

TP 6 – Cinétique

Le programme officiel

Notions et contenus	Capacités exigibles Activités expérimentales support de la formation
Facteurs cinétiques : température, concentration des réactifs. Vitesse volumique de disparition d'un réactif. Temps de demi-réaction.	Justifier le choix d'un capteur de suivi temporel de l'évolution d'un système. Identifier, à partir de données expérimentales, des facteurs cinétiques. <i>Mettre en évidence des facteurs cinétiques.</i> À partir de données expérimentales, déterminer une vitesse volumique de disparition d'un réactif, un temps de demi-réaction. <i>Mettre en œuvre une méthode physique pour suivre l'évolution d'une concentration et déterminer la vitesse volumique de disparition d'un réactif.</i>
Loi de vitesse d'ordre 1.	Identifier, à partir de données expérimentales, si l'évolution d'une concentration suit ou non une loi de vitesse d'ordre 1. Capacité numérique : À l'aide d'un langage de programmation et à partir de données expérimentales, tracer l'évolution temporelle d'une concentration, d'une vitesse volumique d'apparition ou de disparition et tester une relation donnée entre la vitesse volumique de disparition et la concentration d'un réactif.

Les compétences travaillées dans le cadre de la démarche scientifique

Compétences	Quelques exemples de capacités associées
Réaliser	- Effectuer des procédures courantes (calculs, représentations, collectes de données, etc.). - Mettre en oeuvre un protocole expérimental en respectant les règles de sécurité.
Communiquer	À l'écrit comme à l'oral : - présenter une démarche de manière argumentée, synthétique et cohérente ; - utiliser un vocabulaire adapté et choisir des modes de représentation appropriés ; - échanger entre pairs.

Mesure et incertitudes

NOTIONS ET CONTENUS	Capacités exigibles
Écriture du résultat. Valeur de référence.	Écrire, avec un nombre adapté de chiffres significatifs, le résultat d'une mesure.

Capacités expérimentales

- Réaliser des mesures d'absorbance en s'aidant d'une notice.
- Respecter les règles de sécurité lors de l'utilisation de produits chimiques et de verrerie.
- Respecter le mode d'élimination d'une espèce chimique ou d'un mélange pour minimiser l'impact sur l'environnement.

TP 6 – Cinétique

Matériels

Matériels bureau (pour 10 groupes) :

- 1 flacon de 250 mL de solution d'iodure de potassium à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$;
- 1 flacon de 250 mL de solution **froide** d'iodure de potassium à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ plongé dans de la glace;
- 1 flacon de 100 mL de solution de peroxydisulfate de potassium à $2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;
- 1 flacon de 100 mL de solution **froide** de peroxydisulfate de potassium à $2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ plongé dans de la glace;
- 1 flacon de 100 mL de solution de diiode à $6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$;
- 1 thermomètre (θ ambiante) ;
- 1 thermomètre plongé dans la glace (θ froid) ;
- des thermos avec de la glace pilée pour 5 groupes.

! Remarque pour les adjoints techniques de laboratoire !

Les solutions de peroxydisulfate de potassium doivent être fraîchement préparées. Constatation d'un biais lors du TP de 2020.

Matériels élèves :

- 1 spectrophotomètre avec cuves ;
- pipettes jaugées de 2 mL et 5 mL avec la poire à pipeter ;
- 3 béchers de 50 mL ;
- 1 bol (pour la glace) pour 5 groupes ;
- 1 pissette d'eau distillée et pipette pasteur.

TP 6 – Cinétique

1. Objectif

En cours l'exercice facultatif n°22 p 107 du manuel a été proposé. Il fait l'étude théorique de la transformation entre les ions peroxodisulfates et les ions iodures.

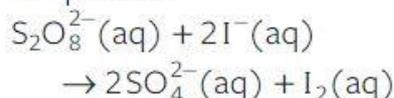
Les courbes cinétiques peuvent être tracées et le temps de $\frac{1}{2}$ réaction déterminé.

Etudions maintenant cette transformation du point de vue expérimental.

