



# TP CH5 – CINÉTIQUE DE L'OXYDATION DES IONS IODURES PAR L'EAU OXYGÉNÉE

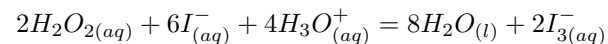
D.Malka – MPSI 2016-2017 – Lycée Saint-Exupéry

Capacités expérimentales	
Établir une loi de vitesse à partir du suivi temporel d'une grandeur physique	✓
Utiliser un logiciel de régression linéaire	✓
Juger qualitativement si des données expérimentales avec incertitudes sont en accord avec un modèle linéaire	✓
Extraire à l'aide d'un logiciel les incertitudes sur la pente et sur l'ordonnée à l'origine dans le cas de données en accord avec un modèle linéaire	✓
Mesurer un volume de solution : sélectionner et utiliser le matériel adapté à la précision requise (pipette jaugée, pipette graduée, éprouvette graduée)	✓
Utiliser les appareils un spectrophotomètre en s'aidant d'une notice	✓
Mettre en oeuvre une méthode de suivi temporel. Exploiter les résultats d'un suivi temporel de concentration pour déterminer les caractéristiques cinétiques d'une réaction	✓
Proposer et mettre en oeuvre des conditions expérimentales permettant la simplification de la loi de vitesse	✓

## 1 Oxydation des ions iodures par l'eau oxygénée

On cherche à suivre la réaction d'oxydation des ions iodures  $I^-$  par l'eau oxygénée  $H_2O_2$  en milieu acide. Cette réaction est relativement lente pour des concentrations usuelles en réactifs. En particulier, on recherche si elle admet un ordre ou non par rapport à  $H_2O_2$  dans les conditions de l'expérience. Le diiode donnant une couleur jaune-brune à la solution, on choisit de suivre la cinétique de la réaction par spectrophotométrie.

L'équation de la réaction est :



Le spectre d'absorption du complexe  $I_3^-$  est donné fig.1.

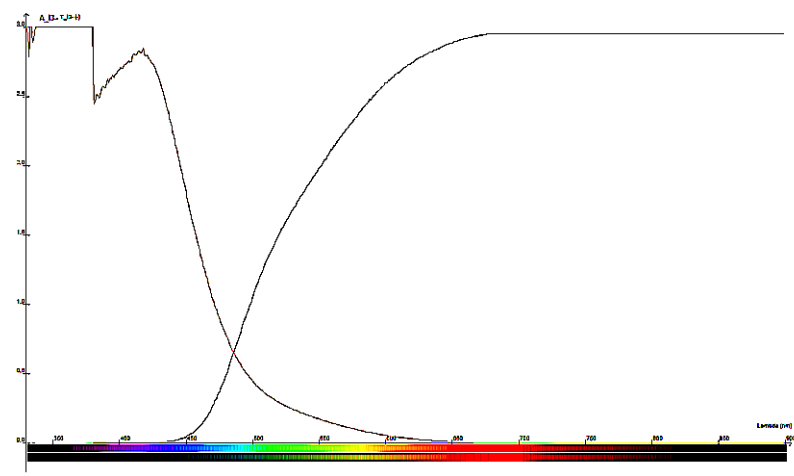


FIGURE 1 – Spectre d'absorption des ions  $I_3^-$

## 2 Protocole expérimental

### 2.1 Conditions expérimentales

On suppose que la réaction d'oxydation des ions iodures par l'eau oxygénée admet un ordre. On écrit donc sa loi de vitesse :

$$v = k[I^-]^\alpha[H_2O_2]^\beta[H^+]^\gamma$$

1. On souhaite déterminer uniquement l'ordre partiel par rapport à l'eau oxygénée. Comment procéder ?
2. Montrer alors que :

$$v = k_{app}[H_2O_2]^\beta$$

où l' on donnera  $k_{app}$  en fonction de  $k$ ,  $[H^+]_0$  et  $[I^-]_0$ .

### 2.2 Préparation du blanc

L'étape du blanc sert à s'affranchir de l'absorbance du solvant. Elle est non nécessaire pour le suivi d'une cinétique mais nous la réalisons ici pour s'habituer à manipuler le spectrophotomètre.

En toute rigueur, il faudrait préparer un solvant identique à celui qui contient l'espèce colorée dont on veut suivre la concentration via l'absorbance de la solution par la suite. Cependant, comme cette étape n'est pas nécessaire à un suivi cinétique et afin de gagner du temps, nous réalisons le blanc avec de l'eau distillée.

