

TP : Suivre une transformation à la trace !

Pour étudier la vitesse de réaction il faut effectuer le suivi de la concentration d'au moins une des espèces chimiques présentes dans l'équation -bilan.

Pour cela nous étudierons l'oxydation des ions iodure (I^-) par le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2 , ou eau oxygénée) en milieu acide (acide sulfurique).

Pour cette transformation en solution aqueuse, le diiode (I_2) est la seule espèce colorée. Sa formation au cours du temps peut-être suivie par spectrophotométrie et ainsi permettre d'effectuer un suivi temporel de la transformation.



Données :

Couples rédox : H_2O_2 aq / $H_2O(l)$ I_2 aq / I^- aq

Solutions utilisées :

- Solutions aqueuses d'acide sulfurique (H_2SO_4) de concentration $[H^+] = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$
- Eau oxygénée : $[H_2O_2] = 3,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Iodure de Potassium (KI) : $[I^-] = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Protocole expérimental

Régler le colorimètre sur 565 nm.

- Faire le blanc avec une cuve remplie d'eau distillée.
- Régler l'acquisition sur une durée de 35 minutes, et 10 enregistrements par minute.
- Dans un bécher (Bécher 1) de 50 mL verser les solutions de volumes V_1 , V_2 (préparées à l'aide d'une éprouvette graduée).

Iodure de potassium V_1	Acide sulfurique V_2	Eau oxygénée V_3
15 mL	10 mL	2,0 mL

- Dans un second bécher (Bécher 2) de 50 mL verser l'eau oxygénée (V_3), à l'aide d'une pipette graduée.
- Verser le contenu du bécher 1 dans le bécher 2 et déclencher en même temps l'enregistrement sur Logger pro.
- Remplir une cuve avec cette solution (pipette en plastique), la placer dans le colorimètre et enregistrer l'absorbance au cours du temps à l'aide du logiciel.

Une fois la réaction terminée :

- Créer une colonne supplémentaire dans Logger Pro calculant la valeur de $[I_2]$ (on utilisera la Loi de Beer Lambert : $k = 70 \text{ L.mol}^{-1}$ ici)
- Tracer sur LoggerPro la courbe $[I_2] = f(t)$

Compte rendu du TP :

- Etablir une relation entre l'avancement de la réaction et l'absorbance de la solution.
- Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
- Décrire et commenter l'évolution de la vitesse volumique d'apparition de I_2 en fonction du temps.
- La valeur de $[I_2]_{\text{max}}$ obtenue est-elle cohérente avec vos calculs ?
- Déterminer en vous aidant de la courbe, la valeur de la vitesse volumique d'apparition de I_2 à l'instant $t = 2 t_{1/2}$.
- Par analogie avec la mécanique, déterminer en chaque point de mesure la vitesse de réaction :

$$v_i = \frac{1}{V} \times \frac{x_{i+1} - x_i}{2\tau}$$

- Montrer alors que la réaction est d'ordre 1 par rapport au diiode.