

# TP : CINETIQUE D'UNE REACTION

## SUIVI CINETIQUE D'UNE REACTION LENTE :

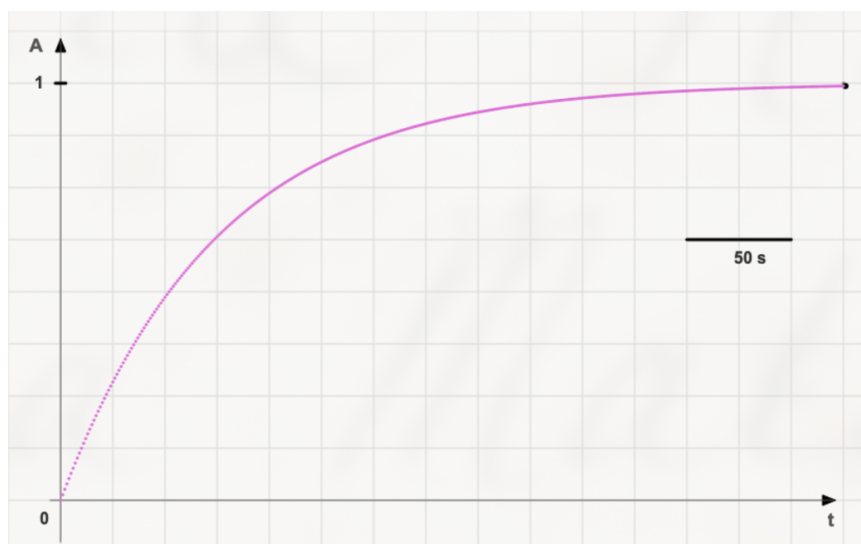
**On étudie la cinétique de la réaction entre les ions iodures et l'eau oxygénée en milieu acide. Cette réaction est lente mais totale. On mesure l'absorbance de la solution au cours de la réaction.**

*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 : 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

- Dans un bécher (1) de 50mL, on introduit 10,0 mL (pipette jaugée) d'eau oxygénée à  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et 5 mL (pipette graduée) d'acide sulfurique à  $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ , ajoutez 5mL d'eau déminéralisée.
- Prélevez 10,0 mL de solution d'iodure de potassium à  $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ , puis versez la solution dans un bécher (2) de 25mL.
- Versez le contenu du bécher (2) dans le bécher (1) et déclenchez immédiatement le chronomètre.
- Prélevez *rapidement* 1mL (pipette en plastique) du mélange réactionnel et introduisez-le dans la cuve du colorimètre.
- On affiche dans CAPSTONE la courbe  $A=f(t)$ , on obtient :



## X 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) Déterminez le réactif limitant de cette réaction puis calculez  $x_f$ , l'avancement final.
- 6) Complétez le tableau d'avancement de la réaction.

| Equation chimique |              |                           |                 |               |                         |                 |
|-------------------|--------------|---------------------------|-----------------|---------------|-------------------------|-----------------|
| Etat              | Avanc. (mol) | $n(\text{H}_2\text{O}_2)$ | $n(\text{I}^-)$ | $n\text{H}^+$ | $n(\text{H}_2\text{O})$ | $n(\text{I}_2)$ |
| Etat initial      | $x=0$        |                           |                 | Excès         |                         |                 |
| En cours          | $x$          |                           |                 | Excès         |                         |                 |
| Etat final        | $x_f$        |                           |                 | Excès         |                         |                 |

- 7) Calculer la concentration finale attendue en diode que nous noterons  $c_f$ .
- 8) En utilisant la loi de Beer-Lambert  $A = k \times [\text{I}_2]$  avec  $k$  un coefficient de proportionnalité valable à tout instant de la réaction, montrer que la concentration en diode  $\text{I}_2$  peut s'écrire
 
$$[\text{I}_2] = \frac{A}{A_f} \times c_f$$
 (avec  $A$  l'absorbance du milieu réactionnel,  $A_f$  l'absorbance finale et  $c_f$  la concentration finale).
- 9) Les résultats ont été exportés dans un fichier csv. Importez le dans REGRESSI, puis créez une colonne  $[\text{H}_2\text{O}_2]$  en utilisant la relation:  $[\text{H}_2\text{O}_2] = [\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{initial}} - [\text{I}_2]$   
 Créer ensuite une colonne  $V$  pour calculer la vitesse de disparition de l'eau oxygénée.  
 Affichez le graphique d'évolution de la concentration en  $\text{H}_2\text{O}_2$  en fonction du temps puis de la vitesse en fonction de la concentration en  $\text{H}_2\text{O}_2$ . La réaction est-elle bien d'ordre 1?