

- Déterminer la quantité de matière de chaque espèce dans un mélange (liquide ou solide) à partir de sa composition
- 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.
- 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.

## Chapitre 2

# Composition chimique des solutions

### I. Concentration d'une espèce chimique en solution

#### I.1. Concentration en masse d'une espèce en solution

La concentration en masse  $C_m$  d'un soluté dans une solution s'obtient par la relation :

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$\left. \begin{array}{l} C_m \text{ en g. L}^{-1} \\ m_{\text{soluté}} \text{ en g} \\ V_{\text{sol}} \text{ en L} \end{array} \right\}$$

#### I.2. Concentration en quantité de matière d'une espèce en solution

La concentration en quantité de matière  $C$  d'un soluté dans une solution s'obtient par la relation :

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$\left. \begin{array}{l} C \text{ en mol. L}^{-1} \\ n \text{ en mol} \\ V_{\text{sol}} \text{ en L} \end{array} \right\}$$

La concentration en quantité de matière  $C$  et la concentration en masse  $C_m$  sont liées :

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad \text{et} \quad n_{\text{soluté}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M}$$

donc  $C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M \times V_{\text{solution}}}$

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

#### Exercice 1 :

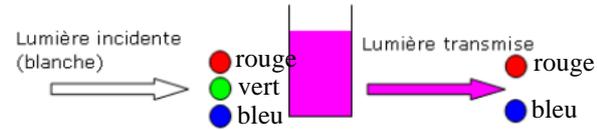
1. On dissout 3,0 g de poudre de permanganate de potassium dans 150 mL d'eau. Calculer la concentration en masse de permanganate de potassium de la solution obtenue.
2. On dissout 0,50 mol de saccharose pour obtenir une solution de 200 mL. Calculer la concentration en quantité de matière de saccharose.
3. Après un effort, on prépare une boisson de concentration en masse de glucose de 18,0 g.L<sup>-1</sup>. Calculer la concentration en quantité de matière  $c$  de cette solution ( $M_{\text{glucose}} = 180,0 \text{ g.mol}^{-1}$ )

## II. Les dosages spectrophotométriques

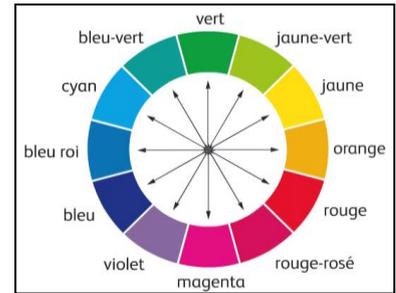
### II.1 Couleur d'une solution

Quand une solution colorée est traversée par de la lumière blanche, elle se comporte comme un filtre coloré qui transmet certaines radiations et en absorbe d'autres.

Par exemple, une solution magenta de permanganate de potassium laisse passer les radiations magenta (bleue et rouge) et absorbe les radiations vertes, complémentaires du magenta.



Dans le cercle chromatique, les couleurs complémentaires sont diamétralement opposées.



La couleur d'une solution est celle qui est complémentaire de la couleur des radiations absorbées.

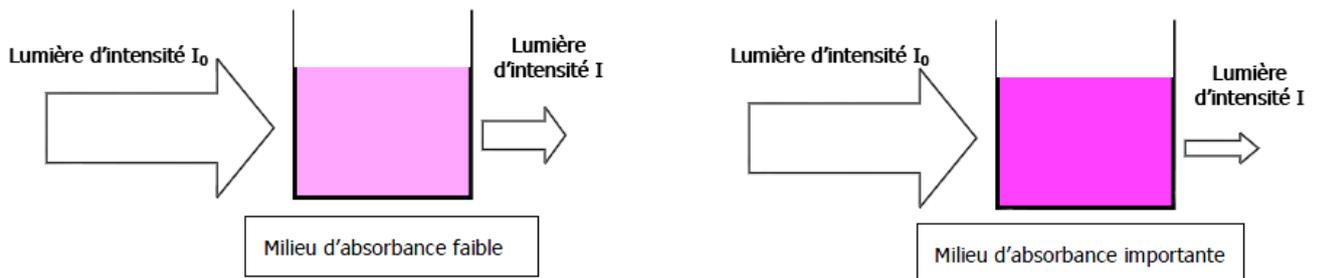
Autrement dit, les radiations principalement absorbées par une solution sont celles dont la couleur est complémentaire de la couleur de la solution.

Exemple : une solution de bleu de méthylène absorbe principalement les radiations jaunes, couleur complémentaire du bleu de la solution.

