



INSTITUTO FEDERAL FARROUPILHA
DISCIPLINA: QUÍMICA

Propriedades periódicas dos elementos

Vanize Caldeira da Costa

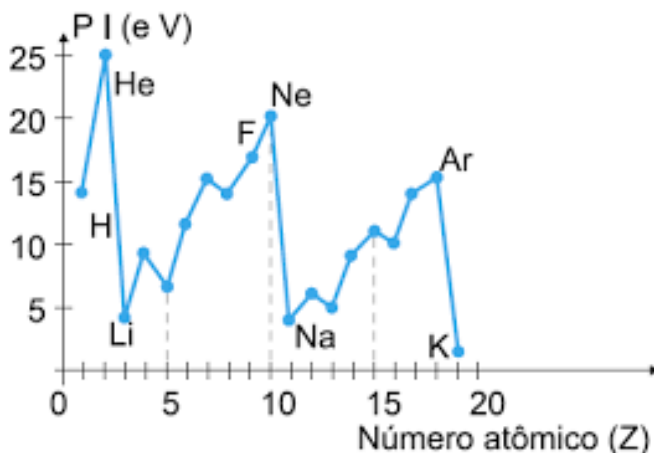
Uruguaiana, agosto de 2020

A tabela periódica pode ser utilizada para relacionar as propriedades dos elementos com suas estruturas atômicas

Propriedades periódicas

À medida que o número atômico aumenta, assumem valores crescentes ou decrescentes em cada período, ou seja, repetem-se periodicamente.

Exemplo: energia de ionização



Propriedades aperiódicas

Valores variam (crescem ou decrescem) à medida que o número atômico aumenta, contudo, não se repetem em períodos regulares.

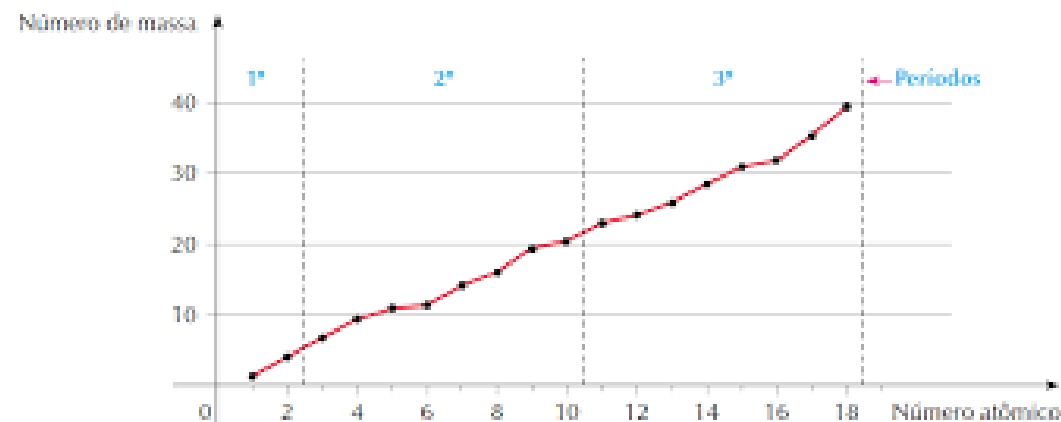
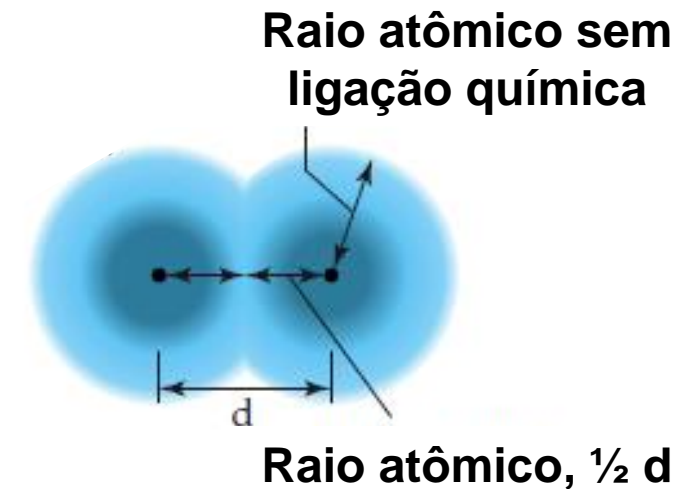
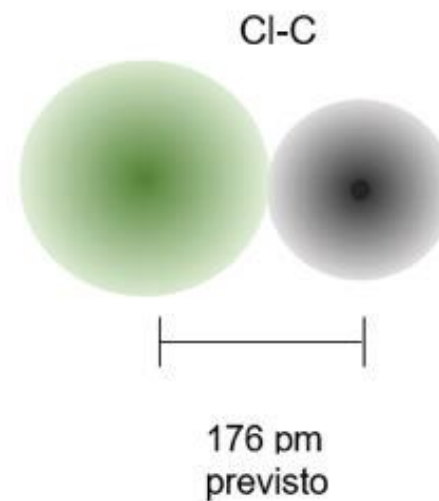
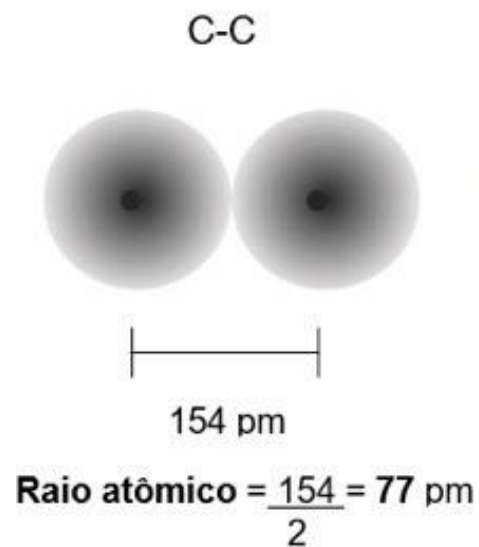
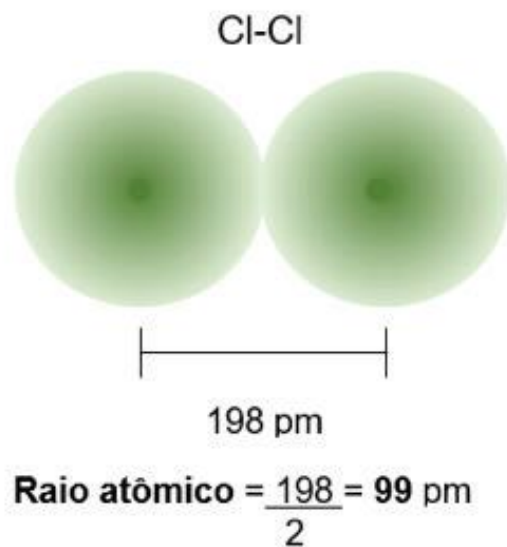


