



Prof. Ricardo Honda

<http://www.professorhonda.com.br>

Resumão do Hondinha

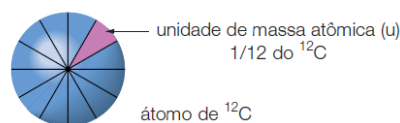
Relações entre mol, massa e número de partículas

“É muito importante, tanto nas atividades em laboratório como nas indústrias, saber antecipadamente as quantidades de reagentes que devemos usar para obter a quantidade desejada de produtos. A previsão das quantidades só é possível através de cálculos das massas e dos volumes das substâncias envolvidas nas reações químicas”.

Unidade de massa atômica (u)

Atualmente, nossa escala de massas atômicas está baseada no isótopo mais comum do carbono, com número de massa igual a 12 (^{12}C), ao qual foi atribuída exatamente a massa de 12 unidades de massa atômica (u).

Unidade de massa atômica (u) é a massa de 1/12 do átomo de carbono com número de massa igual a 12 (^{12}C).



- O ^{12}C foi escolhido em 1962 e é usado atualmente em todos os países do mundo.
- $1\text{ u} = 1,66054 \cdot 10^{-24}\text{ g}$.

Massa atômica de um átomo (MA)

A massa atômica de um átomo é sua massa determinada em u, ou seja, é a massa comparada com 1/12 da massa do ^{12}C . As massas atômicas dos diferentes átomos podem ser determinadas experimentalmente com grande precisão, usando um aparelho denominado espectrômetro de massa. Para facilitar nossos cálculos não usaremos esses valores exatos; faremos um “arredondamento” para o número inteiro mais próximo:

Massa atômica do ^4_2He	4,0030 u	4 u
Massa atômica do $^{19}_9\text{F}$	18,9984 u	19 u
Massa atômica do $^{27}_{13}\text{Al}$	26,9815 u	27 u

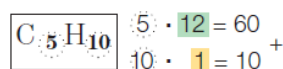
Massa molecular (MM)

É a soma das massas atômicas dos átomos que constituem as moléculas. Vejamos alguns exemplos:

(massas atômicas: H = 1 u O = 16 u C = 12 u)



massa molecular do H_2O — MM = 18 u



massa molecular do C_5H_{10} — MM = 70 u

Constante ou Número de Avogadro

Amedeo Avogadro (1776-1856) foi o primeiro cientista a conceber a ideia de que uma amostra de um elemento, com massa em gramas numericamente igual à sua massa atômica (MA), apresenta sempre o mesmo número de átomos (N). Avogadro não conseguiu determinar o valor de N. Ao longo do século XX, muitos experimentos — bastante engenhosos — foram feitos para determinar esse número N, denominado posteriormente Número de Avogadro (Constante de Avogadro), em homenagem ao cientista. Esse número (N) tem como valor aceito atualmente:

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ ou } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ ou ainda } 6,0 \cdot 10^{23}$$

Em uma massa em gramas numericamente igual à massa atômica, para qualquer elemento, existem $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos.

Em uma massa em gramas numericamente igual à massa molecular (MM), para qualquer substância molecular, existem $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Mol: a unidade de quantidade de substâncias

Em Química, como trabalhamos com átomos e moléculas, que são extremamente pequenos, vamos tomar, como unidade, os conjuntos formados por $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas, íons etc.). Essa unidade recebe o nome de mol.

Mol é a quantidade de substância que contém $6,02 \cdot 10^{23}$ entidades.

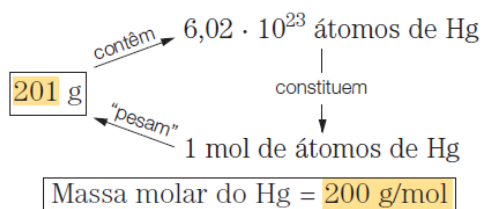
1 mol de átomos:	é a quantidade de substância que contém	$6,02 \cdot 10^{23}$ átomos
1 mol de moléculas:		$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de fórmulas:		$6,02 \cdot 10^{23}$ fórmulas
1 mol de íons:		$6,02 \cdot 10^{23}$ íons
1 mol de elétrons:		$6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons

Massa molar (M)

É a massa que contém $6,02 \cdot 10^{23}$ entidades. Sua unidade é g/mol.

Veja alguns exemplos:

mercúrio (Hg) MA = 201 u



água (H₂O) MM = 18 u

