

Quantité de matière et mole

Cours de sciences physiques - niveau 2de

Par ailleurs, dans une goutte d'eau, il y a environ 10^{21} molécules : impossible de les compter une par une, et manipuler de tels nombres serait absurde. Par ailleurs, les chimistes utilisent donc une **quantité de matière**, qui compte les entités par paquets, comme on compte les œufs par douzaines. Puis ce paquet s'appelle la mole. Ensuite, dans ce chapitre, tu apprends à passer du nombre d'entités à la masse, au volume d'un gaz et à la concentration d'une solution.

L'essentiel : La quantité de matière n , en moles, dénombre des entités : une mole en contient $6,02 \times 10^{23}$. On a $n = \frac{m}{M}$ avec M la masse molaire en g/mol, et $n = \frac{V}{V_m}$ pour un gaz. Pour 36 g d'eau, ($M = 18$) g/mol donne $n = 2,0$ mol.

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

Compter les entités : la quantité de matière et la mole

Donc, la matière est constituée d'**entités chimiques** : atomes, molécules ou ions. Puis un échantillon macroscopique en contient un nombre énorme. De plus, pour décrire un échantillon, on utilise la grandeur **quantité de matière**, notée n , dont l'unité du Système international est la **mole** (symbole mol).

DÉFINITION

Enfin, une **mole** est la quantité de matière d'un échantillon qui contient exactement $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ entités identiques. N_A est la **constante d'Avogadro**, exprimée en mol^{-1} .

FORMULE À RETENIR

$n = N \div N_A$; n en mol, N nombre d'entités (sans unité), $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

APPLICATION NUMÉRIQUE

Ensuite, un échantillon contient $N = 1,204 \times 10^{24}$ molécules. Sa quantité de matière est $n = 1,204 \times 10^{24} \div 6,02 \times 10^{23} = \mathbf{2,00 \text{ mol}}$. Inversement, 0,500 mol de molécules

représente $N = 0,500 \times 6,02 \times 10^{23} = \mathbf{3,01 \times 10^{23}}$ molécules.

ERREUR FRÉQUENTE

Puis, la mole n'est pas une masse. Ensuite, une mole d'eau et une mole de fer contiennent autant d'entités, mais n'ont pas la même masse. Par ailleurs, il faut toujours préciser l'entité : une mole de *molécules* d'eau, une mole d'*atomes* de fer.

La masse molaire

Ainsi, la **masse molaire** M d'une espèce chimique est la masse d'une mole de ses entités. Son unité est le g/mol. Puis pour un atome, la valeur est donnée par la classification périodique ; pour une molécule, on additionne les masses molaires des atomes qui la composent.

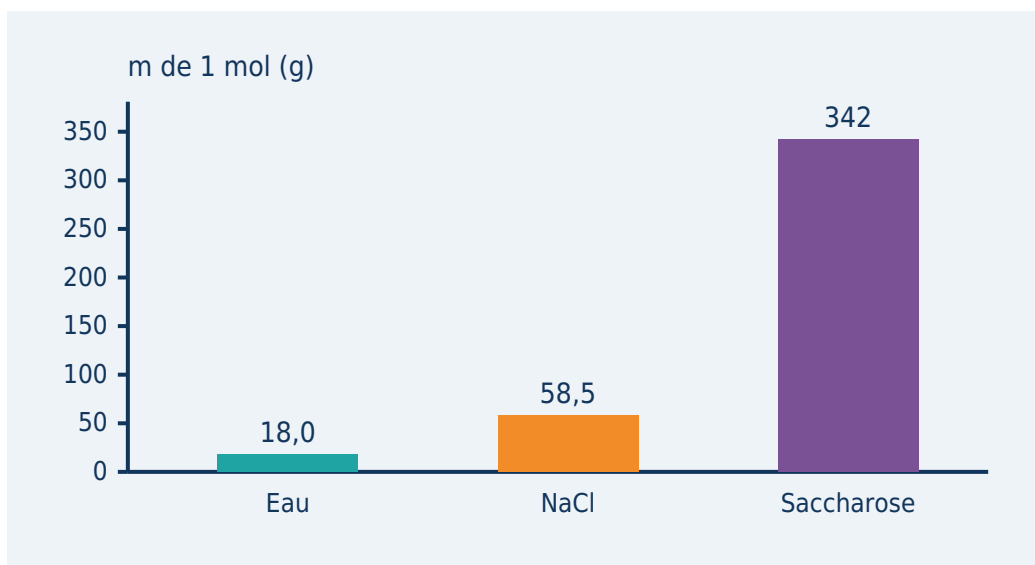
FORMULE À RETENIR

$n = m \div M$; n en mol, m en g, M en g/mol.