Tabela periódica atual


Tamanho atômico

Raio atômico – metade da distância entre os centros de dois átomos (de um mesmo elemento) ligados quimicamente.




O tamanho do átomo é uma característica difícil de ser determinada, pois a eletrosfera de um átomo não possui limites bem estabelecidos.

De maneira geral, para comparar o tamanho dos átomos, devemos levar em conta dois fatores:



Número de níveis (camadas): quanto maior o número de níveis, maior será o tamanho do átomo.

Caso os átomos comparados apresentem o mesmo número de níveis (camadas), deve-se utilizar outro critério.

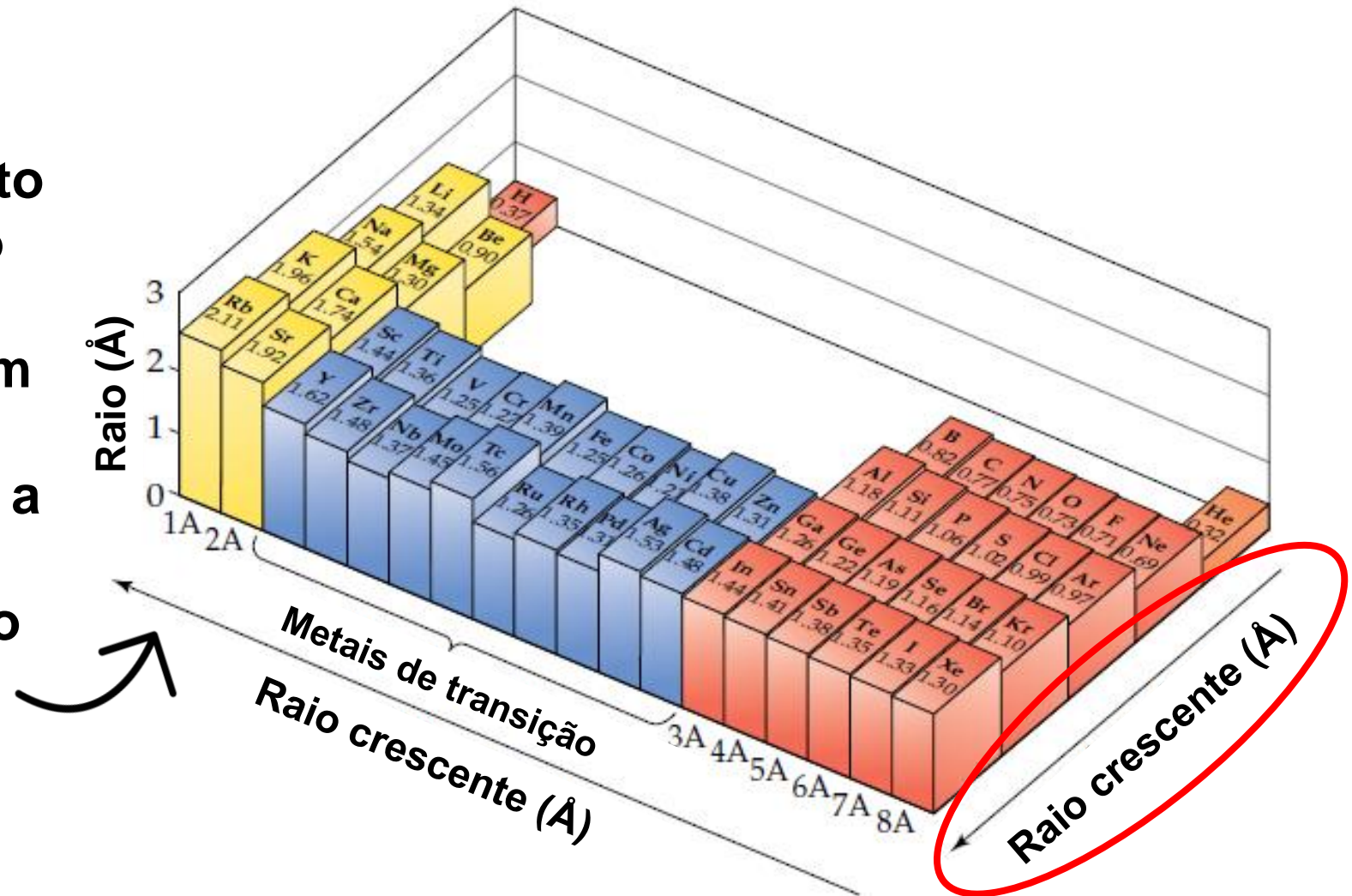


Número de prótons: o átomo que apresenta maior número de prótons exerce uma maior atração sobre seus elétrons, o que ocasiona uma redução no seu tamanho.

