

Chapitre 5

La quantité de matière

5.1	La quantité de matière	24
5.1.1	Quantité de matière	24
5.1.2	Mole et nombre d'Avogadro	24
5.2	La masse molaire	25

EN chimie, lorsque l'on s'intéresse à la quantité de matière contenue dans un échantillon, il y a une notion d'échelle à définir. En effet, les entités qui constituent un échantillon sont souvent des atomes ou des molécules (donc dans l'infiniment petit) alors que nous manipulons des quantités à échelle humaine (macroscopique). Il convient alors de redéfinir une échelle adaptée à notre échelle. C'est l'objet de ce chapitre qui vient définir plusieurs grandeurs chimiques :

- La quantité de matière
- La masse molaire
- Calculs de quantités de matière

Objectifs

- Déterminer la masse d'une entité à partir de sa formule brute et de la masse des atomes qui la composent.
- Déterminer le nombre d'entités et la quantité de matière (en mol) d'une espèce dans une masse d'échantillon.
- Déterminer la masse molaire d'une entité (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : **Hors Programme officiellement**

5.1 La quantité de matière

5.1.1 Quantité de matière

Afin de définir une échelle plus adaptée pour compter les entités entre les échelles microscopique et macroscopique, on définit la **quantité de matière** n d'un échantillon, qui s'exprime en **moles** (mol). Il s'agit simplement d'une nouvelle unité pour compter un nombre d'entités.

5.1.2 Mole et nombre d'Avogadro

La mole

Le changement d'unité entre le nombre d'entités N d'un échantillon et le **nombre de moles**, se fait par l'intermédiaire du **nombre d'Avogadro**, noté \mathcal{N}_A (en mol^{-1}), selon la formule suivante :

$$n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}$$

Avec $\mathcal{N}_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Exemple : On considère un échantillon de graphite (carbone solide) de quantité de matière $n = 3,5$ mol. A quel nombre d'atomes de carbone cela correspond-il ?

On sait que $n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}$. Or on connaît n et on cherche N donc :

$$N = n \times \mathcal{N}_A$$

$$N = 3,5 \times 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$N = 2,1 \cdot 10^{24} \text{ atomes de carbone.}$$

5.2 La masse molaire

Masse d'une entité

La masse d'une entité se calcule en faisant la somme des masses de tous les atomes qui la constitue. On s'aide pour cela de la **formule brute** de l'entité.

Exemple : La molécule d'acide éthanoïque, qui n'est rien d'autre que du vinaigre, a pour formule brute : $C_2H_4O_2$. Ainsi sa masse totale sera : $m = 2 \times m(C) + 4 \times m(H) + 2 \times m(O)$. Et la masse d'un atome est la somme de la masse de ses nucléons (cf. chapitre 3). Par exemple : $m(C) = 12 \times m_n$ car il y a 12 nucléons pour le carbone.

Masse molaire d'une entité

La **masse molaire** d'une entité est la masse que pèse une mole de cette entité. Elle s'exprime donc en $g \cdot mol^{-1}$. Les valeurs des masses molaires de chaque élément chimique sont répertoriées dans la classification périodique des éléments.

Exemple : La molécule d'acide éthanoïque, le vinaigre, a pour formule brute $C_2H_4O_2$. Les masses molaires du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène sont les suivantes :

$M(H) = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(C) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(O) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Ainsi : $M(C_2H_4O_2) = 2 \times M(C) + 4 \times M(H) + 2 \times M(O) = 2 \times 12,0 + 4 \times 1,00 + 2 \times 16,0 = 60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.