

Química Geral 1 - Aula 19

- Universidade Estadual do Norte Fluminense
Darcy Ribeiro
- Laboratório de Ciências Químicas – LCQUI
- Prof. Sergio Luis Cardoso

Energia de ionização

- A primeira energia de ionização, I_1 , é a quantidade de energia necessária para remover um elétron de um átomo gasoso, isolado e em seu estado fundamental:



- 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.

Variações nas energias de ionização sucessivas

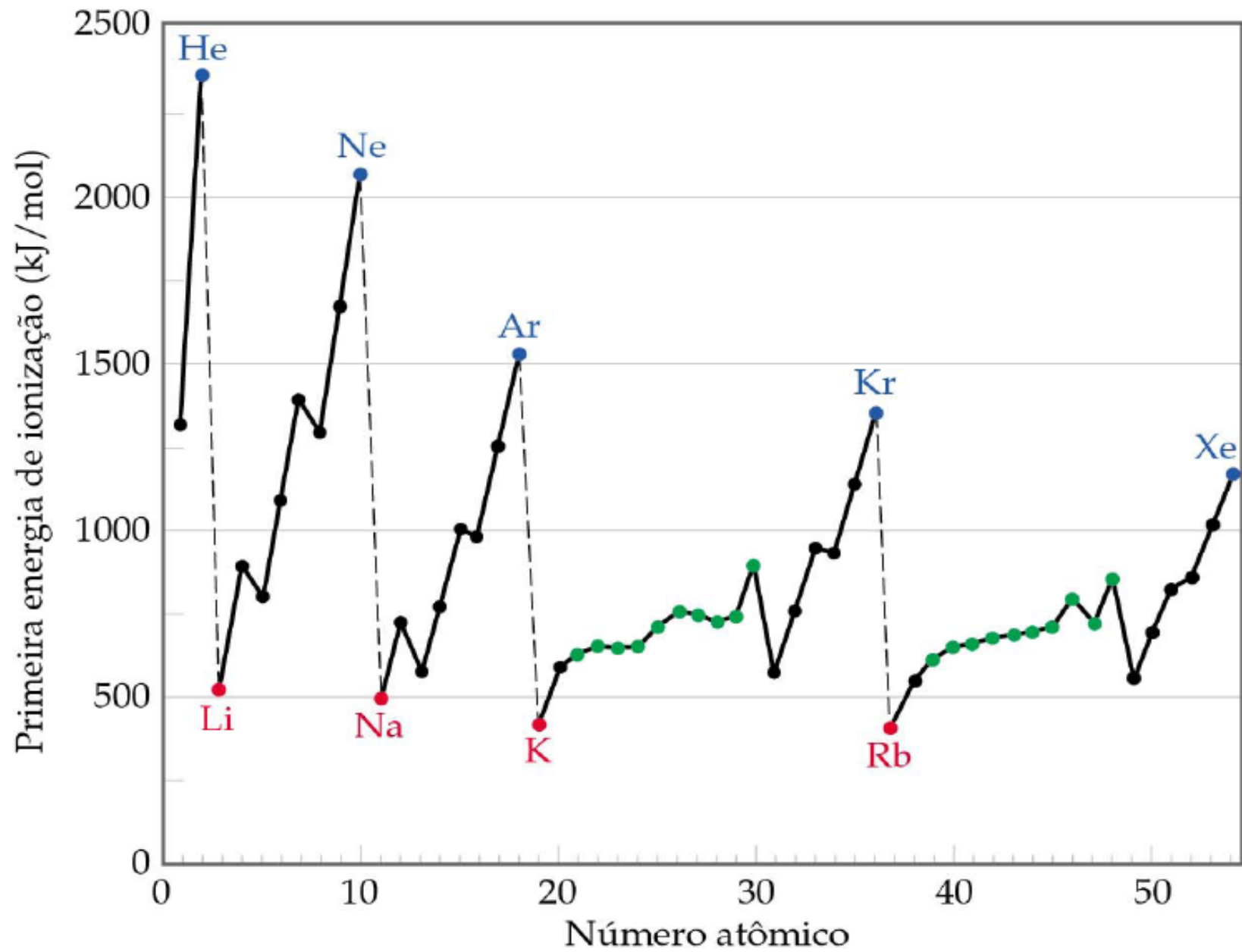
- Há um acentuado aumento na energia de ionização quando um elétron mais interno é removido.