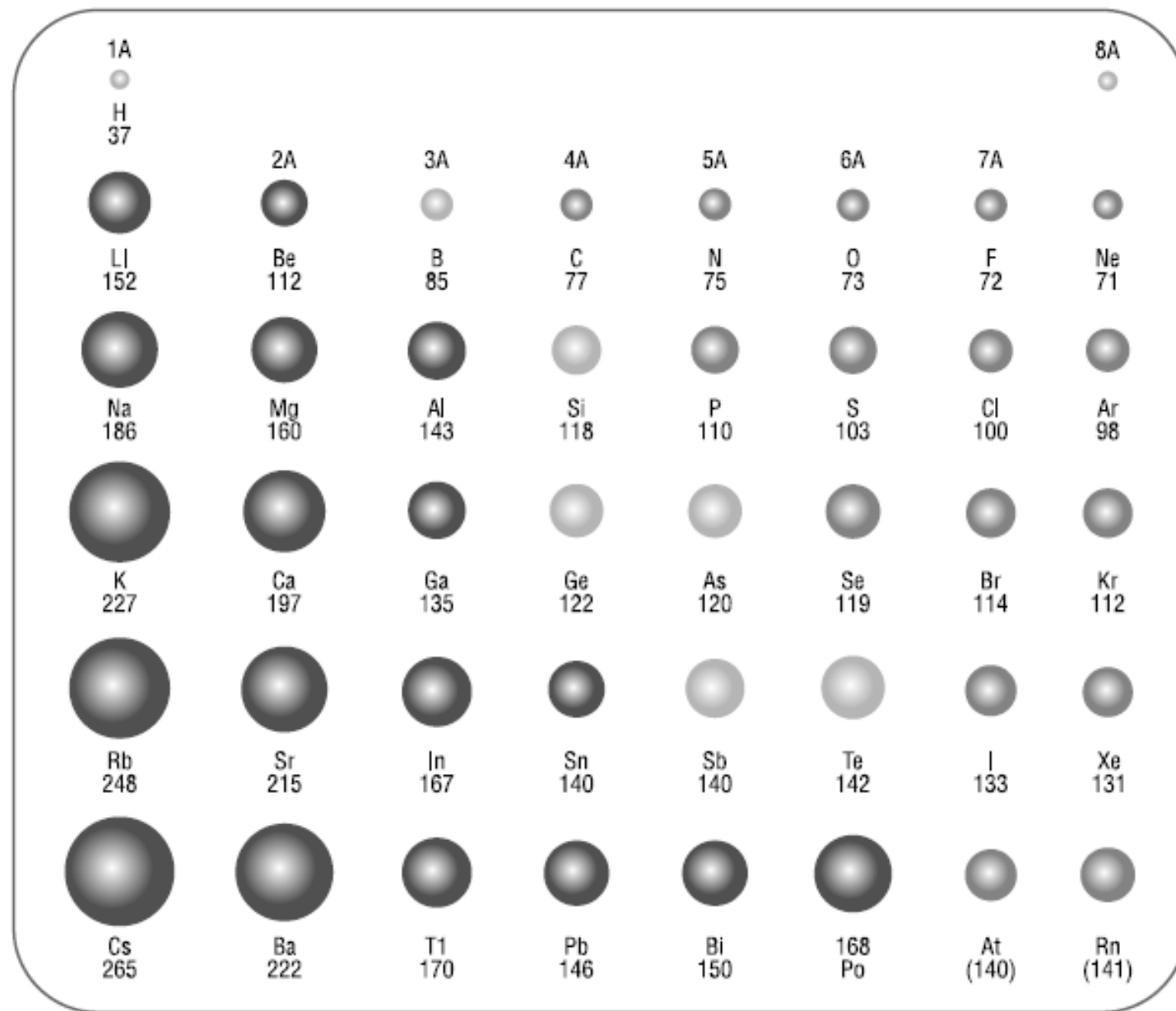
Tabela periódica atual

Raio atômico

Ao longo de um mesmo período, ocorre um aumento no número de prótons no núcleo dos elementos. Como todos elementos têm o mesmo número de camadas e o núcleo passa a atrair os elétrons mais fortemente a medida que o número de prótons aumenta, o raio atômico tende a ser menor da esquerda para direita ao longo de um período.



**Aumento no n° de camadas
(níveis de energia)**



Raios atômicos (pm) dos elementos representativos (fonte: OLIVEIRA; FERNANDES, 2006)

Tabela periódica atual

Raio atômico



Com base no que foi discutido até o momento, qual dos elementos abaixo apresenta maior raio atômico?

Sr apresenta 5 camadas, enquanto, o Mg apresenta apenas 3

1								8	
1	2							3	4
1	2							3	4
3	4							5	6
11	12	3'	4'	5'	6'	7'	8'	1'	2'
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99
112	113	114	115	116	117	118	119	120	121

24 → Número Atômico (Z)
Cr → Símbolo do elemento

Metals do grupo principal Metals de transição Metalóides Não metais

Por possuir mais prótons, o núcleo do Br atrai mais fortemente a eletrosfera, tendo um raio atômico menor que o Ga

Tabela periódica atual

Raio iônico (cátion)

Existe uma variação entre o raio atômico do elemento e de seu íon...

Com a formação de um cátion orbitais de maior energia são desocupados, por consequência, os cátions são menores que os átomos que lhes deram origem.

Exemplo

O Li ($1s^2 2s^1$) possui um raio atômico de 1,34 Å, enquanto seu cátion Li^+ ($1s^2$) possui um raio de 0,68 Å. Esta variação ocorre porque ao perder um elétron, o lítio acaba eliminando uma camada.

Grupo 1A		Grupo 2A		Grupo 3A	
Li^+	Li	Be^{2+}	Be	B^{3+}	B
0.68	1.34	0.31	0.90	0.23	0.82
Na^+	Na	Mg^{2+}	Mg	Al^{3+}	Al
0.97	1.54	0.66	1.30	0.51	1.48

Tabela periódica atual

Raio iônico

Existe uma variação entre o raio atômico do elemento e de seu íon...

