

TP : CINÉTIQUE D'UNE RÉACTION

SUIVI CINÉTIQUE D'UNE RÉACTION LENTE :

On étudie la cinétique de la réaction entre les ions iodures et l'eau oxygénée en milieu acide. Cette réaction est lente mais totale. On mesure l'absorbance de la solution au cours de la réaction.

Données:

- La réaction fait intervenir les couples rédox: I_2 / I^- et H_2O_2 / H_2O .
- Toutes les substances qui interviennent sont incolores sauf le diiode de couleur jaune/marron. On choisit toujours de travailler au maximum d'absorption. Un cercle chromatique est affiché au tableau.
- Loi de BEER-LAMBERT: $A_\lambda = \epsilon_\lambda \times l \times c$. Elle peut se traduire simplement par: «l'absorbance d'une substance colorée est proportionnelle à sa concentration molaire».
- Le temps de demi réaction $t_{1/2}$, d'une transformation chimique est le temps nécessaire pour atteindre la moitié de l'avancement maximal.

Manipulation

Préparation du colorimètre:

Consultez la notice pour réaliser "le blanc" du colorimètre et choisir la longueur d'onde la plus adaptée. Relisez l'étape 3 sur la notice afin de la réaliser rapidement lors du lancement de la réaction. Vérifiez le fonctionnement de votre chronomètre.

Lancement de la réaction et mesure de l'absorbance:

- Lancez le logiciel REGRESSI (FICHER > NOUVEAU > CLAVIER) en créant deux variables : A (absorbance, sans unité) et t (temps, en min)
 - Dans un bécher de 25mL, on introduit 10,0 mL (pipette jaugée) d'eau oxygénée à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et 2 mL (pipette graduée) d'acide sulfurique à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$.
 - Prélevez 10 mL de solution d'iodure de potassium à $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, puis déclenchez le chronomètre en même temps que vous la versez dans le mélange réactionnel.
 - Agitez un peu avec l'agitateur en verre, prélevez *rapidement* 5mL (pipette graduée) du mélange réactionnel et introduisez le dans la cuve du colorimètre.
 - Notez le temps et l'absorbance du mélange dans REGRESSI, toutes les 30 secondes. Arrêtez les mesures lorsque le système n'évolue plus.
- Affichez dans REGRESSI la courbe $A=f(t)$ en reliant les points et appelez le professeur.

Questions

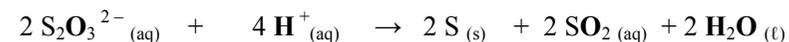
- 1) Justifiez le choix de la longueur d'onde utilisée.
- 2) Déterminez $t_{1/2}$, le temps de demi réaction de cette transformation chimique. Expliquez votre méthode.
- 3) Ajustez l'équation de la réaction donnée ci-dessous avec les bons coefficients (appeler le professeur pour validation).



- 4) Pourquoi le suivi de cette réaction est-il réalisable par spectrophotométrie? Justifiez l'évolution de l'absorbance de la solution.
- 5) A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminez le réactif limitant de cette réaction puis calculez x_{\max} , l'avancement maximal. L'ion H_3O^+ est en large excès.

UN FACTEUR CINÉTIQUE : LA CONCENTRATION

- En milieu acide, l'ion thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ réagit lentement avec les ions hydrogène et donne un précipité de soufre (S) qui reste en suspension. La solution devient peu à peu opaque.
- On utilise ce phénomène pour évaluer le temps moyen de formation de soufre.
- On place, avant le début de l'expérience, sous chacun des trois béchers, une feuille de papier portant une croix à l'encre noire. On peut ainsi mesurer le temps nécessaire pour la croix ne soit plus visible.



- 6) Montrez par l'expérience que le temps de formation du soufre dépend de la concentration initiale en ions thiosulfate. Expliquez votre méthode, puis donnez vos résultats et conclusions.

Matériel utilisé : Trois solutions de thiosulfate de sodium à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$, $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$, 1 solution d'acide chlorhydrique. 3 béchers de 50mL, pipettes jaugées, un chronomètre, une feuille de papier blanc marquée de trois croix.

Utilisez à chaque fois 20mL de solution thiosulfate de sodium et 5mL d'acide.

