

Calculer une quantité de matière



Quand on ne sait pas !

- La quantité de matière est une grandeur fondamentale en chimie. Elle se note n et s'exprime en moles (unité : mol).
- Bien comprendre ce que représente une quantité de matière est très important. Une mole est un ensemble $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques (atomes, ions ou molécules). Ce nombre est appelé « constante d'Avogadro » et est noté N_A .
- Le calcul d'une quantité de matière sera différent selon que l'espèce étudiée est solide, liquide, dissoute dans une solution ou encore, gazeuse.

EXEMPLE 1 24 grammes de poudre de carbone (l'isotope 12) contiennent 2,0 moles d'atomes de carbone, c'est-à-dire $2 \times N_A$ atomes de carbone.

EXEMPLE 2 100 mL d'une solution de diiode de concentration $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ contiennent $5,0 \times 10^{-3}$ moles de diiode c'est-à-dire $5,0 \times 10^{-3} N_A$ molécules de diiode.

Que faire ?

- Plusieurs formules sont utiles pour calculer une quantité de matière.

Pour un solide :

$$n = \frac{m}{M}$$

n , la quantité de matière, s'exprime en moles (mol) ;

m , la masse, s'exprime en grammes (g) ;

M , la masse molaire, s'exprime en grammes par mole (g.mol^{-1}).

Pour une espèce dissoute en solution :

$$n = C \times V$$

C , la concentration, s'exprime en moles par litre (mol.L^{-1}) ;

V , le volume s'exprime en litres (L).

Pour un liquide :

$$n = \frac{\rho \times V}{M}$$

ρ , la masse volumique, s'exprime en grammes par litre (g.L^{-1}) ;

V , le volume du liquide, s'exprime en litres (L) ;

M , la masse molaire, s'exprime en grammes par mole (g.mol^{-1}).

Pour un gaz :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

V , le volume de gaz, s'exprime en litres (L) ;

V_m , le volume molaire, s'exprime en litres par mole (L.mol^{-1}).

Le volume molaire est le même pour tous les gaz dits « parfaits ». Il dépend cependant de la température et de la pression. À une température de $20\text{ }^\circ\text{C}$ et à une pression de $1\ 013\ \text{hPa}$, $V_m = 24,0\ \text{L.mol}^{-1}$.

- Pour calculer une quantité de matière, il faut donc :
 1. Identifier l'état de l'espèce chimique : solide, liquide, dissout dans une solution ou gazeux.
 2. Sélectionner la formule adéquate parmi celles données ci-avant.
 3. Vérifier que toutes les grandeurs nécessaires au calcul de la quantité de matière sont données dans l'énoncé. Si ce n'est pas le cas, calculer ces grandeurs (masse molaire par exemple) par ailleurs.
 4. Appliquer la formule en respectant les unités.
 5. Exprimer le résultat correctement.

Conseils

Ne pas confondre une espèce liquide et une espèce dissoute en solution. Dans le premier cas, le liquide contient une seule espèce chimique, dans le second, la solution contient des ions dissous dans un solvant (l'eau pour une solution aqueuse).

La masse volumique s'exprime dans plusieurs unités : kg.L^{-1} , g.L^{-1} , g.mL^{-1} ou encore g.cm^{-3} . Il est donc parfois nécessaire d'effectuer une conversion (► voir fiche n° 54).

On donne parfois la densité (grandeur sans unité) au lieu de la masse volumique. La densité d'un liquide est le rapport entre la masse volumique de ce liquide et la masse volumique de l'eau ($1\ \text{kg.L}^{-1}$). Ainsi, si la densité d'un liquide est égale à 1,10 alors sa masse volumique est égale à $1,10\ \text{kg.L}^{-1}$.

Il est très utile de préciser, entre parenthèses, quelle est l'espèce chimique étudiée. En effet, dans un problème de chimie, on rencontre souvent plusieurs espèces chimiques différentes et ne pas distinguer les quantités de matière peut créer une confusion et aboutir à des erreurs.

Exemple traité

Calculer la quantité de matière d'ions argent contenus dans 200 mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration $C = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

► SOLUTION

Mettons en œuvre la méthode indiquée dans la partie « Que faire ? ».