Atome	H	C	N	O	Na	Cl
M (g/mol)	1,0	12,0	14,0	16,0	23,0	35,5

EXEMPLE : CALCULER UNE MASSE MOLAIRE

$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = \mathbf{18,0 \text{ g/mol}}$; $M(\text{CO}_2) = 12,0 + 2 \times 16,0 = \mathbf{44,0 \text{ g/mol}}$;
 $M(\text{NaCl}) = 23,0 + 35,5 = \mathbf{58,5 \text{ g/mol}}$; $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12 \times 12,0 + 22 \times 1,0 + 11 \times 16,0 = \mathbf{342 \text{ g/mol}}$.



Masse d'une mole de trois espèces : même nombre d'entités, masses très différentes.

APPLICATION NUMÉRIQUE

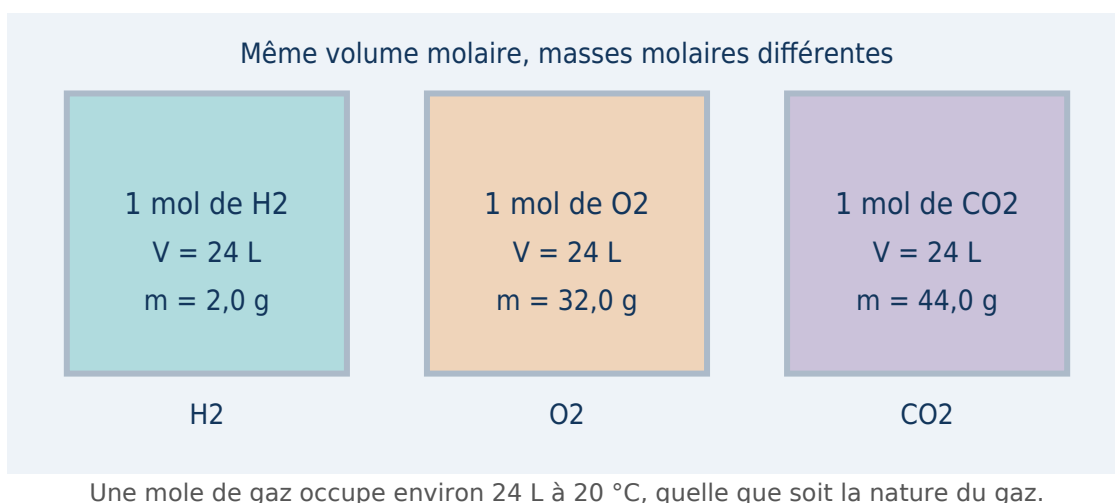
Par ailleurs, on pèse 10,0 g de saccharose. $n = m \div M = 10,0 \div 342 = \mathbf{2,92 \times 10^{-2} \text{ mol}}$. À l'inverse, 0,250 mol de chlorure de sodium a une masse $m = n \times M = 0,250 \times 58,5 = \mathbf{14,6 \text{ g}}$. Ensuite, on donne le résultat avec trois chiffres significatifs, comme les données.

Le volume molaire d'un gaz

Mesurer le volume d'un gaz est plus facile que le peser. Puis dans les mêmes conditions de température et de pression, une même quantité de matière de gaz occupe toujours le **même volume**, quelle que soit la nature du gaz. De plus, ce volume pour une mole est le **volume molaire** V_m .

FORMULE À RETENIR

$n = V \div V_m$; V en L, V_m en L/mol. À 20 °C et sous la pression atmosphérique, $V_m \approx 24 \text{ L/mol}$.



APPLICATION NUMÉRIQUE

De plus, un récipient contient $V = 6,0 \text{ L}$ de dioxyde de carbone à 20 °C. $n = 6,0 \div 24 = \mathbf{0,25 \text{ mol}}$. Sa masse est $m = n \times M = 0,25 \times 44,0 = \mathbf{11 \text{ g}}$. Ensuite, un liquide ou un solide a un volume bien plus petit : 1 mol d'eau liquide (18 g) n'occupe que 18 mL.

La concentration en quantité de matière

Donc, pour une espèce dissoute dans une solution de volume V , on utilise aussi la **concentration en quantité de matière** c (ou concentration molaire), en mol/L.

