

# L'UNITÉ DE COMPTAGE DES CHIMISTES : LA MOLE

## 1) Définition :

ACTIVITÉ 1

Le nombre **N** d'espèces chimiques (atome, molécule, ion) présentes dans un échantillon de matière (solide, liquide ou gaz) est extrêmement grand. Il est plus pratique de les dénombrer dans une unité adaptée : **la mole**.

Une mole correspond à  $6.10^{23}$  espèces chimiques. Ce nombre est appelé « nombre d'Avogadro  $\mathcal{N}_A$  »

Le nombre de moles **n** correspondant à un nombre **N** d'espèces chimiques est tel que :  $n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}$

+ Explication en [vidéo](#)

Exemples :

Une règle en alu contient  $N = 18 \times 10^{23}$  atomes d'aluminium :  $n_{Al} =$

Un verre d'eau contient  $N = 10 \times 10^{23}$  molécules d'eau  $H_2O$  :  $n_{H_2O} =$

Un grain de sel contient  $N = 2,6 \times 10^{22}$  ions sodium  $Na^+$  :  $n_{Na^+} =$

## 2) La masse molaire :

La masse molaire **M** d'un atome correspond à la masse d'une mole de cet atome.

Elle s'exprime en gramme par mole (symbole : **g/mol**) et se trouve dans la classification des éléments (voir livre).

Exemples :  $M(C) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1,0 \text{ g/mol}$

La masse molaire d'une molécule est égale à la somme des masses molaires des atomes qui la constituent.

Exemple de la masse molaire de l'éthanol ( $C_2H_6O$ ) :  $M(\text{éthanol}) = 2 \times M(C) + 6 \times M(H) + 1 \times M(O) = 46 \text{ g/mol}$

## 3) Nombre de moles dans un échantillon de matière

Il y a proportionnalité entre le nombre de moles **n** dans un échantillon de matière et la masse **m** de cet échantillon :

1 mol a une masse **M**  
n mol ont une masse **m**



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

Méthode de détermination de **n** :

Voir explication en [vidéo](#)

Exercices : n° 26,28,30 p 105/106