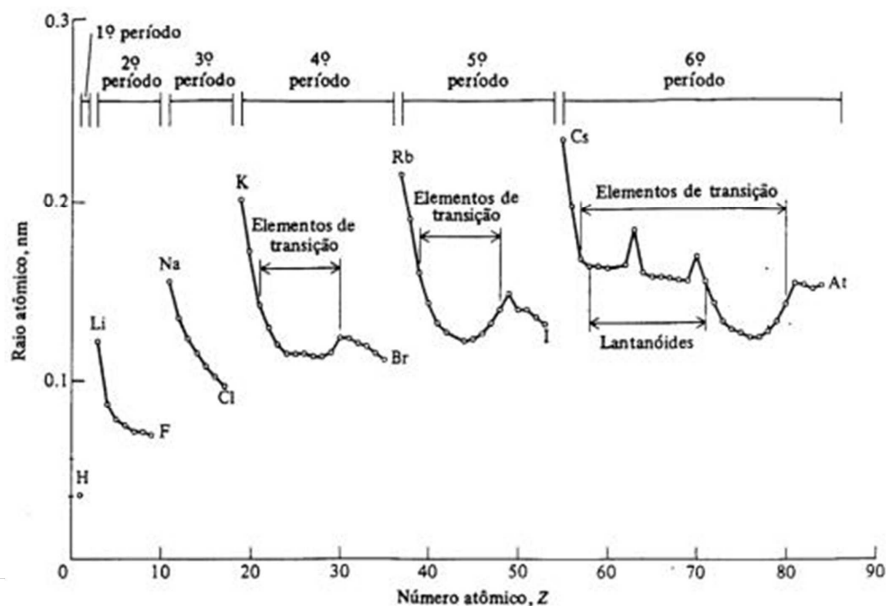
- 1) Predizer as fórmulas dos seguintes compostos: a) iodeto de germânio; b) óxido de gálio; c) seleneto de hidrogênio; d) carbeto de alumínio; e) nitreto de potássio; f) fosfeto de cálcio.
- 2) Predizer as valências máximas e mínimas dos seguintes metais de transição: a) manganês; b) tungstênio; c) cromo; d) vanádio. Dê exemplos de fórmulas de substâncias (reais) que apresentam as valências calculadas.

## O tamanho de Átomos e Íons

- O tamanho de um átomo não é constante; ele depende da ligação química do átomo, que por sua vez influencia o tamanho da nuvem eletrônica.
- 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.



