

**SUIVI TEMPOREL D'UNE TRANSFORMATION CHIMIQUE
PAR SPECTROPHOTOMETRIE****Matériel:**

- H_2O_2 à 10^{-1} mol/L ; $(\text{K}^+ + \text{I}^-)$ à 10^{-1} mol/L ; H_2SO_4 à 1 mol/L ; I_2 à $2,10^{-2}$ mol/L,
- 8 béchers 100 mL, pipettes: 1, 5 et 20 mL (graduées), 1 éprouvette graduée de 10 mL, agitateurs en verre, propipette
- colorimètre, 2 cuves, chronomètre.

Manipulation 1: réalisation de la courbe d'étalonnage

- Dans quatre béchers, introduire des volumes différents d'eau et de solutions aqueuses de diiode, d'iodure de potassium et d'acide sulfurique (la courbe d'étalonnage se fait avec des solutions préparées dans les mêmes conditions d'étude que celles de l'étude cinétique de la manipulation 2).
- Régler le zéro du colorimètre avec la solution de référence.
- Pour une longueur d'onde égale à 470 nm, mesurer l'absorbance de ces quatre solutions préparées, en utilisant toujours la même cuve.
- Pour minimiser les erreurs dues au rinçage, on effectuera la mesure de la solution la moins concentrée à la solution la plus concentrée.

<i>Volume de solution (mL)</i>	<i>Solution 1</i>	<i>Solution 2</i>	<i>Solution 3</i>	<i>Solution 4</i>	<i>Solution de référence</i>
I_2 à $2,10^{-2}$ mol/L	2,5	5	7,5	10	0
$(\text{K}^+ + \text{I}^-)$ à 10^{-1} mol/L	15	15	15	15	10
$(2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-})$ à 1,0 mol/L	15	15	15	15	10
Eau distillée	17,5	15	12,5	10	10

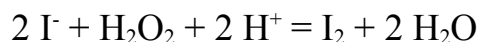
Questions:

- 1) Pour chacune des quatre solutions préparées, calculer la concentration molaire en diiode $[\text{I}_2]$. Rassembler les résultats (calculs + mesures) dans un tableau.
- 2) Utiliser un logiciel tableur (excel) pour faire tracer la courbe d'étalonnage $A = f([\text{I}_2])$. Utiliser le logiciel pour faire tracer la droite de régression linéaire (passant par l'origine), ainsi que l'équation de cette droite. Voir notice simplifiée d'utilisation d'Excel.
- 3) En déduire la relation mathématique simple entre $[\text{I}_2]$ et A.

Manipulation 2: étude cinétique d'une réaction

- L'oxydation des ions iodure par le peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) est une transformation lente et totale, qui met en jeu les couples oxydant/réducteur suivants: I_2/I^- et $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$.

L'équation chimique de la réaction s'écrit:



- Régler le zéro du colorimètre avec le même mélange que celui utilisé pour la courbe d'étalonnage.
- Dans un bécher, introduire 10 mL de solution d'acide sulfurique (à 1,0 mol/L) et 18 mL de solution d'iodure de potassium (à $1,0 \cdot 10^{-1}$ mol/L). Ajouter 1,0 mL d'eau oxygénée (à $1,0 \cdot 10^{-1}$ mol/L). Agiter le mélange et déclencher le chronomètre.
- Remplir la cuve de spectrophotométrie avec le mélange réactionnel et la placer dans le colorimètre. Les mesures d'absorbance seront réalisées pour une longueur d'onde égale à 470 nm.
- relever les mesures d'absorbance toutes les minutes pendant environ 25 minutes. Faire un tableau à 3 entrées: temps t , absorbance A , concentration $[\text{I}_2]$.

Questions:

1. En utilisant la relation établie lors de la manipulation 1, faire calculer par le tableur les valeurs de concentration en diiode correspondant aux valeurs d'absorbance relevées. (utiliser une formule et la recopier pour faire rapidement calculer toutes les valeurs).
2. Faire tracer la courbe d'évolution temporelle de la concentration en diiode $[\text{I}_2] = f(t)$. Décrire la courbe obtenue.
3. Calculer les quantités de matière des réactifs à l'état initial (on précise qu'une mole d'acide sulfurique fournit 2 moles d'ions H^+ lors de la dissolution).
4. Construire le tableau descriptif de l'évolution du système chimique, et réaliser un bilan de matière à l'état final.
5. Calculer la valeur théorique de la concentration en diiode dans le mélange réactionnel à l'état final et comparer cette valeur à celle obtenue par spectrophotométrie au bout de 15 minutes. A cet instant, peut-on considérer que la réaction est terminée?
6. Exprimer l'avancement de la réaction x à un instant t en fonction de la concentration en diiode $[\text{I}_2]$ au même instant et du volume V du mélange réactionnel. En déduire l'expression de la vitesse v en fonction de $d[\text{I}_2]/dt$.
7. En exploitant la courbe obtenue à la question 4, décrire l'évolution dans le temps de la vitesse de réaction. Interpréter cette évolution à l'aide des connaissances acquises à propos des facteurs cinétiques.
8. Déterminer la valeur du temps de demi-réaction pour la transformation étudiée.
9. Pourquoi le suivi cinétique de cette réaction n'aurait-il pas pu se faire par titrage ? Comment faudrait-il modifier la réaction pour que sa cinétique puisse être étudiée par titrage?