

Quantité de matière

Cours de sciences physiques - niveau 1re

*Dans une cuillère de sucre, il y a des milliards de milliards de molécules : impossible de les compter une à une. Les chimistes ont donc inventé un « paquet » géant, la mole, et une grandeur, la **quantité de matière**, qui permet de passer d'une masse pesée sur la balance, ou d'un volume mesuré, à un nombre de particules.*

Ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

La quantité de matière et la mole

À l'échelle microscopique, une espèce chimique est constituée d'**entités** (atomes, molécules, ions). Comme leur nombre N est gigantesque dans un échantillon, on les regroupe par paquets. La **quantité de matière** n , exprimée en **mole** (symbole mol), mesure le nombre de paquets.

DÉFINITION

Une mole est la quantité de matière d'un système contenant $6,02 \times 10^{23}$ entités identiques. Ce nombre est la **constante d'Avogadro** : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

FORMULE À RETENIR

$$n = N \div N_A$$

n en mol ; N : nombre d'entités (sans unité) ; N_A en mol^{-1} .

EXEMPLE

Un échantillon contient $N = 3,01 \times 10^{22}$ molécules d'eau. $n = 3,01 \times 10^{22} \div 6,02 \times 10^{23} = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

La masse molaire

On ne peut pas compter les entités, mais on peut peser. La **masse molaire** M d'une espèce est la masse d'une mole de cette espèce. Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. La masse

molaire atomique d'un élément se lit dans le tableau périodique ; la masse molaire d'une molécule ou d'un composé est la somme des masses molaires atomiques de ses atomes, en tenant compte des indices de la formule.

Élément	H	C	N	O	Na	S	Cl
M (g·mol ⁻¹)	1,0	12,0	14,0	16,0	23,0	32,1	35,5

EXEMPLE

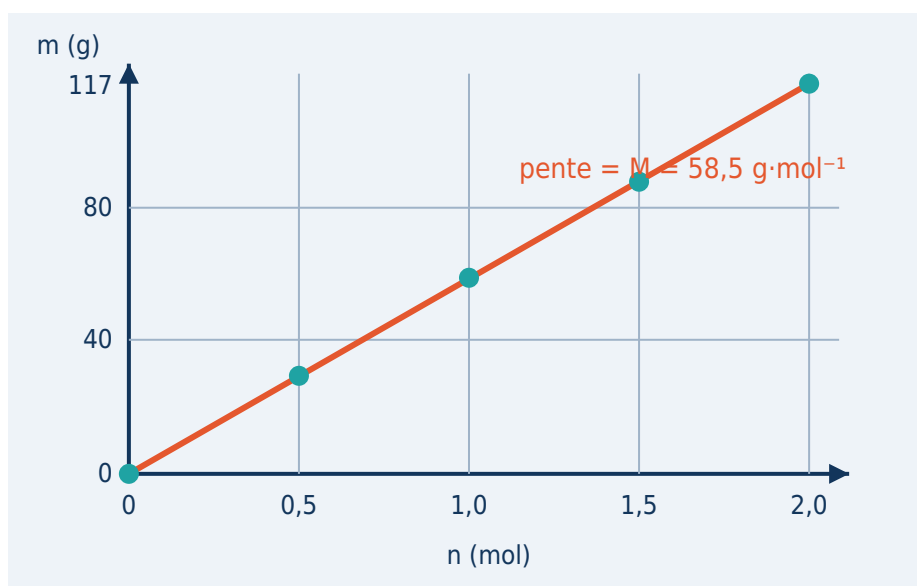
Glucose C₆H₁₂O₆ : $M = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 72,0 + 12,0 + 96,0 = 180,0$ g·mol⁻¹. Chlorure de sodium NaCl : $M = 23,0 + 35,5 = 58,5$ g·mol⁻¹.

FORMULE À RETENIR

$$n = m \div M$$

n en mol ; m en g ; M en g·mol⁻¹.

La masse et la quantité de matière sont donc proportionnelles : le graphique $m = f(n)$ est une droite passant par l'origine, dont le coefficient directeur est la masse molaire.



La masse de NaCl est proportionnelle à la quantité de matière : la pente de la droite est la masse molaire.

Volume molaire des gaz

Pour un gaz, il est plus commode de mesurer un volume qu'une masse. À température et pression données, une mole de n'importe quel gaz occupe le même volume : le **volume molaire** V_m . Il ne dépend pas de la nature du gaz, mais de la température et de la pression. À 20 °C et sous $1,013 \times 10^5$ Pa, $V_m \approx 24$ L·mol⁻¹.

