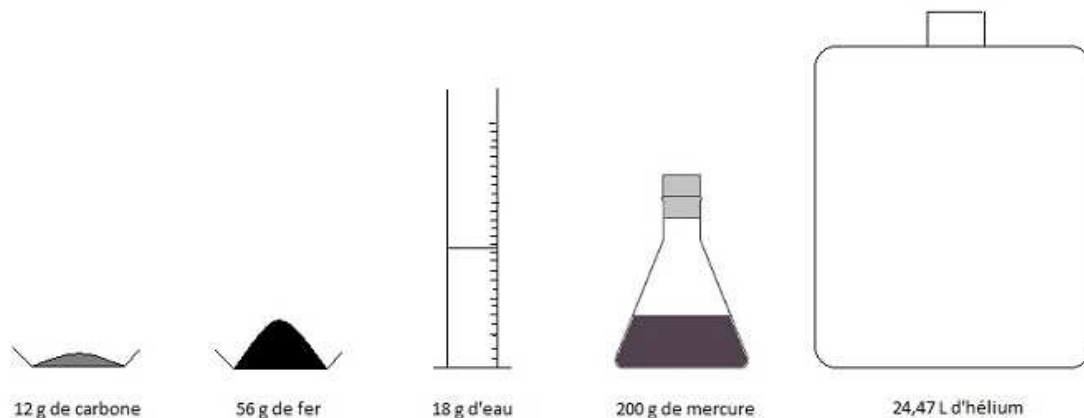


# De l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique : la mole.

## I) La mole



Quel est le point commun entre les contenus de ces récipients ?

- Ces récipients contiennent le même nombre de constituants : environ 600 000 milliards de milliards !

Plutôt que de parler du nombre d'atomes (ou de molécules), on préfère utiliser une unité plus adaptée. Autrefois, on prenait comme unité le nombre d'atomes contenus dans 1 g d'hydrogène (le plus léger des atomes). Pour une question de précision, on a modifié cette définition :



### Définition :

Une mole est le nombre d'atomes contenus dans exactement 12 g de carbone 12 noté  ${}_{6}^{12}\text{C}$ .

Ce nombre a été mesuré. C'est le **nombre d'Avogadro** :  $N_A = 6,022126 \times 10^{23}$ .

Cela signifie donc que : **1 mole =  $6,022126 \times 10^{23}$  entités chimiques (atomes, molécules, ions, ...)**

Plutôt que d'utiliser la masse ou le volume d'un solide, d'un liquide ou d'un gaz, le chimiste va donc utiliser le nombre de moles.

On passe facilement des uns aux autres grâce à la **masse molaire** (= masse d'une mole) de l'espèce chimique utilisée.

- **Exemple 1** : masse molaire de l'hydrogène  $m(\text{H}) = 1,01 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$   
La masse molaire atomique se trouve dans le tableau périodique.

- **Exemple 2** : quelle est la masse molaire de  $\text{H}_2\text{O}$  (masse molaire moléculaire) ?  
Il suffit d'additionner la masse molaire de l'oxygène et deux fois la masse molaire de l'hydrogène :  
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$   
Donc une mole d'eau a une masse de 18 g !

## II) Applications aux mesures expérimentales

### 1) Cas des solides

Lorsque l'on dispose de la masse d'un solide on peut calculer le nombre de moles (ou quantité de matière) de composé le constituant.



On passe de la masse du solide  $m$  au nombre de moles  $n$  en utilisant la relation  $m = n.M$  et inversement :  $n = \frac{m}{M}$

### 2) Cas des liquides

Lorsque l'on a le volume d'un liquide, on peut calculer le nombre de moles de composé le constituant.

**Attention** : on a ici impérativement besoin de la masse volumique du liquide.



Sachant que la masse volumique d'un corps est :  $\mu = \frac{m}{V}$

On a la relation  $V = \frac{n.M}{\mu}$  ou inversement :  $n = \frac{\mu.V}{M}$

### 3) Cas des gaz

C'est le volume que l'on mesure, mais il dépend de la pression et de la température ! Il faut donc connaître le volume d'une mole de gaz (volume molaire  $V_M$ ) à  $P$  et  $T$  connus.



On a  $V = n.V_M$  ou  $n = \frac{V}{V_M}$

La loi d'Avogadro nous apprend que le volume molaire ne dépend pas du gaz utilisé. Donc le volume molaire ne dépend que de  $P$  et de  $T$  :



1 mole de n'importe quel gaz à 25 °C et à la pression atmosphérique moyenne 101 325 Pa occupe 24,47 L!

**Exemple** : pour  $P = 101\,325$  Pa et  $T = 25^\circ\text{C}$ ,  $V_M = 24,47$  L pour  $P = 101\,325$  Pa et  $T = 0^\circ\text{C}$ ,  $V_M = 22,4$  L

**Remarque** : ces valeurs numériques se retrouvent grâce à la **loi des gaz parfaits**.

En effet, on a  $P.V = n.R.T \iff \frac{V}{n} = \frac{R.T}{P}$ .

Or, on a vu que  $\frac{V}{n} = V_M$ . Finalement, par identification, on a  $V_M = \frac{R.T}{P}$