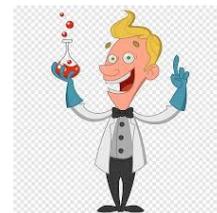


Suivi cinétique d'une réaction

CONTEXTE DU SUJET

Ayant fait des études de chimie, vous souhaitez travailler comme technicien dans une grande entreprise pharmaceutique française. Votre curriculum vitae (CV) intéresse le directeur des ressources humaines (DRH) de cette société qui vous convoque pour un entretien qui aura lieu avec un technicien expérimenté de la société. Il vous précise que cet entretien a pour but de tester vos compétences scientifiques.



Le technicien vous demande de réaliser le suivi cinétique de la réaction entre les ions peroxydisulfate et les ions iodures et d'en déduire les propriétés de cette réaction.

« Votre mélange réactionnel sera constitué de :

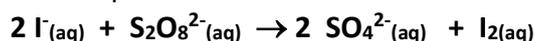
- $V_0 = 10 \text{ mL}$ d'une solution de peroxydisulfate de sodium de concentration en ion peroxydisulfate $C_0 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- et de $V_1 = 10 \text{ mL}$ de solution d'iodure de potassium de concentration en ion iodure $C_1 = 2,5 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Je reviens dans 2 heures, bon courage !»

QUELQUES DOCUMENTS

Document 1 : Oxydation des ions iodure I^- par les ions peroxydisulfate

On considère la réaction d'oxydation des ions iodure I^- par les ions peroxydisulfate en solution aqueuse. Cette réaction lente met en jeu les couples oxydant/ réducteur suivants : $I_{2(aq)}/I^-_{(aq)}$ et $S_2O_8^{2-}_{(aq)}/SO_4^{2-}_{(aq)}$. L'équation chimique de la réaction chimique associée s'écrit :



Cette réaction est lente et totale.

Le diiode I_2 formé, aussi appelé eau iodée, est la seule espèce colorée (couleur jaune voire brune si la solution est très concentrée).

Document 2 : Rappel - Absorbance d'une solution et loi de Beer-Lambert

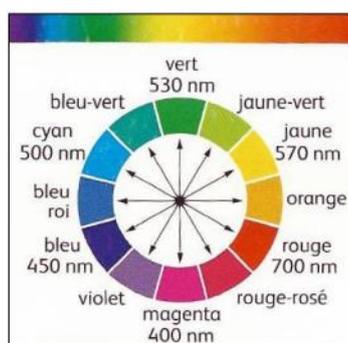
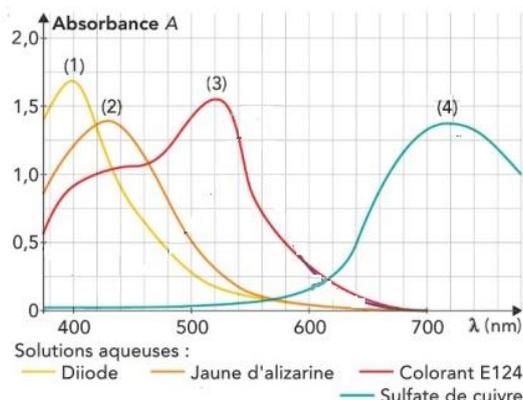
Soit une radiation monochromatique de longueur d'onde, λ , traversant un échantillon d'épaisseur ℓ , l'absorbance vérifie la **loi de Beer-Lambert** soit :

$$A = \epsilon \times \ell \times C \quad \text{où : } \rightarrow A : \text{absorbance (sans unité),}$$

Ou $A = k \times C$

- $\rightarrow \epsilon$: le coefficient d'absorption molaire en $L.mol^{-1}.cm^{-1}$,
- $\rightarrow \ell$: la largeur de cuve en cm,
- $\rightarrow c$: la concentration de la solution en mol/L.

Document 3 : Spectres d'absorbance de différentes solutions aqueuses

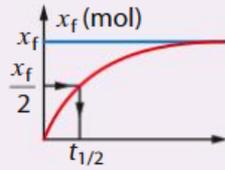


Cercle Chromatique

Document 4 : Temps de demi-réaction

Le temps de demi-réaction

$t_{1/2}$ est le temps pour lequel la valeur de l'avancement est égal à la moitié de l'avancement final ou à la moitié de l'avancement maximal si la transformation est totale ($x_f = x_{\max}$).



