

Transformation de la matière :

Modèle de la réaction chimique



Chimie

Pré-requis

Etre capable de :

- ❖ Représenter un atome par un modèle.

Objectifs

Etre capable de :

- Appliquer la règle de l'octet pour interpréter les formules des corps composés ;
- Schématiser des molécules à l'aide de la représentation de Lewis.

I. La représentation molaire

A. La mole et nombre d'Avogadro

Une **mole** (symbole : *mol*) d'**atomes** correspond à $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes identiques.

On note n le nombre de moles contenues dans un échantillon.

Le nombre $6,02 \cdot 10^{23}$, noté N , est appelé le **nombre d'Avogadro**.

B. La masse molaire

1. Masse molaire atomique

La **masse molaire atomique d'un élément** est la masse d'une mole d'atomes de cet élément.

On la note M , elle s'exprime en $g \cdot mol^{-1}$ (ou g/mol).

Pour un échantillon de corps pur, on a donc la relation :

$$m = n \times M \quad \text{avec} \quad \begin{cases} m : \text{masse de l'échantillon (g)} \\ n : \text{nombre de moles présentes dans l'échantillon (mol)} \\ M : \text{masse molaire du corps pur (g/mol)} \end{cases}$$

2. Masse molaire moléculaire et masse molaire d'un composé ionique

C'est la masse d'une mole de molécules.

Elle est égale à la somme des masses molaires des atomes présents dans la molécule.

On calcule de la même façon la masse molaire pour les composés ioniques.

C. Le volume molaire d'un gaz

Le **volume molaire d'un gaz** est le *volume occupé par une mole de ce gaz*.

On le note V_m et on l'exprime en $L \cdot mol^{-1}$ (ou L/mol).

Pour un échantillon de corps pur gazeux, on a donc la relation :

II. Equation-bilan d'une réaction chimique

Exercice 4