### II.2 Absorbance d'une solution

Pour être plus précis, on définit l'absorbance mesurant la capacité d'un milieu à absorber une radiation de longueur d'onde  $\lambda$  qui le traverse.

Plus une solution est concentrée, plus elle semble foncée, plus son absorbance est grande. Si la solution est transparente, alors la lumière n'est pas absorbée et son absorbance est nulle.



L'absorbance, notée  $A$ , est une grandeur positive et sans unité. Elle est mesurée par un appareil appelé spectrophotomètre.

Le spectrophotomètre envoie une radiation de longueur d'onde  $\lambda$  et d'intensité  $I_0$  données et la compare avec l'intensité lumineuse  $I$  sortant d'une solution. Il calcule et affiche l'absorbance  $A$ .



Remarque : l'absorbance d'une solution dépend principalement de la nature de la solution, de sa concentration et de la longueur d'onde  $\lambda$  de la lumière traversant la solution.

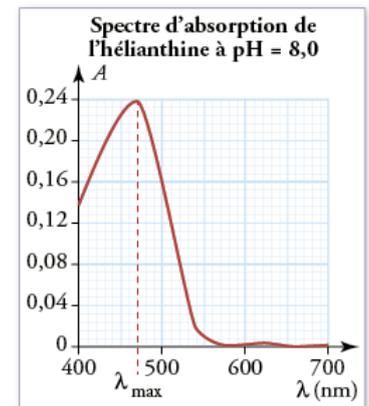
### II.3 Spectre d'absorption d'une solution

En plaçant une solution dans la cuve du spectrophotomètre, on peut mesurer son absorbance pour chaque longueur d'onde de la lumière visible (entre 400 nm et 800 nm).

On obtient le graphique appelé « spectre d'absorption » représentant l'absorbance  $A$  de la solution en fonction de la longueur d'onde  $\lambda$ .

On constate que l'absorbance passe par un maximum  $A_{\max}$  pour une valeur précise de longueur d'onde notée  $\lambda_{\max}$ .

La longueur d'onde  $\lambda_{\max}$  correspond à la couleur la plus absorbée, qui est complémentaire de la couleur de la solution.



### II.4 Loi de Beer-Lambert

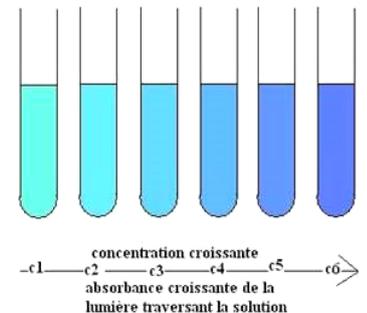
D'après la loi de Beer-Lambert, l'absorbance de la solution (pour une longueur d'onde donnée) est proportionnelle à la concentration de cette solution.

Par exemple, plus la quantité de sirop de menthe dans de l'eau augmente, plus sa concentration est grande, plus la boisson est vert foncé, plus son absorbance est grande.

Elle se note donc :

$$A = k \times c$$

$A$  : absorbance (sans unité)  
 $k$  : constante (en  $L \cdot mol^{-1}$ )  
 $c$  : concentration en quantité de matière (en  $mol \cdot L^{-1}$ )



La constante  $k$  s'exprime en fonction de la longueur  $l$  de la cuve et d'une autre constante notée  $\epsilon$  (lettre « epsilon » dans l'alphabet grec) :

$$A = \epsilon \times l \times c$$

$A$  : absorbance (sans unité)  
 $l$  : longueur de la cuve (en cm)  
 $c$  : concentration en quantité de matière (en  $mol \cdot L^{-1}$ )  
 $\epsilon$  : **coefficient d'extinction molaire** (en  $L \cdot mol^{-1} \cdot cm^{-1}$ )

Le coefficient  $\epsilon$  caractérise la capacité qu'a une espèce à absorber la lumière d'une longueur d'onde donnée.

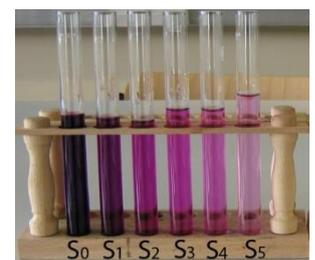
Remarque : La loi de Beer-Lambert est valable quand la solution n'est pas trop concentrée. Dans le cas contraire, absorbance et concentration ne sont plus proportionnelles.

### II.5 Dosages spectrophotométriques par étalonnage

Doser une espèce chimique en solution consiste à déterminer la concentration de cette espèce.