Grupo 6A		Grupo 7A	
O	O^{2-}	F	F^{-}
0.73	1.40	0.71	1.33
S	S^{2-}	Cl	Cl^{-}
1.02	1.84	0.99	1.81
Se	Se^{2-}	Br	Br^{-}
1.16	1.98	1.14	1.96

Quando um átomo neutro ganha elétrons, o aumento nas repulsões elétron-elétron faz com que os elétrons se estendam mais ao longo do espaço. Assim, os ânions são maiores que os átomos que os deram origem.

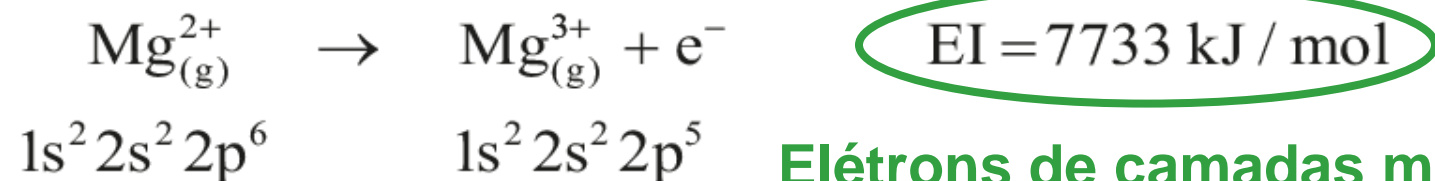
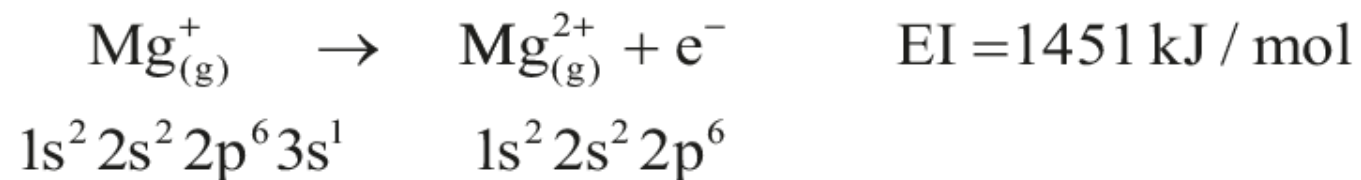
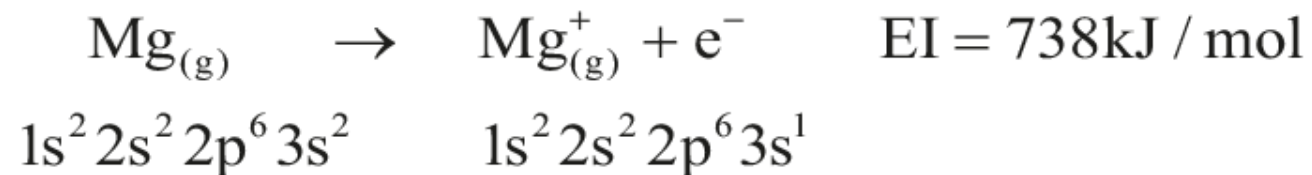
Exemplo:

O Cl, ao ganhar um elétron, passa de um raio de 0,99 Å para 1,81 Å. Com um mesmo número de camadas e de prótons, agora o íon acomoda um elétron a mais. Isso aumenta a repulsão elétron-elétron e, por consequência, o seu raio.

Tabela periódica atual

Energia de ionização

Energia necessária para a remoção de um elétron da camada de valência de um átomo no estado gasoso, levando à formação de cátions.



Elétrons de camadas mais internas são mais difíceis de serem removidos, devido a sua maior proximidade com o núcleo

Tabela periódica atual

Energia de ionização

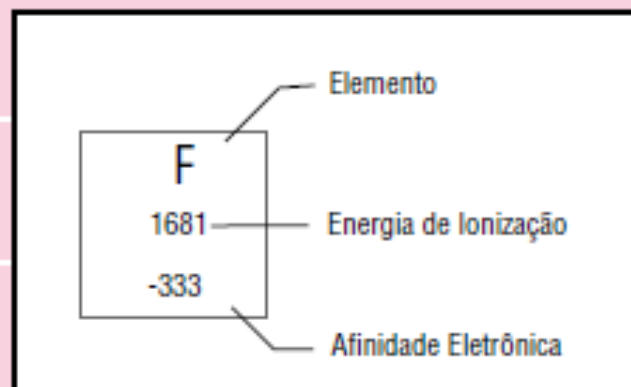
Quanto maior for o raio atômico, menor será a energia de ionização, visto que os elétrons da camada de valência estarão mais afastados do núcleo.