1. On cherche ici la quantité de matière des ions argent, présents dans une solution aqueuse. On est dans le cas d'une espèce dissoute en solution.
2. Pour calculer la quantité de matière demandée, il faut donc utiliser la formule $n = C \times V$, où n représente la quantité de matière d'ions argent. On notera donc $n(\text{Ag}^+)$ cette quantité.
3. La concentration est donnée dans l'énoncé ($C = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$) ainsi que le volume ($V = 200 \text{ mL}$).
4. Calculons la quantité de matière demandée :

$$n(\text{Ag}^+) = C \times V = 2,0 \times 10^{-2} \times 200 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$
5. La quantité de matière d'ions argent contenue dans 200 mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration $C = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ est égale à $4,0 \times 10^{-3}$ moles.

Exercices

EXERCICE 1.1 Compléter le tableau suivant.

Concentration de la solution en mol.L^{-1}	Volume de la solution en mL	Quantité de matière en mol
$1,0 \times 10^{-3}$	200	
$5,0 \times 10^{-1}$		$1,0 \times 10^{-2}$
	250	$5,0 \times 10^{-3}$

EXERCICE 1.2 L'éthanol est un alcool de densité égale à 0,789. Un litre de vin à 12° contient 12 mL d'éthanol pur.

- 1 Rechercher la formule chimique de l'éthanol.
- 2 En déduire sa masse molaire.
- 3 Quelle est la masse volumique de l'éthanol ?
- 4 Calculer la quantité de matière d'éthanol dans une bouteille de vin de 75 cL.

EXERCICE 1.3 Pour préparer une solution de chlorure de sodium ([▷ voir fiche n° 25](#)), on dissout 20 grammes de cristaux de chlorure de sodium dans de l'eau distillée.

- 1 Quelle est la formule du chlorure de sodium ?
- 2 Calculer la quantité de matière de chlorure de sodium utilisée pour préparer la solution.

EXERCICE 1.4 Compléter le tableau suivant concernant des espèces chimiques solides. Les masses molaires atomiques se trouvent dans le tableau de classification périodique.

Formule chimique	Masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$	Masse en g	Quantité de matière en mol
Fe_2O_3		8,0	
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$			$1,0 \times 10^{-1}$
CuSO_4		20	

EXERCICE 1.5 La synthèse de l'eau est réalisée à partir d'un mélange de 20 mL de dioxygène et de 40 mL de dihydrogène gazeux.

- 1 Écrire l'équation de cette réaction.
- 2 Quelle quantité de matière de chaque gaz a-t-on utilisé ?
- 3 Calculer la masse de gaz correspondante.
On prendra $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Pour vous aider à démarrer

EXERCICE 1.1 Attention, les volumes sont donnés en mL.

EXERCICE 1.2 Voir la remarque sur la densité dans le paragraphe « Conseil ».

EXERCICE 1.3 Appliquer la méthode donnée dans le paragraphe « Que faire ? ».

EXERCICE 1.4 Les espèces sont solides.

EXERCICE 1.5 Voir fiche n° 55. Les espèces sont gazeuses.



Solutions des exercices

EXERCICE 1.1

L'exercice concerne des solutions donc la formule utilisée sera : $n = C \times V$.

Les volumes sont donnés en millilitres. Il faut donc les convertir en litres.

$$200 \text{ mL} = 200 \times 10^{-3} \text{ L} = 0,200 \text{ L}.$$

Si on veut calculer la concentration, alors la formule est $C = \frac{n}{V}$. Si on cherche le volume, alors on utilisera la formule : $V = \frac{n}{C}$.

Concentration de la solution en mol.L ⁻¹	Volume de la solution en mL	Quantité de matière en mol
$1,0 \times 10^{-3}$	200	$2,0 \times 10^{-4}$
$5,0 \times 10^{-1}$	20	$1,0 \times 10^{-2}$
$2,0 \times 10^{-2}$	250	$5,0 \times 10^{-3}$

EXERCICE 1.2

- 1 La formule chimique de l'éthanol est C_2H_6O .
- 2 $M(C_2H_6O) = 2 \times M(C) + 6 \times M(H) + M(O) = 2 \times 12 + 6 \times 1,0 + 16 = 46,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- 3 La densité de l'éthanol est égale à 0,789 donc sa densité est égale à $0,789 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ (voir paragraphe « Conseils ») ou encore $789 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 4 L'éthanol est un liquide donc on peut utiliser la relation $n = \frac{\rho \times V}{M}$:
$$n = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{0,789 \times 12}{46} = 0,21 \text{ mol.}$$

REMARQUE. Le produit $\rho \times V$ représente une masse. Pour que la formule soit valable, il faut que cette masse soit exprimée en grammes. Pour cela on peut donc multiplier la masse volumique exprimée en $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ par le volume exprimé en mL ($0,789 \times 12$) ou multiplier la masse volumique exprimée en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ par le volume exprimé en L ($789 \times 12 \times 10^{-3}$).