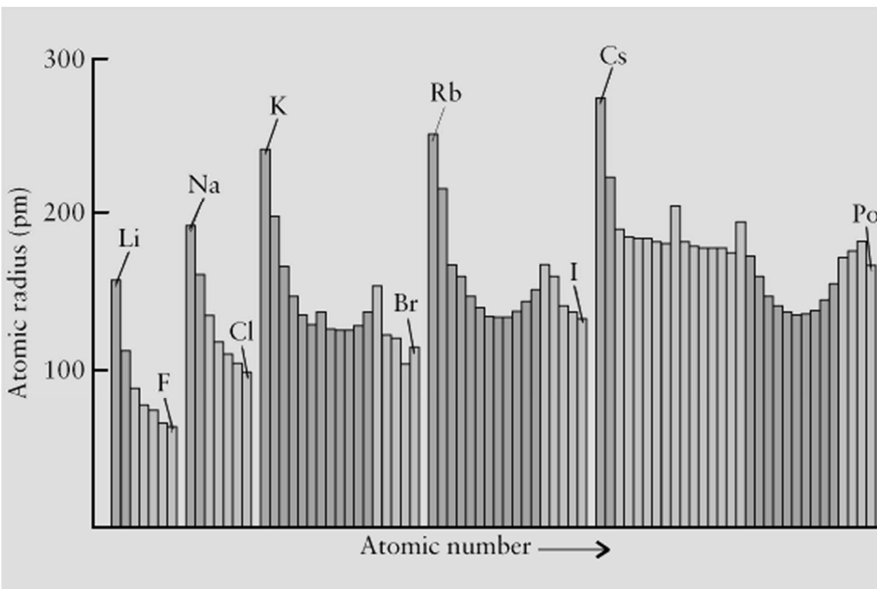
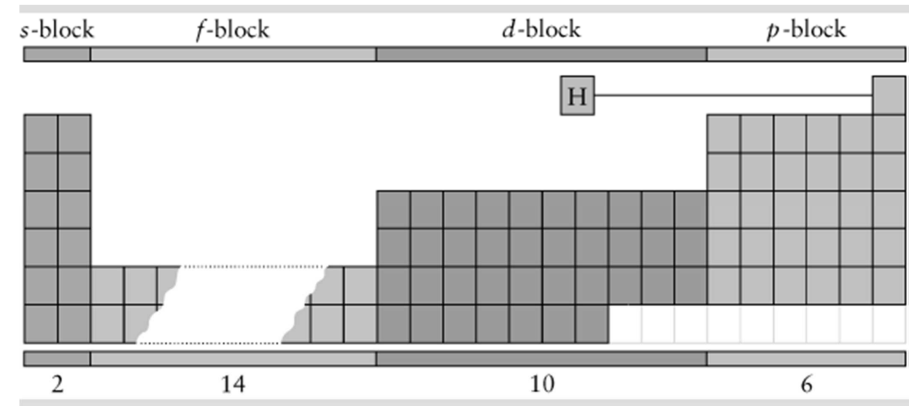
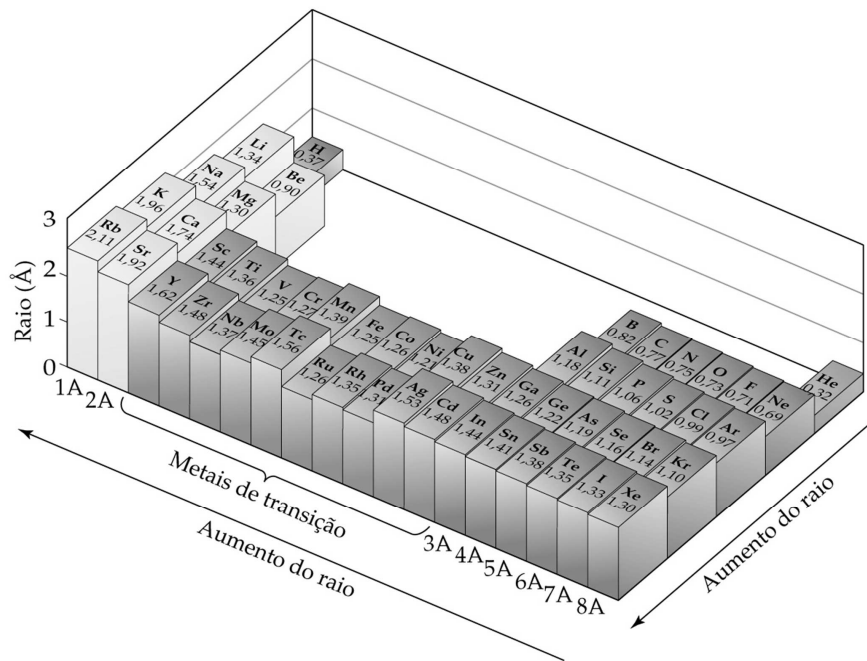
© 2005 by Pearson Education