- A energia de ionização tende a diminuir com o aumento do período (maior número de camadas);
- A energia de ionização tende a aumentar com o número atômico ao longo de um período (aumento da carga nuclear).



Primeiras energias de ionização e valores da 1ª afinidade eletrônica (kJ mol⁻¹) de alguns elementos

Grupo Período	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H 1331 -72																	He 2372 99
2	Li 520 -57	Be 899 66											B 801 -15	C 1086 -121	N 1403 31	O 1314 -142	F 1681 -333	¹ Ne 2080 99
3	Na 496 -21	Mg 737 67											Al 577 -26	Si 786 -135	P 1012 -60	S 999 -200	Cl 1255 -348	Ar 1512
4	K 419	Ca 590	Sc 631	Ti 656	V 650	Cr 652	Mn 717	Fe 762	Co 758	Ni 736	Cu 745	Zn 906	Ga 579	Ge 760	As 947	Se 941	Br 1142 -324	Kr 1351
5	Rb 403	Sr 549	Y 616	Zr 674	Nb 664	Mo 685	Tc 703	Ru 711	Rh 720	Pd 804	Ag 731	Cd 876	In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1191 -295	Xe 1170
6	Cs 376	Ba 503	La 541	Hf 760	Ta 760	W 770	Re 759	Os 840	Ir 900	Pt 870	Au 889	Hg 1007	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 813	At 912	Rn 1037
7																		



(Os valores numéricos são dados em kJ mol⁻¹), segundo Sanderson, R. T., Chemical Periodicity, Reinhold, N. York.

Fonte: OLIVEIRA; FERNANDES, 2006.

Tabela periódica atual

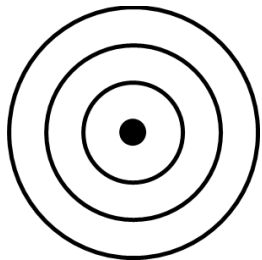
Energia de ionização



Com base no que foi discutido até o momento, indique qual elemento apresenta a maior energia de ionização em cada um dos pares mostrados abaixo.

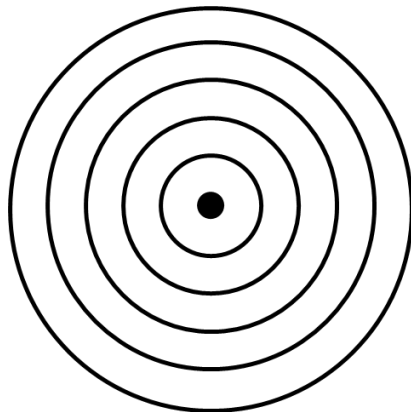
a) Na e Rb

b) P e Cl

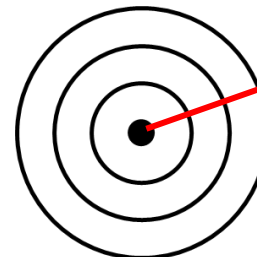


Sódio (Na)
(3° período)
3 camadas

**Maior energia
de ionização**



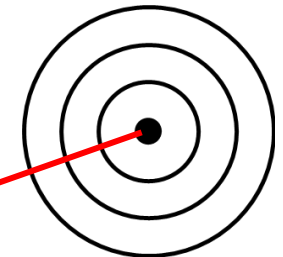
Rubídio (Rb)
(5° período)
5 camadas



Fósforo (P)
(3° período)
3 camadas

15 prótons

17 prótons
(menor tamanho)



Cloro (Cl)
(3° período)
3 camadas

**Maior energia
de ionização**

Afinidade eletrônica

A capacidade de um átomo, na fase gasosa, capturar elétrons é avaliada pela sua afinidade eletrônica. Quanto maior for a afinidade eletrônica, maior será a energia liberada durante a adição de um elétron a um átomo e, por consequência, mais negativo será o seu valor.

