

Fiche de cours

Quantité de matière : la mole

L'essentiel du chapitre en deux pages

définitions · lois · méthodes · à savoir par cœur

1 ÉCRITURE SCIENTIFIQUE ET PUISSANCES DE DIX

Définition. L'écriture scientifique d'un nombre est de la forme $a \times 10^p$, où p est un entier relatif et où a est un décimal tel que $1 \leq |a| < 10$. Elle permet de manipuler commodément les très petites masses des entités chimiques.

Remarque. Règles de calcul : $10^p \times 10^q = 10^{p+q}$ et $\frac{10^p}{10^q} = 10^{p-q}$. Conversions utiles : $1 \text{ g} = 1 \times 10^{-3} \text{ kg}$; $1 \text{ mg} = 1 \times 10^{-6} \text{ kg}$; $1 \text{ t} = 1 \times 10^3 \text{ kg}$.

2 MASSE D'UNE ENTITÉ CHIMIQUE

Propriété. La masse d'une molécule ou d'un ion est la *somme des masses des atomes* qui la constituent, chacun compté autant de fois qu'il apparaît dans la formule (la masse des électrons est négligeable) :

$$m(\text{CO}_2) = m(\text{C}) + 2 \times m(\text{O}).$$

Remarque. Les masses des atomes sont toujours fournies, en kilogrammes. On peut aussi les estimer avec $m_{\text{atome}} \approx A \times m_{\text{nucléon}}$, où $m_{\text{nucléon}} \approx 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

3 NOMBRE D'ENTITÉS D'UN ÉCHANTILLON

Propriété. Le nombre N d'entités contenues dans un échantillon est le quotient de la masse de l'échantillon par la masse d'une entité. C'est un nombre *sans unité*, toujours très grand :

$$N = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m_{\text{entité}}} \quad (\text{les deux masses dans la même unité}).$$

4 LA MOLE ET LA QUANTITÉ DE MATIÈRE

Définition. Compter les entités une par une est impossible : on les regroupe en paquets appelés **moles**. Une **mole** d'entités est un ensemble d'environ $6,02 \times 10^{23}$ entités identiques. Le nombre d'entités par mole est la **constante d'Avogadro** $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Définition. La **quantité de matière** n d'un échantillon est le nombre de moles d'entités qu'il contient. Elle s'exprime en **mole**, de symbole mol.

■ FORMULAIRE — Le formulaire du chapitre

- Masse d'une entité : $m_{\text{entité}} = \sum \text{masses des atomes de la formule.}$
- Nombre d'entités : $N = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m_{\text{entité}}}$ (N sans unité)
- Quantité de matière : $n = \frac{N}{N_A}$ et $N = n \times N_A$ (n en mol)
- Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Méthode — passer de la masse à la quantité de matière. enchaîner toujours les deux étapes, en convertissant d'abord toutes les masses dans la même unité :

$$m_{\text{échantillon}} \xrightarrow{\div m_{\text{entité}}} N \xrightarrow{\div N_A} n.$$

Pour le trajet inverse (n connu, masse cherchée), on multiplie : $n \xrightarrow{\times N_A} N \xrightarrow{\times m_{\text{entité}}} m_{\text{échantillon}}.$

■ DONNÉES — Valeurs utilisées dans les exercices du chapitre

$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $m(\text{H}) = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$; $m(\text{C}) = 1,99 \times 10^{-26} \text{ kg}$; $m(\text{N}) = 2,33 \times 10^{-26} \text{ kg}$;
 $m(\text{O}) = 2,66 \times 10^{-26} \text{ kg}$; $m(\text{Na}) = 3,82 \times 10^{-26} \text{ kg}$; $m(\text{Cl}) = 5,89 \times 10^{-26} \text{ kg}$; $m(\text{Fe}) = 9,27 \times 10^{-26} \text{ kg}$;
 $m(\text{Cu}) = 1,06 \times 10^{-25} \text{ kg}$.

