

L'unité des chimistes : la mole

Les échantillons de matière que l'on manipule contiennent un nombre gigantesque d'entités(*) chimiques: une masse de 6 grammes d'aluminium contient environ $1,34 \times 10^{23}$ atomes (134000000000000000000000 atomes; soit 134 mille milliards de milliards d'atomes!).

Il est donc nécessaire de créer une unité particulière qui facilite le décompte des entités chimiques: celle-ci s'appelle la mole (attention, l'abréviation de cette unité est «mol»).

(*)Les entités chimiques sont: les atomes, les ions, les molécules....

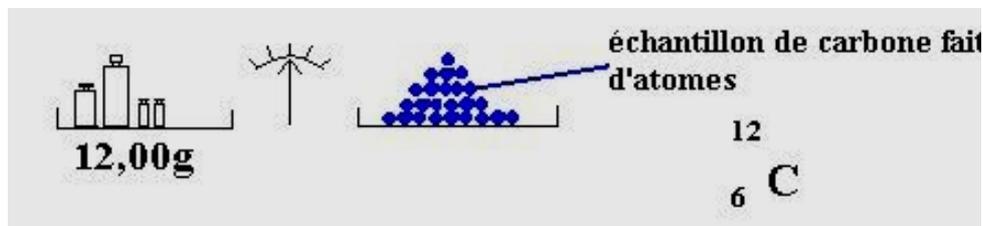
1. Définition de la mole:

Pour faciliter la compréhension de celle-ci, imaginons l'expérience suivante:

Sur le plateau de gauche d'une balance, déposons des masses marquées représentant une valeur totale de douze grammes: $m=12,00\text{g}$.

Déversons sur le plateau de droite de la poudre de carbone pur qui serait constituée exclusivement d'atomes de carbone isotope 12 ($^{12}_6\text{C}$). (Il faut l'imaginer car cette opération est irréalisable en pratique, le carbone naturel étant toujours un mélange de plusieurs isotopes!).

Déposons la poudre jusqu'à obtenir un équilibre parfait.



Le «paquet» d'atomes ainsi constitué représente une mole d'atomes.

La mole est donc un paquet contenant autant d'entités qu'il y a d'atomes dans 12,00 grammes de carbone (supposé contenant uniquement l'isotope 12).

L'entité peut être: l'atome, la molécule, l'électron

2. Une nouvelle grandeur: la quantité de matière

La «quantité de matière», de symbole **n**, (ou plus simplement «quantité») d'une entité est le nombre de paquets de 1 mole que représente cette entité.

Par abus de langage on remplace souvent le mot «quantité» par «nombre de moles»

Il est conseillé vivement d'écrire le symbole de l'entité en indice, voici pourquoi:

Si la quantité de dichlore (ici, l'entité est la molécule): $n_{\text{Cl}_2}=20\text{mol}$, la quantité d'atomes de chlore correspondante est $n_{\text{Cl}}=40\text{mol}$ puisqu'il faut 2 atomes de chlore pour faire une molécule. En précisant l'entité on évite ainsi les confusions.

3. Le nombre d'entité par mole ou constante d'Avogadro:

Pour déterminer le nombre d'Avogadro (N_A), il suffit d'effectuer le calcul:

$$N_A = \frac{\text{masse d'une mole de l'entité}}{\text{masse d'une entité}}$$

Supposons que l'entité soit le carbone 12

Par définition de la mole, le numérateur est très exactement 12g.