### Tendências periódicas nos raios atômicos

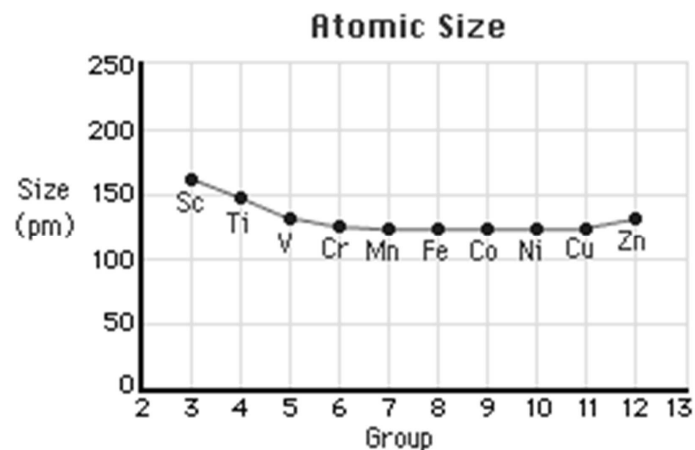
- O tamanho atômico varia consistentemente através da tabela periódica.
- Ao descermos em um grupo, os átomos aumentam.
- Ao longo dos períodos, os átomos tornam-se menores.
- À medida que o número quântico principal aumenta (ex., descemos em um grupo), a distância do elétron mais externo ao núcleo aumenta. Conseqüentemente, o raio atômico aumenta.
- Ao longo de um período, o número de elétrons mais internos mantém-se constante, mas 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.

© 2005 by Pearson Education



- No caso dos elementos de transição, o decréscimo do tamanho não é tão dramático, porque a adição de elétrons é feita no subnível  $(n-1)d$ , e não na camada de valência.
- A força de repulsão dos elétrons da camada  $(n-1)$  com os elétrons de valência compensa a força de atração que o núcleo exerce sobre os elétrons de valência.
- Isso é chamado *efeito de blindagem*.

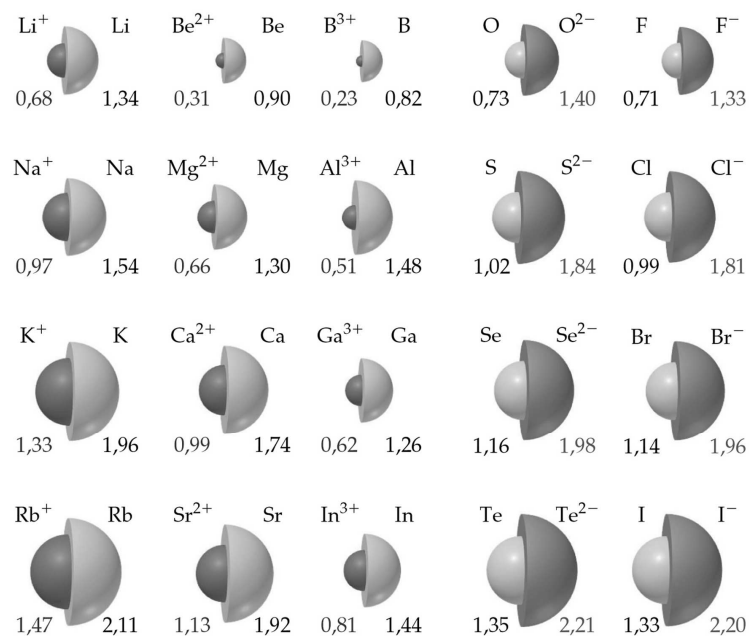
	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
K	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
L	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8
M	9	10	11	13	13	14	15	16	18	18
N	2	2	2	1	2	2	2	2	1	2
Raio (nm)	0,144	0,132	0,122	0,118	0,117	0,117	0,116	0,115	0,117	0,125



## 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 externo e são **menores do que os átomos que lhes dão origem.**
- Os ânions adicionam elétrons ao orbital mais externo e são **maiores do que os átomos que lhe dão origem.**

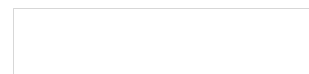
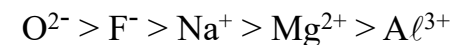
© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

Espécie:	C <sup>4+</sup>	C	C <sup>4-</sup>
Raio (nm)	0,016	0,077	0,260

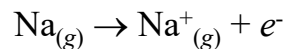
- Para íons de mesma carga, o tamanho do íon aumenta à medida que descemos em um grupo na tabela periódica.
- Todos os membros de uma **série isoeletrônica** têm o mesmo número de elétrons.
- Quando a carga nuclear aumenta em uma série isoeletrônica, os íons tornam-se menores :



