

TP spectrométrie d'absorption et cinétique chimique

On étudie l'absorbance de la lumière par un liquide coloré.

1. Choix de la longueur d'onde

Placer dans un godet de l'eau distillée qui servira de blanc optique. Le godet est placé dans le compartiment adapté. On choisit une longueur d'onde, on vérifie que le filtre indiqué est le bon. On appuie sur C/CE jusqu'à ce que le A clignote puis sur OK jusqu'à ce que le cadran affiche 0,000.



On remplit un godet d'une solution de sulfate de cuivre $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$. Le godet est placé dans le compartiment.

On effectue successivement des mesures pour des longueurs d'onde variant de $0,1$ en $0,1 \mu\text{m}$ afin de rechercher la valeur de λ donnant l'absorbance maximum. On affinera éventuellement afin de choisir la meilleure longueur d'onde.

Le choix sera justifié en traçant la courbe $A = f(\lambda)$.

2. Variation de l'absorbance avec la concentration

Pour la longueur d'onde choisie, prendre successivement des godets contenant des solutions de sulfate du cuivre de concentrations différentes que l'on aura réalisées.

C en mol.L^{-1}	A
0,05	
0,025	
0,0125	

Tracer la courbe $A = f(c)$. Donner son équation et conclure.

3. Cinétique de réaction

On étudie une réaction d'oxydoréduction lente et totale : réaction entre l'eau oxygénée H_2O_2 et les ions iodures I^- en milieu acide.

On suit l'avancement de la réaction par spectrophotométrie d'absorption.

Régler la longueur d'onde à 480 nm .

On prend comme blanc de référence une solution de KI à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Dans un bêcher propre et sec, on verse avec une pipette 20 mL de solution de KI à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ puis on ajoute à la pipette 10 mL de solution d'acide sulfurique 1 mol.L^{-1} .

On ajoute 5 mL d'eau oxygénée (à 30 vol diluée 100 fois). On déclenche alors le chronomètre au moment du mélange et on l'agite avec une tige de verre... On verse dans un godet et on prend les mesures d'absorbance.

On notera que le titre en volume est le volume d'oxygène libéré par litre de solution d'eau oxygénée (on prendra un volume molaire de 24 L).

On prendra des mesures pendant 15 mn toutes les 30 s .

- a. Mesures
Remplir le tableau :

t en mn	A
0	0
0,5	
1	
...	

Tracer la courbe $A = f(t)$

- b. Modélisation de la courbe
En admettant que la courbe est de la forme $A = c(1 - e^{-dt})$, déterminer une valeur constante de c qui est en principe la valeur limite de A pour t suffisamment grand.
En déduire une valeur constante de d en introduisant une colonne supplémentaire dans laquelle on calcule $d = -\frac{1}{t} \ln\left(1 - \frac{A}{c}\right)$. Choisir cette valeur constante de d et dans une 4^{ème} colonne tracer la courbe modélisée $A = c(1 - e^{-dt})$.
Superposer dans un même graphique les 2 courbes $A_{\text{modélisée}}$ et $A_{\text{mesurée}}$ en fonction du temps. Conclure. Affiner les valeurs des constantes c et d afin que les courbes se superposent au mieux.

t en mn	A	$d = -\frac{1}{t} \ln\left(1 - \frac{A}{c}\right)$	$A = c(1 - e^{-dt})$
0	0		
0,5			
1			
...			

- c. Exploitation chimique
Ecrire les 2 ½ réactions.
Expliquer la couleur et l'évolution.
Quel est le réactif en excès ?
Déterminer les valeurs des concentrations initiales $a_0 = n_0 / V$ en ions iodures I^- et celle $b_0 = n'_0 / V$ de l'eau oxygénée.
En admettant que $A = \varepsilon L \frac{a_0}{2} (1 - e^{-2kb_0t})$ avec $L = 1$ cm la largeur du godet, en déduire les unités et la valeur du coefficient d'extinction molaire ε en $m^2 \cdot mol^{-1}$.
Puis déterminer les unités et la valeur de la constante k de la réaction à la température T.