

Chapitre 5

Mole et quantités de matière

1. Masse d'une entité chimique

La masse d'une entité chimique s'obtient en additionnant la masse de tous les atomes qui la constitue.

Exemples

Calcul de la masse d'une molécule d'eau H_2O avec : $m_O = 2,7 \times 10^{-26}$ kg et

$$m_H = 1,7 \times 10^{-27} \text{ kg.}$$

$$m_{H_2O} = 2 \times m_H + m_O$$

$$\text{Application numérique : } m_{H_2O} = 2 \times 1,7 \times 10^{-27} + 2,7 \times 10^{-26}$$

$$= 3,0 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

La masse des électrons est très inférieure à celles des nucléons constituant le noyau des atomes. Ainsi, lors du calcul de la masse des entités ioniques, on peut négliger les électrons en excès ou en défaut par rapport aux entités moléculaires correspondantes.

Exemple

L'ion hydroxyde, de formule HO⁻, possède un électron de plus que l'entité HO.

Les masses de ces deux entités sont :

$$m_{\text{HO}} = m_{\text{H}} + m_{\text{O}} = 1,7 \times 10^{-27} \text{ kg} + 2,7 \times 10^{-26} \text{ kg}$$
$$= (0,17 + 2,7) \times 10^{-26} \text{ kg} = 2,9 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

$$m_{\text{HO}^-} = m_{\text{H}} + m_{\text{O}} + m_{\text{e}} = 1,7 \times 10^{-27} \text{ kg} + 2,7 \times 10^{-26} \text{ kg} + 9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$$
$$= (0,17 + 2,7 + 0,000\,091) \times 10^{-26} \text{ kg} = 2,9 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

Avec deux chiffres significatifs, ces deux masses sont égales.

2. Nombre d'entités

Dans un échantillon de corps pur de masse m constitué d'entités de masse $m_{\text{entité}}$,

le nombre N d'entités présentes dans l'échantillon est :

$$N = \frac{m}{m_{\text{entité}}}$$

Unités :

N sans unité

m et $m_{\text{entité}}$ dans la même unité.

Exemple

Pour une alliance en platine de masse 9,8 gramme, le nombre N d'atomes de platine, chacun de masse

$m_{\text{Pt}} = 3,24 \times 10^{-25}$ kg contenus dans cette alliance est :

$$N = \frac{9,8 \times 10^{-3} \text{kg}}{3,24 \times 10^{-25} \text{kg}} = 3,0 \times 10^{22}$$

Ce nombre est gigantesque !

3. Quantité de matière

3.1 - Définitions

La matière qui nous entoure est constituée d'entités microscopiques de dimension très petite (de l'ordre du nanomètre) et de masse très faible (de l'ordre de 10^{-25} kg).

Dans notre quotidien, nous manipulons à l'échelle humaine, l'échelle macroscopique, des échantillons de matière contenant un très grand nombre de ces entités.

Pour faciliter le comptage de ces entités, elles sont regroupées, par la pensée, en paquets contenant chacun $6,022\,140\,76 \times 10^{23}$ entités. Un paquet est appelé une mole.

La quantité de matière est la grandeur utilisée pour compter un nombre d'entités microscopiques. Elle s'exprime en mole (de symbole : mol).

Une mole d'entités correspond exactement à un « paquet » de

$6,022\,140\,76 \times 10^{23}$ entités.

Ce nombre est fantastiquement grand : 602 214 076 000 000 000 000 000 soit presque 602 mille milliards de milliards.

Les entités microscopiques dénombrées correspondent à un type d'atome, de molécule, d'ion, ou n'importe quelle autre particule ou groupe de ces particules.

On utilise également des sous-multiples de la mole :

$$1 \text{ mmol} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol} ; 1 \text{ } \mu\text{mol} = 1 \times 10^{-6} \text{ mol}.$$

Éviter des erreurs

Dans le langage courant, l'expression « quantité de matière » fait souvent référence à une masse ou à un volume, car ces deux grandeurs sont très couramment utilisées pour caractériser un échantillon de matière.