FORMULES À RETENIR

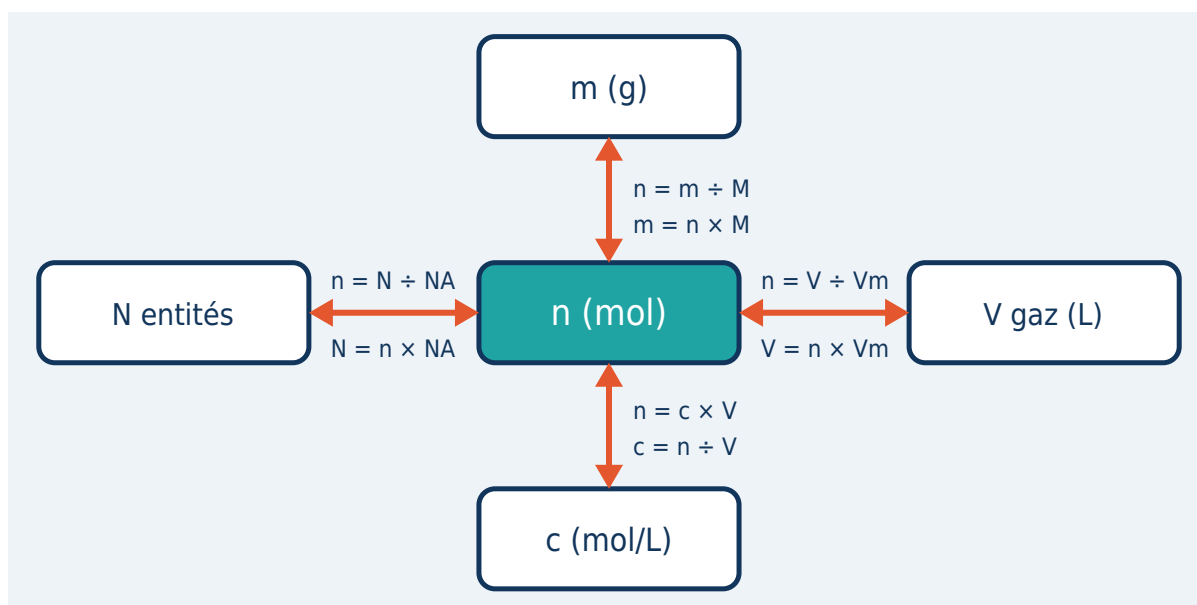
$c = n \div V$; $c = C_m \div M$; c en mol/L, V en L, C_m en g/L.

APPLICATION NUMÉRIQUE

Enfin, un sérum physiologique contient du chlorure de sodium à $C_m = 9,0 \text{ g/L}$. Sa concentration est $c = 9,0 \div 58,5 = \mathbf{0,15 \text{ mol/L}}$. Par ailleurs, pour préparer $V = 100,0 \text{ mL}$ de solution à $c = 0,100 \text{ mol/L}$ de chlorure de sodium, il faut $n = c \times V = 0,100 \times 0,1000 = 0,0100 \text{ mol}$, donc $m = 0,0100 \times 58,5 = \mathbf{0,585 \text{ g}}$ de sel.

Ensuite, la dilution se traite comme pour la concentration en masse : la quantité de matière de soluté se conserve, d'où $c_{\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = c_{\text{filie}} \times V_{\text{filie}}$.

Changer d'échelle : la démarche



La quantité de matière n relie le nombre d'entités, la masse, le volume d'un gaz et la concentration.

Puis, pour résoudre un exercice, on passe presque toujours par n , grandeur centrale qui relie le nombre d'entités, la masse, le volume d'un gaz et la concentration. Puis on écrit la formule, on convertit les unités (g, L), puis on fait l'application numérique avec le bon nombre de chiffres significatifs.

L'essentiel à retenir

- Ainsi, la quantité de matière n se mesure en mol ; 1 mol contient $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ entités.
- $n = N \div N_A$; $n = m \div M$ avec M en g/mol.
- M d'une molécule = somme des masses molaires atomiques.
- Pour un gaz : $n = V \div V_m$ avec $V_m \approx 24 \text{ L/mol}$ à 20°C sous pression atmosphérique, quel que soit le gaz.
- Pour une solution : $c = n \div V = C_m \div M$, en mol/L.
- Conserver les unités : g, L, mol, g/mol, mol/L.

Tout le chapitre « Quantité de matière et mole » en seconde

- Les exercices : Quantité de matière et mole
- Le corrigé des exercices : Quantité de matière et mole
- Le TP : Quantité de matière et mole
- Le corrigé du TP : Quantité de matière et mole
- Le QCM : Quantité de matière et mole

Chapitre précédent : Composition d'une solution, concentration (cours)

Chapitre suivant : Le modèle de l'atome (cours)

Retrouve aussi tous les cours de sciences physiques en seconde et le programme complet de sciences physiques en seconde.