



Extrait du programme

Partie : Constitution et transformations de la matière.

Sous-Partie : Suivi de l'évolution d'un système, siège d'une transformation.

Chapitre : Détermination de la composition du système initial à l'aide de grandeurs physiques.

Notions et contenus	Capacités exigibles
Relation entre masse molaire d'une espèce, masse des entités et constante d'Avogadro. Masse molaire atomique d'un élément. Volume molaire d'un gaz. Concentration en quantité de matière. Absorbance, spectre d'absorption, couleur d'une espèce en solution, loi de Beer-Lambert.	Déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de corps pur à partir de sa masse et du tableau périodique. Utiliser le volume molaire d'un gaz pour déterminer une quantité de matière. Déterminer la quantité de matière de chaque espèce dans un mélange (liquide ou solide) à partir de sa composition. Déterminer la quantité de matière d'un soluté à partir de sa concentration en masse ou en quantité de matière et du volume de solution. Expliquer ou prévoir la couleur d'une espèce en solution à partir de son spectre UV-visible. Déterminer la concentration d'un soluté à partir de données expérimentales relatives à l'absorbance de solutions de concentrations connues. <i>Proposer et mettre en œuvre un protocole pour réaliser une gamme étalon et déterminer la concentration d'une espèce colorée en solution par des mesures d'absorbance. Tester les limites d'utilisation du protocole.</i>

1 Quantité de matière

Rappels 2nde : Pour mesurer des quantités de matière, le chimiste « compte » les entités constituant la matière (atomes, ions, molécules) par paquets. Un « paquet » correspond à une mole d'entités : **la mole est donc l'unité de quantité de matière.**

Une mole contient un nombre considérable d'entités : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$
C'est le **nombre d'Avogadro**.

On peut donc écrire la relation :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

avec n la quantité de matière (nombre de mol) et N le nombre d'entités.

1.1 Masse molaire

La **masse molaire atomique** est la masse d'une mole d'atomes. On peut accéder à cette information pour chaque élément chimique avec une classification périodique des éléments.

Remarque : La masse molaire ionique est identique à la masse molaire atomique car la masse des électrons est négligeable devant la masse du noyau d'un atome.

Pour connaître la **masse molaire moléculaire** d'une espèce chimique, il suffit d'**ajouter les masses molaires atomiques** des atomes constitutifs de la molécule, en tenant compte évidemment du nombre de chaque atome dans la molécule.

Exemple : Calcul de la masse molaire moléculaire de l'éthanol C_2H_6O .

Données : $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$M(C_2H_6O) = (2 \times 12) + (6 \times 1) + (1 \times 16) = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.



1.2 Cas des solides

On détermine en général la quantité de matière d'un solide à partir d'une pesée.
La relation entre masse et quantité de matière est :

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

Au labo de chimie, les unités fréquentes sont mol, g et $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1.3 Cas des liquides

On détermine en général la quantité de matière d'un liquide à partir de son volume.
La relation entre volume et masse est :

$$m = \rho \times V$$

ρ est la masse volumique du liquide.

La relation entre volume et quantité de matière est donc :

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

Au labo de chimie, les unités fréquentes sont mol, mL et $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Remarque : si la donnée de départ est la densité du liquide, alors il faut d'abord calculer sa masse volumique en connaissant la masse volumique de l'eau :

$$\rho = d \times \rho_{\text{eau}}$$

On doit donc connaître par cœur : $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} = 1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$.

Dernier rappel : $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$.

1.4 Cas des gaz

On détermine en général la quantité de matière d'un gaz à partir de son volume.

La particularité des gaz est qu'ils possèdent tous le même volume molaire.

Ce volume molaire **dépend de la pression et de la température**.

À 20°C et sous pression atmosphérique par exemple, le volume molaire des gaz est $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
La relation entre volume et quantité de matière est :

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



1.5 Cas des espèces en solution : concentration

La quantité d'une espèce en solution s'exprime en général sous forme de concentration. Plus la quantité de matière est importante dans un volume donné de solution, et plus la concentration est élevée.

En 2nde, on a vu qu'on peut exprimer la concentration **massique** t en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ selon la relation :

$$t = \frac{m}{V}$$

Il est aussi possible (et plus fréquent pour le chimiste) d'exprimer la **concentration en quantité de matière** C en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ selon la relation :

$$C = \frac{n}{V} \quad \text{d'où} \quad n = C \times V$$

Remarque : la concentration en quantité de matière est souvent appelée **concentration molaire**.

Au labo de chimie, les unités fréquentes sont mol, L et $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Des relations précédentes, on peut déduire :

$$t = C \times M$$

2 Déterminer une quantité de matière par une mesure d'absorption

2.1 Couleur d'une espèce en solution

Rappel 2nde : la lumière blanche est constituée d'une infinité de radiations caractérisées par leur longueur d'onde. À chaque longueur d'onde correspond une couleur.

Certaines espèces chimiques en solution colorent la solution parce qu'elles absorbent une partie des radiations de la lumière blanche.

La couleur de la solution est la couleur complémentaire de la couleur absorbée.

On peut représenter cela à l'aide d'un **cercle chromatique**. Deux couleurs complémentaires sont **diamétralement opposées** sur une cercle chromatique (voir exemple manuel doc. H p.18).

2.2 Absorbance et spectre d'absorption

La grandeur qui caractérise cette absorption s'appelle l'**absorbance**. Elle s'exprime **sans unité** et peut être mesurée à l'aide d'un appareil appelé **spectrophotomètre**.

L'absorbance dépend de la longueur d'onde de la radiation. On appelle **spectre d'absorption** le graphique qui donne l'absorbance A en fonction de la longueur d'onde λ .

2.3 Loi de Beer- Lambert

L'absorbance d'une solution dépend évidemment des espèces dissoutes mais aussi de l'épaisseur de solution et de la concentration des espèces dissoutes (une espèce concentrée absorbe davantage).



Si les concentrations restent assez faibles (environ inférieur à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$), alors l'absorbance est proportionnelle à la concentration : c'est la **loi de Beer-Lambert** :

$$A = \epsilon_{\lambda} \times \ell \times C$$

ϵ_{λ} est une grandeur caractéristique de l'espèce chimique (elle dépend aussi de la longueur d'onde), ℓ est l'épaisseur de solution, et C la concentration en quantité de matière de l'espèce.

Pour une espèce donnée avec une longueur d'onde de travail définie, on écrira souvent la relation de Beer-Lambert sous la forme simplifiée :

$$A = k \times C$$

2.4 Dosage par étalonnage

On peut utiliser ce phénomène physique pour déterminer la concentration (et donc la quantité de matière) d'une espèce donnée en solution.

La méthode repose sur différentes étapes :

1. Obtenir le spectre d'absorption de l'espèce pour déterminer la longueur d'onde à laquelle l'absorbance est maximale : cela permet de choisir une longueur de travail pour avoir des mesures plus sensibles et donc plus précises.
2. Réaliser une « échelle de teintes » par une série de dilutions d'une solution mère de concentration en quantité de matière connue.
3. Mesurer l'absorbance des différentes solutions diluées pour tracer une courbe d'étalonnage A en fonction de C . Avec des solutions peu concentrées, la loi de Beer-Lambert s'applique et on obtient donc une fonction linéaire (droite passant par l'origine).
4. Mesurer l'absorbance de la solution de concentration inconnue et s'appuyer sur la droite d'étalonnage pour en déduire la concentration !