

Introduction

La chimie a pour objectif de modifier des molécules lors de réactions.

Il faut être capable de compter rapidement les molécules mises en présence dans le milieu réactionnel. Ce chapitre présente deux outils pour faire cela : le concept de masse molaire qui permet de compter en pesant, et une technique expérimentale de mesure de concentration molaire : la spectrophotométrie d'absorption.

Pour calculer cette masse molaire, il faut connaître la *formule brute* de l'espèce chimique pour faire l'inventaire des atomes présents.

Ensuite, connaissant les masses molaires atomiques, on peut calculer la masse molaire de l'espèce chimique.

Exemple Le saccharose est le sucre alimentaire que l'on trouve dans nos cuisines. Il a pour formule brute $C_{12}H_{22}O_{11}$, donc *une molécule* de saccharose contient 12 atomes de carbone, 22 atomes d'hydrogène et 11 atomes d'oxygène, donc pour *une mole* de saccharose, on aura 12 moles d'atomes de carbone, 22 moles atomes d'hydrogène et 11 moles atomes d'oxygène. On peut alors calculer la masse molaire moléculaire du saccharose

$$\begin{aligned} M(C_{12}H_{22}O_{11}) &= \\ &= 12 \times M(C) + 22 \times M(H) + 11 \times M(O) \\ &= 12 \times 12.0 + 22 \times 1.0 + 11 \times 16.0 \\ &= 342 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

1.1 Masse molaire M et quantité de matière n **1.1.1 Masse molaire atomique**

Définition La *masse molaire atomique* M est la masse d'une mole d'atomes identiques de masse individuelle m_{atome} en g. Elle est exprimée en g.mol^{-1} .

$$M = N_A \times m_{\text{atome}}$$

Exemple Un atome d'hydrogène a une masse $m_H = 1.66 \times 10^{-24}$ g. Donc si on prend *une mole* d'atomes d'hydrogène, la masse $M(H)$ de cette mole d'hydrogène sera

$$\begin{aligned} M(H) &= N_A \times m_H \\ &= 6.022 \times 10^{23} \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} \\ &= 1.00 \text{ g pour une mole} \\ &= 1.00 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

On retrouve la masse molaire atomique de chaque élément dans le tableau périodique. Voir figure 1.9.

1.1.2 Masse molaire d'une espèce chimique

Définition La *masse molaire* M d'une espèce chimique est la masse d'une mole de cette entité chimique.

$$m = 1 \text{ kg} = 1 \times 10^3 \text{ g} \text{ et } M = 342 \text{ g.mol}^{-1} \text{ donc } n = \frac{1 \times 10^3 \text{ g}}{342 \text{ g.mol}^{-1}} = 2.92 \text{ mol.}$$

1.1.4 Volume molaire d'un gaz

Définition Un gaz constitué d'une quantité de matière n d'atomes ou molécules occupe un volume V qui ne dépend que de la pression et de la température du gaz. La nature chimique du gaz n'a pas d'influence sur le volume occupé.

1.1.3 Quantité de matière n et masse molaire M

Définition Si on a un échantillon de masse m en g d'une espèce chimique de masse molaire moléculaire M en g.mol^{-1} alors la masse totale m de notre espèce chimique sera le produit entre la *masse d'une mole de l'espèce* par la *quantité de matière* n de cette espèce

$$m = n \times M$$

On pourra alors utiliser cette formule pour déterminer la quantité de matière n présente dans un échantillon de masse m d'une espèce chimique de masse molaire moléculaire M en isolant le paramètre n dans l'équation précédente

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

Exemple On a 1 kg de saccharose, calculons la quantité de matière n présente dans cet échantillon :

— on peut calculer la masse m à partir de la définition de la concentration en masse $C_m = \frac{m}{V}$ en isolant m et on obtient

$$m = C_m \times V$$

On utilise cette dernière équation et la précédente pour exprimer la quantité de matière n

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

Le volume occupé par une mole de gaz s'appelle le volume molaire V_m .