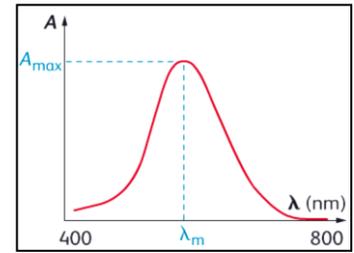
Plusieurs méthodes existent pour effectuer un dosage. L'une d'elles est le **dosage spectrophotométrique par étalonnage**, utilisant des solutions étalons.

Les différentes étapes de ce dosage sont les suivantes :



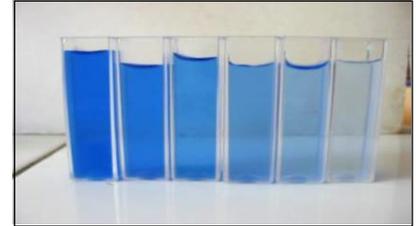
- 1<sup>ère</sup> étape : Choix de la longueur d'onde de travail  $\lambda_{\max}$ :

Grâce au spectre d'absorption, on choisit une longueur d'onde  $\lambda_{\max}$  pour laquelle l'absorbance de l'espèce à doser est maximale, afin d'augmenter la précision des mesures. Par exemple, on choisira une longueur d'onde correspondant au rouge pour une solution de sulfate de cuivre bleu turquoise (cyan).



- 2<sup>ème</sup> étape : Préparation des solutions étalons de concentrations connues, par dilutions successives

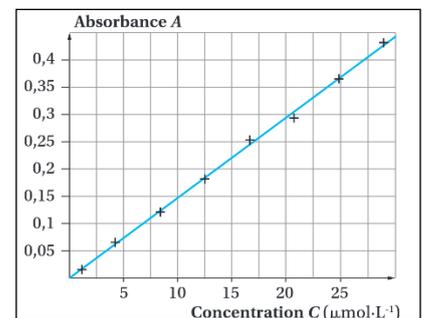
On réalise, à partir d'une solution mère de l'espèce à doser, une échelle de teinte en diluant successivement la solution mère pour obtenir des solutions filles de moins en moins concentrées et surtout de concentrations connues. Ces solutions sont appelées **solutions étalons**.



- 3<sup>ème</sup> étape : Construction de la droite d'étalonnage :  $A = f(c)$

Pour la longueur d'onde  $\lambda_{\max}$ , on mesure l'absorbance A des solutions étalons. On trace la droite d'étalonnage représentant l'absorbance des solutions étalons en fonction de leur concentration :  $A = f(c)$ .

On sait qu'il s'agit d'une droite passant par l'origine car il y a proportionnalité entre A et c d'après la loi de Beer-Lambert.



- 4<sup>ème</sup> étape : Mesure de l'absorbance  $A_0$  de la solution de concentration inconnue  $c_0$
- 5<sup>ème</sup> étape : Utilisation de la droite d'étalonnage pour déterminer la concentration inconnue  $c_0$

On peut procéder :

1) par **lecture graphique** sur la droite d'étalonnage.

2) par **calcul** à partir de l'équation de la droite.

La droite d'étalonnage passe par l'origine.

Son équation est de la forme :  $A = k \times c$  avec k : coefficient directeur de la droite qu'il faut calculer.

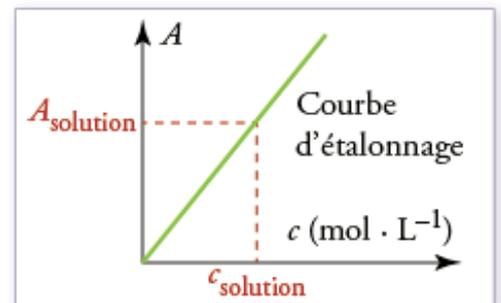
Pour cela :

- On choisit un point M sur la droite,

- On lit ses coordonnées ( $c_M$ ,  $A_M$ ),

- On calcule le coefficient directeur k :  $k = \frac{A_M}{c_M}$

- On peut alors calculer la concentration  $c_0$  avec l'équation de la droite :  $c_0 = \frac{A_0}{k}$ .



Exemple :

Point M de coordonnées : ( $c_M = 1,8 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$  ;  $A_M = 0,3$ )

Coefficient directeur :  $k = \frac{A_M}{c_M} = \frac{0,3}{1,8 \times 10^{-6}} = 1,7 \times 10^5 \text{ L.mol}^{-1}$

On mesure l'absorbance  $A_0 = 0,22$  d'une solution de concentration inconnue.

Sa concentration vaudra :  $c_0 = \frac{A_0}{k} = \frac{0,22}{1,7 \times 10^5} = 1,3 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ .

