

# Classificação Periódica dos Elementos

1. Considere os íons formados pelos elementos do 2º e 3º períodos da tabela periódica, pertencentes às famílias dos: metais alcalinos, alcalinos terrosos, calcogênios e halogênios.

Sendo assim, determine a fórmula molecular do composto que é obtido entre os íons de menor e maior tamanho.

- a) BeS
- b) LiS
- c) NaF
- d) CaS
- e) Na<sub>2</sub>O

## Tabela Periódica

A variação periódica de algumas propriedades periódicas deve-se às configurações eletrônicas, e por isso, à posição dos elementos na tabela periódica.

- Ao longo de um grupo o aumento do número quântico principal das orbitais de valência é a causa predominante da variação gradual das propriedades;
- Ao longo de um período, sendo o número quântico principal constante, o aumento da carga nuclear é a causa predominante da variação progressiva das propriedades.

À medida que aumenta a carga nuclear, os elétrons mais internos são mais atraídos para o núcleo, e, por sua vez, os elétrons mais internos ao repelirem os mais externos, exercem uma barreira de proteção sobre estes em relação à atração ao núcleo. – Efeito de Blindagem.

Os elétrons são atraídos não pela carga nuclear total, mas pela carga nuclear efetiva – a carga do núcleo diminuída do efeito negativo produzido pelos elétrons de blindagem.

Propriedades Periódicas:

- Raio Atômico
- Energia de ionização
- Afinidade eletrônica
- Eletronegatividade
- Caráter Metálico

## Raio Atômico

É definido como metade da distância entre os núcleos de dois átomos vizinhos do mesmo elemento.

Metais ou Gases nobres – usa-se a distância entre os núcleos de átomos vizinhos numa amostra sólida – Raio de Van Der Waals

Não Metais – usa-se a distância entre os núcleos dos átomos unidos por ligação química – Raio covalente

Assim, O raio Atômico:

Grupo	Aumenta com o número atômico $Z$ , ou seja, de cima para baixo: ao aumentar o número quântico principal, $n$ , os elétrons ocupam orbitais com as nuvens eletrônicas mais distantes do núcleo.
Período	Diminui da esquerda para a direita: o número quântico principal, $n$ , das orbitais exteriores não varia, mas a carga nuclear aumenta, havendo assim uma contração da nuvem eletrônica.

O raio iônico determina-se a partir de uma sequência de íons de carga contrária. O seu valor depende da estrutura cristalina em que o íon se encontra inserido e da natureza e disposição dos íons vizinhos.

Assim, o raio iônico:

Grupo	Aumenta de cima para baixo.
Período	Diminui da esquerda para a direita.
Cátions	Menores do que os átomos que lhe dão origem
Ânions	Maiores do que os átomos que lhe dão origem
Átomos / íons isoeletrônicos	O de maior carga nuclear tem menor raio; o de menor carga nuclear tem o maior raio

## Energia de Ionização

É a energia mínima necessária para retirar um elétron de um átomo de um elemento no seu estado fundamental. Para a 1ª energia de ionização ( $I_1$ ) parte-se do átomo neutro.

Os gases nobres têm valores de 1ª energia de ionização bastante elevados, ou seja, é muito difícil retirar um elétron de um gás nobre, o que explica a sua grande inércia.

Assim, a **energia de ionização**:

Grupo	Diminui com o aumento do número atômico Z (de cima para baixo). Ao aumentar o número atômico aumenta também o número quântico principal, aumentando conseqüentemente a distância do último elétron ao núcleo. Por outro lado, o aumento da carga nuclear é compensado pelo efeito de blindagem.
Período	Aumenta da esquerda para a direita. A carga nuclear aumenta ao passar de um elemento ao seguinte, mas como os elétrons de valência se encontram no mesmo nível, a sua distância ao núcleo varia pouco. O efeito de blindagem, também, quase não varia, porque os novos elétrons são adicionados ao mesmo nível.
Metais e Não Metais	Os metais têm energia de ionização baixa e os não metais têm energia de ionização alta
Elementos de Transição	Aumenta ligeiramente com o número atômico. São os elétrons mais externos, 4s, que são extraídos quando o átomo se ioniza. Os elétrons vão ocupando o sub nível 3d, que é mais interno do que o 4s, de modo que se encontram quase todo o tempo entre o núcleo e os elétrons 4s. Ao aumentar o número atômico aumenta a carga nuclear, mas o efeito de blindagem dos elétrons internos 3d faz com que a carga nuclear efetiva aumente muito lentamente de um elemento de transição para o seguinte.

### Afinidade eletrônica

Variação de energia que ocorre quando um elétron é captado por um átomo, no estado gasoso, para formar um mono íon positivo.

Assim, a **afinidade eletrônica**:

Período	Aumenta, isto é, os valores tornam-se mais negativos da esquerda para a direita (com exceção dos gases nobres). Esta variação explica-se pelo aumento da carga nuclear (maior atração sobre o eletrão a captar)
Grupo	Diminui (embora pouco), isto é, os valores tornam-se menos negativos de cima para baixo. Esta variação explica-se porque com o aumento do número quântico principal o tamanho do átomo aumenta, ficando o núcleo mais longe do eletrão a captar (é mais difícil o eletrão sentir a atração do núcleo)
Halogéneos (Grupo 17)	Têm maiores afinidades eletrônicas (valores mais negativos) o que se explica tendo em conta que ao aceitar um eletrão cada átomo de halogéneo adquire a configuração eletrónica estável do gás nobre imediatamente seguinte
Gases Nobres	Têm sub camadas exteriores (s e p) totalmente preenchidas pelo que não têm tendência para captar eletrões.
Metais e Não Metais	As afinidades dos metais são menores (menos negativas) que as dos não metais.

## Eletronegatividade

É a medida da tendência de um átomo atrair os elétrons da ligação, quando está ligado a outro átomo.

A Eletronegatividade de um átomo ( $E$ ) tem um valor tanto maior quanto maior for a sua energia de ionização ( $I$ ) e quanto maior for a sua afinidade eletrônica (mais negativa) ( $A.E.$ )

Em geral, a **eletronegatividade**:

Grupo	Diminui (de cima para baixo)
Período	Aumenta (da esquerda para a direita)