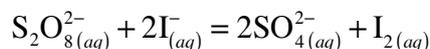


# TP CC3 : Suivi d'une réaction d'oxydoréduction par colorimétrie, détermination d'une énergie d'activation

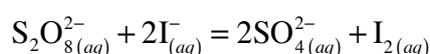
Objectif : on cherche à établir la loi cinétique de la réaction d'oxydoréduction



Et à déterminer son énergie d'activation.

## 1. Principe

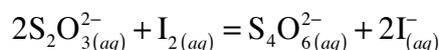
La réaction étudiée est la réaction :



C'est une réaction avec ordre courant dont on cherche l'ordre partiel par rapport à  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ . La vitesse de la réaction peut donc s'écrire :

$$v = k[\text{I}^-]^{q_1}[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^{q_2}$$

L'évolution de la concentration en peroxydisulfate  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  est déduite de celle de  $\text{I}_2$  créée. Le temps  $t=0$  correspond à la mise en présence d'iodure et de peroxydisulfate auxquels on a ajouté  $2a$  moles de thiosulfate  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  et quelques gouttes d'empois d'amidon. Tant qu'il reste du thiosulfate, il réagit avec le diiode formé par la réaction d'oxydoréduction rapide et totale :



Dès que la couleur bleue apparaît, on note le temps correspondant, on rajoute aussitôt  $2a$  moles de thiosulfate et ainsi de suite. L'ensemble des temps ainsi notés correspond donc aux temps au bout desquels apparaissent  $a, 2a, 3a \dots na$  moles de diiode.

- Que dire de la concentration d'ions iodure au cours du temps ? La calculer.
- Comment qualifie-t-on cette méthode ? Quelle est l'expression de la loi cinétique dans ce cas ?
- Pourquoi mélange-t-on du iodure de potassium avec le thiosulfate de sodium ?

## 2. Manipulation

Deux séries de mesures doivent être effectuées :

- Iodure de potassium à  $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ , peroxydisulfate de potassium à  $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ , mélange d'iodure de potassium à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et de thiosulfate de sodium à  $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$  à température ambiante.
- Iodure de potassium à  $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ , peroxydisulfate de potassium à  $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ , mélange d'iodure de potassium à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et de thiosulfate de sodium à  $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$  à  $0^\circ\text{C}$ .

En pratique, la moitié des binômes réaliseront l'expérience à température ambiante et l'autre moitié à  $0^\circ\text{C}$ . Les résultats seront mis en commun à la fin du TP.

Protocole :

- Verser dans les béchers, après les avoir repérés, les solutions de peroxydisulfate de potassium et d'iodure de potassium. Pour la manipulation à  $0^{\circ}\text{C}$ , mettre les béchers dans un cristalliseur avec un fond d'eau et de glace.
- Prélever  $10\text{ mL}$  d'iodure de potassium, les verser dans l'erlenmeyer sec ; ajouter une dizaine de gouttes d'empois d'amidon. Remplir la burette de la solution mélange de thiosulfate et d'iodure de potassium ; en verser  $1\text{ mL}$  (respectivement  $0,5\text{ mL}$  à  $0^{\circ}\text{C}$ ) dans l'erlenmeyer et déclencher l'agitation.
- Prélever  $10\text{ mL}$  de peroxydisulfate de potassium, les verser dans l'erlenmeyer et déclencher le chronomètre. Pour la manipulation à  $0^{\circ}\text{C}$ , mettre l'erlenmeyer dans le cristalliseur avec le mélange eau-glace.
- Attendre l'apparition de la couleur bleue (jaune si vous n'avez pas mis assez d'empois d'amidon), noter le temps correspondant sans arrêter le chronomètre et verser aussi vite que possible  $1\text{ mL}$  (respectivement  $0,5\text{ mL}$  à  $0^{\circ}\text{C}$ ) de mélange et attendre la nouvelle coloration, noter le temps et verser  $1\text{ mL}$  (respectivement  $0,5\text{ mL}$  à  $0^{\circ}\text{C}$ ) de mélange...

### 3. Exploitation des résultats

- Établir l'expression de  $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_n$ , concentration de peroxydisulfate à l'instant  $t_n$  du changement de couleur en fonction de  $a_0$  la quantité initiale de peroxydisulfate versée,  $b$  la quantité de thiosulfate contenue dans les  $n\text{ mL}$  versés,  $V_n$  le volume des  $n\text{ mL}$  versés et  $V_0$  le volume initial.
- Montrer que, dans de telles conditions expérimentales, la réaction se fait bien à concentration en ions iodure constante.
- Déterminer l'expression de  $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_t$  en fonction du temps pour les ordres 0, 1 et 2.
- Tracer alors la courbe appropriée pour vérifier ce résultat.
- En déduire la constante de vitesse apparente.
- Rappeler la loi d'Arrhénius.
- Exprimer l'énergie d'activation à partir de deux valeurs de constante apparente de vitesse. En déduire sa valeur.