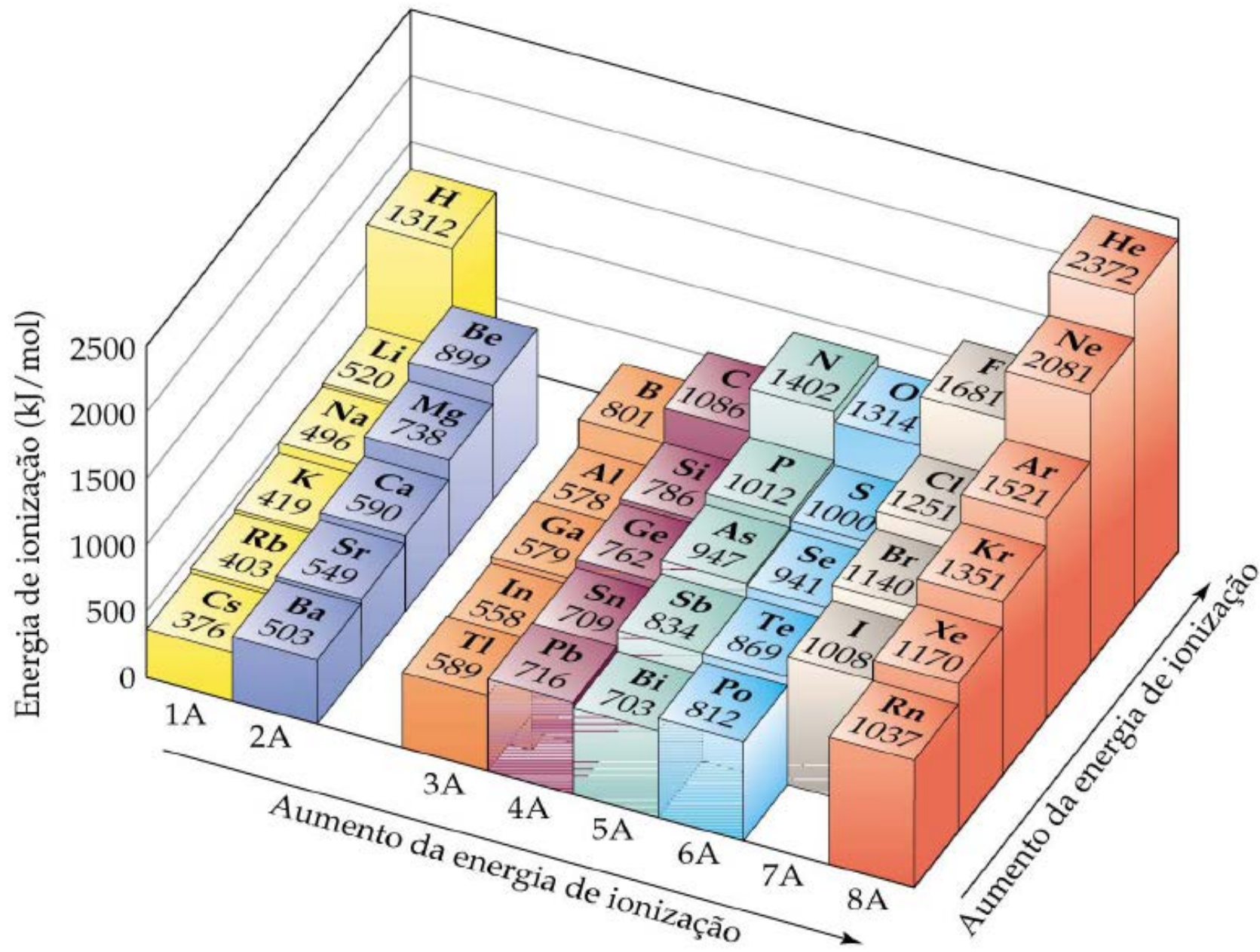
TABELA 7.2 Valores das energias de ionização sucessivas, I , para os elementos do sódio até o argônio (kJ/mol)

Elemento	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6	I_7
Na	496	4.560	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

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 .





Afinidades eletrônicas

- A afinidade eletrônica é o oposto da energia de ionização.
- A afinidade eletrônica é a alteração de energia quando um átomo gasoso, isolado e em seu estado fundamental ganha um elétron para formar um íon gasoso:



- A afinidade eletrônica, na grande maioria dos casos é exotérmica (reação acima), um exemplo de processo endotérmico é:



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

Eletronegatividade

Cada elemento possui uma carga nuclear e uma configuração eletrônica diferente. Em decorrência disto, átomos de elementos diferentes possuem capacidades diferentes de atrair elétrons quando participam de uma ligação química. O termo eletronegatividade é definido como a atração que um átomo exerce sobre os elétrons, em uma ligação química.

Valores de eletronegatividade (Escala de Pauling)

IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII B			IB	IIB	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2

A **Eletronegatividade** de um átomo, χ , é definida como uma medida da *habilidade de um átomo em uma molécula de atrair elétrons para si*. A eletronegatividade é um conceito e não uma medida experimental!

Não devemos confundir a eletronegatividade com a afinidade ao elétron que é uma medida de energia e se refere ao átomo isolado no estado gasoso.

Esse parâmetro foi proposto por **Linus Pauling** na década de 1930 e, permitiu decidir se uma ligação é polar, qual átomo tem carga parcial negativa, qual átomo tem carga parcial positiva e se uma ligação é mais polar que a outra.

Valores de eletronegatividade (Escala de Pauling)

IA	IIA											H					
													III A	IV A	V A	VIA	VII A
Li 1.0	Be 1.5												B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2												Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
		III B	IV B	V B	VIB	VII B	VIII B			IB	II B						
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	

O elemento que apresenta a maior **eletronegatividade** é o flúor, $\chi = 4,0$, e o elemento que apresenta a menor **eletronegatividade** é o céscio, $\chi = 0,7$.

As **eletronegatividades** aumentam da esquerda para a direita ao longo de um período e diminuem grupo abaixo. Esse é o oposto da tendência observada para o caráter metálico.

Quando dois átomos idênticos se combinam – por exemplo uma molécula de H_2 formada pela combinação de dois átomos de H, observamos que ambos possuem a mesma eletronegatividade (cada átomo é igualmente capaz de atrair os elétrons da ligação – então os elétrons serão compartilhados igualmente).

Se os dois átomos em uma ligação são diferentes (se possuem eletronegatividades diferentes), o átomo com maior eletronegatividade tenderá a atrair mais a carga negativa dos elétrons da ligação fazendo com que aumente a sua carga parcial negativa e conseqüentemente induzindo uma carga parcial positiva no outro elemento.