Quantité de matière et concentrations

Fiche méthode

(Physique-chimie 1re spécialité · Constitution et transformations de la matière · Composition d'un système)

La démarche pour toute question de quantité de matière

1. **Je repère l'espèce et sa formule** (hydrate compris) et je calcule sa masse molaire M.
2. **Je repère la forme de l'échantillon** : solide pesé, liquide mesuré en volume, mélange, gaz, solution.
3. **Je passe par n** : $n = m \div M$, $n = V \div V_m$ pour un gaz, $n = C \times V$ pour une solution.
4. **Je conclus** avec l'unité, 3 chiffres significatifs, et je vérifie l'ordre de grandeur.

Le réflexe — Tout passe par la quantité de matière n : on y arrive depuis une masse, un volume de gaz ou une solution, et on en repart vers la grandeur demandée.

Cas 1 · Calculer une masse molaire

Réflexe — je multiplie chaque masse molaire atomique par son indice et j'additionne ; l'eau d'un hydrate compte.

Exemple. Masse molaire de l'acide citrique $C_6H_8O_7$ (H 1,0 ; C 12,0 ; O 16,0 g·mol^{-1}).

$M = 6 \times 12{,}0 + 8 \times 1{,}0 + 7 \times 16{,}0 = 72{,}0 + 8{,}0 + 112{,}0 =$ **192,0 g·mol^{-1}**.

Attention — un indice après une parenthèse multiplie tout son contenu.

Cas 2 · Quantité de matière d'un échantillon

Réflexe — $n = m \div M$, après avoir trouvé la masse de l'espèce ($\rho \times V$, pourcentage × masse).

Exemple. Un comprimé contient 1,00 g d'aspirine $C_9H_8O_4$ ($M = 180{,}0$ g·mol^{-1}). Quantité de matière ?

$n = 1{,}00 \div 180{,}0 \approx$ **5,56 × 10^{-3} mol**.

Attention — m est la masse de l'espèce seule, pas celle du mélange.

Cas 3 · Un gaz : le volume molaire

Réflexe — $n = V \div V_m$, V en litres, V_m lu dans l'énoncé.

Exemple. Volume occupé par 0,0500 mol de dioxyde de carbone quand $V_m = 24{,}0$ L·mol^{-1}.

$V = n \times V_m = 0{,}0500 \times 24{,}0 =$ **1,20 L**.

Attention — V_m dépend de la température et de la pression, et ne sert que pour un gaz.

Cas 4 · Concentration et dissolution

Réflexe — $C = n \div V$, $C_m = C \times M$; masse à peser : $m = C \times V \times M$.

Exemple. Masse de chlorure de sodium ($M = 58{,}5$ g·mol^{-1}) pour 100,0 mL de solution à $2{,}00 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}.

$n = 2{,}00 \times 10^{-2} \times 0{,}1000 = 2{,}00 \times 10^{-3}$ mol.

$m = 2{,}00 \times 10^{-3} \times 58{,}5 =$ **0,117 g**.

Attention — V est le volume de la solution, en litres.

Cas 5 · Préparer une dilution

Réflexe — $F = C_0 \div C_1$, puis $V_0 = V_1 \div F$; pipette jaugée et fiole jaugée.

Exemple. Préparer 50,0 mL à $3{,}00 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1} à partir d'une solution à $1{,}20 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}.

$F = 1{,}20 \times 10^{-2} \div (3{,}00 \times 10^{-3}) = 4$.

$V_0 = 50{,}0 \div 4 =$ **12,5 mL** (pipette jaugée de 12,5 mL, ou 10,0 mL + 2,5 mL), fiole de 50,0 mL.

Attention — la solution fille est toujours moins concentrée que la mère.

Les pièges

- Oublier l'eau d'un hydrate dans la masse molaire du solide pesé.
- Laisser le volume en mL dans $C = n \div V$.
- Prendre le volume d'eau versé au lieu du volume de solution.
- Utiliser V_m pour un liquide, ou 22,4 L·mol^{-1} à 20 °C.
- Confondre pourcentage massique et concentration en masse.
- Diviser au lieu de multiplier par F pour remonter à la solution mère.

Ce document est la propriété intellectuelle de Ben, professeur particulier (benprofparticulier.fr), protégée par le Code de la propriété intellectuelle (art. L. 111-1 et L. 122-4). Il est mis à disposition pour un usage personnel de révision. Toute reproduction, diffusion, mise en ligne ou revente, totale ou partielle, sans autorisation écrite est interdite et constitue une contrefaçon (art. L. 335-2).