



CHAPITRE 2 : COMPOSITION CHIMIQUE DES SOLUTIONS

CONCENTRATION ET COULEUR D'UNE ESPÈCE EN SOLUTION

1) Concentration d'une espèce dissoute

En solution aqueuse, on peut calculer la **concentration en quantité de matière c** :

$$\text{en mol.L}^{-1} \longrightarrow c = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad \begin{array}{l} \longleftarrow \text{ en mol} \\ \longleftarrow \text{ en L} \end{array}$$

Ainsi que la **concentration en masse γ** (gamma) :

$$\text{en g.L}^{-1} \longrightarrow \gamma = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad \begin{array}{l} \longleftarrow \text{ en g} \\ \longleftarrow \text{ en L} \end{array}$$

Ces deux relations de concentrations sont liées par la relation suivante : $\gamma = c \cdot M$

2) Couleur et absorbance

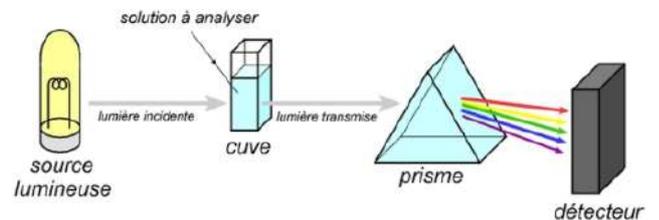
L'**absorbance** est une grandeur notée **A**, sans unité, qui mesure la capacité d'un milieu à absorber une radiation lumineuse (longueur d'onde) qui le traverse. On peut la mesurer grâce à un **spectrophotomètre**.

Le saviez-vous ?

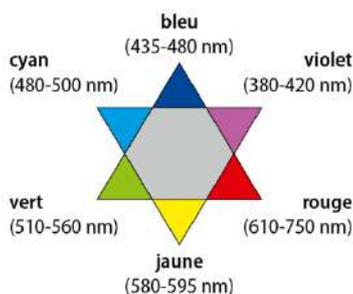
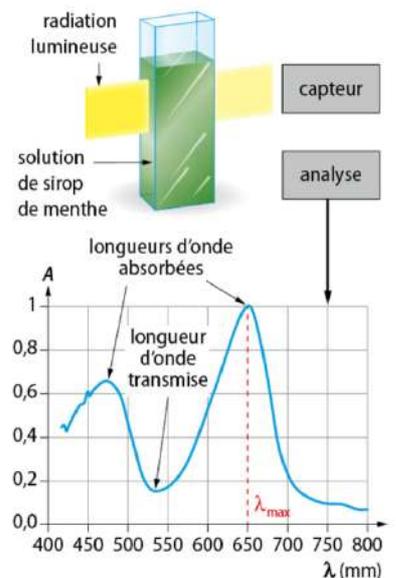


Dans un spectrophotomètre, une lumière monochromatique est envoyée sur une cuve contenant la solution à analyser. Cette dernière va absorber une partie de l'intensité lumineuse incidente.

Le spectrophotomètre va alors mesurer l'absorbance de la solution en mesurant l'intensité en sortie de cuve : $A = \log \frac{I_0}{I}$.



On peut alors obtenir un **spectre d'absorbance**, représentant l'absorbance d'une solution en fonction de sa longueur d'onde. On repère sur ces spectres, une valeur maximale pour l'absorbance. La longueur d'onde correspondant à ce maximum d'absorbance est nommée λ_{max} .



La couleur correspondant à cette longueur d'onde de la solution est la **couleur complémentaire** de la solution.

Par exemple, si $\lambda_{\text{max}} = 580 \text{ nm}$ (jaune), la solution apparaîtra bleue.

LOI DE BEER-LAMBERT ET DOSAGE SPECTROPHOTOMÉTRIQUE

1) Loi de Beer-Lambert

L'absorbance d'une solution dépend de beaucoup de paramètres. En incluant la plupart d'entre eux dans k , un coefficient de proportionnalité, on obtient la loi de Beer-Lambert :

$$\text{sans unité} \longrightarrow A = k \times c \longleftarrow \text{en mol.L}^{-1}$$

↙ en L.mol⁻¹

Cette loi n'est valable qu'à des concentrations assez faibles.

Remarque : k est une constante dépendant de la largeur de la cuve, de la nature l'espèce étudiée ainsi que de la longueur d'onde : $k = \epsilon.l$

ϵ est le coefficient d'extinction molaire, il dépend de la nature l'espèce étudiée ainsi que de la longueur d'onde. Il s'exprime en L.mol⁻¹.cm⁻¹

La loi de Beer-Lambert
- En **1729**, Pierre Bouguer découvre partiellement cette loi
- En **1760**, Jean-Henri Lambert la reprend. Elle stipule alors que l'absorbance est directement proportionnelle à l'épaisseur du milieu traversé.
- En **1852**, August Beer ajoute la relation de proportionnalité avec les concentrations des constituants.

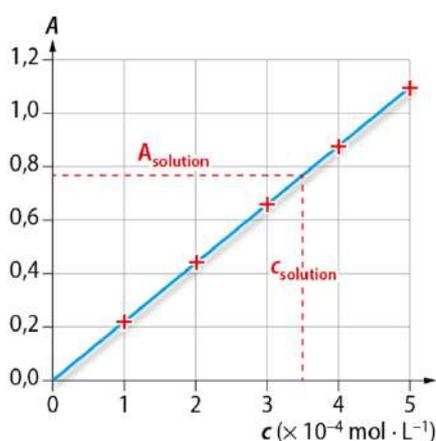
2) Dosage spectrophotométrique par étalonnage

Le saviez-vous ?



Doser une espèce en solution consiste à déterminer expérimentalement sa concentration.

Lors d'un dosage par étalonnage, on utilise des solutions (appelées solutions étalon) qui contiennent l'espèce chimique à doser en différentes **concentrations connues**.



En reportant sur un graphique des points dont l'abscisse correspond à la concentration des solutions connues et l'ordonnée l'absorbance, on obtient alors une **courbe d'étalonnage**. Il suffit alors de mesurer l'absorbance de la solution à doser afin d'obtenir un point de la courbe dont l'abscisse indique la concentration recherchée.

Remarque : La longueur d'onde de travail correspondra à λ_{max} (couleur complémentaire à la couleur de la solution).

Ex : 5, 6, 16, 17, 21, 24, 26, 30 p 42 → 46

Ex supplémentaires : (12, 13 ou 14), 15, 22, 25, 27, 28, 31, 32 p 40 → 46