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
Aumento da carga nuclear →							

Aumento da atração entre o núcleo e os elétrons de valência

Em geral, a afinidade eletrônica se torna mais negativa ao longo de um período conforme se avança no sentido dos halogênios

Os halogênios possuem uma elevada afinidade eletrônica por adquirem a configuração de um gás nobre (subcamada p completa) ao ganharem um elétron, formando um íon estável

Afinidade eletrônica

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

A afinidade eletrônica dos gases nobres tem um valor positivo, o que indica que o ânion teria uma energia mais elevada que a do átomo e do elétron separados



A adição de um elétron a um gás nobre envolveria o preenchimento de uma nova subcamada de maior energia

Afinidade eletrônica

- Em um mesmo grupo, quanto mais acima o átomo se encontra, menor o seu tamanho e mais próximo do núcleo o elétron será adicionado, o que geralmente resulta em uma maior afinidade eletrônica.

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

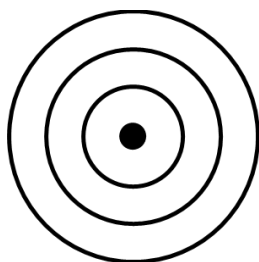
Afinidade eletrônica



Com base no que foi discutido até o momento, indique qual elemento apresenta a maior afinidade eletrônica em cada um dos pares mostrados abaixo.