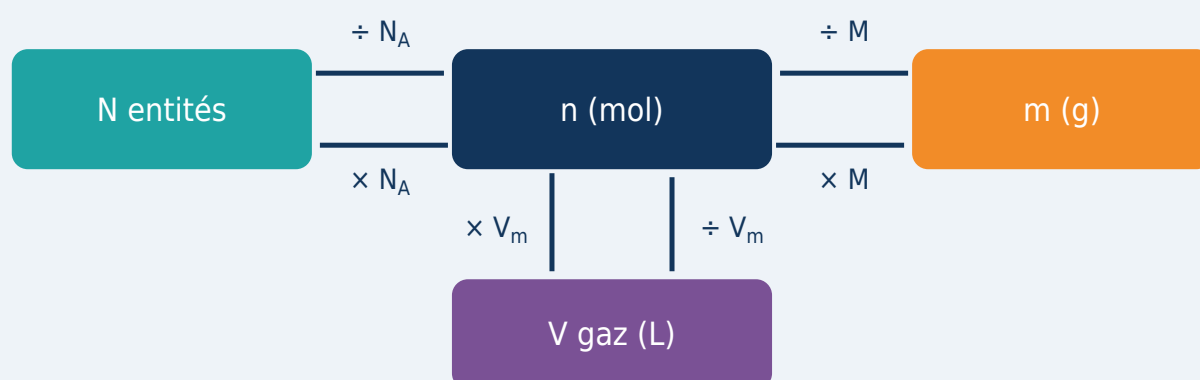
FORMULE À RETENIR

$$n = V \div V_m$$

n en mol ; V en L ; V_m en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ (même température et même pression pour V et V_m).

EXEMPLE

Un ballon contient 6,0 L de dioxygène à 20 °C, 1 bar. $n = 6,0 \div 24 = 0,25$ mol. Sa masse : $m = n \times M = 0,25 \times 32,0 = 8,0$ g.



La quantité de matière n est la grandeur centrale : on passe de N , de m ou de V à n , puis de n à une autre grandeur.

Concentration d'une solution

Une **solution** est obtenue en dissolvant une espèce, le **soluté**, dans un **solvant** (souvent l'eau). Pour décrire sa composition, on utilise deux grandeurs.

Grandeur	Définition	Unité usuelle
Concentration en quantité de matière C	$C = n \div V$	$\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
Concentration en masse t (ou C_m)	$t = m \div V$	$\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$

Ici V est le volume de **solution** (pas celui du solvant seul). Les deux grandeurs sont reliées par la masse molaire.

FORMULE À RETENIR

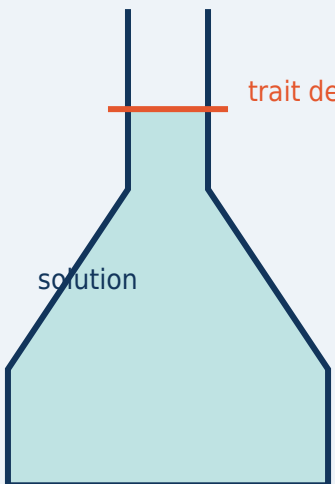
$$t = C \times M$$

t en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$; C en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$; M en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Pour préparer une solution par **dissolution**, on pèse la masse $m = C \times V \times M$ de soluté, on l'introduit dans une fiole jaugée, on ajoute de l'eau distillée aux deux tiers, on agite jusqu'à dissolution, puis on complète jusqu'au trait de jauge et on homogénéise.

Soluté dissous :
 $m = 1,17 \text{ g de NaCl}$
 $n = m \div M = 0,0200 \text{ mol}$

Volume de solution :
 $V = 250,0 \text{ mL} = 0,2500 \text{ L}$



$$C = n \div V$$
$$= 0,0200 \div 0,2500$$
$$= 0,0800 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Préparation par dissolution : on dissout la masse pesée et on complète jusqu'au trait de jauge.

La dilution

Pour obtenir une solution moins concentrée, on **dilue** une solution mère (concentration C_m) : on en prélève un volume V_m avec une pipette jaugée, on le verse dans une fiole jaugée de volume V_f et on complète avec de l'eau distillée. On obtient la solution fille, de concentration C_f .

PROPRIÉTÉ

Lors d'une dilution, la quantité de matière de soluté se **conserve** : $n_{\text{prélevée}} = n_{\text{fille}}$. Donc $C_m \times V_m = C_f \times V_f$. Le facteur de dilution est $F = C_m \div C_f = V_f \div V_m$.

EXEMPLE

Préparer $V_f = 100,0 \text{ mL}$ de solution à $C_f = 0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à partir d'une solution mère à $C_m = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. $F = 0,100 \div 0,020 = 5,0$. $V_m = V_f \div F = 100,0 \div 5,0 = 20,0 \text{ mL}$.

ERREUR FRÉQUENTE

Mélanger les unités : un volume en mL doit être converti en L avant de calculer une concentration en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Autre piège : confondre le volume de solution avec le volume d'eau ajouté. Dans une dilution, les volumes V_m et V_f peuvent rester dans la même unité, car ils apparaissent sous forme de rapport.

Chiffres significatifs

Un résultat de calcul s'exprime avec autant de chiffres significatifs que la donnée la moins précise. Par exemple, $0,50 \text{ mol}$ (2 chiffres significatifs) $\times 32,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ donne 16 g , et non $16,0 \text{ g}$. On arrondit seulement à la fin du calcul, pas à chaque étape.

L'essentiel à retenir

- La mole est un paquet de $6,02 \times 10^{23}$ entités ; $n = N \div N_A$.
- La masse molaire M ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) relie masse et quantité de matière : $n = m \div M$.
- Le volume molaire V_m (environ $24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ à 20°C et 1 bar) relie volume et quantité de matière d'un gaz : $n = V \div V_m$.
- Concentration : $C = n \div V$ ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ; $t = m \div V$ ($\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$) ; $t = C \times M$.
- Dilution : $C_m \times V_m = C_f \times V_f$; la quantité de matière de soluté se conserve.