La quantité de matière est une grandeur définie en physique-chimie avec un sens très précis. C'est une quantité d'entités, mesurée en mole.

Vocabulaire

La grandeur n désigne une quantité de matière. Lorsque la matière est précisée, il faut substituer le mot « matière » par le nom de l'espèce chimique.

Ainsi, il faut privilégier l'expression « quantité de dioxygène » plutôt que « quantité de matière de dioxygène ».

3.2 - Constante d'Avogadro

Le nombre d'entités par mole est une constante, appelée la constante d'Avogadro et notée N_A .

Sa valeur est exactement :

$$N_A = 6,022\,140\,76 \times 10^{23} \text{mol}^{-1}$$

Remarque

Pour les utilisations courantes, la valeur de $6,02 \times 10^{23} \text{mol}^{-1}$ (comportant trois chiffres significatifs) est le plus souvent retenue.

Histoire des sciences

La constante d'Avogadro a été nommée ainsi en hommage au scientifique italien Amedeo Avogadro (né en 1776 et mort en 1856). Ses travaux permirent de distinguer clairement les atomes et les molécules, à une époque où l'existence des atomes était encore très controversée. Il essaya de mesurer le nombre de molécules dans un gaz, mais les premières mesures convaincantes ne furent réalisées qu'après sa mort.

3.3 - Quantité de matière et nombre d'entités

Le nombre N majuscule d'entités microscopiques et leur quantité de matière n dans un échantillon sont liés par l'expression :

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

Unités du Système international :

n en mole

N sans unité

N_A en mol⁻¹

Éviter des erreurs

N_A s'exprime en mol⁻¹. N majuscule est un nombre. Dans une équation faisant intervenir les unités, on écrit donc le symbole « 1 » pour son unité.

Ainsi, l'unité de la quantité de matière n est $\frac{1}{\text{mol}^{-1}}$ soit encore mol, symbole utilisé pour désigner la mole.

Remarque

La mole est l'une des sept unités de base du Système international, qui est principalement utilisée en physique et en chimie. Ce système a été révisé en 2019. Avant 2019, une mole était définie comme la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 grammes de carbone 12.

La quantité de matière n est une grandeur quotient. En multipliant les deux membres de l'égalité par N_A , on établit la relation $N = N_A \times n$.

N_A est le coefficient de proportionnalité entre N majuscule et n .

Exemples

- Un échantillon d'eau de 2,00 moles contient un nombre de molécules d'eau

de $N = 2,00 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 1,20 \times 10^{24}$.

- La quantité de matière d'une alliance en platine s'obtient à partir du nombre d'atomes de platine et de la constante d'Avogadro :

$$n = \frac{3,0 \times 10^{22}}{6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} = 50 \text{ mmol}.$$

En pratique, il n'existe pas de balance assez précise pour mesurer la masse d'une seule entité. On détermine en fait la masse d'une entité par la pesée d'un échantillon macroscopique d'une quantité n précise de cette entité.

Remarque

En combinant les expressions de N du paragraphe 2 et de n du paragraphe 3, on obtient :

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{m}{m_{\text{entité}} \times N_A}$$

La quantité $M = m_{\text{entité}} \times N_A$ correspond à la masse d'une mole d'entité. Elle s'exprime en $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$ dans le Système international. Une unité usuelle est le $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Actualité scientifique

Depuis 2019, la France fête le jour de la mole le 6 février à 10 heures 23 minutes précisément. Les lycéens et étudiants organisent des démonstrations de chimie pour

le public afin de montrer tout le potentiel de cette science.

Aux États-Unis, cette fête a lieu le 2 juin et a pour mascotte une taupe.

Pourriez-vous trouver les raisons de ces deux particularités ?