Átomos, moléculas e íons

Composto por: PRÓTONS, ELÉTRONS E NEUTRÔNS

\+ −

Não possui Carga

Fórmula essencial: **A= Z+n**

A= número de massa
Z= prótons
N= neutrôns

Constante de Avogadro: 1 mol equivale a $6{,}02 \times 10^{23}$
Quando se fala de átomo, moléculas/ íons utilizasse a constante.

Na conversão de massa para mol ou mol para massa:
Regra: quando for converter a massa para mol utilizo a constante $6{,}02 \times 10^{23}$, se for converter de mol para massa utiliza somente 1 mol.

Massa Molecular: é a soma das massas atômicas de cada átomo em sua fórmula química.
Ex: H_2SO_4 H_2= 2x(1u) S= 32u O_4= 4x(16u)

MM do H_2SO_4= 2+32+64= 98u

Isótopos: possuem o mesmo número de prótons, porém suas massas não serão iguais.

Ex: $^{12}_{6}C$ e $^{13}_{6}C$

Peso Atômico: serve para calcular a quantidade em porcentagem ou a massa de determinado isótopo.

Peso atômico= (% de abundância do isótopo 1) x (massa deste isótopo)
100

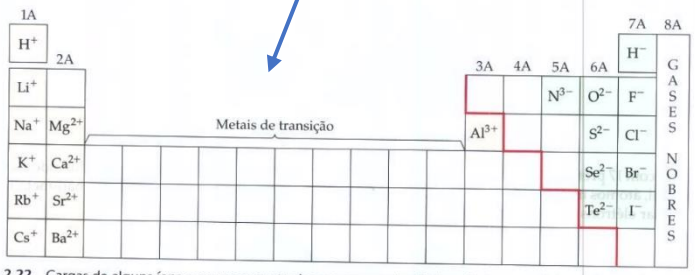

Figura 2.22 Cargas de alguns íons comuns encontrados em compostos iônicos. Note que a linha na forma de escada que divide metais de não-metais também separa cátions de ânions.

- Se as cargas do cátion e ânion forem iguais, o índice será 1.
- Se as cargas não forem iguais, a carga de um íon se torna o índice inferior do outro íon

Ex: Mg^{2+} N^{3-} → Mg_3N_2

Íons: é quando um átomo neutro ganha ou perde elétrons, então essa partícula é carregada e forma um ÍON.

CÁTION → Íon com carga positiva

ÂNION → íon com carga negativa

Prevendo cargas iônicas: grupo 1A formam íon 1+
grupo 2A formam íon 2
Alumínio forma íon 3+
Carbono forma íon 4-
Nitrogénio e fósforo íon 3-
grupo 6A formam íon 2-
grupo 7A formam íon 1-

Obs:
Cátion= íons metálicos
Ânions= íons não metálicos