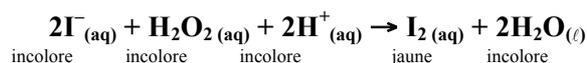


Suivi cinétique de la réaction modélisée par l'équation :



Le diiode étant la seule espèce colorée, un suivi par spectrophotométrie permet de suivre l'avancement de la réaction au cours du temps.

1. Courbe d'étalonnage

A partir d'une solution mère de concentration $C_m = 7.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, réaliser une gamme étalon :

1. Quel volume de solution mère faut-il prélever pour préparer 50 mL de solution fille à la concentration $C_f = 1.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$?

Matériel disponible :

- fiole jaugée de 50 mL
- Pipette graduée de 10 mL et pipette graduée de 2 mL

Régler le spectrophotomètre à la longueur d'onde $\lambda=490 \text{ nm}$ et faire le blanc.

La solution de référence, pour faire le blanc, est de l'eau distillée.

Mesurer l'absorbance des diverses solutions de diiode, après avoir fait le « blanc »

$[\text{I}_2] \text{ mol.L}^{-1}$	0(blanc)	1.10^{-3}	2.10^{-3}	3.10^{-3}	4.10^{-3}	5.10^{-3}	6.10^{-3}	7.10^{-3}
A	0							

1. Tracer de la courbe $A=f([\text{I}_2])$
2. En déduire la relation mathématique entre A et $[\text{I}_2]$

2. Oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée

Préparer la solution de référence, pour faire le blanc :

Il s'agit d'une solution obtenue en mélangeant 10,0 mL de $\text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{aq})}$ + 10,0 mL d'eau + 10,0 mL de $\text{KI}_{(\text{aq})}$
(La solution brunit lentement)

Faire le blanc du colorimètre

Préparer le mélange réactionnel :

- Dans un bécher, mélanger 10 mL d'acide sulfurique à 1 mol.L-1,
- 9 mL d'eau distillée.
- Ajouter 10 mL de solution d'iodure de potassium à $1,0.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$,
- Lancer le chronomètre et en même temps, verser en agitant, 1 mL d'eau oxygénée $1,0.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.
- Transvaser rapidement une fraction du mélange réactionnel dans la cuve du spectrophotomètre et faire une première mesure d'absorbance en notant la date t1.

Relever les valeurs d'absorbance toutes les deux minutes par exemple, et durant 30 minutes environ.

t min	0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5
A(t)														

t min	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0	10,0	11,0	12,0	13,0	18	20,0	30,0
A(t)												

(volume total du mélange réactionnel : 30 mL).

3. Exploitation des résultats :

1. Rappeler la relation entre la concentration $[I_2]$ et l'absorbance, remplir la quatrième ligne du tableau ci-dessous.

t min	0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5
t(s)	0	30	60	90	120	150	180	210	240	270	300	330	360	390
$[I_2]$														

t min	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0	10,0	11,0	12,0	13,0	18	20,0	30,0
t(s)	420	450	480	510	540	600	660	720	780	1080	1200	1800
$[I_2]$												

2. À l'aide d'un tableau d'avancement trouver la relation entre la concentration et l'avancement. Remplir la 5^e ligne du tableau.

	$2I^-_{(aq)}$	+	$H_2O_2_{(aq)}$	+	$2H^+_{(aq)}$	\rightarrow	$I_2_{(aq)}$	+	$2H_2O_{(l)}$
Etat Initial $x=0$									
Intermédiaire x qcque									
Etat Final $x = x_{max}$									

- Déterminer le réactif limitant et l'avancement max théorique.
- Tracer la courbe de suivi cinétique: $x = f(t)$.
- Exploitation du graphique. Quel fait expérimental semble indiquer que la réaction est terminée ?
- Quelle est la valeur expérimentale de l'avancement final ?
- Comparer avec la valeur théorique. Commenter.
- Rappeler la définition du temps de demi-réaction $t_{1/2}$. Déterminer graphiquement $t_{1/2}$.