

# 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  $\text{I}_2$ .

- 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  $\text{I}_2$  ne sont solubles en solution aqueuse qu'en présence d'ions iodure  $\text{I}^-$ . Chaque molécule de  $\text{I}_2$  s'associe alors, dès sa formation, avec un ion  $\text{I}^-$  pour former un complexe triiodure  $\text{I}_3^-$  soluble dans l'eau. Néanmoins, par souci de commodité, on pourra considérer l'entité  $\text{I}_2$  en lieu et place de l'entité  $\text{I}_3^-$ .

## II. Étude colorimétrique (Réaliser)

On dispose d'une gamme de tubes à essais contenant chacun 10 mL de solution de concentration en  $\text{I}_2$  (en réalité en ions  $\text{I}_3^-$ ) variant de 0,50 à 8,0 mmol.L<sup>-1</sup> 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<sup>-1</sup>.
  - 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<sup>-1</sup> 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 :

- a. Quelle est l'influence de la concentration des réactifs ?
- b. 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 :

- a. Quelle est l'influence du catalyseur ?
- b. 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 :

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

### IV. Vitesse de réaction (Analyser/valider)

- a. Compléter le tableau d'avancement de la réaction.

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

- b. Dédurre de ce tableau la relation entre l'avancement  $x$  et la quantité de matière de diiode notée  $n(I_2)$ .
- c. Quelle concentration maximale peut-on espérer obtenir ?
- d. Comment la vitesse de réaction évolue-t-elle au cours du temps ? Justifier.
- e. Aurait-on pu étudier l'évolution de la réaction dans un bécher en utilisant l'échelle de teinte proposée ?
- f. 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  $100 \text{ mL}$  et de pipettes de  $5$ ,  $10$  et  $20 \text{ mL}$ . Décrire précisément la préparation de la solution contenue dans le tube n°5 de l'échelle de teinte.