

## Cinétique de la réaction entre les ions iodures et l'eau oxygénée

### Objectif

Tracer l'évolution de la quantité de matière puis celle de l'avancement en fonction du temps (la vitesse d'une réaction est définie en fonction de l'avancement).

### Produits

thiosulfate de sodium 0,1 M

acide sulfurique 0,5 M

iodure de potassium 0,1 M

empois d'amidon

eau oxygénée 1 M ( en raison de son instabilité l'eau oxygénée doit être préalablement dosée faute de quoi l'expérience peut être très lente)

### Matériel

erlenmeyer, bécher, burette, agitateur magnétique pipette 5 mL, éprouvette graduée de 100 mL, chronomètre

### PRINCIPE

La réaction modélisée par l'équation chimique suivante est lente.

Equation chimique		$2 \text{I}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) = \text{I}_2(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$				
Etat	Avancement	Quantités de matières				
E.I	$x = 0$	$n_i(\text{I}^-)$	$n_i(\text{H}_2\text{O}_2)$	excès	0	0
En cours	$x$	$n_i(\text{I}^-) - 2x$	$n_i(\text{H}_2\text{O}_2) - x$	excès	$x$	$4x$

La quantité de diiode formé peut être évaluée indirectement par l'ajout d'une quantité connue de thiosulfate de sodium. Celui-ci réagit instantanément avec le diiode formé. En présence d'empois d'amidon ou de thiodène on observe un virage de l'incolore au bleu une fois que tous les ions thiosulfate sont consommés. A chaque virage

Equation chimique		$\text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) = 2 \text{I}^-(\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$			
Etat	Avancement	Quantités de matières			
Etat initial	$x' = 0$	$x$	$n_i(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$		
En cours	$x'$	$x - x'$	$n_i(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) - 2x'$		
A l'équivalence		0	0		

A l'équivalence les quantités de matière du réactif titré et du réactif titrant sont nulles. On peut donc en déduire :

$$\begin{aligned} n_i(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) - 2x' = 0 &\Rightarrow x' = n_i(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})/2 = [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] * V(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})/2 \\ x - x' = 0 &\Rightarrow x = x' = [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] * V(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})/2 \end{aligned}$$

Sans parler de dosage en retour, on peut faire des expériences profs préalables permettant à l'élève de comprendre le principe. On ne lui donne pas directement l'équation de la réaction

## **DEROULEMENT DE LA SEANCE**

### **Partie expérimentale**

#### **Expérience prof 1 : Réaction étudiée**

Placer dans un erlenmeyer :

50 mL de  $K^+(aq)+I^-(aq)$

80 mL d'acide sulfurique

5 mL d'eau oxygénée

Pistes de réflexions pour l'élève

-Observations

-La réaction est-elle lente ou rapide

-Justifier l'apparition de la couleur rouge

#### **Expérience prof 2 : Rôle de l'empois d'amidon**

Dans un tube à essai placer 1 gouttes de solution de diiode ajouter de l'eau distillée.

La couleur de l'iode devient imperceptible à l'œil. Ajouter 1 mL d'empois d'amidon.

#### **Expérience prof 3 : Réaction étudiée en présence de thiosulfate**

Placer dans un erlenmeyer :

50 mL de  $K^+(aq)+I^-(aq)$

80 mL d'acide sulfurique

5 mL d'empois d'amidon

5 mL d'eau oxygénée

1 mL de thiosulfate de sodium

**Pistes de réflexions pour l'élève**

- Observations

- Qu'est-ce qui peut expliquer le retard d'apparition du diiode ?

### **Equations chimiques et synthèse**

#### **Expérience élève : Suivi temporel de la transformation**

Pour obtenir de bons résultats le volume de thiosulfate versé doit être précisément de 1 mL.

- Remplir une burette de thiosulfate de sodium
- Placer dans un erlenmeyer A :  
50 mL de  $K^+(aq)+I^-(aq)$

80 mL d'acide sulfurique  
 5 mL d'empois d'amidon  
 Placer l'erenmeyer A sous la burette, et ajouter 1 mL de thiosulfate de sodium, maintenir l'agitation magnétique pendant toute la durée de l'expérience.

- Placer dans un bécher B  
 5 mL d'eau oxygénée
- A  $t = 0$  simultanément :
  - déclencher le chronomètre
  - verser le contenu du bécher B dans le bécher A

Au bout d'un temps  $t_1$  la solution vire de l'incolore au bleu.

- Relever  $t_1$  sans arrêter le chronomètre
- Verser à nouveau 1 mL de thiosulfate

Au bout d'un temps  $t_2$  la solution vire à nouveau de l'incolore au bleu.

- Relever  $t_2$  sans arrêter le chronomètre
- Verser à nouveau 1 mL de thiosulfate

Continuer ainsi jusqu'à  $V(S_2O_3^{2-}) = 15$  mL

Tableau de résultats

Virage n°	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Temps t (s)															
$V_{\text{total}}(S_2O_3^{2-})$ en mL															

## Exploitations possibles

**Expliquer le principe du TP**

**Construction du tableau descriptif de la première transformation, détermination de  $x_{\text{max}}$ .**

**Construction du tableau de la deuxième transformation en faisant le lien avec le premier tableau.**

**Détermination de  $x'$  au virage, puis de  $x$ , comparaison de  $n(I_2)$  et de  $x$**

**Tracé de  $x = f(t)$**

**Détermination graphique du temps de  $\frac{1}{2}$  réaction,**

**Détermination graphiques de vitesses de réaction à différentes dates**

**Tracé de la vitesse instantanée à l'aide d'un tableur**

**Commentaire de l'évolution de la vitesse**