

CHAP 3 : LES SOLUTIONS COLORÉES ET LA SPECTROPHOTOMÉTRIE

Liens pour ce chapitre sur : <https://christineprevot.netboard.me/20eds1chap3/>

1. Lumière et couleur

Voir le TP - cours " Introduction à la spectrophotométrie "

Bilan à retenir :

La perception colorée d'une solution provient de son interaction avec la lumière blanche.

Remarque : pour pouvoir bien raisonner, vous devez connaître le domaine visible de la lumière (limites en longueur d'onde et ordre des couleurs dans le spectre de la lumière blanche).

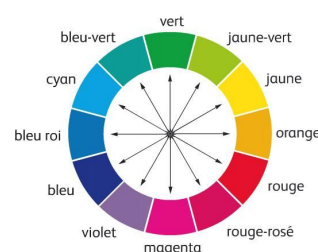
- Si une solution n'absorbe aucune des radiations du domaine visible, elle est **incolore**
- Si une solution absorbe une partie des radiations du domaine visible, elle est **colorée**.

Pour faire le lien entre la lumière transmise par une solution et sa couleur, on réalise le spectre d'absorption. Qu'appelle-t-on le spectre d'absorption ? **Le spectre d'absorption est la courbe $A = f(\lambda)$ représentant l'absorbance de chaque radiation du domaine visible. L'absorbance est une grandeur mesurable qui chiffre la quantité de lumière absorbée.**

Méthode 1 : Sur un spectre d'absorption, on repère les radiations absorbées et les radiations transmises par la solution et on en déduit sa couleur.

La couleur d'une solution est la superposition des **radiations transmises**

Méthode 2 : Une autre méthode moins précise mais plus rapide permet de déterminer la couleur d'une solution. Le cercle chromatique place en vis-à-vis la couleur principalement absorbée par la solution et la couleur perçue par l'œil.



Exemple : Pour le spectre ci-contre :

Méthode 1 :

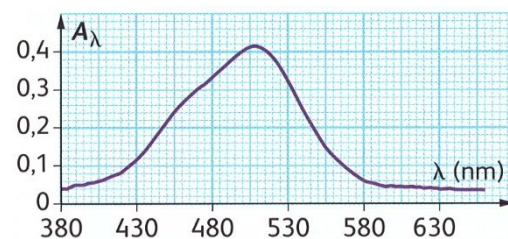
Les radiations transmises sont : **Bleu et rouge**.

La solution doit donc avoir une couleur : **magenta (= rose violet)**

Méthode 2 :

Le maximum d'absorption est à 500 nm environ soit vert

La solution doit donc avoir une couleur **magenta (diamétralement opposé au vert)**



2. Absorbance et loi de Beer-Lambert

2.1. L'absorbance

L'absorbance A (sans unité) d'une solution colorée est une valeur numérique qui rend compte, pour une longueur d'onde donnée, de la comparaison entre la quantité de lumière incidente et la quantité de lumière transmise par une solution. (voir TP Introduction à la spectrophotométrie).

Plus une solution absorbe une radiation lumineuse, plus l'absorbance A est **élevée**

Généralement A varie entre

- $A = 0$ (solution totalement transparente pour la radiation étudiée, radiation non absorbée)
- et $A = 2$ à 3 avec les appareils du lycée (solution presque opaque pour la radiation utilisée, la radiation est quasiment totalement absorbée par la solution)

2.2. Paramètres influençant l'absorbance

L'absorbance d'une solution dépend de

La longueur d'onde choisie, de la concentration de la solution, de l'épaisseur de solution traversée par la lumière, du soluté et du solvant utilisés, du pH parfois etc...

2.3. Utilisation de l'absorbance pour déterminer la concentration d'un soluté en solution.

Voir TP "La loi de Beer-Lambert"

Parmi tous les paramètres influençant l'absorbance d'une solution, le paramètre concentration est particulièrement utile au chimiste.

Lorsqu'un soluté est coloré, l'intensité de la couleur varie avec la concentration de la solution. En spectrophotométrie, cela se traduit par une modification des valeurs de l'absorbance sans modifier la forme du spectre et la position des maxima d'absorption.

Plus la concentration est faible, plus la couleur est **claire**.

Loi de Beer-Lambert :

En mesurant l'absorbance à une longueur d'onde choisie, on constate que l'absorbance est proportionnelle à la concentration si on reste dans des concentrations raisonnables.

Mathématiquement, ça se traduit par la relation suivante :

$A = k \times c$. (ou $A = k \times t$) suivant le type de concentration utilisé

Avec A : absorbance de la solution (sans unité)

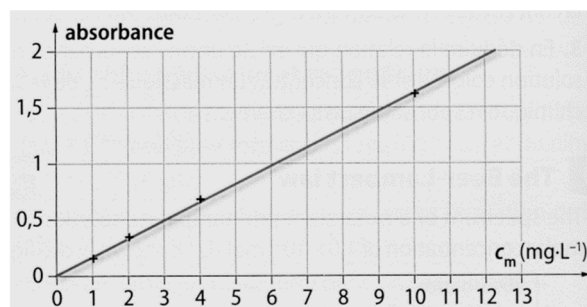
c concentration en quantité (ou t en masse) du soluté absorbant la radiation (en mol.L⁻¹ ou g.L⁻¹)

k : constante de proportionnalité (en L.mol⁻¹ ou L.g⁻¹)

k dépend de l'épaisseur de liquide, de la cuve, de la longueur d'onde λ choisie, du soluté, de son solvant, de son pH... C'est une constante tant qu'on ne change aucun de ces paramètres

Et graphiquement :

la loi de Beer-Lambert donne des courbes linéaires à condition de réaliser l'étude dans un domaine de concentration faible (souvent il faut se placer à $c < 1.10^{-2}$ mol.L⁻¹ au-delà on perd la proportionnalité).



Exploitation de la loi de Beer-Lambert pour réaliser un dosage

On peut déterminer une concentration inconnue d'un soluté coloré en procédant par **étalonnage**.

Méthode :

On construit la courbe $A = f(c)$ avec des solutions préparées de concentrations connues.

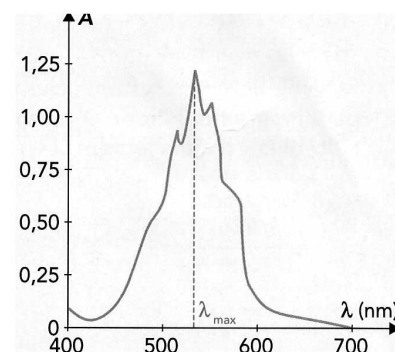
Pour chaque solution on mesure A en utilisant la même longueur d'onde, la même cuve de mesure

Puis, on relève l'absorbance de la solution de concentration inconnue. Et à l'aide du graphe ou de la relation mathématique on en détermine sa concentration.

Points expérimentaux importants :

Le choix de la longueur d'onde de travail

Pour mesurer une absorbance, il faut se placer à une longueur d'onde où il y a absorption. Dans la mesure du possible, on règle le spectrophotomètre pour travailler à la longueur d'onde λ_{max} pour laquelle l'absorption est maximale (sommet de la courbe d'absorbance). Ainsi les écarts de luminosité entre avant et après la solution sont significatifs.



Ne pas oublier de faire le blanc : avant de mesurer des absorbances il

faut faire le blanc, c'est-à-dire calibrer l'appareil avec le solvant pour que lors des mesures l'appareil mesure la différence entre le solvant seul et la solution colorée.

Ne pas changer les conditions de mesures : il faut toujours travailler avec la même cuve.