

1- Document 1

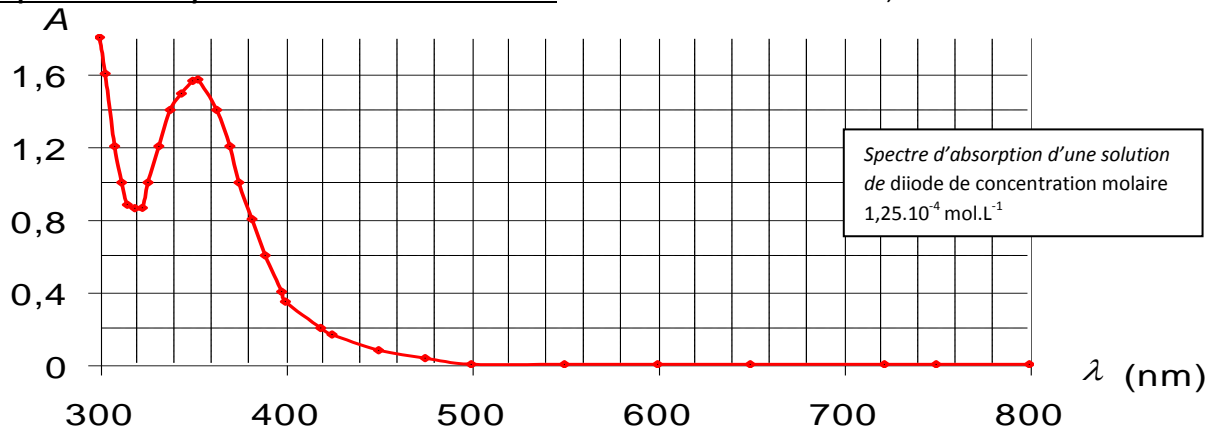
a) **Objectif :** Suivre l'évolution temporelle d'une réaction chimique par une méthode non invasive : la spectrophotométrie.

b) **La réaction envisagée :** Transformation chimique entre les ions peroxydisulfate $S_2O_8^{2-}$ et les ions iodure : I^-

-Couples rédox : (I_2/I^-) et $(S_2O_8^{2-} / SO_4^{2-})$, toutes ces espèces sont incolores en solution sauf le diiode I_2 qui est jaune.

-Equation-bilan de la réaction : $2I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow 2SO_4^{2-} + I_2$

c) **spectre d'absorption d'une solution de diiode** de concentration molaire $1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$



c) **Réactifs :**

Solution d'iodure de potassium de concentration molaire $5,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Solution de peroxydisulfate de potassium de concentration molaire $5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

2- Expérience préliminaire

Placer dans un tube à essai environ 5 mL de solution de $2K^+ + S_2O_8^{2-}$ (peroxydisulfate de potassium) et environ 2 mL de $K^+ + I^-$ (iodure de potassium). Agiter et noter vos observations. Faire la même chose avec les réactifs dont les récipients sont placés dans l'eau glacée.

3- Réalisation d'une courbe d'étalonnage

Réaliser une échelle de teintes à partir de la solution mère S_0 de concentration molaire $5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Les volumes de solution mère prélevés sont à déterminer selon le volume de la fiole jaugée utilisée.

Régler le spectrophotomètre à la longueur d'onde 480 nm et relever l'absorbance des 6 échantillons

$[I_2](\text{mol.L}^{-1})$	$5,00 \cdot 10^{-3}$	$3,00 \cdot 10^{-3}$	$2,00 \cdot 10^{-3}$	$1,00 \cdot 10^{-3}$	$8,00 \cdot 10^{-4}$	$4,00 \cdot 10^{-4}$	0 blanc
A							0.00

Cela permettra de tracer $A = f([I_2])$ et d'obtenir ainsi une courbe d'étalonnage.

4- Suivi spectrophotométrique de la réaction : $2I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow 2SO_4^{2-} + I_2$

Ce suivi sera effectué pour 2 cas : les réactifs à température ambiante où les réactifs placés dans l'eau glacée.

1. Prélever **10 mL** de chacune des 2 solutions dans 2 bechers différents.
2. Déclencher le chronomètre en versant l'une des solutions dans l'autre, pour homogénéiser le mélange réactionnel le verser à nouveau dans le premier becher.
3. Remplir une cuve, la placer dans le spectrophotomètre ($\lambda=480 \text{ nm}$) et relever les valeurs de l'absorbance au cours du temps. (toutes les minutes au début puis de plus en plus espacé jusqu'à environ 60 min)

QUESTIONS

1- La réaction étudiée: $2\text{I}^- + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2$

- Retrouver l'équation-bilan en écrivant les demi-équations électroniques. Préciser pour chacune si c'est une oxydation ou une réduction.
- Calculer les quantités de matière initiales des 2 réactifs pour les 10 mL de chaque réactif.
- Cette réaction est une réaction totale. Compléter le tableau d'avancement de la réaction :

état	2I^-	$+\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	$\rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	$+\text{I}_2$	avancement
Initial			0	0	0
Intermédiaire					X
final					X_{max}

Quel est le réactif limitant ?

- Trouver la concentration finale en diiode $[\text{I}_2]_{\text{max}}$ (attention : le volume est 10mL + 10 mL)

2- Le spectre du diiode

- Dans quel domaine de longueur d'onde le diiode absorbe-t-il le plus ?
- A l'aide de ce spectre justifier la couleur jaune des solutions de diiode.

3- La courbe d'étalonnage

- Expliquer et décrire la dilution réalisée.
- tracer $A = f([\text{I}_2])$. Quelle loi vérifie-t-on ?
- Trouver l'équation de la droite obtenue et donc l'expression de A en fonction de $[\text{I}_2]$.
- A quoi va servir cette relation ?

4- Suivi spectrophotométrique

- Tracer les courbes $A = f(t)$ (avec t en minutes) pour les deux cas de température.
Calculer l'absorbance A_{max} correspondant à $[\text{I}_2]_{\text{max}}$. Rajouter sur chaque graphe, une droite correspondant à $[\text{I}_2]_{\text{max}}$. (on parle d'asymptote horizontale qui ne peut donc être dépassée)
- Comparer l'évolution de $[\text{I}_2]$ au cours du temps pour les deux cas. Peut-on dire que la température est un facteur cinétique ?
- Comment évolue la concentration des 2 réactifs au cours du temps ? En observant un graphe ou l'autre, comment évolue la vitesse de réaction au cours du temps. Quand semble être maximale cette vitesse ? Peut-on dire que la concentration est un facteur cinétique ?
- A-t-on utilisé un catalyseur ?
- Graphiquement, trouver le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ pour chacun des 2 graphes.

Document 2 : Données complémentaires

1- Facteurs cinétiques

Un facteur cinétique est un paramètre qui modifie la durée d'évolution du système chimique.

2- Catalyseur

Un catalyseur est une espèce chimique qui oriente ou accélère une réaction sans modifier l'état final du système chimique. Un catalyseur est consommé puis régénéré au cours de la réaction, il ne figure donc pas dans l'équation-bilan de la réaction.

3- Temps de demi-réaction

Le temps de demi-réaction, noté $t_{1/2}$, est la durée au bout de laquelle l'avancement de la réaction est égal à la moitié de l'avancement final x_{max} .

4- Vitesse de réaction

On peut considérer que la vitesse de réaction à un instant donné est proportionnelle au coefficient directeur de la tangente à la courbe d'évolution au même instant.