

7.TP1 – Cinétique d'une réaction chimique

Compétences travaillées :

- Mettre en évidence des facteurs cinétiques.
- Mettre en œuvre une méthode physique pour suivre l'évolution d'une concentration.

Matériel :

• Produits chimiques (bureau)

0,2 L de solution de diiode à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (dans du $\text{K}^+ + \text{I}^-$ à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

1 L de solution de peroxydisulfate de potassium à $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

0,5 L de solution d'iodure de potassium à $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

0,5 L de solution d'iodure de potassium à $0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

4 béchers pour les solutions

4 × 50 mL de solution de diiode à 2, 4, 6, 8 $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ + 4 béchers + 4 petites pipettes en plastique

• Autre (bureau)

Papier millimétré (2 feuilles par élève)

Cuves pour les colorimètres

• Sur les paillasses

1 erlenmeyer de 150 mL ou 200 mL

1 éprouvette de 10 mL

1 pipette jaugée de 10 mL (double trait) + propipette

Eau distillée

Colorimètres + filtres + multimètre + fils + porte cuve

Verre à pied

1 chronomètre

I - Contexte : la quête du meilleur process

La compréhension des mécanismes mis en jeu lors de la synthèse d'une espèce chimique est très importante pour les industriels qui cherchent en permanence à minimiser les coûts de production.

Le choix des conditions (température, pression...) dans lesquelles sont placés les réactifs a une influence directe :

- plusieurs réactions peuvent être en compétition, il s'agit alors d'en favoriser certaines et d'en annihiler d'autres,
- la durée des réactions peut varier,
- le rendement doit être optimisé...

Par ailleurs, il est nécessaire de prendre en compte le coût des différents réactifs ainsi que celui du recyclage des produits secondaires.

II - Présentation du TP

On souhaite étudier la cinétique (c'est-à-dire l'évolution au cours du temps) de la réaction entre les **ions peroxydisulfate** $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})$ et les **ions iodure** $\text{I}^-(\text{aq})$.

L'équation de la réaction est : $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$.

Le **diiode** $\text{I}_2(\text{aq})$ formé est la seule espèce qui colore la solution. On va donc mesurer l'absorbance de la solution au fur et à mesure de l'avancée de la transformation, ce qui permettra d'obtenir l'évolution de la concentration en I_2 au cours du temps.

III - Courbe d'étalonnage pour les solutions de diiode

Il est, pour commencer, nécessaire de déterminer la relation entre l'absorbance et la concentration en diiode dans une solution pour une longueur d'onde donnée (ici, on se placera à 520 nm).

1 - Protocole

Vous disposez des quatre solutions du tableau ci-dessous (les solutions ont été préparées à l'avance).

	Solution S _A	Solution S _B	Solution S _C	Solution S _D	Solution S _E
Concentration	10 $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$	8 $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$	6 $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$	4 $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$	2 $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$
Absorbance					



Préparation du colorimètre du colorimètre :

Placer le filtre de $\lambda = 520 \text{ nm}$ dans le colorimètre

Faire le réglage du blanc du colorimètre avec de l'eau distillée.



Mesurer l'absorbance des cinq solutions.



Compléter le tableau.

2 - Exploitation

- 1) Tracer la courbe donnant l'absorbance en fonction de la concentration.
- 2) En déduire la relation entre l'absorbance et la concentration ?

3 - Question bonus (à faire à la fin du TP si vous avez le temps)

Rédiger le protocole qui a permis de préparer 50 mL de la solution S_B à partir de S_A.

IV - Cinétique de la transformation

1 - Préparation du colorimètre

☞ Si le colorimètre a été dérégulé, procéder à nouveau à son étalonnage.

2 - Protocole

• Conditions expérimentales

On travaillera à température ambiante avec :

- une solution de (2 K^+ ; $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$) de concentration $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- une solution de (K^+ ; I^-) de concentration $1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

• Préparation du dispositif

☞ A l'aide d'une pipette jaugée, introduire $10,0 \text{ mL}$ de la **solution de (2 K^+ ; $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$)** dans un erlenmeyer de 100 mL .

Dans une éprouvette graduée, préparer 10 mL de la **solution de (K^+ ; I^-)**.

• Démarrage de l'expérience et mesures en cours du temps

☞ Tout en déclenchant le chronomètre, verser le contenu de l'éprouvette dans l'erlenmeyer. Homogénéiser le mélange.

Rapidement, remplir (au $2/3$) une cuve pour colorimètre avec le mélange obtenu. Placer la cuve dans le colorimètre.

Mesurer l'absorbance aux différentes dates indiquées dans le tableau ci-dessus.

$t \text{ (min)}$	0	0,5	1	1,5	2	3	4	5	6	8	10	13	16	20	25
A															
$[\text{I}_2] \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$															

3 - Exploitation des données

a - Courbe d'évolution de la concentration en diiode

- 1) Pour chaque mesure d'absorbance, déterminer la concentration en diiode (on s'aidera de la partie I).
- 2) Tracer le graphe donnant $[\text{I}_2]$ en fonction du temps sur une feuille de papier millimétré.

b - Temps de demi-réaction

Déterminer le temps de demi-réaction.

c - Etat final théorique de la transformation étudiée

- 1) En vous appuyant sur un tableau d'avancement, déterminer le réactif limitant.
- 2) Déterminer alors la concentration finale théorique en diiode.
- 3) Cette valeur est-elle cohérente avec celles trouvées expérimentalement ?

V - Variation des conditions expérimentales

On réalise trois autres expériences similaires en modifiant les conditions expérimentales.

	Conditions 1	Conditions 2	Conditions 3	Conditions 4
Concentration en $\text{K}^+ + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$			
Concentration en $\text{K}^+ + \text{I}^-$	$1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
Température	Ambiante	Ambiante	Chaud (environ 40°C)	Froid (environ 5°C)

Les courbes obtenus sont données en annexe.

- 1) Déterminer la valeur du temps de demi-réaction de chaque courbe.
- 2) Indiquer les grandeurs que l'on a fait varier entre les différentes conditions expérimentales.
- 3) Indiquer comment chaque grandeur influence la vitesse de la réaction chimique.