

Suivi cinétique d'une réaction chimique par spectrophotométrie

Objectifs :

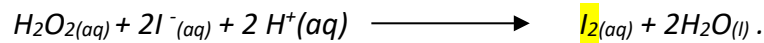
- Détermination d'un temps de demi-réaction.
- Détermination d'une vitesse volumique de formation d'un produit.

I) Principe.

On étudie l'oxydation des ions iodure $I^-_{(aq)}$ par l'eau oxygénée $H_2O_{2(aq)}$.

On donne les couples redox suivants : $H_2O_{2(aq)}/H_2O_{(l)}$ et $I_{2(aq)}/I^-_{aq}$

1) Montrer que l'équation de la réaction entre les ions iodure et l'eau oxygénée est la suivante :



Cette réaction produit lentement du diiode. Vous pourrez constater à posteriori qu'en solution aqueuse, l'eau oxygénée, les ions iodures et les ions hydrogènes sont incolores. Le diiode formé est brun-jaune.

2) Expliquer pourquoi on peut suivre cette réaction en utilisant un spectrophotomètre, c'est-à-dire en mesurant l'absorbance **A** de la solution au cours du temps pour une longueur d'onde convenablement choisie.

Le spectrophotomètre est relié au pc (usb) et le logiciel utilisé est spectral analysis.



3) Réalisez le spectre d'absorption d'une solution de diiode à votre disposition. A l'aide du spectre déterminez la longueur d'onde pour le suivi cinétique. Justifiez ce choix.

II) Protocole de suivi cinétique

La réaction est lente et on veut suivre son évolution au cours du temps. Sans vous soucier des quantités dont vous aurez besoin et avec le matériel dont vous disposez, écrire un protocole permettant de suivre l'évolution temporelle de cette réaction et déterminer le temps de demi réaction. Lorsque celui-ci sera écrit, le montrer au professeur, celui-ci vous donnera alors la marche à suivre pour réaliser l'expérience avec les quantités correctes des différentes solutions.

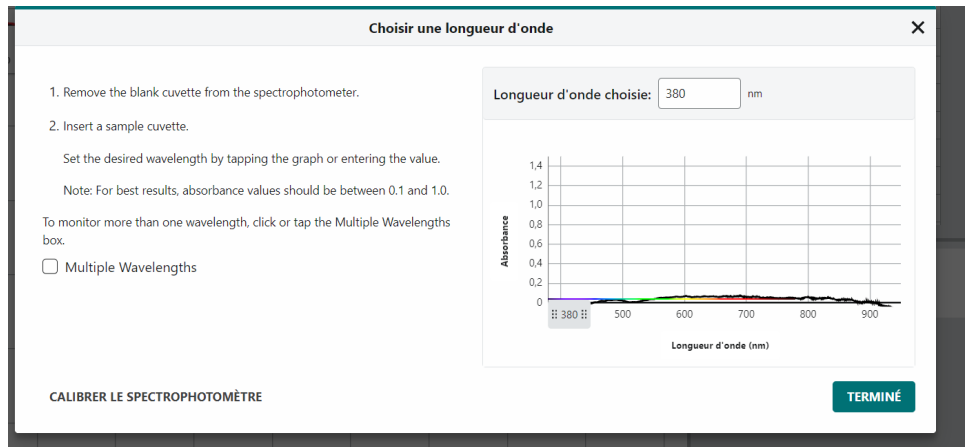
Manipulations.

Choisir le sous menu cinétique

- Cliquer sur calibrer pour faire le « blanc » avec une cuve remplie d'eau distillée placée au préalable dans le spectrophotomètre. Lancer la mesure. Une fois le spectre affiché cliquez sur stop. Vous pourrez imprimer ou sauvegarder le spectre avant de passer à la suite.

