

TP Suivi de la cinétique d'une réaction par spectroscopie

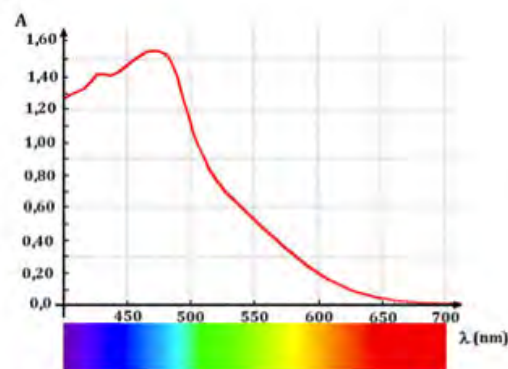
Principe du TP : quand un des réactifs ou un des produits d'une réaction est coloré, on peut suivre sa disparition ou son apparition dans le milieu réactionnel par spectrophotométrie (ou colorimétrie).

Réaction étudiée : action de l'eau oxygénée sur le iodure de potassium en milieu acide.

I. Etude préalable

Les couples mis en présence sont : $I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$ et $H_2O_{2(aq)} / H_2O(l)$

1. Ecrire l'équation-bilan en milieu acide de la réaction étudiée.
2. Quelle est la seule espèce chimique colorée présente dans le milieu ?
3. A quoi peut-on donc s'attendre pour l'absorbance du milieu ?
4. A quelle longueur d'onde va-t-il falloir régler le colorimètre



Spectre d'absorption du diiode

On fait réagir :

- 5,0 mL de la solution de **iodure de potassium** à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 5,0 mL d'eau oxygénée acidifiée de concentration molaire $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

5. Etablir le tableau d'avancement de la réaction et en déduire l'**avancement maximal** en diiode et la **concentration finale en diiode** si la réaction est terminée.

II. Etablissement de la courbe d'étalonnage

1. Préparation de l'échelle de teintes

On dispose d'une solution mère de **diiode de concentration** $C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

- Préparer 5 solutions filles en versant V mL de solution mère dans la **fiolle de 50 mL**, puis en complétant avec de l'eau distillée (voir tableau ci-dessous)
- Bien mélanger et remplir les cuves du colorimètre

2. Mesures des absorbances

- Régler le colorimètre sur la longueur d'onde qui convient
- Faire le blanc avec une fiolle remplie de **solution de KI**
- Mesurer l'absorbance des solutions étalons et compléter le tableau ci-dessous

Volume de diiode V (mL)	5,0	10,0	20,0	30,0	40,0
V_{total}	50,0	50,0	50,0	50,0	50,0
Facteur de dilution F					
$[I_2]$ (mol.L ⁻¹)					
Absorbance A					

Appeler le professeur pour vérifier une mesure d'absorbance

3. Tracé du graphe $A = f([I_2])$

- Tracer le graphe $A = f([I_2])$ sur Regressi puis modéliser.
- La loi de Beer-Lambert est-elle vérifiée dans le domaine de concentrations utilisées ?
- En déduire la relation numérique entre A et $[I_2]$ grâce à Regressi.

Appeler le professeur pour vérifier le tracé et la valeur de k

III. Suivi temporel de la réaction

1. Protocole

- Verser dans un bécher **5,0 mL** de la solution de iodure de potassium KI à **0,5 mol.L⁻¹**
- Placer le bécher sur l'agitateur magnétique et commencer l'agitation
- Faire le blanc du colorimètre

ATTENTION : la suite doit être faite EN MOINS DE 15 secondes !

- Ajouter **5,0 mL d'eau oxygénée acidifiée** de concentration molaire $C = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ dans le bécher **en déclenchant le chronomètre**
- Remplir rapidement une cuve avec le mélange et la placer dans le colorimètre
- Relever la valeur de l'absorbance **toutes les 30 secondes** pendant une douzaine de minutes puis de façon plus espacée. (commencer à déterminer $[I_2]$ pendant les mesures)

2. Mesures

t (s)	30	60 1 min	90	120 2 min	150	180 3 min	210	240 4 min
A								
$[I_2]$								

t (s)	270	300 5 min	330	360 6 min	390	420 7 min	450	480 8 min
A								
$[I_2]$								

t (s)	510	540 9 min	570	600 10 min	630	660 11 min	690	720 12 min
A								
$[I_2]$								

t (s)	15 min	20 min	25 min	30 min	35 min	40 min	45 min	50 min
A								
$[I_2]$								

3. Exploitation des mesures

1. Tracer le graphe $[I_2] = f(t)$ sur papier millimétré.
2. Déterminer la **concentration finale en diiode** $[I_2]_{\text{final}}$ et comparer à la valeur cherchée dans l'étude préalable.
3. Déterminer le **temps de demi-réaction** $t_{1/2}$.
4. Déterminer la vitesse volumique de formation du diiode à la date **t = 2 min** et **t = 10 min**.