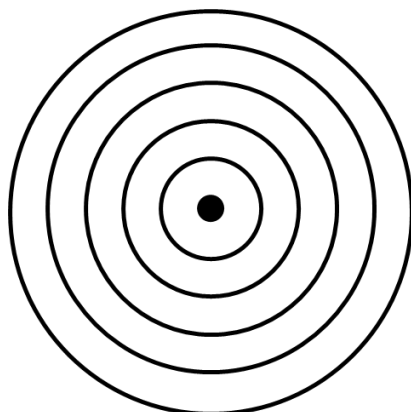
a) Cl e I

b) Mg e S

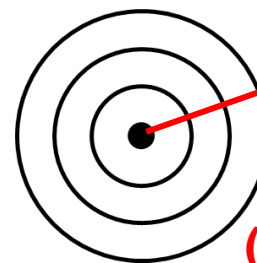


Cloro (Cl)
(3° período)
3 camadas

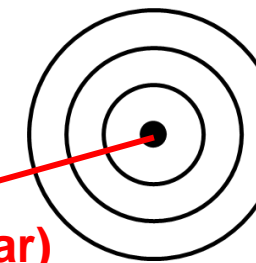
**Maior afinidade
eletrônica**



Iodo (I)
(5° período)
5 camadas



Magnésio (Mg)
(3° período)
3 camadas



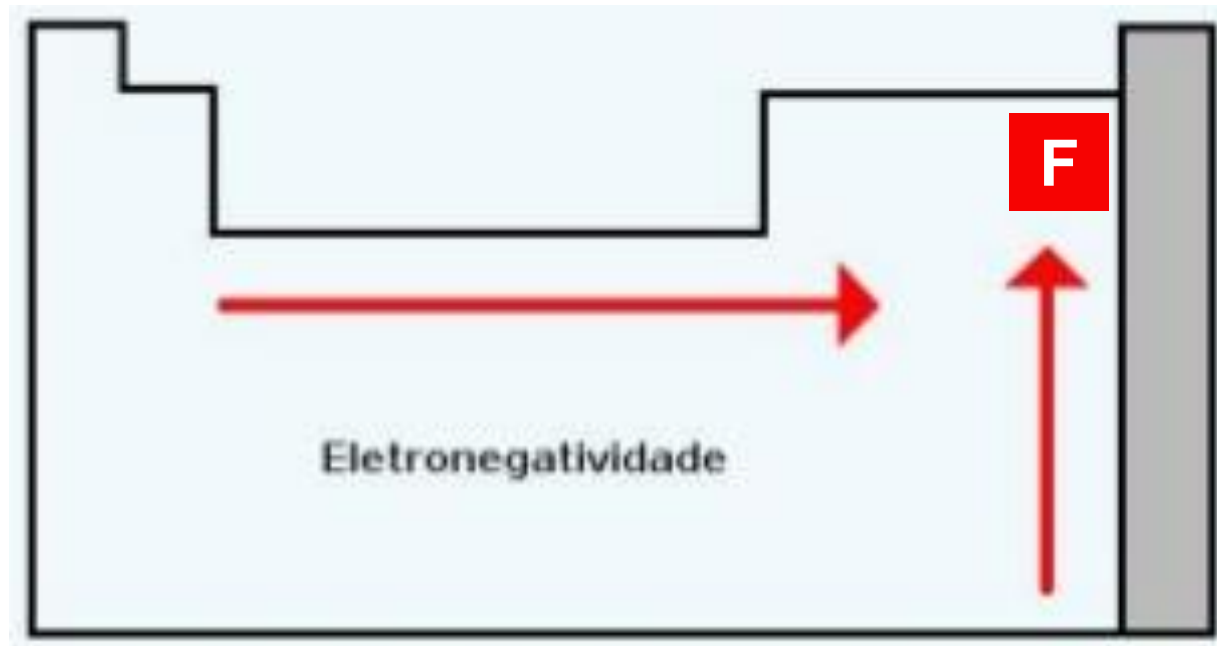
Enxofre (S)
(3° período)
3 camadas

**Maior afinidade
eletrônica**

Tabela periódica atual

Eletronegatividade

É a tendência de um átomo em atrair elétrons para si. Por isso, segue a mesma tendência observada para a afinidade eletrônica.



**Variação da
eletronegatividade na
tabela periódica**

Eletronegatividade

[illegible]

Atividades

1. Indique a alternativa que mostra a ordem crescente de raio atômico (tamanho), quando comparados os metais alumínio, magnésio e sódio.
 - a) alumínio, magnésio e sódio
 - b) sódio, magnésio, alumínio
 - c) magnésio, sódio e alumínio
 - d) alumínio, sódio e magnésio
2. Considere as afirmativas abaixo:
 - I. A primeira energia de ionização é a energia necessária para remover um elétron de um átomo neutro no estado gasoso.
 - II. A primeira energia de ionização do sódio é maior do que a do magnésio.
 - III. Nos períodos da tabela periódica, o raio atômico sempre cresce com o número atômico.
 - IV. A segunda energia de ionização de qualquer átomo é sempre maior do que a primeira.

São afirmativas CORRETAS:

- a) I, II, III e IV b) I e II c) I e IV d) II e III e) II e IV

Atividades

3. Dentre os elementos mostrados abaixo, aquele que necessita de uma menor energia para retirar um elétron do seu átomo neutro é:
- a) Li b) Na c) K d) Rb e) Cs
4. Dados os elementos **A** ($Z = 49$), **B** ($Z = 55$) e **D** ($Z = 36$), coloque-os em ordem crescente com relação à afinidade eletrônica.
5. (PUC – modificada) Com relação à classificação periódica dos elementos, pode-se afirmar que:
