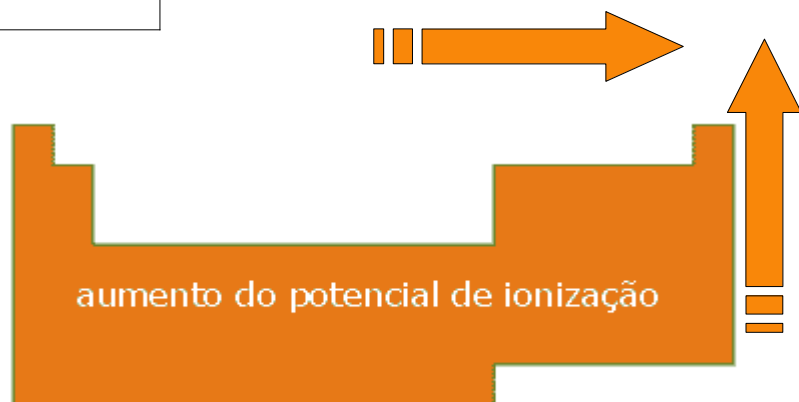


Potencial de Ionização

Kcal/mol

H 314							
Li 124	Be 214	B 191	C 260	N 335	O 314	F 402	
Na 119	Mg 175	Al 138	Si 188	P 242	S 239	Cl 300	
K 100						Br 273	
						I 241	



$$1 \text{ Kcal/mol} = 4,187 \text{ J}$$

POTENCIAL DE IONIZAÇÃO



VARIAÇÃO DO POTENCIAL (OU ENERGIA) DE IONIZAÇÃO

Para retirar os elétrons mais externos de um átomo, é necessária uma certa quantidade de energia. Essa energia precisará ser grande se os elétrons estiverem fortemente atraídos pelo núcleo do átomo, mas poderá ser pequena se eles estiverem fracamente atraídos.

Essa maior ou menor atração que o núcleo exerce sobre os elétrons depende de dois fatores:

Carga nuclear (que é positiva e corresponde ao número de prótons);

Tamanho do átomo (que pode ser expresso através do raio atômico).

Quanto maior a carga positiva do núcleo, maior a atração sobre os elétrons. Quanto menor o tamanho do átomo, mais próximos os elétrons estão do núcleo e maior será a força de atração. Desse modo, em um átomo com maior carga nuclear e menor tamanho, exige-se maior energia para arrancar um dos elétrons do que em um átomo com menor carga nuclear e maior tamanho.

A energia exigida para arrancar um, dois ou mais elétrons de um átomo é chamada energia de ionização ou potencial de ionização.

Há diferentes potenciais de ionização para um mesmo átomo:

Damos o nome de primeiro *potencial de ionização* à energia mínima necessária para retirar completamente um elétron da camada mais externa, estando esse átomo no estado fundamental e no estado gasoso (O estado gasoso é tomado como referência porque nele os átomos ficam isolados uns dos outros, sem interferências mútuas. Desse modo, a energia necessária para retirar o elétron é exatamente igual à energia com que o elétron é atraído pelo núcleo). O *segundo potencial de ionização*, por sua vez, corresponde à retirada do segundo elétron.

O mesmo ocorre com o terceiro e os demais potenciais.

Quando não for especificada a ordem do potencial, entendemos tratar-se do primeiro.

O potencial de ionização é medido em unidades especiais. As mais utilizadas são *elétron-volt* (eV) e Kcal/mol

Na tabela periódica, à medida que acompanhamos um período da esquerda para a direita, a carga do núcleo aumenta e o raio atômico diminui. Isso provoca um aumento da atração do núcleo pelos elétrons, com um conseqüente aumento da energia de ionização.


Acompanhando um grupo de baixo para cima, o raio atômico (e portanto o tamanho dos átomos) diminui, e os elétrons vão ficando cada vez mais próximos do núcleo, aumentando a força de atração entre eles e o núcleo. Isso faz com que a energia de ionização, necessária para desprendê-los do átomo, cresça também.

Resumindo, podemos dizer que:

Ao longo dos períodos, o potencial de ionização aumenta da esquerda para a direita; ao longo dos grupos, ele aumenta de baixo para cima, em variação contrária à dos raios atômicos.

Afinidade Eletrônica

Kcal/mol

H - 18						
Li -14	Be	B 5,5	C -25	N 0	O -34	F -80
Na -12,5	Mg	Al 10,5	Si -24	P -17	S -47	Cl -83
K -11,5	 <p>aumento da eletroafinidade</p>					Br -77
						I -71

1 Kcal/mol = 4,187 J

AFINIDADE ELETRÔNICA



- **VARIAÇÃO DA AFINIDADE ELETRÔNICA (OU ELETROAFINIDADE)**

Existem átomos que, apesar de já possuírem todos os seus próprios elétrons, podem ainda receber elétrons extras com muita facilidade. Essa capacidade é conhecida como *afinidade* por elétrons ou *eletro-afinidade*.

Átomos de elementos com alta eletro-afinidade, ao receberem elétrons extras, transformam-se em íons negativos (ânions) bastante estáveis. Já os átomos que não aceitam elétrons facilmente (ou seja, de elementos com baixa eletro afinidade) formam ânions bastante instáveis.

Afinidade eletrônica ou eletro-afinidade é a medida da capacidade de um átomo em receber um ou mais elétrons. Essa capacidade se refere a átomos isolados (o que ocorre no estado gasoso).