On a la relation suivante entre le volume V_{gaz} occupé par une quantité de matière n de gaz et le volume molaire V_m

$$V_{gaz} = n \times V_m$$

Le volume molaire V_m dépend de la température et de la pression. En général, on prendra

- $V_m = 22.4 \text{ L.mol}^{-1}$ à pression atmosphérique normale et 0°C (CNTP : Conditions Normales de Température et de Pression)
- $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ à pression atmosphérique normale et à 20°C

Exemple Calculons la quantité de matière de dioxygène présente dans 1 m^3 de ce gaz dans les CNTP. On rappelle la conversion $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$. Dans les CNTP $V_m = 22.4 \text{ L.mol}^{-1}$, et comme $V_{gaz} = n \times V_m$ on peut isoler l'inconnue n

$$n = \frac{V_{gaz}}{V_m} = \frac{1000 \text{ L}}{22.4 \text{ L.mol}^{-1}} = 44.6 \text{ mol}$$

1.1.5 Concentration en quantité de matière

Définition Si on dissout une quantité de matière n (en mol) dans un solvant pour former un volume V (en L) de solution, alors on définit la *concentration en quantité de matière* C comme étant la quantité

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

et elle se mesure en mol.L^{-1} .

Définition La *quantité de matière* n (en mol) d'un soluté contenue dans un volume V (en L) de solution de concentration en masse C_m (en g.L^{-1}) se calcule de la façon suivante :

- la quantité de matière n (en mol) peut se calculer par la formule suivante, si on connaît sa masse m (en g) et sa masse molaire M (en g.mol^{-1}) :

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

Définition La *quantité de matière* n d'un soluté dans un volume V de solution de concentration en quantité de matière C s'obtient en isolant n dans la définition d'une concentration en quantité de matière

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

donc

$$n = C \times V$$

Définition En comparant les deux méthodes précédentes pour calculer la quantité de matière n , on peut démontrer la relation suivante :

Comme $n = \frac{C_m \times V}{M}$ et $n = C \times V$ alors

$$\frac{C_m \times V}{M} = C \times V$$

et en simplifiant par V on a $C = \frac{C_m}{M}$ ou encore

$$C_m = C \times M$$

1.1.6 Formulaire

Résumé Le tableau 1.1 résume sur une page les formules importantes permettant de déterminer les quantités de matière présentes dans un échantillon selon l'état physique de la matière.

Exemples Voir la fiche d'exercices corrigés.

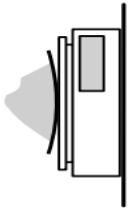
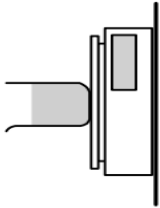
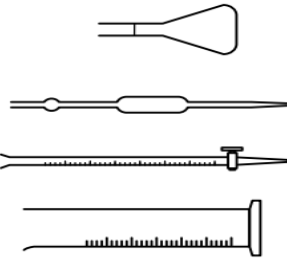
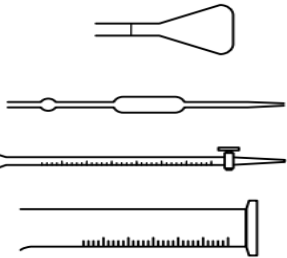
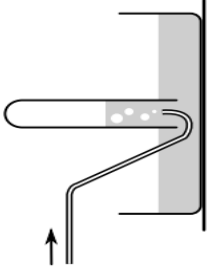
État physique de l'espèce	Technique de prélèvement	Grandeur mesurée	Grandeur calculée	Quantité de matière
Solide en grain ou en poudre	<p>pesée</p> 	Masse m (en g) du solide	masse molaire M ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) d'après la formule brute	$n = \frac{m}{M}$
Liquide pur	<p>pesée</p> 	Masse m (en g) du liquide	masse molaire M ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) d'après la formule brute	$n = \frac{m}{M}$
	<p>prélèvement à l'aide de verrerie graduée ou jaugée</p> 	Volume V (en L) du liquide	masse du liquide m (g) d'après la masse volumique ρ	$n = \frac{\rho \times V}{M}$
Solution de concentration C	<p>prélèvement à l'aide de verrerie graduée ou jaugée</p> 	Volume V (en L) du liquide	concentration C en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$n = C \times V$
Gaz à la température T et à la pression p	<p>prélèvement d'un volume de gaz (il existe de nombreuses techniques)</p> 	Volume V (en L) du gaz	volume molaire V_m en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$	$n = \frac{V}{V_m}$

