

TP 11 – Cinétique par conductimétrie

Objectif du TP :

- Etudier une transformation chimique lente.
- Analyser l'évolution d'un système chimique au cours du temps en comparant la couleur du milieu réactionnel avec une échelle de teinte.
- Rechercher des facteurs pouvant modifier la vitesse de réaction.

I. Le milieu réactionnel (S'approprier)

On fait réagir une solution d'eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ avec une solution d'iodure de potassium $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$ acidifiée. L'eau oxygénée oxyde les ions iodure en diiode I_2 .

- Indiquer les 2 couples oxydant/réducteur mis en jeu et déterminer leur demi-équation électronique.
- En déduire l'équation-bilan de la réaction.

A noter :

Les molécules de diiode I_2 ne sont solubles en solution aqueuse qu'en présence d'ions iodure I^- . Chaque molécule de I_2 s'associe alors, dès sa formation, avec un ion I^- pour former un complexe triiodure I_3^- soluble dans l'eau. Néanmoins, par souci de commodité, on pourra considérer l'entité I_2 en lieu et place de l'entité I_3^- .

II. Étude colorimétrique (Réaliser)

On dispose d'une gamme de tubes à essais contenant chacun 10 mL de solution de concentration en I_2 (en réalité en ions I_3^-) variant de 0,50 à 8,0 mmol.L⁻¹ comme indiqué dans le tableau ci-dessous :

Tube n°		1	2	3	4	5	6	7	8	9
$[\text{I}_2] \text{ mmol.L}^{-1}$	0	0,50	0,75	1,0	1,5	2,0	3,0	4,0	6,0	8,0
Temps (s)										

Questions :

- Quelle est la couleur du diiode (ou plus exactement de l'ion triiodure) en solution aqueuse ?
 - Comment évolue cette teinte lorsque la solution est de plus en plus concentrée en diiode ?
- Placer environ 30 mL d'iodure de potassium dans un bécher de concentration 0,10 mol.L⁻¹.
 - Prélever 5,00 mL d'iodure de potassium ainsi acidifié et les introduire dans un tube à essais. (garder le reste pour la suite du T.P.)
 - Ajouter avec précaution (lunettes, blouse fermée) une dizaine de gouttes d'acide sulfurique dans ce tube.
 - Placer 5,00 mL d'eau oxygénée de concentration 0,020 mol.L⁻¹ dans un autre tube à essais propre puis se munir d'un chronomètre.
 - Déclencher le chronomètre dès l'ajout de l'eau oxygénée dans le tube à essais contenant l'iodure de potassium acidifié et homogénéiser rapidement en bouchant le tube.
 - Relever dans le tableau précédent les dates pour lesquelles la teinte du mélange réactionnel correspond à celle d'un tube de l'échelle de teinte.

ATTENTION : L'évolution de la teinte est très rapide au début.

- Tracer la courbe $[\text{I}_2] = f(t)$ représentant l'évolution de la concentration en diiode dans le tube à essais en fonction du temps.

III. Détermination de facteurs cinétiques (Analyser/valider)

1. Influence de la concentration

- Proposer un protocole permettant de montrer l'influence de la concentration d'un réactif sur la vitesse de réaction.
- Après accord du professeur, réaliser ce protocole.

Conclusion :

- Quelle est l'influence de la concentration des réactifs ?
- La concentration est-elle un facteur cinétique ?

2. Influence d'un catalyseur

- Proposer un protocole permettant de montrer l'influence de la présence d'un catalyseur sur la vitesse de réaction.
- Après accord du professeur, réaliser ce protocole.

Conclusion :

- Quelle est l'influence du catalyseur ?
- La présence d'un catalyseur est-elle un facteur cinétique ?

3. Influence de la température

- Proposer un protocole permettant de montrer l'influence de la température sur la vitesse de réaction.
- Après accord du professeur, réaliser ce protocole.

Conclusion :

- Quelle est l'influence de la température du milieu réactionnel ?
- La température est-elle un facteur cinétique ?

IV. Vitesse de réaction (Analyser/valider)

- Compléter le tableau d'avancement de la réaction.

Avancement	H_2O_2	+	$2H^+$	+	$2I^-$	\rightarrow	$2H_2O$	+	I_2
0			<i>Excès</i>				<i>Excès</i>		
x			<i>Excès</i>				<i>Excès</i>		
x_{max}			<i>Excès</i>				<i>Excès</i>		

- Déduire de ce tableau la relation entre l'avancement x et la quantité de matière de diiode notée $n(I_2)$.
- Quelle concentration maximale peut-on espérer obtenir ?
- Comment la vitesse de réaction évolue-t-elle au cours du temps ? Justifier.
- Aurait-on pu étudier l'évolution de la réaction dans un bécher en utilisant l'échelle de teinte proposée ?
- La solution mère de diiode ayant permis de préparer l'échelle de teinte avait pour concentration massique $2,54 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. On dispose d'une fiole jaugée de 100 mL et de pipettes de 5 , 10 et 20 mL . Décrire précisément la préparation de la solution contenue dans le tube n°5 de l'échelle de teinte.