

DÉFINITIONS:

La masse molaire d'un composé moléculaire se calcule en additionnant les masses molaires de tous les éléments qui constituent ses molécules partie en les multipliant par les coefficients de la formule brute de ce composé.

Son symbole est **M**.

Son unité est **le gramme par mole** ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ou g/mol).

Exemple:

Masse molaire de l'eau :

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2.M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2.1 + 16 = 18\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Masse molaire du méthane :

$$M_{\text{CH}_4} = M_{\text{C}} + 4.M_{\text{H}} = 12 + 4.1 = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 grammes de carbone 12 ; son symbole est **mol**. Une mole d'atomes contient environ $6,02 \times 10^{23}$ d'atomes. Ce nombre est appelé constante (ou nombre) d'Avogadro, son symbole est **N_A**.

La mole est la **quantité de matière** contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ entités (entités = molécules, atomes ou ions).

Le nombre de moles est représenté par la lettre **n**.

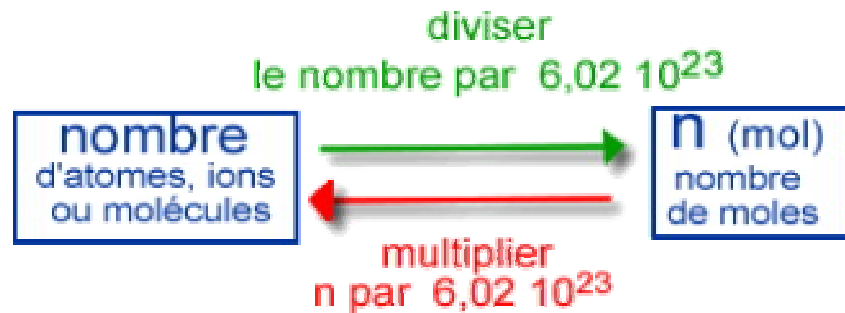
Le volume molaire d'une substance est le volume occupé par une mole de cette substance.

Son unité est le **litre par mole** ($\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ ou L/mol)

Son symbole est **V_m**.

Le volume molaire d'un gaz parfait est de 22,4 litres par mole dans les CNTP, et de $24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ à 20°C sous une atmosphère de 1013 hPa .

$6,02 \cdot 10^{23}$ permet la conversion
du nombre d'entités (molécules, atomes ou ions)
en nombre de moles et inversement



FORMULES

$$n = \frac{m}{M}$$

- n : quantité de matière en *mol*
- m : masse du composé en *g*
- M : masse molaire du composé en $g \cdot mol^{-1}$

$$n = \frac{V}{V_m}$$

- n : quantité de matière en *mol*
- V : volume du gaz en *L*
- V_m : volume molaire du composé en $L \cdot mol^{-1}$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

- n : quantité de matière en *mol*
- N : nombre d'entités chimiques (*sans unité*).
- N_A : nombre d'Avogadro (mol^{-1})