La masse d'un atome est voisine de celle des 12 nucléons du noyau si l'on confond les masses du proton et du neutron, si l'on néglige la masse des électrons et la «perte de masse» correspondant à la formation du noyau. (l'explication de celle-ci sera donnée en classe de terminale). Tout ceci pour dire que le calcul ci-dessous est approché!

$$N_A = \frac{\text{masse d'une mole d'atomes}}{\text{masse d'un atome}} = \frac{12,00 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}}{12,1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

On retiendra la valeur plus précise: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Si un échantillon contient N entités, la quantité de matière est:

$$n(\text{mol}) = \frac{N}{N_A(\text{mol}^{-1})}$$

Exemple: calculer la quantité de matière présente dans un échantillon de chrome qui contient $2,00 \cdot 10^{21}$ atomes.

$$N_{\text{Cr}} = \frac{2,00 \cdot 10^{21}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 33,3 \text{ mol}$$

4. La masse molaire:

La masse molaire est la masse d'une mole de cette espèce. Elle est notée M et s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

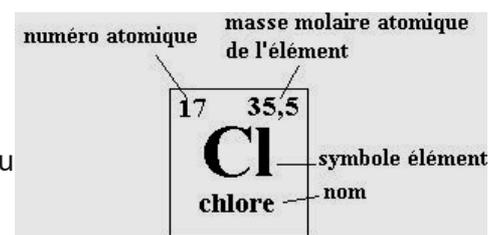
4.1 Masse molaire de l'élément :

La masse molaire d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément à l'état naturel, c'est-à-dire du mélange des différents isotopes à l'état naturel.

Par exemple, la masse molaire de l'élément chlore est, compte tenu des proportions en chlore 35 et 37 à l'état naturel:

$$M(\text{Cl}) = 76\% \cdot M(\text{chlore 35}) + 24\% \cdot M(\text{chlore 37}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot (*)$$

(*)C'est cette valeur qui est indiquée en général dans le tableau périodique.



4.2 Masse molaire moléculaire:

La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques des atomes constituant la molécule:

Exemple: $M_{\text{H}_2\text{O}} = M_{\text{O}} + 2 \cdot M_{\text{H}} = 16,0 + 2 \cdot 1,0 = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

4.3 De la masse m de l'échantillon à sa quantité de matière n :

Si l'échantillon est un corps pur de masse molaire M ,

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

Unités: $m(\text{g})$; $M(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$; $n(\text{mol})$

Exemple: Un échantillon de 1000 gramme d'eau représente une quantité de matière:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1000}{18} = 55,5 \text{ mol}$$

5. Le volume molaire (noté V_m):

5.1 Le volume molaire d'un liquide ou d'un solide dépend de sa nature.

(C'est pour cette raison que son calcul est assez peu intéressant)

Il peut être déterminé à l'aide de sa masse molaire et de sa masse volumique.

L'eau a une masse molaire $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et sa masse volumique est $\mu = 1,00 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

5.2 Volume molaire d'un gaz:

Supposons le modèle des gaz parfaits applicable pour ce gaz.

Le volume molaire est alors déduit de l'équation des gaz parfaits:

$$pV = n \cdot R \cdot T$$

avec les unités: p (Pa); V (m^3); n (mol); T (K); $R = 8,31$

Si $n=1\text{mol}$, alors $V=V_m$ et dans les conditions normales de température et de pression.

$$V_m = \frac{1 \cdot R \cdot T}{p} = \frac{8,31 \cdot 273}{1,013 \cdot 10^5} = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

à $20^\circ\text{C} = 293\text{K}$, $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Le volume molaire d'un gaz (supposé parfait) est indépendant de la nature du gaz. Il ne dépend que des conditions de température et de pression.

Ainsi, à une température et une pression données, une mole de dioxygène gazeux et une mole de propane gazeux occupent le même volume.

5.3 Du volume V de l'échantillon à la quantité de matière n :

$$n = \frac{V}{V_m}, \dots\dots\dots n(\text{mol}); V \text{ et } V_m \text{ dans la même unité}$$

Exemple: calculer la quantité de matière de méthane CH_4 contenue dans une bouteille de 1,25L .

Dans les conditions de l'expérience: $V_m = 24 \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{1,25}{24,00} = 5,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

(Cette quantité est constituée de $N = N_A \cdot n = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 5,2 \cdot 10^{-2} = 3 \cdot 10^{22}$ molécules

Soit 3000 milliards de milliards de molécules!)

Cette relation est d'avantage utilisée pour les gaz que pour les liquides car V_m est une constante pour les gaz à une température et une pression données.