



Chapitre 2 : Spectrophotométrie

Pré requis :

- ✓ Dispersion de la lumière blanche + spectres vue en 2^{nde}

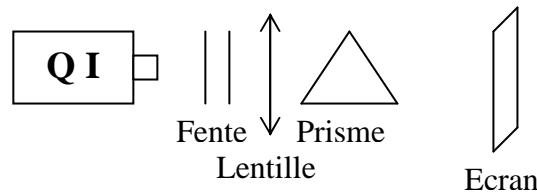
Connaissances et savoir-faire exigibles :

- (1) Savoir utiliser, à une longueur d'onde donnée, la relation entre la concentration d'une espèce colorée en solution et l'absorbance. (voir également TP χ n°1)

I Pourquoi une solution est-elle colorée ?

1) Rappel sur la lumière blanche :

a. Expérience :



L'image de la fente doit être fait sur l'écran à l'aide de la lentille.

b. Observation :

On observe sur l'écran ce que l'on appelle le spectre de la lumière blanche, c'est une figure irisée contenant toutes les couleurs de l'arc en ciel. (*spectre : voir p 66*)

c. Conclusion :

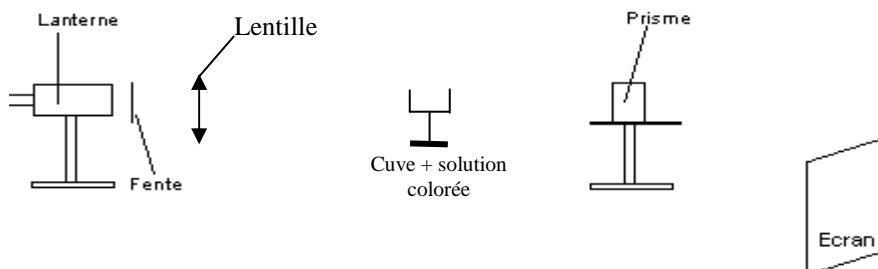
La **lumière blanche contient toutes les radiations visibles** dont les couleurs s'étendent du rouge au violet comme suit :

Couleur	Violet	Bleu	Vert	Jaune	Orange	Rouge
Longueur d'onde (en nm)	400-424	424-491	491-575	575-585	585-647	647-750

2) Solutions colorées :

a. Expérience :

On réalise le spectre d'absorption d'une solution de permanganate de potassium et on compare l'aspect du spectre obtenu à celui de la lumière blanche ainsi qu'à la couleur de la solution de permanganate :



b. Observations :

Le spectre obtenu ressemble à celui de la lumière blanche, il lui manque par contre les nuances de verts : on l'appelle un **spectre de bandes d'absorption**.

On ne voit pas le lien avec le violet de la solution. (*spectre d'absorption : voir p 67*)



c. Conclusion :

Comme la solution de permanganate absorbe le vert, elle réémet vers l'extérieur les autres couleurs du spectre (rouge, jaune, bleu, violet). **Ce « mélange » de couleur donne la teinte violette à la solution de permanganate.**

d. Généralités :

- On dit que le violet de la solution de permanganate est la **couleur complémentaire** du vert qui a été absorbée.
- Deux couleurs sont complémentaires si leur **superposition donne du blanc**.
- Une solution est colorée si elle absorbe certaines radiations du spectre de la lumière blanche. **La teinte de la solution correspond alors la couleur complémentaire de la couleur absorbée.**

Exercice n°8 p 79

II Spectrophotomètre et absorbance :

1) Le spectrophotomètre :

Activité documentaire

1. Une **lumière blanche** est une lumière qui contient **toutes les radiations visibles**, de longueurs d'ondes comprises entre 400 et 750 nm.
Une **lumière monochromatique** est une lumière d'une seule couleur, correspondant à **une seule radiation** de longueur d'onde bien déterminée.
2. L'absorbance maximale se situe à **420 nm pour la tartrazine**. Pour le **bleu patenté elle se situe à 625 nm**.
Les **radiations** correspondant à ces longueurs d'ondes sont **absorbées** par les solutions.
3. **420 nm** correspond au **violet-bleu**. **625** correspond à **l'orange**.
Nous pouvons approximativement relier les courbes $A = f(\lambda)$ avec les couleurs des solutions puisque nous savons qu'**une solution est perçue de la couleur complémentaire de la couleur absorbée** :
La tartrazine qui absorbe le violet-bleu apparaîtra de couleur jaune, le bleu patenté qui absorbe l'orange apparaîtra vert-bleu (*voir tableau du livre p 69*).
4. Il semblerait que **plus la concentration de la solution est élevée, plus l'absorbance est grande**.

2) Utilisation du spectrophotomètre : Loi de Beer-Lambert ⁽¹⁾ :

a. Définition :

L'absorbance $A(\lambda)$ est une **grandeur sans dimension**, elle est la **somme des absorbances** dues à la cuve, au solvant et à la substance dissoute dans la solution (on suppose qu'il n'y en a qu'une).

Celle-ci dépend donc de la cuve (de sa longueur), du solvant, de l'espèce dissoute et de sa concentration, et de la longueur d'onde de la lumière qui traverse la solution.

b. Loi de Beer-Lambert :

L'**absorbance** d'une solution diluée contenant une espèce colorée est **proportionnelle à la concentration molaire c de cette espèce et à l'épaisseur l de solution traversée** par le faisceau lumineux :

$$A(\lambda) = \varepsilon(\lambda) \times l \times c$$

$\varepsilon(\lambda)$, qui dépend de la nature de l'espèce dissoute et de la longueur d'onde de la radiation utilisée, traduit l'aptitude de cette espèce à absorber la radiation considérée. Il est appelé **coefficient d'absorption molaire**.



c. Précautions à prendre :

$A(\lambda)$ dépend donc de beaucoup de paramètres alors que ce qui nous intéresse est la relation entre A et c , concentration de l'espèce dissoute.

On va donc s'affranchir de plusieurs paramètres :

- Pour une espèce dissoute, on nous donnera la **longueur d'onde où l'absorption est maximum**. On réglerà le spectrophotomètre sur cette longueur d'onde.
- On réalisera, avant toute utilisation du spectrophotomètre, le **réglage du zéro à l'aide d'une cuve standard remplie du solvant** utilisé dans la solution diluée (généralement il s'agit d'eau distillée).

d. Différentes utilisations du spectrophotomètre : *Vidéo Hatier*

On effectuera toujours au préalable les deux étapes décrites précédemment.

- Nous pouvons trouver la concentration d'une solution à l'aide d'une **courbe d'étalonnage** :
 - On dispose de **solutions** (contenant le soluté à titrer) **de concentrations différentes**. On **mesure les absorbances** de ces différentes solutions puis **on trace $A = f(c)$** .
 - Si la loi de Beer-Lambert est respectée **on obtient une droite passant par l'origine**.
 - **On mesure l'absorbance de la solution inconnue, on reporte** la valeur de l'absorbance **sur le graphique** et **on obtient la concentration** de la solution.
- On peut aussi utiliser cet appareil pour **suivre une transformation chimique mettant en jeu une espèce colorée** :
 - On **place le mélange réactionnel dans une cuve** qui est **elle-même placée dans le spectrophotomètre**.
 - On **relève l'absorbance en fonction du temps** puis **on trace $A = f(t)$** .
 - On **utilise la proportionnalité entre A et c** et on remonte aux relations entre $c = f(t)$ et $x = f(t)$.

Exercice n°2