

## TP N° 02 : Dosage spectrométrique d'un colorant

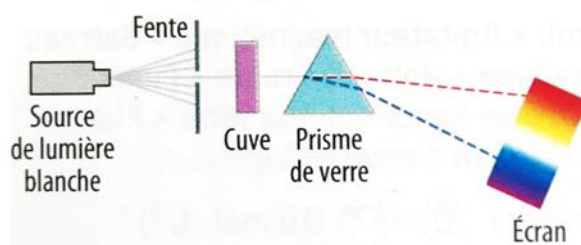
### I - L'objectif :

- Réaliser le dosage par étalonnage d'une solution colorée.
- Connaître et exploiter la loi de Beer-Lambert

### II- Partie théorique

La spectrophotométrie UV-visible est une méthode d'analyse basée sur l'interaction matière/rayonnement.

Lorsqu'une solution est traversée par un rayonnement UV ou visible, elle peut atténuer l'intensité des radiations à certaines longueurs d'onde ( $\lambda$ ): on dit alors qu'elle absorbe ces radiations.



- Les solutions colorées absorbent dans le visible  $\lambda \in (400-800 \text{ nm})$ .
- Les solutions incolores absorbent dans l'ultra-violet  $\lambda \in (200-400 \text{ nm})$ .

### Loi de Beer-Lambert

Soit un rayon lumineux traversant une solution absorbante de concentration  $C$  et de trajet optique  $l$ .

$$A = \varepsilon(\lambda) \times c \times l = \log 1/T$$

$l$  = longueur de la cuve (cm) .  $\varepsilon(\lambda)$  = coefficient d'extinction molaire ( $\text{Lmol}^{-1}\text{cm}^{-1}$ )

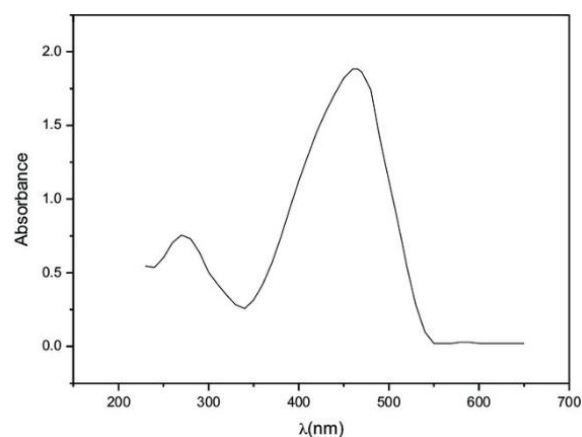
$c$  = concentration molaire ( $\text{mol L}^{-1}$ )     $T$  = transmittance     $A$  = absorbance

La loi de Beer-Lambert n'est valable que pour des solutions diluées.

### ❖ Choix de la longueur d'onde de travail

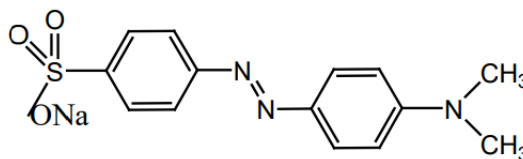
Pour repérer la longueur d'onde  $\lambda_{\text{max}}$  correspondante, on trace la courbe

$A=f(\lambda)$ .



**Méthyle orange :**

Sa formule chimique est  $C_{14}H_{14}N_3O_3SNa$  (Masse molaire : 327,33 g/mol, Solubilité : 5.2 g/L (à 20°C) et  $pK_a = 3.4$

**❖ La courbe d'étalonnage**

Pour déterminer une concentration inconnue  $C_x$ .

-Il faut préparer une gamme de solutions filles étalons (de 4 à 5 solutions) à partir d'une solution mère de concentration connue (100mg/L ou  $10^{-4}$  mol/L).

- Déterminer l'absorbance  $A$  de chaque 'une des solution à  $\lambda_{max}$
- Tracer la courbe  $A=f(C)$ .

**III- Partie expérimentale**

- On cherche à réaliser par dilution différentes solutions de Méthyle orange.
- On veut préparer 5 solutions de concentrations indiquées ci-dessous.
- compléter le tableau ci-dessous, les calculs seront détaillés sur le compte rendu.

Solution à préparer	1	2	3	4	5
$C$ (mg.L <sup>-1</sup> )	$C_1 = 5$	$C_2 = 8$	$C_3 = 10$	$C_4 = 12$	$C_5 = 15$
$V$ solution à préparer	50 mL	50 mL	50 mL	50 mL	50 mL
$V_0$ de solution mère					

**Protocole**

1. Régler le spectrophotomètre sur la longueur  $\lambda = 465$  nm.
2. Faire le blanc avec de l'eau distillée (le solvant), puis mesurer avec la même cuve, l'absorbance  $A$  de chacune des solutions en allant de la moins concentrée à la plus concentrée.
3. Compléter le tableau ci-dessous

Solution	1	2	3	4	5
$C$ (mol.L <sup>-1</sup> )	$C_1 =$	$C_2 =$	$C_3 =$	$C_4 =$	$C_5 =$
Absorbance $A$					

- Pour la solution X (colorant), on versera directement du produit dans la cuve du spectrophotomètre puis mesurer l'absorbance  $A_x$

**Questions :**

- 1- Tracer la courbe  $A = f(C)$ .
- 2- Commenter la courbe : la loi de Beer-Lambert est-elle vérifiée ?
- 3- Déterminer le coefficient d'extinction molaire  $\epsilon$ .
- 4- Déterminer à l'aide du graphique précédent, la concentration molaire.