1. Mettre en route le spectrophotomètre.
2. Lancer le logiciel **Atelier scientifique** et choisir le mode d'acquisition **Cinétique**.
3. Choisir la longueur d'onde  $\lambda = 450 \text{ nm}$ . Justifier ce choix.
4. A l'aide d'une pipette pasteur, remplir au 3/4 une cuve d'eau distillée et l'introduire dans le spectrophotomètre.
5. Fermer le capot et cliquer sur **blanc**. Une fois le blanc réalisé, sortir la cuve.

Le système d'acquisition est maintenant prêt à recevoir l'échantillon à analyser.

### 2.3 Suivi de la cinétique de l'oxydation des ions iodures

1. Verser 80 mL d'eau distillée, mesurés à l'éprouvette graduée de 100 mL, dans un grand béccher marqué « SOLUTION ETUDIEE ».
2. Prélever 10 mL de solution d'eau oxygénée  $H_2O_2$  à  $0.01 \text{ mol.L}^{-1}$  et les verser dans le béccher « SOLUTION ETUDIEE ».
3. Préparer 5 mL de solution d'iodure de potassium ( $K^+$ ,  $I^-$ ) à  $50 \text{ g.L}^{-1}$ .
4. Préparer 5 mL de solution d'acide sulfurique  $H_2SO_4$  à  $1 \text{ mol.L}^{-1}$ .
5. Introduire l'acide sulfurique et l'iodure de potassium dans le béccher « SOLUTION ETUDIEE ». La réaction d'oxydation démarre.
6. Homogénéiser quelques dizaines de secondes la solution à l'aide de l'agitateur magnétique.
7. A la pipette pasteur, prélever de la solution et remplir au 3/4 une cuve.
8. Introduire la cuve dans le spectrophotomètre, fermer le capot et lancer l'acquisition.

## 3 Exploitation des résultats expérimentaux

### 3.1 Tableau d'avancement

1. Vérifier que la dégénérescence de l'ordre par rapport aux ions iodures et à aux ions oxonium est valable.  
On donne  $M_I = 126,9 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M_K = 39,1 \text{ g.mol}^{-1}$ .
2. Etablir le tableau d'avancement de la réaction sachant qu'elle est totale.

### 3.2 Absorbance

1. On note  $C_0$  la concentration initiale en  $H_2O_2$ . Exprimer alors  $[I_2]$  en fonction de  $[H_2O_2]$  et  $C_0$ .
2. Exprimer la loi de Beer-Lambert dans le cas de la réaction étudiée en fonction de  $[H_2O_2]$  et  $C_0$ .
3. En déduire que :

$$[H_2O_2](t) = \frac{1}{\epsilon l} (A_\infty - A(t))$$

où  $A_\infty$  est l'absorbance en fin de réaction.

### 3.3 Méthode intégrale

1. Dans l'hypothèse d'une réaction d'ordre 0

1.1 Montrer que l'absorbance  $A(t)$  est donnée par :

$$A(t) = A_0 + k_{app} \cdot \varepsilon \cdot l \cdot t$$

1.2 Cette hypothèse est-elle vérifiée expérimentalement ?

2. Dans l'hypothèse d'une réaction d'ordre 1,

2.1 Montrer que l'absorbance  $A(t)$  est donnée par :

$$\ln \left( \frac{A_\infty - A(t)}{A_\infty} \right) = -k_{app} \cdot t$$

2.2 Evaluer la valeur de  $A_\infty$ .

2.3 L'hypothèse de l'ordre 1 est-elle vérifiée ?

2.4 Si oui, en déduire la constante de vitesse apparente.

3. Dans l'hypothèse d'une réaction d'ordre 2,

3.1 Montrer que l'absorbance  $A(t)$  est donnée par :

$$\frac{1}{A_\infty - A} = \frac{1}{A_\infty} + \frac{k_{app}}{\varepsilon l} \cdot t$$

3.2 Evaluer la valeur de  $A_\infty$ .

3.3 L'hypothèse de l'ordre 2 est-elle vérifiée ?

3.4 Si oui, en déduire la constante de vitesse apparente.

**NETTOYER & RANGER LA PAILLASSE**

**SE LAVER LES MAINS**