Figure 1.1 – Détermination de la quantité de matière d'une espèce en fonction de son état physique

1.2 Spectroscopie d'absorbance

1.2.1 Spectre de la lumière et formation des couleurs

Spectre de la lumière blanche

Le spectre de la lumière visible (figure 1.2) est caractérisé par des longueurs d'ondes λ allant de 400 nm à 750 nm. La partie bleue du spectre va de 400 à 480 nm, le vert de 500 à 570 nm, et le rouge de 600 à 750 nm environ. En dessous de 350 nm débute le domaine des ultra violets, et au dessus de 750 nm le domaine de l'infra rouge. Le nanomètre (nm) correspond à un milliardième de mètre

$$1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$$

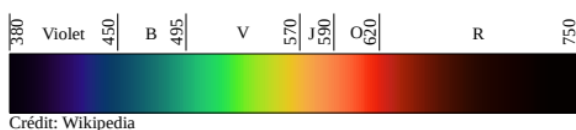


Figure 1.2 – Spectre de la lumière visible

Synthèse des couleurs

On peut simplifier le spectre en considérant que notre œil voit essentiellement les radiations bleues, vertes et rouges et recompose les couleurs intermédiaires. Ainsi on peut utiliser les règles qualitatives suivantes pour la composition des couleurs.

- le mélange $R + V + B$ donne du *blanc*
- l'absence de lumière colorée donne du *noir*
- le mélange $R + B$ donne du *magenta*
- le mélange $R + V$ donne du *jaune*
- le mélange $B + V$ donne du *cyan*

Quand un objet est éclairé ou traversé par la lumière, il va absorber certaines couleurs et réémettre les couleurs non absorbées dont on verra le mélange. Notre perception des couleurs interprétera ce mélange réfléchi ou transmis par l'objet. Voir figure 1.3.

1.2.2 Spectre d'absorption

Définition Le spectre d'absorption d'une espèce chimique décrit la manière dont la lumière incidente est absorbée par l'espèce en fonction de la longueur d'onde de la lumière. On trace un graphe de l'intensité lumineuse absorbée (ou transmise) en fonction de la longueur d'onde de la radiation lumineuse. Voir figure 1.5.

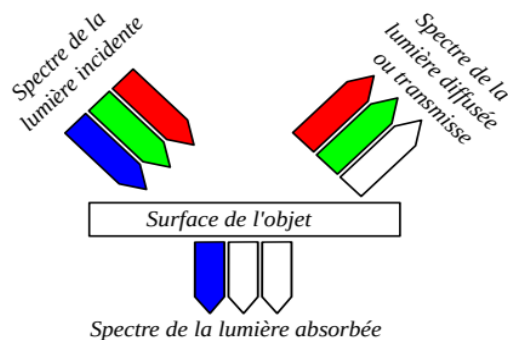


Figure 1.3 – Principe de la formation des couleurs. L'objet est éclairé en lumière blanche, il absorbe la partie bleue du spectre, et réémet les parties rouges et vertes, donnant une teinte jaune à cet objet.

1.2.3 Couleur d'une espèce en solution

Définition La couleur d'une espèce chimique éclairée par une lumière blanche est la *couleur complémentaire* de la couleur absorbée. Elle est le résultat du mélange des couleurs des radiations transmises.