Document 5 : Loi de vitesse d'ordre 1

Lorsqu'un réactif de concentration $[A]$ est consommé au cours d'une transformation chimique selon une loi de vitesse d'ordre 1, il est possible d'écrire pour l'expression de sa vitesse de disparition v_d :

$$v_d = -\frac{d[A](t)}{dt} = k \times [A](t)^1$$

ce qui conduit à l'équation différentielle :

$$\frac{d[A](t)}{dt} + k \times [A](t) = 0$$

La solution de cette équation différentielle peut s'exprimer de deux manières :

$$[A](t) = [A]_0 \times e^{-k \times t}$$

k est appelée constante de vitesse de la réaction

$$\ln([A](t)) = -k \times t + \ln([A]_0)$$

$[A]_0$ est la concentration de l'espèce A à la date $t = 0$

REALISER

- Prélever un volume de 10,0 mL de chacune des solutions dans 2 béchers différents.
- Paramétrer le logiciel comme indiqué sur la notice en sélectionnant une longueur d'onde de travail de 430 nm (on remarquera que ce n'est pas la longueur d'onde qui correspond au pic d'absorption, situé dans l'ultraviolet vers 350 nm. Cela permet de ne pas dépasser les limites de mesure du spectrophotomètre).
- On mesurera l'absorbance toutes les 30 secondes pendant 30 minutes
- Faire le blanc avec une cuve d'eau distillée.
- Versant l'une des solutions dans l'autre. Pour homogénéiser le mélange réactionnel, le verser à nouveau dans le premier bécher.
- Remplir une cuve, la placer rapidement dans le spectrophotomètre et hop c'est parti !

Pour faire vérifier la courbe



ANALYSER

- Expliquer la couleur du diode.
- À partir des couples d'oxydoréduction, vérifier l'exactitude de l'équation de la réaction proposée dans le document 1.

c. Compléter littéralement le tableau d'avancement suivant.

Équation chimique		$S_2O_8^{2-}{}_{(aq)} + 2 I^-{}_{(aq)} \rightarrow 2 SO_4^{2-}{}_{(aq)} + I_{2(aq)}$			
État du système	Avancement	quantités de matière			
État initial	$x = 0$	n_0	n_1		
En cours de transformation	x				
État final	X_f				

d. Déterminer le réactif limitant de la réaction étudiée.

e. Comment doit évoluer la couleur de la solution au cours de la réaction ?

f. D'après les documents, rappeler le temps caractéristique, particulier au suivi cinétique, qui permet de comparer la vitesse de différentes réactions lentes ? De quelle autre grandeur doit-on disposer pour le déterminer ?

g. Montrer que cette grandeur en question est proportionnelle à la valeur de l'absorbance donnée par le spectrophotomètre.

h. Démontrer la relation $x(t) = x_{max} \times \frac{A(t)}{A_{max}}$

- Basculer vos valeurs vers Regressi et utiliser les fonctionnalités du logiciel pour représenter $x = f(t)$.
En cas de « catastrophe », un fichier tableur avec des données expérimentales est disponible sur Moodle pour faire la suite



Pour faire vérifier le graphique

- Imprimer ce graphique après vérification du professeur.

VALIDER

- i. Déterminer la valeur du temps de demi-réaction $t_{1/2}$ à partir de la courbe imprimée. Les traits de constructions apparaîtront clairement sur le graphe.



- j. Démontrer qu $[S_2O_8^{2-}](t) = \frac{C_0 \times V_0}{V_{total}} - \frac{x}{V_{total}}$

- k. Peut-on dire que la réaction étudiée est une réaction d'ordre 1 par rapport aux ions $S_2O_8^{2-}$? Vous donnerez au moins deux méthodes en utilisant le logiciel.



- l. Que pourrait-on faire pour raccourcir ce temps $t_{1/2}$? Si vous avez le temps, réaliser la manipulation.