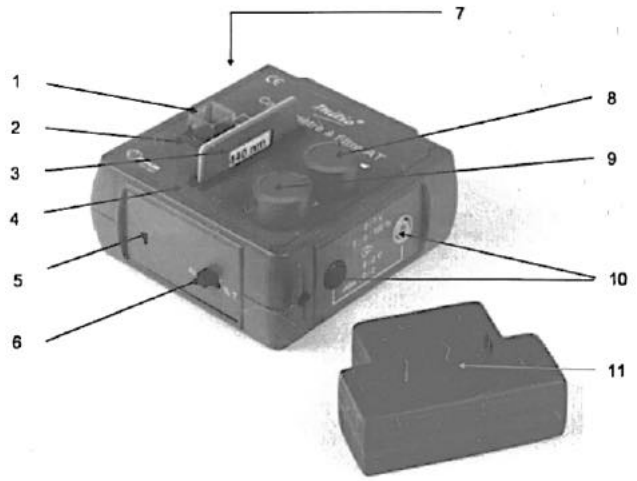
Compétences : Effectuer un suivi spectrophotométrie d'une réaction chimique ; calculer la vitesse volumique de disparition d'un réactif.

TP2 : Suivi de la cinétique d'une réaction par spectrophotométrie

L'objectif du TP est de mesurer la vitesse de la transformation chimique entre les ions iodure $I^-_{(aq)}$ et les molécules de $H_2O_{2\,(aq)}$, en milieu acide, afin d'en déduire une loi cinétique.

Document Colorimètre



1. Cuve section carrée.
2. Support pour cuve.
3. Filtre diapo monochromatique.
4. Logement du filtre diapo.
5. Vis de réglage de la correspondance A/T.
6. Sélecteur de mode de mesure.
7. Connecteur pour adaptateur secteur 12 V.
8. Bouton de réglage approché du blanc.
9. Bouton de réglage fin du blanc.
10. Sortie analogique.
11. Cache.

Il est possible d'utiliser la spectrophotométrie UV-visible afin de suivre l'avancement d'une transformation chimique lorsque celle-ci met en jeu une ou plusieurs espèces chimiques colorées.

L'équation de la réaction entre les ions iodure $I^-_{(aq)}$ et les molécules d'eau oxygénée $H_2O_{2\,(aq)}$ s'écrit :

$$H_2O_{2\,(aq)} + 2\,I^-_{(aq)} + 2\,H^+_{(aq)} \rightarrow I_{2\,(aq)} + 2\,H_2O_{(l)} \quad (1)$$

Cette transformation chimique n'est pas instantanée. Cette transformation chimique est totale et s'accompagne d'une coloration orangée due à la formation de diiode $I_{2(aq)}$ qui est la seule espèce colorée.

Document matériel

- Une solution S_1 d'iodure de potassium ($K^+_{(aq)}$, $I^-_{(aq)}$) contenant des ions iodure $I^-_{(aq)}$, acidifiée, de concentration : $[I^-] = 0{,}2$ mol.L^{-1}
- Une solution S_2 de l'eau oxygénée $H_2O_{2\,(aq)}$ de concentration $[H_2O_2] = 2 \times 10^{-2}$ mol.L^{-1}
- Une pissette d'eau distillée
- Verrerie du labo (fioles, pipettes, éprouvettes, burettes, béchers …)
- Un colorimètre et des cuves

Etude expérimentale

Réaliser le protocole ci-dessous :

□ Faire le blanc avec une solution d'eau distillée.

Utiliser les pipettes jaugées pour les prélevements et les pipettes Pasteur pour remplir les cuves.

□ Prélever un volume $V_1 = 5{,}0$ mL de solution acidifiée d'iodure de potassium puis la verser dans un bécher A.

□ Prélever un volume $V_2 = 1{,}0$ mL de solution de l'eau oxygénée puis la placer dans un second bécher B.

□ Verser le contenu du bécher A dans le bécher B, déclencher immédiatement le chronomètre et homogénéiser.

□ À l'aide d'une pipette Pasteur, remplissez rapidement une cuve avec le mélange réactionnel. Placez-la immédiatement dans le colorimètre et relevez la première valeur d'absorbance dès que possible (généralement après 30 seconde)

Remarque importante : La première mesure ne correspond pas exactement à t = 0 s, car un certain temps est nécessaire pour mélanger les solutions, remplir la cuve et la placer dans le colorimètre.

Cela ne pose pas de problème : nous exploiterons la grandeur $A_\infty - A(t)$, sans supposer que A(0) = 0.

□ Relever le temps et l'absorbance en adaptant la fréquence des mesures afin d'observer une variation significative de l'absorbance entre deux relevés successifs.

Exemple : effectuer une mesure toutes les 30 secondes au début, puis toutes les minutes, pendant une durée totale de 30 minutes. Saisisser les valeurs dans Regressi et tracer la courbe A = f(t). Décrire l'allure de la courbe obtenue.

Etude théorique

1. Déterminer la valeur finale A∞ de l'absorbance en modélisant votre courbe par un modele exponentiel (Exp.1 sous Regressi)
2. Pourquoi la spectrophotométrie est-elle adaptée au suivi temporel de cette réaction ?
3. Au vu du protocole ci-dessus (Cf. étude expérimentale), calculer les quantités de matière initiales des réactifs introduites dans le mélange réactionnel de volume total V = 6,0 mL, puis les concentrations initiales, notées $[H_2O_2]_0$ et $[I^-]_0$.
4. Déterminer la valeur maximale de l'avancement x_{max} et identifier le réactif limitant.
5. Vérifier que le réactif en excès est en large excès (il doit alors en rester plus de 90% dans l'état final).

« On met I^- en très grand excès afin que sa concentration reste pratiquement constante pendant toute la réaction. La vitesse ne dépend alors plus que de la concentration de l'eau oxygénée, ce qui simplifie fortement l'étude cinétique. »

On admet que la concentration en eau oxygénée à la date t peut être calculée à partir de l'absorbance grâce à la relation : : $[H_2O_2](t) = [H_2O_2]_0 \times \frac{A_\infty - A(t)}{A_\infty}$

avec A(t) est l'absorbance mesurée à la date t et A∞ l'absorbance finale lorsque la réaction est terminée.

À l'aide de la relation précédente, créer une colonne calculée C dans Regressi contenant les valeurs de $[H_2O_2](t)$. Tracer C = f(t).

Vérifier que cette courbe peut être modélisée par une fonction exponentielle décroissante.

6. Calculer le temps de demi-réaction. Expliquer votre démarche.

Exploitation des résultats à l'aide de Python

Exporter les données de Regressi dans un fichier CSV nommé « TPcin.csv » contenant deux colonnes : t et c.
Ce fichier doit être dans le même dossier que le programme Python « VitesseRéaction.py »

Le programme Python « VitesseRéaction.py » va nous permettre de :

- calculer la vitesse de disparition des ions peroxodisulfate;
- vérifier que cette vitesse est proportionnelle à la concentration en ions peroxodisulfate, ce qui définit alors en cinétique une réaction d'ordre 1 par rapport à ce réactif.

7. Compléter la ligne 36 de façon à calculer la vitesse volumique de disparition des ions peroxodisulfate avec la méthode de point avant et point après. La concentration à une date t[i] est notée c[i] dans le programme. La recopier ci-dessous.

Lancer le programme avec le compilateur en ligne Basthon ou avec l'application Thonny. Observer le graphique obtenu et la modélisation affichée dans la console.

8. Conclure sur l'ordre de la réaction par rapport à l'eau oxygénée