1.2.4 Absorbance

Définition On éclaire une cuve de longueur l avec une lumière colorée (autour de la longueur d'onde λ_{max}). On mesure l'intensité I_0 du faisceau traversant une cuve remplie de solvant, et l'intensité I du faisceau traversant la cuve remplie d'une solution colorée de concentration C en mol.L^{-1} (figure 1.4). On appelle *transmittance* T le rapport $T = \frac{I}{I_0}$. Ce rapport varie de 0 % à 100 % . On appelle *absorbance* A la quantité

$$A = \log \frac{1}{T} = \log \frac{I_0}{I}$$

Un spectrophotomètre de chimie fournit directement la valeur de A .

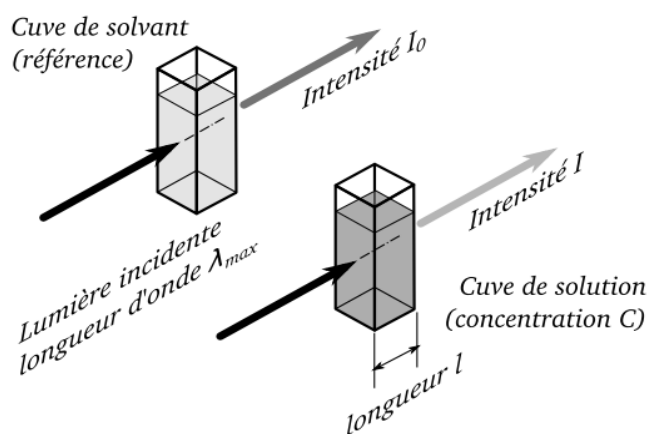


Figure 1.4 – Mesure de l'absorbance d'une solution

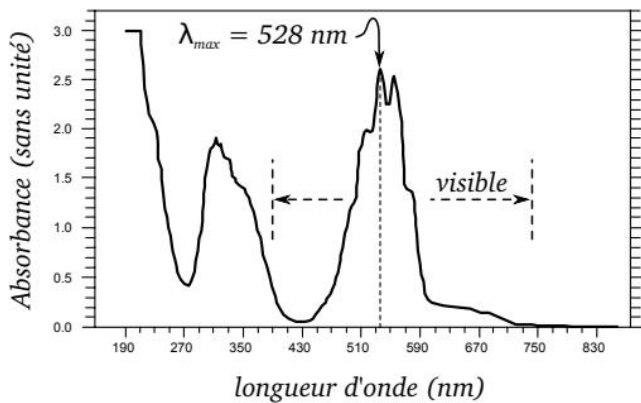


Figure 1.5 – Spectre d'absorption UV-Visible d'une solution de permanganate de potassium. L'absorbance maximale dans le visible se situe vers 528 nm (réf. The Royal Society of Chemistry)

1.2.5 Loi de Beer-Lambert

Définition Une solution colorée de concentration C en mol.L^{-1} , traversée par un faisceau lumineux de longueur d'onde λ_{max} sur une longueur l , en cm (figure 1.4), et de coefficient d'extinction molaire ϵ , en $\text{mol}^{-1}.\text{L.cm}^{-1}$ vérifie la loi de Beer Lambert qui relie l'absorbance A de la solution à sa concentration C par la formule

$$A = \epsilon \times l \times C$$

ou de façon plus simple

$$A = k \times C$$

avec k un coefficient de proportionnalité. Cette loi permet de mesurer la concentration d'une solution colorée à partir de la mesure de son absorbance optique dans le visible. La loi de Beer Lambert fonctionne bien si les solutions sont suffisamment diluées sinon, il y a des interactions entre les molécules.

1.2.6 Dosage par spectrophotométrie

Spectrophotomètre Le spectrophotomètre est un appareil de laboratoire qui permet de mesurer l'absorbance A d'une solution colorée, à une certaine longueur d'onde, en lumière visible, et parfois dans le proche ultra violet. Il contient une source de lumière colorée dont on peut régler la longueur d'onde, un support de cuve qui sera traversé par la lumière, un capteur de lumière pour mesurer l'intensité transmise et un système de calcul de l'absorbance.