22 Aide p. 107 Déterminer un avancement de réaction et un temps de demi-réaction

Justifier le choix d'un capteur de suivi temporel de l'évolution d'un système

La transformation chimique du diiode par action des ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$ sur les ions iodures peut être modélisée par la réaction d'équation :



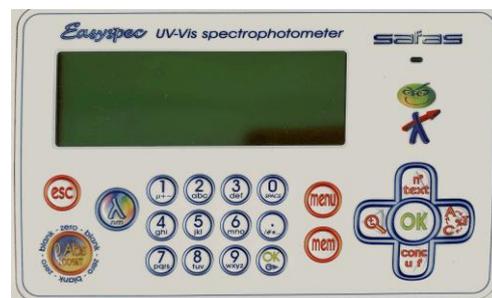
2. Expérimentation

2.1. Etude préliminaire

- Rappeler pourquoi la spectrophotométrie est une méthode appropriée pour suivre cette transformation.
- Rappeler la loi de Beer-Lambert.

Manipulation :

- + Sur la console (**voir fiche méthode**)
- + Fixer la longueur d'onde à 425 nm.
- + Faire le blanc avec une solution d'iodure de potassium ($K^+ + I^-$) à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$.
- + Mesurer l'absorbance d'une solution de diiode (I_2) à $6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.



- Déterminer le facteur de proportionnalité **k** de la loi de Beer-Lambert.
- Que faudrait-il faire pour être plus rigoureux dans la détermination de **k** ?

2.2. Suivi de la transformation

Nous allons maintenant réaliser la transformation entre les ions peroxodisulfates et les ions iodures.

Suivant les indications du professeur, la moitié des groupes utilisera des solutions froides dont les bouteilles sont plongées dans la glace et réalisera les mélanges dans un bécher plongé dans la glace. L'autre moitié des groupes travaillera à température ambiante.

Lire avec attention une première fois le protocole en entier **sans manipuler** ! Repérer le moment important du protocole où il faudra déclencher les mesures : l'instant $t = 0$ s.

Protocole :

- + Ouvrir le logiciel easyspec (voir fiche méthode).
- + Fixer la longueur d'onde à 425 nm.
- + Faire le blanc avec une solution d'iodure de potassium ($K^+ + I^-$) à $1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- + Régler les paramètres pour qu'il y ait une mesure toutes les 30 s pendant 15 minutes.
- + Dans un bécher, préparer 5,0 mL de solution de $K^+_{(aq)} + I^-_{(aq)}$ de concentration $1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- + Ajouter 2,0 mL, de solution de peroxodisulfate de potassium à $2,00\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, mélanger. **A l'instant même où les réactifs entrent en contact, déclencher les mesures du spectrophotomètre, c'est l'instant $t = 0$ s.**
- + Le plus rapidement possible (vous avez 30 secondes) introduire du mélange dans une cuve et la placer dans le spectrophotomètre.
- + Laisser la courbe se tracer automatiquement pendant 15 minutes.
- + Transférer les mesures dans Regressi.



3. Exploitation

3.1. Etude théorique

5. A l'aide des couples oxydant/réducteur suivants : $I_{2(aq)}/ I^-_{(aq)}$ et $S_2O_8^{2-(aq)}/ SO_4^{2-(aq)}$; écrire les deux demi-équations correspondantes à chacun des couples. Retrouver alors l'équation de réaction qui modélise la transformation.
6. A l'aide d'une démonstration rigoureuse, montrer que suivre la courbe $A = f(t)$ revient à suivre la courbe temporelle de l'avancement $x(t)$ à un facteur de proportionnalité près que l'on déterminera.
7. A l'aide de la courbe obtenue, déterminer alors le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.

3.2. Résultats

Chaque groupe inscrit la valeur obtenue au tableau.

$t_{1/2}$	1	2	3	4	5
Température ambiante $\theta \approx \dots$					
Basse température $\theta \approx \dots$					

8. Conclure sur l'influence de la température.

3.3. Vitesse de réaction

9. Expliquer pourquoi il n'est pas judicieux de vouloir suivre l'évolution des ions iodures au cours du temps.
10. A l'aide de regressi et à partir des valeurs de l'absorbance, déterminer les valeurs de la concentration en diiode au cours du temps : $[I_2](t)$.
11. En déduire alors les valeurs de la concentration en ions peroxydisulfates au cours du temps : $[S_2O_8^{2-}](t)$.
12. Calculer la vitesse de disparition des ions peroxydisulfates au cours du temps : $v_d(t)$.
13. Afficher la courbe de la vitesse de disparition des ions peroxydisulfates v_d en fonction de la concentration en ions peroxydisulfates $[S_2O_8^{2-}]$.
14. En déduire si la vitesse de disparition des ions peroxydisulfates suit une loi d'ordre 1.