✖ ATTENTION

En Seconde, on ne dispose pas de la masse molaire : on passe *toujours* par la masse d'une entité et par le nombre d'entités N . Un résultat est donné avec le même nombre de chiffres significatifs que la donnée la *moins précise* (en général deux ou trois) ; on garde la valeur non arrondie pour les calculs suivants.

5 SAVOIR-FAIRE DU CHAPITRE

► SAVOIR-FAIRE

- Écrire une masse en kilogramme, en écriture scientifique, et manipuler les puissances de dix.
- Calculer la masse d'une molécule ou d'un ion à partir de sa formule et des masses des atomes.
- Calculer le nombre N d'entités d'un échantillon à partir de sa masse.
- Passer de N à la quantité de matière n , et réciproquement.
- Enchaîner masse $\rightarrow$ nombre d'entités $\rightarrow$ quantité de matière, et le trajet inverse.
- Vérifier la vraisemblance d'un résultat (ordre de grandeur, nombre de chiffres significatifs).

6 EXEMPLES TYPES

★ EXEMPLE — masse d'une molécule

Masse d'une molécule de dioxyde de carbone : $m(\text{CO}_2) = m(\text{C}) + 2 m(\text{O}) = 1,99 \times 10^{-26} + 2 \times 2,66 \times 10^{-26} = 7,31 \times 10^{-26} \text{ kg}$.

★ EXEMPLE — de la masse à la quantité de matière

Un échantillon contient $m = 10,0 \text{ g}$ de CO_2 , soit $1,00 \times 10^{-2} \text{ kg}$. Nombre de molécules : $N = \frac{1,00 \times 10^{-2}}{7,31 \times 10^{-26}} = 1,368 \times 10^{23}$, soit $1,37 \times 10^{23}$ avec trois chiffres significatifs. Quantité de matière, calculée avec la valeur non arrondie de N : $n = \frac{N}{N_A} = \frac{1,368 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 0,227 \text{ mol}$.

★ EXEMPLE — de la quantité de matière à la masse

Quelle masse d'eau correspond à $n = 2,00 \text{ mol}$? $m(\text{H}_2\text{O}) = 2 m(\text{H}) + m(\text{O}) = 2 \times 1,67 \times 10^{-27} + 2,66 \times 10^{-26} = 2,994 \times 10^{-26} \text{ kg}$ (soit $2,99 \times 10^{-26} \text{ kg}$ arrondi). Puis $N = n N_A = 2,00 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,204 \times 10^{24}$ molécules, et, avec les valeurs non arrondies, $m = N \times m(\text{H}_2\text{O}) = 1,204 \times 10^{24} \times 2,994 \times 10^{-26} = 3,60 \times 10^{-2} \text{ kg}$, soit $36,0 \text{ g}$.

★ EXEMPLE — cas d'un corps simple

Un clou de fer a une masse $m = 5,6 \text{ g} = 5,6 \times 10^{-3} \text{ kg}$. L'entité est ici l'*atome* de fer. $N = \frac{5,6 \times 10^{-3}}{9,27 \times 10^{-26}} = 6,04 \times 10^{22}$, soit $6,0 \times 10^{22}$ atomes avec deux chiffres significatifs, puis $n = \frac{6,04 \times 10^{22}}{6,02 \times 10^{23}} = 0,10 \text{ mol}$.

✖ PIÈGES

- Mélanger les unités dans $N = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m_{\text{entité}}}$: si la masse de l'entité est en kilogrammes, l'échantillon doit l'être aussi.
- Donner une unité à N : c'est un *nombre* d'entités, il n'en a pas ; seule n s'exprime en moles.
- Confondre N et n : pour quelques grammes de matière, N est gigantesque (de l'ordre de 10^{22} à 10^{24}), alors que n va de quelques millièmes de mole à quelques moles.
- Multiplier par N_A au lieu de diviser (ou l'inverse) : vérifier l'ordre de grandeur du résultat.
- Oublier les indices de la formule dans la masse d'une entité : $m(\text{CO}_2) \neq m(\text{C}) + m(\text{O})$.