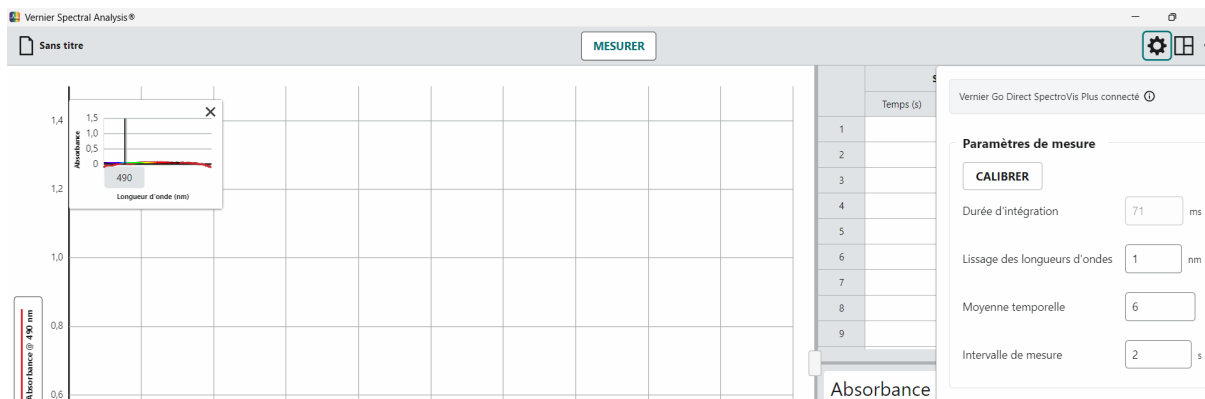


- Quitter le logiciel puis réouvrir. Choisir le sous menu vs. Temps (cinétique)
- Régler la longueur d'onde du spectrophotomètre à $\lambda=490\text{nm}$. Puis cliquer sur terminer



On veut tracer $A=f(t)$. (On dit que l'on fait un suivi cinétique de la réaction)

- Régler la durée entre deux acquisitions sur 10s



- Cliquer sur calibrer pour faire le « blanc » avec une cuve remplie d'eau distillée.
- A l'aide d'une pipette jaugée, prélever un volume $V_1=10,0\text{ mL}$ d'iodure de potassium de concentration $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2}\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Les verser dans un bécher.
- A l'aide d'une pipette jaugée, prélever un volume $V_2=10,0\text{ mL}$ d'eau oxygénée de concentration $C_2 = 3,0 \cdot 10^{-1}\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Les verser dans un bécher différent et y ajouter $1,0\text{ mL}$ de solution d'acide sulfurique à $1\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à l'aide de la burette graduée qui est au bureau .

👉 Bien lire et comprendre ce qu'il faut faire ensuite avant de commencer la manipulation.

- Verser le contenu du second bécher dans le premier et agiter manuellement juste une ou deux secondes avec un agitateur en verre (ou en plastique).
- **Démarrer alors l'acquisition (cliquer sur mesurer) même si la cuve n'a pas encore été mise en place.**



- Verser **sans attendre** un peu de ce mélange dans une cuve de spectrophotomètre et placer cette cuve dans l'appareil. Lorsque l'expérience est lancée, passer au III) et au bout d'un certain temps (30 minutes environ), stopper l'expérience en accord avec le professeur et imprimer une courbe par personne.

Grace à l'icône ci-contre située en bas à gauche vous pouvez modifier le type d'affichage pour avoir des points sur votre graphique.



- ☞ Pendant ce temps, répondre aux questions de la partie III

III) Exploitation des mesures

- 1) Quelle espèce chimique est à l'origine de la variation de l'absorbance du mélange réactionnel au cours du temps ? Dans la suite, on notera C sa concentration à l'instant t
- 2) Justifier que la courbe obtenue est croissante et tend vers une asymptote horizontale.
- 3) Appliquer la loi de Beer-Lambert et donner la relation littérale entre C et l'absorbance A à un instant t .
- 4) En déduire que la courbe $A=f(t)$ permet de connaître $C=f(t)$
- 5) Donner l'expression de la vitesse volumique de formation du diiode à un instant t en utilisant les notations de l'énoncé et en déduire que cette vitesse à un instant t est donnée par $V = \frac{1}{k} \frac{dA}{dt}$; k étant une constante.
- 6) Déterminer graphiquement (a un facteur multiplicatif près l'aide de la courbe imprimée) cette vitesse à $t_1 = 2 \text{ minutes}$ et à $t_2 = 10 \text{ minutes}$ (on expliquera la méthode une seule fois, dans le cas de la vitesse à $t_1 = 2 \text{ minutes}$).
L'outil tangente sur le logiciel vous permettra de vérifier les valeurs obtenues.
- 7) Dresser le tableau d'avancement de la réaction et trouver la valeur de l'avancement maximal x_m .
- 8) On peut montrer que l'on a : $x(t) = \frac{x_m \times A(t)}{A_m}$
Avec $A(t)$: absorbance à l'instant t ; A_m : absorbance maximale, et x_m avancement maximal.
Déduire de cette expression que le temps de demi-réaction correspond ici au temps nécessaire pour que l'absorbance soit égale à la moitié de sa valeur maximale.
- 9) Déterminer le temps de demi-réaction (On détaillera la méthode utilisée).