Les spectrophotomètres peuvent afficher l'absorbance pour les plus simples et tracer le spectre d'absorbance complet pour les plus évolués. C'est un appareil standard présent dans les laboratoires de chimie.

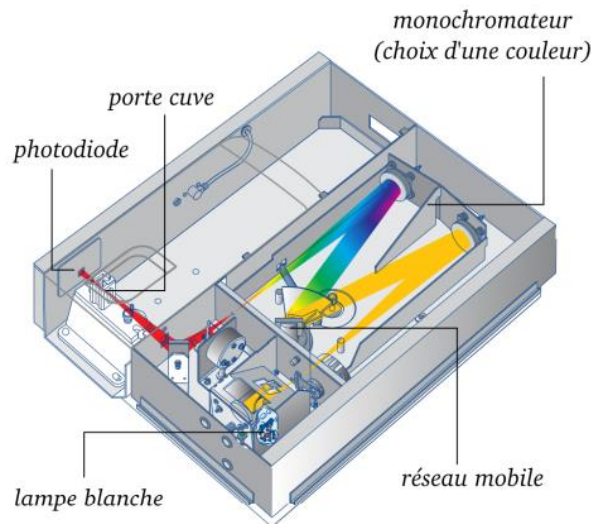


Figure 1.6 – Schéma du spectrophotomètre visible-ultraviolet CARY 60 de Agilent Technologies

Pour mesurer une absorbance au spectrophotomètre, on procède en plusieurs étapes :

1. déterminer la longueur d'onde λ_{max} où l'absorbance est maximale (figure 1.5).
2. choisir cette longueur d'onde pour la couleur de la source lumineuse du spectrophotomètre
3. "faire le blanc", c'est-à-dire mesurer l'absorbance du solvant pur, qui servira de référence
4. mesurer l'absorbance de la solution

Lors des mesures d'absorbances, il faut impérativement garder les faces des cuves propres et bien rincer une cuve ayant contenu une solution de forte concentration.

Dosage par colorimétrie Un dosage consiste à mesurer la concentration d'une espèce chimique en solution.

Pour doser une espèce colorée, on va réaliser une courbe d'étalonnage en traçant l'absorbance A en fonction de la concentration C . Ensuite, on mesure au spectrophotomètre l'absorbance de la solution inconnue et on en déduit graphiquement la valeur de la concentration. Voir figure 1.7.

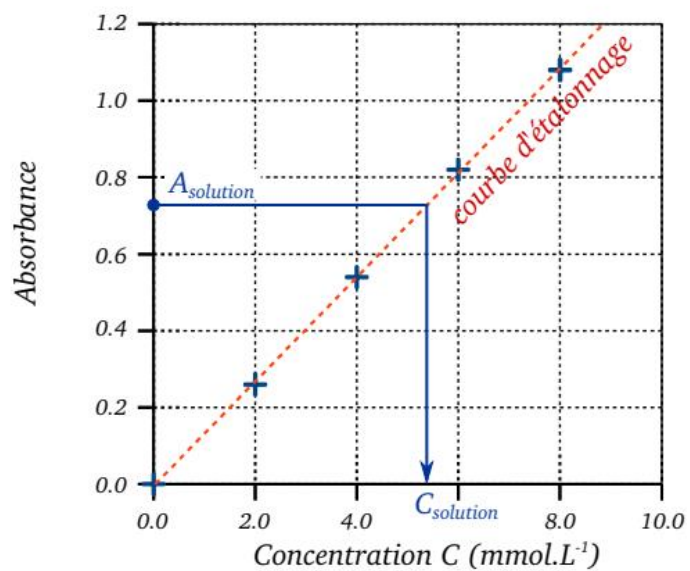


Figure 1.7 – Absorbance en fonction de la concentration pour une solution de I_2