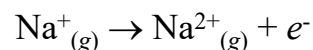


## Energia de Ionização

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

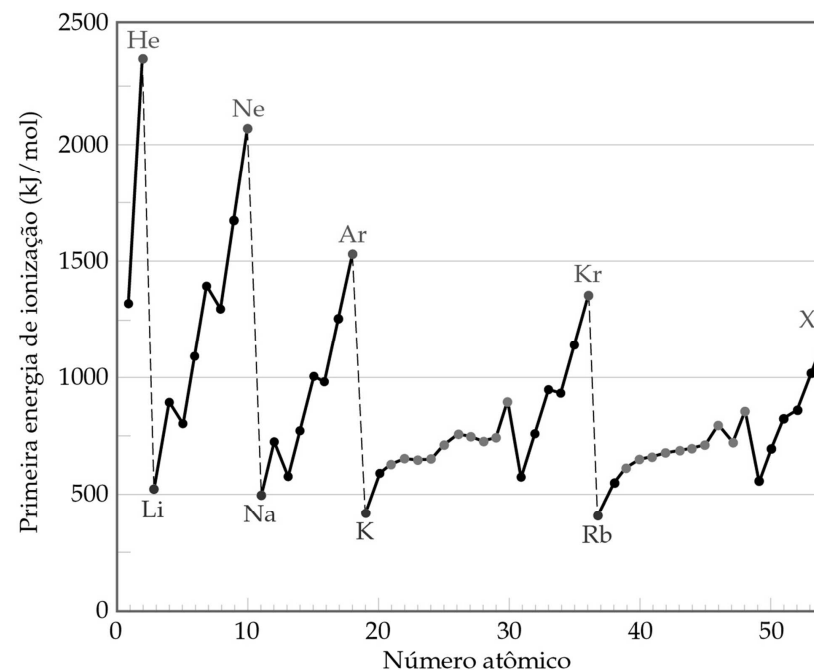


- A segunda energia de ionização,  $I_2$ , é a energia necessária para remover um elétron de um íon gasoso:



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

© 2005 by Pearson Education



## Tendências periódicas nas 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 elétrons de orbitais mais externos.
- 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.

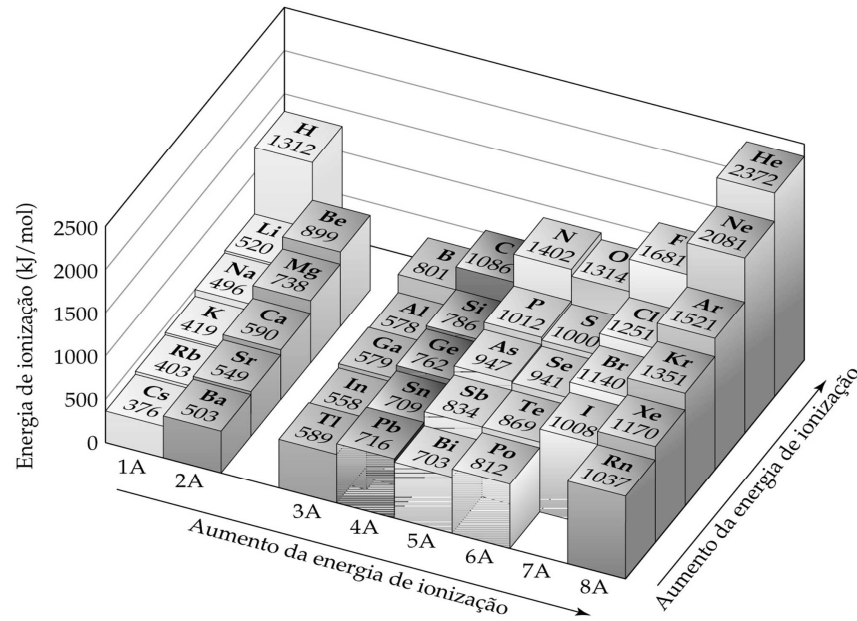
© 2005 by Pearson Education

- São duas as exceções: a remoção do primeiro elétron  $p$  e a remoção do quarto elétron  $p$ .
- 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.

