



Retrouvez toutes les explications en vidéo sur la chaîne
<https://www.youtube.com/watch?v=jGy-NKu0S9k>



La mole : L'unité de la quantité de matière

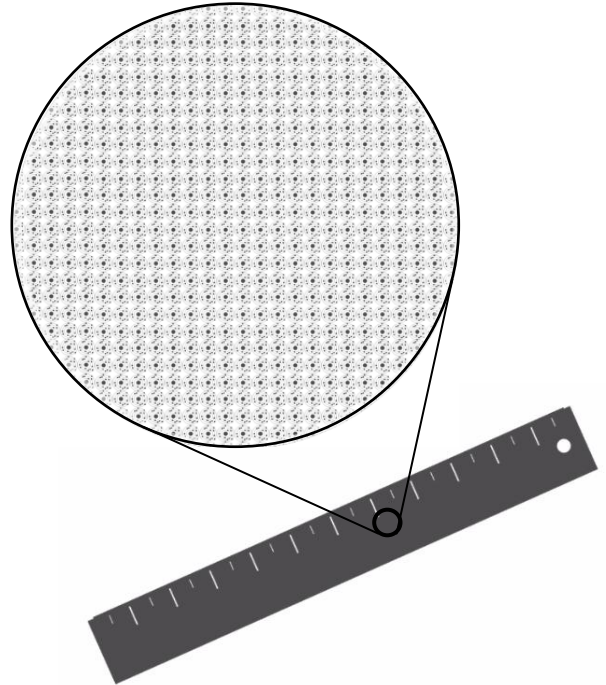
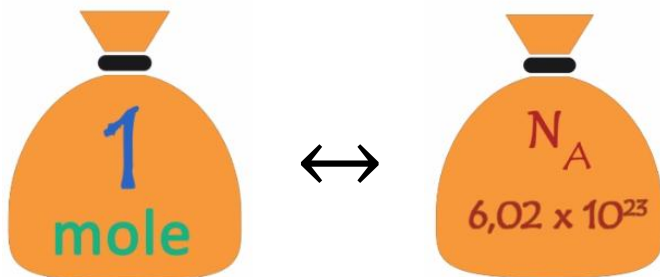
1- Compréhension.

Le moindre échantillon de matière contient des milliards de milliards d'atomes, d'ions ou de molécules.

Pour des raisons pratiques, on a inventé une unité désignant un grand nombre d'atomes (ou ions, ou molécules) : la mole

Une mole désigne un groupe, un paquet contenant $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques (atomes, ions, molécules...)

Les chimistes ont choisi le nombre $6,02 \times 10^{23}$ car une mole d'atomes d'hydrogène 1 (l'élément le plus léger de la classification périodique des éléments) a une masse de 1,0 g.



2- Notation et vocabulaire

La mole est l'unité de la grandeur physique appelée quantité de matière, notée n .

Voici un tableau qui aide à utiliser ce nouveau formalisme, à vous de le compléter :

Unité	gramme	mètre	mole
symbole de l'unité			
grandeur physique ayant cette unité			
Notation de la grandeur physique			

Le nombre $6,02 \times 10^{23}$ est appelé le nombre d'Avogadro ; il est noté N_A .

3- Lien entre n et N_A

Soit "N" le nombre d'entités (atomes, ions molécules) présent dans un échantillon.

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

mol → n sans unité → N mol^{-1} → N_A

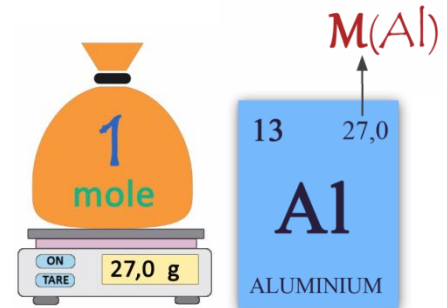


La masse molaire

4- La masse molaire atomique.

La masse molaire atomique désigne la masse d'une mole d'atomes identiques. La masse molaire atomique est notée M . Son unité est le **g/mol ou $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$** (**gramme par mol**)

Par exemple $M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ signifie qu'une mole d'atome d'aluminium a une masse de 27,0 g.



Dans le tableau périodique des éléments, chercher les valeurs des masses molaires atomiques des atomes suivants :

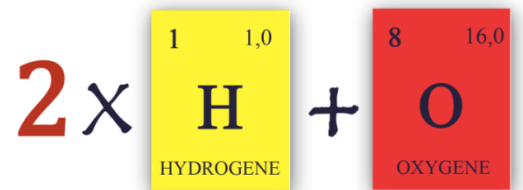
Atome	H	C	N	O	Na	Cl
Masse molaire atomique en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$						

5- La masse molaire moléculaire.

La masse molaire moléculaire désigne la masse d'une mole de molécules identiques.

Par exemple $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ signifie qu'une mole de molécules d'eau H_2O a une masse de 18 g

Les masses molaires moléculaires ne sont pas données dans les livres, il faut les calculer à partir des masses molaires atomiques, sachant qu'elles sont égales à la somme des masses molaires atomiques des atomes qui les constituent.



Exemple : La molécule d'eau H_2O est formée de 2 atomes d'hydrogène et de 1 atome d'oxygène :

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{O}) = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

6- Lien entre masse et quantité de matière

La quantité de matière n (en mol), qu'on appelle aussi improprement « le nombre de mole », fait partie du monde microscopique (infiniment petit), monde auquel nous n'avons pas directement accès. C'est-à-dire qu'elle n'est pas directement mesurable par l'homme.

Il faut donc la mesurer indirectement, par l'intermédiaire de grandeurs mesurables (par exemple, la masse) avec des appareils de mesures usuels (balances).

La masse m d'un échantillon contenant la quantité de matière n est donnée par la formule : (préciser les unités)

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

S'entraîner

1. Calculer le nombre d'ions chlorure Cl^- contenu dans un échantillon de 2,5 mol.

.....

.....

.....

2. Calculer la quantité de matière contenue dans un échantillon de $1,8 \times 10^{23}$ molécules d'eau H_2O .

.....

.....

.....

3. Calculer la masse molaire de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ (Ecrire d'abord le calcul littéral, puis poser le calcul numérique, et enfin donner le résultat avec l'unité).

.....

.....

.....

4. Calculer la masse m d'un échantillon de 0,35 mol de sodium Na.

.....

.....

.....

5. Calculer la masse d'un échantillon de 13 mol de chlorure de sodium (sel) NaCl.

.....

.....

.....