EXERCICE 1.3

- 1 La formule du chlorure de sodium est NaCl (c'est ce que l'on nomme communément le sel de table).
- 2 La quantité de matière demandée se calcule avec la formule $n = \frac{m}{M}$ car le chlorure de sodium utilisé est à l'état solide.

La formule n'est pas directement utilisable car on ne connaît pas la masse molaire du chlorure de sodium. Il faut donc la calculer à partir de la formule chimique et des masses molaires atomiques.

$$M(\text{NaCl}) = M(\text{Na}) + M(\text{Cl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

On peut alors calculer la quantité de matière de chlorure de sodium utilisée :

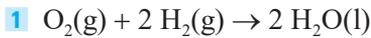
$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{20}{58,5} = 0,34 \text{ mol.}$$

EXERCICE 1.4

La formule utilisée ici est $n = \frac{m}{M}$ si on veut calculer une quantité de matière. Si on veut calculer la masse, il suffit d'exprimer m : $m = n \times M$.

Si on cherche la masse molaire, alors $M = \frac{m}{n}$.

Formule chimique	Masse molaire en g.mol ⁻¹	Masse en g	Quantité de matière en mol
Fe ₂ O ₃	159,6	8,0	5,0 × 10 ⁻²
C ₆ H ₁₂ O ₆	180	18	1,0 × 10 ⁻¹
CuSO ₄	159,6	20	1,3 × 10 ⁻¹

EXERCICE 1.5

2 $n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m} = \frac{20 \times 10^{-3}}{24,0} = 8,3 \times 10^{-4} \text{ mol.}$

$$n(H_2) = \frac{V(H_2)}{V_m} = \frac{40 \times 10^{-3}}{24,0} = 1,7 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

3 Calculons les masses molaires des deux gaz :

$$M(O_2) = 2 \times M(O) = 2 \times 16 = 32 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(H_2) = 2 \times M(H) = 2 \times 1,0 = 2,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

On en déduit les masses demandées :

$$m(O_2) = n(O_2) \times M(O_2) = 8,3 \times 10^{-4} \times 32 = 2,7 \times 10^{-2} \text{ g.}$$

$$m(H_2) = n(H_2) \times M(H_2) = 1,7 \times 10^{-3} \times 2 = 3,3 \times 10^{-3} \text{ g.}$$

2



Utiliser la loi de Beer-Lambert

Quand on ne sait pas !

- L'absorbance d'une solution est sa capacité à absorber la lumière qui la traverse.
- La loi de Beer-Lambert est une relation entre l'absorbance d'une solution colorée et sa concentration.
- L'absorbance se mesure avec un spectrophotomètre dont la longueur d'onde doit être choisie en fonction du spectre d'absorption de la solution.
- Plus une solution colorée est concentrée, plus elle absorbe la lumière. Il y a proportionnalité entre l'absorbance et la concentration de la solution.

EXEMPLE Pour une longueur d'onde $\lambda = 655 \text{ nm}$, si une solution de sulfate de cuivre (bleue) a une absorbance $A = 0,30$, alors une solution de sulfate de cuivre deux fois plus concentrée aura une absorbance $A = 0,60$.

Que faire ?

- La loi de Beer-Lambert s'écrit :

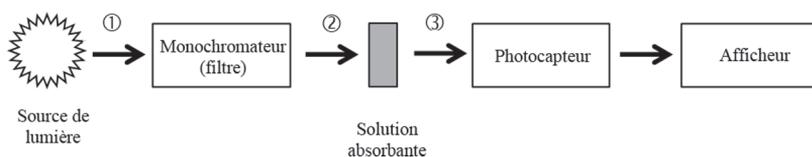
$$A = k \times C$$

A est l'absorbance de la solution (grandeur sans unité) ;

C est la concentration de la solution et s'exprime en mole par litre (mol.L^{-1}) ;

k est une constante caractéristique de la solution étudiée.

- Le principe du spectrophotomètre est illustré par le schéma ci-dessous :



① : lumière polychromatique ; ② : lumière monochromatique ; ③ : lumière transmise par la solution.