- a) O rubídio é o elemento de menor tamanho do 5º período.
- b) O silício é mais eletronegativo que o enxofre.
- c) O xenônio é o elemento de maior energia de ionização do 5º período.
- d) O magnésio apresenta uma maior afinidade eletrônica que o alumínio.

Atividades

6. Considere as seguintes propriedades periódicas:

- Baixa energia de ionização;
- Alta eletronegatividade;
- Baixa afinidade eletrônica.

A sequência dos elementos que apresentam as propriedades relacionadas, na respectiva ordem, é:

- a) Li, Be, O
- b) Ne, F, Br
- c) He, K, K
- d) Cs, O, Li
- e) K, Rb, F

Atividades

7. (ITA-SP) Dadas as configurações eletrônicas de átomos no estado fundamental:

I. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

II. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

III. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

IV. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

É errado afirmar que:

- a) dentre os átomos mostrados acima, o átomo I tem a maior energia de ionização.
- b) a perda de dois elétrons pelo átomo II leva à formação do cátion Mg^{2+} .
- c) Dentre os átomos mostrados acima, o átomo III possui a maior afinidade eletrônica.
- d) O átomo IV é o mais eletronegativo.

Atividades

8. Com base na tabela periódica a seguir, na qual as letras representam elementos químicos, indique:

A														F	G	H			
	B												E						
						C			D										

- O elemento com o maior e o menor raio atômico (tamanho).
- Dentre os elementos representativos, aquele que apresenta a maior energia de ionização.
- O elemento que apresenta a maior eletronegatividade.
- Dentre os elementos do segundo período, aquele que apresenta a maior afinidade eletrônica.
- Dentre os elementos do quinto período, aquele que apresenta a menor energia de ionização.