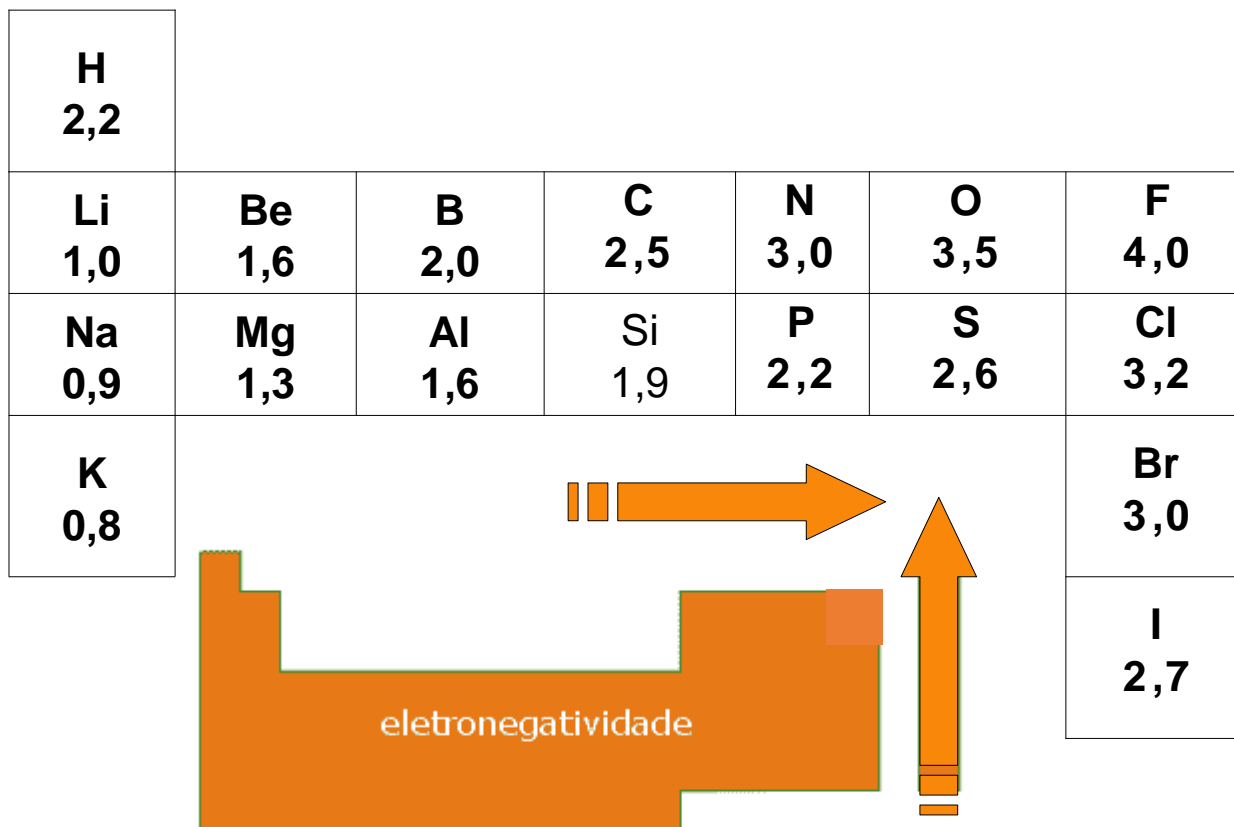
A energia envolvida na afinidade eletrônica pode ser medida nas mesmas unidades do potencial de ionização. Geralmente, a unidade utilizada é o *elétron-volt*.

O valor da eletro-afinidade é, na maioria das vezes, negativo, embora possa também ser positivo (ao contrário do potencial de ionização, que é *sempre* positivo).

Quanto mais negativo o valor da afinidade eletrônica, maior a facilidade do átomo para receber um ou mais elétrons. Contrariamente, quanto mais positivo esse valor, mais será preciso "forçar" o átomo para que receba elétrons.

Tal como o potencial de ionização, a variação da afinidade eletrônica na tabela periódica tende a ser contrária à variação do raio atômico.

Eletronegatividade



ELETRONEGATIVIDADE



- **ELETRONEGATIVIDADE**

Eletronegatividade é a capacidade que um átomo tem, de atrair elétrons de outro átomo quando os dois formam uma ligação química.

Assim, um átomo que, quando isolado, possui grande potencial de ionização e grande afinidade eletrônica também apresentará, quando ligado a outro átomo, grande atração por elétrons, ou seja, terá uma alta eletronegatividade.

Podemos dizer que a eletronegatividade depende de dois fatores:

- *Tamanho do átomo e Número de elétrons na última camada.*
- Já conhecemos a influência do primeiro desses fatores: quanto menor é o átomo, maior é sua capacidade de atrair elétrons, já que a distância destes ao núcleo é menor. O segundo fator se deve à tendência que os átomos possuem de se tornarem mais estáveis quando completam oito elétrons na última camada. Átomos com maior número de elétrons na última camada exercem maior atração sobre os elétrons de outros átomos. É o balanço entre esses fatores que determina qual, dentre dois átomos, é o mais eletronegativo. Por exemplo, o cloro tem sete elétrons na última camada e o oxigênio, seis. Se fosse considerado apenas esse fator, o cloro seria mais eletronegativo que o oxigênio por precisar de apenas um elétron para completar o octeto. Entretanto, o átomo de oxigênio é tão menor que o de cloro que essa característica acaba por superar o outro fator. Como resultado, o oxigênio se revela mais eletronegativo que o cloro. Isso nos permite dizer que, de modo geral:

Quanto menor o átomo e maior o número de elétrons na última camada, maior é sua eletronegatividade.

Cálculo de eletronegatividade

para elementos do II grupo

$$\text{Eletroneg} = \frac{N^{\circ}e - 1}{2}$$

para elementos do III grupo

$$\text{Eletroneg.} = \frac{N^{\circ}e - 8}{3}$$