© 2005 by Pearson Education

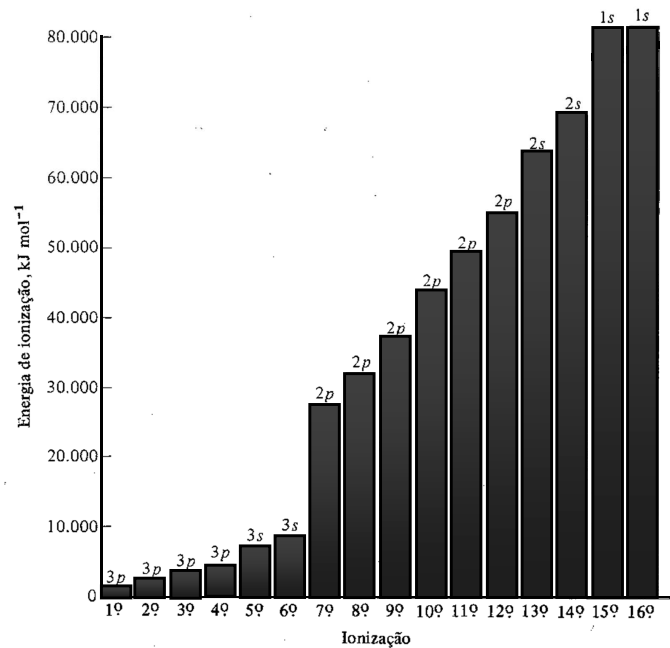
## Variações nas energias de ionização sucessivas

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



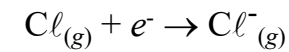
Elemento	I <sub>1</sub>	I <sub>2</sub>	I <sub>3</sub>	I <sub>4</sub>	I <sub>5</sub>	I <sub>6</sub>	I <sub>7</sub>
Na	496	4.560	elétrons dos níveis mais internos				
Mg	738	1.450	7.730				
Al	578	1.820	2.750	11.600			
Si	786	1.580	3.230	4.360	16.100		
P	1.012	1.900	2.910	4.960	6.270	22.200	
S	1.000	2.250	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

© 2005 by Pearson Education

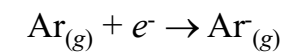


## Afinidade Eletrônica

- 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:

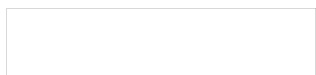
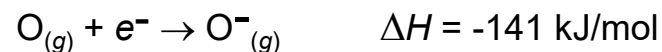


- A afinidade eletrônica pode ser tanto exotérmica quanto endotérmica:



© 2005 by Pearson Education

- Considere o processo de mover um elétron distante para um átomo neutro. Em primeira aproximação o átomo é uma unidade neutra no espaço, e não exerce qualquer força de atração ou repulsão sobre o elétron que se aproxima.
- Quando o elétron se aproxima suficientemente o bastante para formar um íon ( $-1$ ), sua atração pelo núcleo e repulsão pelos outros elétrons devem ser levados em conta. Se a força de atração excede a de repulsão, a energia do íon ( $-1$ ) é mais baixa que a do átomo e elétron separados; ocorre então liberação de energia. Por exemplo:



- Por outro lado, se a força de repulsão excede a de atração, a energia do íon é mais alta que a do átomo e elétron separados. Assim, para que o processo ocorra deve haver absorção de energia:



- As afinidades eletrônicas são mais difíceis de medir que a energias de ionização ou raios atômicos. Por isso não existem dados para muitos elementos e, para outros, os dados são conflitantes.
- Entretanto dois conjuntos de valores são evidentes: um conjunto de valores endotérmicos e outro de valores exotérmicos.

