PHYSIQUE-CHIMIE · PREMIÈRE / COURS

Quantité de matière, concentration et absorbance

Astrolab Cours · astrolabcours.fr

01 Le problème

Une recette de chimie ne dit pas « mets 3 000 milliards de milliards de molécules d'éthanol ». Personne ne sait les compter une par une. Elle dit « 0,050 mol », et au laboratoire on pèse ou on mesure un volume. Comment passer de la balance au nombre d'entités ? Et comment connaître la concentration d'une solution colorée sans rien peser ?

01 L'idée : les vis vendues au poids

Dans une quincaillerie, les petites vis ne se comptent pas : on les **pèse**. Si une vis pèse 2 g et que le sachet pèse 300 g, il contient 150 vis. On a compté sans compter.

En chimie, c'est pareil, avec un « sachet » standard : la **mole**. Une mole, c'est $6{,}02 \times 10^{23}$ entités (le nombre d'Avogadro N_A). La masse d'une mole de l'espèce, sa **masse molaire**, joue le rôle du poids d'une vis.

01 Quantité de matière

On connaît…	Quantité de matière	Unités
le nombre d'entités N	$n = \dfrac{N}{N_A}$	$N_A = 6{,}02 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$
la masse m d'un échantillon	$n = \dfrac{m}{M}$	m en g, M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
le volume V d'un gaz	$n = \dfrac{V}{V_m}$	$V_m \approx 24\ \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 20 °C et 1 bar
la concentration c et le volume V d'une solution	$n = c \times V$	c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, V en L

La **masse molaire moléculaire** est la somme des masses molaires atomiques. Pour l'eau, $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1{,}0 + 16{,}0 = 18{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Pour un liquide, on mesure souvent un volume : on passe par la masse volumique, $m = \rho \times V$, puis $n = m/M$.

Le **volume molaire** d'un gaz ne dépend pas de la nature du gaz, seulement de la température et de la pression.

Concentrations

Concentration en quantité de matière : $c = \dfrac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$ en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/quantite-de-matiere-et-absorbance/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Concentration en masse : $c_m = \dfrac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$ en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. Elles sont reliées par $c_m = c \times M$.

Couleur et absorbance

Une solution colorée **absorbe** une partie de la lumière blanche. La couleur qu'on voit est la **couleur complémentaire** de celle qui est absorbée (sur le cercle chromatique, elles sont opposées). Une solution de sulfate de cuivre absorbe surtout le rouge-orangé : elle paraît bleue.

Un **spectrophotomètre** mesure l'**absorbance** A d'une solution (sans unité) à une longueur d'onde donnée. Le graphique $A = f(\lambda)$ est le **spectre d'absorption** ; on travaille au maximum, λ_{max}, où la mesure est la plus sensible.

Loi de Beer-Lambert (solution diluée, à λ fixée) :

$$A = k \times c$$

L'absorbance est **proportionnelle** à la concentration de l'espèce colorée.

Dosage par étalonnage : on mesure l'absorbance de solutions étalons de concentrations connues, on trace la droite $A = f(c)$, et on y lit la concentration de la solution inconnue. Cette méthode est approfondie en Terminale.

Exemple guidé

Une recette demande $0{,}050\ \text{mol}$ d'éthanol liquide ($M = 46\ \text{g/mol}$, masse volumique $0{,}79\ \text{g/mL}$). Quel volume prélever ? Puis une solution colorée a une absorbance de 0,30 ; une solution étalon à $2{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$ donne 0,40. Quelle est sa concentration ?

1. **La masse** : $m = n \times M = 0{,}050 \times 46 = 2{,}3\ \text{g}$.
2. **Le volume** : $V = \dfrac{m}{\rho} = \dfrac{2{,}3}{0{,}79} \approx 2{,}9\ \text{mL}$, qu'on prélève à la pipette graduée.
3. **La loi de Beer-Lambert** : l'absorbance est proportionnelle à la concentration, $A = k \times c$. L'étalon donne $k = \dfrac{0{,}40}{2{,}0 \times 10^{-3}} = 200\ \text{L/mol}$.
4. **La concentration inconnue** : $c = \dfrac{0{,}30}{200} = 1{,}5 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$.

En pratique, on trace une droite d'étalonnage avec plusieurs solutions, plutôt qu'avec une seule : on repère ainsi une mesure aberrante.

Retour au problème

La masse molaire fait le lien entre la balance et le nombre de moles, comme le poids d'une vis permet de compter un sac de vis. Pour une solution colorée, le spectrophotomètre mesure l'absorbance, et la droite d'étalonnage donne la concentration sans rien peser.

Les pièges

- $n = m/M$: la masse en **grammes** si M est en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- La concentration se calcule avec le volume de la **solution**, pas celui du solvant.
- Couleur perçue = complémentaire de la couleur absorbée.
- Beer-Lambert seulement pour une solution **diluée**.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/quantite-de-matiere-et-absorbance/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/quantite-de-matiere-et-absorbance/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits