

Objectifs

A quelle vitesse sont consommés les réactifs d'une réaction chimique ? Si on attend deux fois plus longtemps, obtient-on deux fois plus de produit ? Comment savoir si une réaction est effectivement terminée ?

I

Relation entre l'absorbance et la concentration

- Mode opératoire : On dispose d'une burette d'eau et d'une burette contenant une solution de diiode à $C = 3.0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$. Dans des tubes à essai, on prépare des solutions diluées de diiode.
- Calculer les concentrations en diiode de chaque tube.
- Bien écouter les instructions sur l'utilisation du spectrophotomètre (cher et fragile).
- La longueur d'onde de travail vaut $\lambda = 480 \text{ nm}$.

V_{I_2} : V solution mère à prélever en mL	2	4	6	8	10
V_{eau} : Volume d'eau en mL	8	6	4	2	0
$[I_2] \times 10^{-3} \text{ en mol/L}$					
Absorbance A (sans unité)					

TABLE 1 – Mesure de l'absorbance pour différentes concentrations de I_2

1. Compléter vos résultats à l'aide du tableau.
2. Représenter graphiquement A en fonction de $[I_2]$. Code l'activité sur Cappytale : **b5c9-969174**
3. Parmi les relations suivantes, laquelle vous semble juste ? Justifier votre réponse et donner une valeur à k en précisant son unité.

$$A = \frac{[I_2]}{k} \quad ; \quad A = k \times [I_2] \quad ; \quad A = k \times \frac{1}{[I_2]}$$

II

Suivi temporel d'une transformation chimique

Les ions iodures : I^- vont réagir avec des ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$ pour donner du diiode $I_2(aq)$ et des ions sulfate SO_4^{2-} . Les couples sont : $S_2O_8^{2-}(aq) / SO_4^{2-}(aq)$ et $I_2(aq) / I^-(aq)$.

1. Ecrire les demi-équations électroniques pour chaque couple. En déduire l'équation de la transformation étudiée. Cette réaction est lente et totale.
2. Préparation du mélange initial. Préparer soigneusement 10,0 mL de solution d'iodure de potassium de concentration en ions iodure $0,50 \text{ mol L}^{-1}$ (**bécher 1**) puis 10,0 mL de solution de

peroxodisulfate de sodium de concentration en ions peroxodisulfate $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. (**bécher 2**).

3. Déclencher le chronomètre lorsque vous mélangerez les deux solutions, homogénéiser rapidement.
4. Introduire un peu de mélange dans la cuve du spectrophotomètre. (Aucun liquide ne doit tomber dans le spectrophotomètre) Mesurer l'absorbance A, compléter le tableau ci-dessous. La ligne $[I_2]$ sera obtenue par calcul lors des questions.

t en min	0	1	2	3	4	5	8	11	15	20	25	30	40
A													
$[I_2]$ en mol/L													

TABLE 2 – Mesure de A au cours du temps

Questions :

1. Utiliser la relation entre A et $[I_2]$ afin de compléter la troisième ligne du tableau 2.
2. Représenter graphiquement $[I_2]$ en fonction du temps.
3. La vitesse de production de diiode est-elle plus importante en début ou en fin de réaction ? Justifier en utilisant le graphique.
4. Montrer qu'au bout d'un temps long la réaction est terminée.
5. Etablir le tableau descriptif de l'évolution du système ou tableau d'avancement. Compléter l'état initial et l'état final correspondant à $x = x_{max}$.
6. Quelle est la quantité maximale de diiode produit par la réaction ?
7. Quelle est la concentration maximale en diiode ? A quelle absorbance cela correspond-il ?
8. La valeur expérimentale d'absorbance à $t=40$ min, correspond-elle à la valeur calculée à la question précédente ? Commenter.
9. Estimer le temps de demi réaction $t_{1/2}$. Rédiger votre démarche.
10. Représenter graphiquement $\ln(A)$ en fonction de t. Vérifier que les points expérimentaux sont situés autour d'une droite moyenne.
11. La cinétique de la réaction étudiée suit-elle une loi d'ordre 1 ? Justifier à l'aide du graphique précédent.