

Quantité de matière

En cuisine, certains ingrédients sont facilement dénombrables (comme les œufs), d'autres ne le sont pas ou cela prendrait beaucoup trop de temps. Par exemple, on ne compte pas le riz ou le sucre grain par grain, mais on les regroupe par paquet.

Plus des entités sont petites et nombreuses, plus il est pratique de regrouper dans un ensemble ces entités pour les compter.

I La mole, unité des quantités de matière

Les particules constituant la matière sont de l'ordre de l'infiniment petit. Pour les dénombrer, on les regroupe aussi par paquets, appelés « moles ».

Définition :

La mole est la quantité de matière d'un système contenant exactement $6,022 \times 10^{23}$ entités élémentaires (atomes, ions, molécules, etc.)

On a donc $1 \text{ mole} = 6,022 \times 10^{23} \text{ particules}$. Une mole permet donc de définir une quantité de matière par paquets de particules et sans utiliser de grands nombres.

Définition :

La constante d'Avogadro N_A est le nombre de particules par mole :

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

Définition :

La quantité de matière n est le nombre de moles (soit le nombre de paquets de particules) que contient un système. Son unité est la mole (mol).

Sa formule est : $n = \frac{N}{N_A}$

Exemple : Soit un échantillon de matière contenant $N = 18,066 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Sachant qu'une mole contient $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ entités, l'échantillon a une quantité égale à 3 moles car :

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{18,066 \times 10^{23}}{6,022 \times 10^{23}} = 3$$

II Calcul de la matière dans un échantillon

1- La relation entre quantité de matière et masses molaires

Définition :

La **masse molaire atomique** représente la masse d'une mole d'un **atome**.

La **masse molaire moléculaire** représente la masse d'une mole d'une **molécule**.

Notion	Définition	Notation et unité	Moyen de la déterminer	Exemples
Masse molaire atomique	Masse d'une mole de l'atome considéré	$M_{g.mol^{-1}}$	Indiquée dans le tableau périodique des éléments	La masse molaire de carbone est $M = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$
Masse molaire moléculaire	Masse d'une mole de la molécule considérée	$M_{g.mol^{-1}}$	Obtenue en additionnant les masses molaires des atomes qui composent la molécule, conformément à sa formule brute.	La masse molaire de la molécule d'éthanol de formule brute C_2H_6O est : $M_{C_2H_6O} = 2 \times M_C + 6 \times M_H + M_O$ $M_{C_2H_6O} = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0$ $M_{C_2H_6O} = 46,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Exemple : la masse molaire de l'atome de chlore $^{37}_{17}Cl$ est de $37,0 \text{ g.mol}^{-1}$. Cette valeur de masse molaire est semblable au nombre de nucléons indiqué dans l'écriture conventionnelle : 37.

À partir de la masse molaire d'un atome de chlore, il est possible de calculer la masse molaire du dichlore Cl_2 . Il faut additionner la masse molaire des deux atomes de chlore Cl le constituant :

$$M_{Cl_2} = M_{Cl} + M_{Cl} = 2 \times M_{Cl} = 2 \times 37,0 = 74,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

2- La relation entre quantité de matière et masse

La **quantité de matière** n contenue dans un échantillon d'une espèce chimique de masse molaire M se calcule à partir de sa masse m :

$$n(mol) = \frac{m(g)}{M(g.mol^{-1})}$$

Exemple : En reprenant l'exemple précédent, on sait que $M_{Cl_2} = 74,0 \text{ g.mol}^{-1}$

La quantité de matière contenue dans un échantillon de 222 g de dichlore est donc :

$$n(mol) = \frac{m(g)}{M_{Cl_2}(g.mol^{-1})} = \frac{222}{74,0} = 3 \text{ mol}$$

À partir de la formule de la quantité de matière, il est aussi possible de calculer la masse ou la masse molaire d'une espèce chimique :

$$M(g.mol^{-1}) = \frac{m(g)}{n(mol)} \quad \underline{\text{ou}} \quad m(g) = n(mol) \times M(g.mol^{-1})$$