

SPECTROPHOTOMETRIE

But : Utilisation d'un spectrophotomètre pour tracer le spectre d'absorption d'une substance colorée. Vérifier la loi de Beer Lambert et effectuer un dosage.

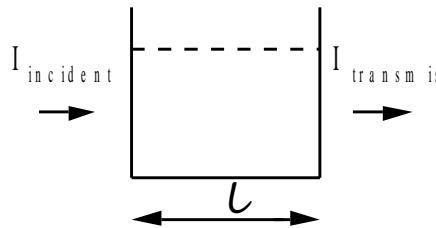
I - PRINCIPE

1 - Le spectrophotomètre :

On rappelle qu'une solution apparaît colorée si elle absorbe préférentiellement certaines longueurs d'onde du spectre de la lumière visible. Un spectrophotomètre permet de mesurer précisément cette absorption par comparaison de deux intensités lumineuses.

En général, on souhaite déterminer l'absorption due exclusivement au soluté afin d'en tirer des informations sur le soluté. Il faut donc comparer l'absorption de la solution avec celle du solvant seul.

Pour cela, le spectrophotomètre génère un faisceau de lumière monochromatique de longueur d'onde λ d'intensité I_{incident} qui traverse une épaisseur l de solution, puis il mesure l'intensité I_{transmis} à la sortie de la cuve.



Evidemment, I_{transmis} est toujours inférieur à I_{incident} car la solution et les parois de la cuve ne peuvent qu'absorber une partie du rayonnement.

Soit I_0 l'intensité de la lumière transmise lorsque la cuve ne contient que le solvant (on appelle parfois cette cuve le « Blanc »). I_0 est la valeur de référence par rapport à laquelle on va caractériser l'influence d'un soluté introduisant un pouvoir absorbant supplémentaire.

Soit I l'intensité de la lumière transmise lorsque la cuve contient la solution étudiée (solvant+soluté).

On définit :

- l'absorbance A (ou densité optique) $A = \log(I_0/I)$
- la transmittance $T = 100(I/I_0)$.

Le spectrophotomètre est conçu pour pouvoir mesurer aisément l'absorbance ou la transmittance.

2 - Loi de Beer Lambert

Si la solution est diluée, l'absorbance est proportionnelle à la concentration et à la longueur l de la cuve :

$$A = \epsilon(\lambda) l c$$

- c la concentration du soluté absorbant exprimée en mol.l^{-1} .
- $\epsilon(\lambda)$ le coefficient d'absorption molaire qui dépend du soluté, de la longueur d'onde et de T .
- IMPORTANT : dans le cas d'un mélange de solutés, les absorbances sont additives.

II - TRACÉ DU SPECTRE D'ABSORPTION DE COLORANTS ALIMENTAIRES

1 - Bleu patenté E 131 à 3 mg.L^{-1}

- Tracer la courbe $A = f(\lambda)$ en faisant varier λ de 5 nm en 5 nm entre 350 nm et 750 nm.
- Quelle est la longueur d'onde λ_0 correspondant au maximum de la courbe ? Interpréter la couleur du bleu patenté E 131.

2 - Jaune tartazine E 102 à 15 mg.L^{-1}

- Tracer la courbe $A = f(\lambda)$ en faisant varier λ de 5 nm en 5 nm entre 350 nm et 750 nm.

- Quelle est la longueur d'onde λ_0 correspondant au maximum de la courbe ? Interpréter la couleur du jaune tartazine E 102.

III - VÉRIFICATION DE LA LOI DE BEER LAMBERT

1 - Préparation des solutions

- A l'aide de deux burettes, l'une contenant la solution de colorant E 131 à 3 mg.l^{-1} , l'autre de l'eau distillée, préparer dans une série de 5 bêchers 20 ml de chacune des solutions suivantes :

Solution N°	1	2	3	4	5
Concentration en E 131 c (mg.l^{-1})	0,6	1,2	1,5	1,8	2,4

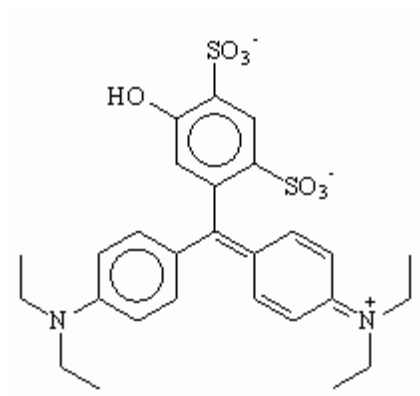
- Préciser les volumes, à verser dans chaque cas, en colorant et en eau distillée.

2 - Mesures

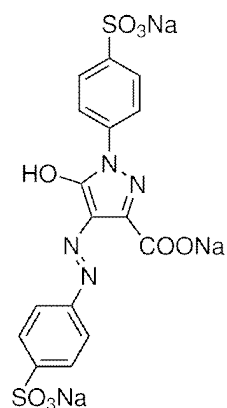
- Mesurer l'absorbance A des solutions N° 1 à 5 à la longueur d'onde λ_0 du maximum d'absorption.
- Tracer la courbe $A = f(c)$. Conclusion ?

IV - DOSAGE DU SIROP DE MENTHE

- Tracer la courbe $A = f(\lambda)$ de la solution de sirop de menthe diluée (déjà préparée) en faisant varier λ de 5 nm en 5 nm entre 350 nm et 750 nm.
- Interpréter le spectre.
- Sachant que 1L de la solution a été préparé avec 20 mL de sirop, quelle est la concentration de chaque colorant dans le sirop commercialisé ?



E 131
Masse molaire : 580 g.mol^{-1}



E 102
Masse molaire : 534 g.mol^{-1}