



Au laboratoire, un échantillon de matière, constitué d'atomes, d'ions ou de molécules contient un très grand nombre de particules invisibles à l'œil nu. Alors pour indiquer la quantité de matière utilisée, plutôt que d'utiliser des grands nombres, on change d'échelle.

1. Dénombrer par « paquet » plutôt que par unité.

Pour un chimiste, compter les entités élémentaires présentes dans un échantillon de matière n'a donc pas d'intérêt. Il compte par « paquet » d'entités.

Le paquet d'entités est appelé

2. La mole.

Connaître le « nombre de moles », c'est connaître

La quantité de matière d'une entité représentant un nombre, cette grandeur est notée

La mole notée est alors l'unité de quantité de matière

La quantité de matière ne peut pas être mesurée directement.

En conséquence, pour connaître une quantité de matière, on doit d'abord mesurer ou de l'échantillon de matière.

3. Masse molaire.

Pour relier la quantité de matière d'une espèce chimique à sa masse, on n'a pas besoin de la masse de l'entité mais plutôt de celle du « paquet », c'est-à-dire la masse d'une mole ou masse molaire.

L'unité de la masse molaire gramme par mole, notée ou

a) Masse molaire atomique

La masse molaire atomique M_A d'un atome A est

b) Masse molaire moléculaire, *masse molaire ionique*

La masse molaire moléculaire est

Elle s'obtient en additionnant les masses molaires atomiques des atomes qui composent la molécule.

$M_{\text{molécule}} = \dots\dots\dots$

Exemple : masse molaire de la molécule d'eau $M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times M_{\text{H}} + M_{\text{O}}$ $M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

On appelle masse molaire ionique

$M_{\text{ion monoatomique}} = \dots\dots\dots$

Exemple : masse molaire de l'ion sodium $M_{\text{Na}^+} = M_{\text{Na}} = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Si l'ion est un ion polyatomique, on obtient la masse molaire ionique comme pour les molécules.

Exercices n°4 et 5 p152*

4. Relation entre masse molaire et quantité de matière.

Si on connaît la quantité de matière n et la masse molaire M , on calcule la masse m par la relation :

Si on connaît la masse m et sa masse molaire M , on calcule la quantité de matière n par la relation :

Exercices n°8 et 11* p152*

5. Quantité de matière de liquides.

Pour les liquides, il est souvent plus pratique et plus rapide de mesurer le volume plutôt que la masse d'un échantillon.

A partir de la masse volumique ρ du liquide pur et la mesure de son volume V , on calcule la masse par :

$$m =$$

Au laboratoire, la masse m est exprimée en g, le volume en millilitre (mL) ou en cm^3 avec la masse volumique en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$.

La quantité de matière se détermine alors en utilisant la relation entre m , M et n ou directement à partir du volume V de liquide par

$$n =$$

Exercice n°7* p152

6. Combien d'entités dans la mole ?

6.1. Constante d'Avogadro

Le nombre d'entités élémentaires contenues dans 1 mole est $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ appelé Constante d'Avogadro soit 602 mille milliards de milliards d'entités par mole.

Le dénombrement par mole peut se comparer au dénombrement d'objets par paire (2 objets *par paire*) ou par douzaine (12 objets *par douzaine*), la mole contenant énormément plus « d'objets ».

Le nombre N d'entités présentes dans une quantité de matière n est alors :

$$N =$$

Exercice n°1* p152

6.2. Masse d'un atome et masse molaire

La masse d'un atome est obtenue en faisant la somme de toutes les masses des particules (protons, neutrons, électrons) présentes dans l'atome. On peut considérer que les protons et neutrons ont la même masse : $m_p = m_n = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$ tandis que celle des électrons est beaucoup plus petite : $m_e = 9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$

$$m_{\text{atome}} = \dots\dots\dots + \dots\dots\dots$$

La masse d'un électron étant négligeable devant celle d'un nucléon, la masse de Z électrons est négligeable devant celle de A nucléons.

En conséquence, la masse de l'atome peut être obtenue en gramme, en multipliant son nombre de masse A (nombre de nucléons) par la masse d'un nucléon, environ $1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$.

On en déduit que la masse de l'atome est obtenue par

$$m_{\text{atome}} = \dots\dots\dots = \dots\dots\dots$$

Un gramme de matière contient donc environ six cent mille milliards de milliards de nucléons et donc A est très proche de la masse molaire M (en g/mol) d'un atome.

Exercice n°6* p65

6.3. Nouvelle définition de la mole

Lors de la conférence générale des poids et mesures (fin 2018), la nouvelle version de la mole fixe un nombre d'Avogadro immuable.

La mole(mol) est l'unité de quantité de matière d'une entité élémentaire spécifique, qui peut être un atome, une molécule, un ion, un électron ou n'importe quelle autre particule ou groupe particulier de ces particules ; sa valeur est définie en fixant la valeur numérique du nombre d'Avogadro à exactement $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$ exprimée en mol^{-1}

Exercice 2 p152