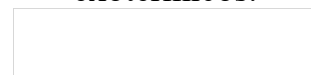
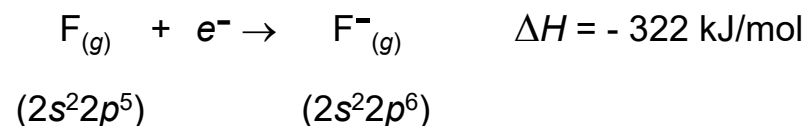


TABELA DE AFINIDADES ELETRÔNICAS  
(Valores em kJ/mol)

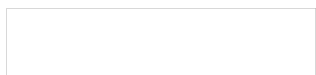
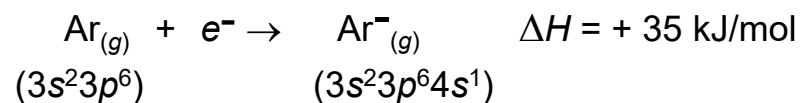
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H -72							He 21
Li -60	Be 241	B -23	C -123	N 7	O -142	F -322	Ne 29
Na -53	Mg 231	Al -44	Si -120	P -74	S -201	Cl -348	Ar 35
K -48	Ca 156	Ga -36	Ge -116	As -77	Se -195	Br -324	Kr 39
Rb -47	Sr 120	In -34	Sn -121	Sb -101	Te -190	I -295	Xe 41
Cs -45	Ba 52	Tl -48	Pb -101	Bi -101	Po -174		



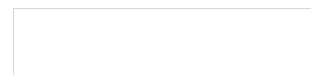
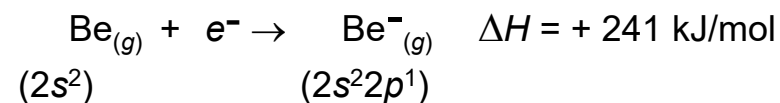
- Os processos mais exotérmicos ocorrem quando a captura de um elétron produz um íon que é isoeletrônico ao átomo de um gás nobre. Os exemplos incluem os halogênios, para os quais os valores de  $\Delta H$  estão na faixa de  $-300$  a  $-350$  kJ/mol.



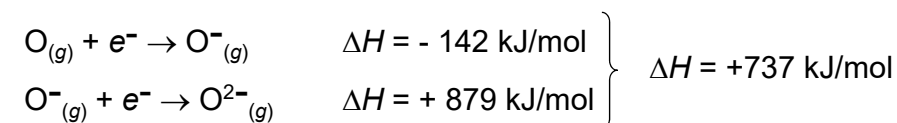
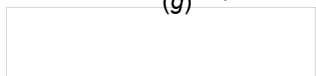
- Os processos mais endotérmicos ocorrem quando o elétron capturado deve entrar uma nova camada ou subcamada. O primeiro caso é exemplificado pelos gases nobres; quando um elétron capturado entra numa nova camada, ele está mais afastado do núcleo que o atrai e é repellido pelos elétrons das camadas intermediárias.



- A entrada de um elétron em uma subcamada é exemplificada pelos elementos do Grupo II, que têm a configuração  $ns^2$ . O elétron capturado deve entrar numa camada com orbitais  $p$  e novamente a atração pelo núcleo mais distante não é compensada pela repulsão dos elétrons nas camadas e subcamadas intermediárias.



- As afinidades eletrônicas de íons diferem das de átomos neutros de maneira esperada. Um íon negativo repele um elétron, de forma que se deve transferir trabalho para forçar outro elétron nele. Já um íon positivo atrai um elétron de forma que há liberação de energia quando o elétron é recebido.



- É importante lembrar que os processos que envolvem energia de ionização e afinidade eletrônica se referem a *átomos isolados*, e não átomos em substância comuns ligados a outros átomos. Por isso alguns dados de energia de ionização e afinidade eletrônica podem parecer conflitantes com nossos conhecimentos sobre reações químicas de algumas substâncias.

