

Objectifs :

- Suivre l'évolution temporelle d'une réaction chimique par spectrophotométrie.
- Déterminer un temps de demi-réaction.
- Calculer des vitesses de réaction.
- Identification d'une réaction suivant une loi de vitesse d'ordre 1.

Document 1 : Transformation étudiée

On étudie la réaction entre 10 mL d'une solution d'iodure de potassium et 10 mL d'une solution de peroxidisulfate de potassium.



Couples oxydant/réducteur : $S_2O_8^{2-}(aq)/SO_4^{2-}(aq)$ et $I_2(aq)/I^-(aq)$

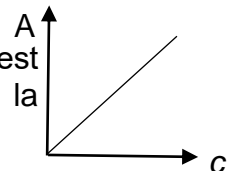
Espèce chimique	ion peroxidisulfate	ion sulfate	ion iodure	diode	ion potassium
Formule	$S_2O_8^{2-}$	SO_4^{2-}	I^-	I_2	K^+
Couleur	incolore	incolore	incolore	brun	incolore

Document 2 : Savoir équilibrer une équation d'oxydoréduction

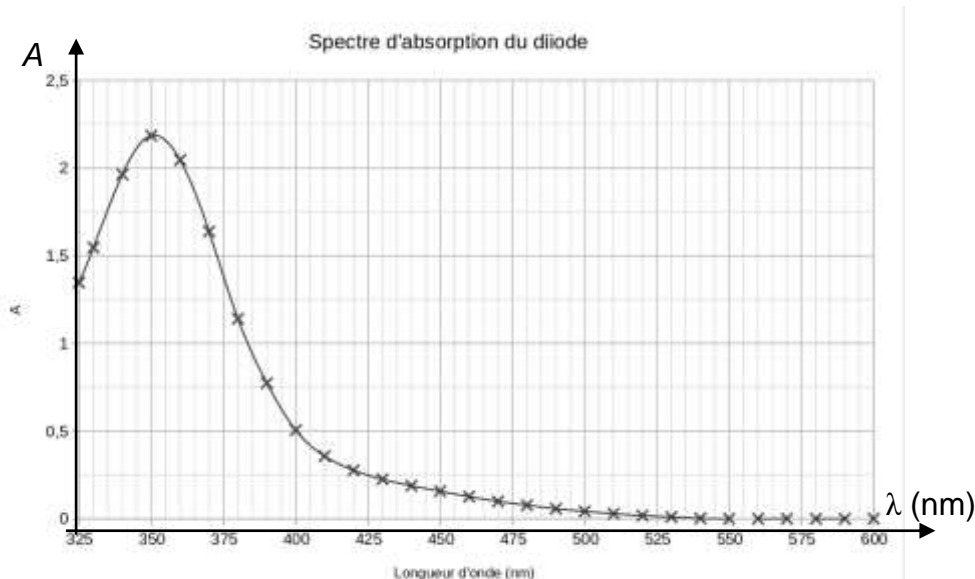
Voir la méthode en diaporama <http://acver.fr/oxred>

Document 3 : Spectrophotométrie

La loi de Beer-Lambert indique que l'absorbance A d'une solution est proportionnelle à la concentration c de l'espèce chimique absorbant la lumière d'une longueur d'onde donnée et pour des cuves identiques.



Le spectre d'une espèce chimique représente l'absorbance en fonction de la longueur d'onde de la lumière incidente.



Document 4 : Mesure de l'absorbance

On sélectionne la longueur d'onde de la D.E.L. émettant le faisceau lumineux qui traverse la partie inférieure de la cuve contenant la solution à étudier.

Une photorésistance, placée derrière la cuve, transforme le faisceau lumineux transmis en une tension électrique U .

Cette tension est mesurée à l'aide de l'interface Foxy.

L'expression $A = -\log \left(\frac{U}{U_0} \right)$ permet de calculer l'absorbance.

U_0 : tension mesurée à la date $t = 0$ s, constitue un « blanc »

On admet que, dans les conditions de l'expérience, l'absorbance est proportionnelle à la concentration de l'espèce colorée produite.

I. Transformation étudiée

Commencer par lancer le suivi temporel du II.

Q1.1. Écrire les demi-équations d'oxydoréduction mises en jeu lors de la transformation étudiée. Préciser l'oxydant et le réducteur dans chaque cas.

Q1.2. En déduire l'équation de la réaction associée à la transformation étudiée. Comment peut-on qualifier les ions potassium ?

Q2. Prévoir les changements de couleur attendus.

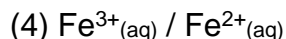
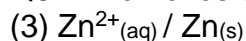
Entrainement avec d'autres couples pendant le « long » suivi cinétique

Q3.1. Écrire les demi-équations de réduction mettant en jeu les couples suivants :

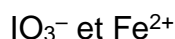
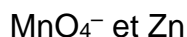
(1) $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$

(2) $\text{IO}_3^- (\text{aq}) / \text{I}_2 (\text{aq})$

Q3.2. Écrire les demi-équations d'oxydation mettant en jeu les couples suivants :



Q3.3. Écrire les équations d'oxydo-réduction faisant intervenir les réactifs suivants :



II. Suivi cinétique par spectrophotométrie

Q4. Indiquer le choix effectué pour la longueur d'onde de la lumière incidente. Justifier.

Réaliser le branchement du module sur l'interface Foxy, consulter la notice.

Très rapidement réaliser dans un becher la réaction étudiée, homogénéiser puis remplir au 2/3 une cuve. La placer dans le module photolor et lancer l'acquisition.

Pendant l'acquisition répondre aux questions **Q1** à **Q4**.

III. Exploitation des mesures

Document 5 : Compléments de cinétique

On définit le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ comme la durée nécessaire pour que l'avancement atteigne la moitié de sa valeur finale.

On rappelle que l'absorbance A est proportionnelle à la concentration en quantité de l'espèce colorée.

Si le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration initiale en réactif alors on dit que la réaction suit une loi de vitesse d'ordre 1.

Alors l'évolution de la concentration du réactif en fonction du temps est modélisée par une fonction exponentielle décroissante et la vitesse volumique de disparition du réactif est proportionnelle à sa concentration.

La valeur de la vitesse volumique d'apparition d'un produit à chaque date est égale au coefficient directeur de la tangente à la courbe $[\text{P}] = f(t)$.

$$v(t) = \frac{d[\text{P}]}{dt}$$

Q5. En utilisant les fonctionnalités de Régressi, afficher la courbe $A = f(t)$.

Q6.1. À l'aide de l'outil « tangente » (tangente simple), déterminer quelques valeurs de la dérivée de l'absorbance par rapport au temps $\frac{dA}{dt}$.

Date t (en ks)	0	0,2	0,4	0,8	1,2	1,6
$\frac{dA}{dt}$ (en)						

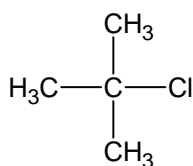
Imprimer la courbe avec quelques tangentes (choisir l'imprimante réseau SRV ... Brother).

Q6.2. En déduire comment évolue la vitesse d'apparition du produit au cours du temps ?

IV. Suivi cinétique par conductimétrie (TP C4)

On dispose du fichier TSpe-TPC4 -Influence-concentration.rw3

Document 6 : Rappels sur la réaction étudiée

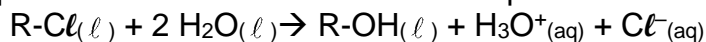


2-chloro-2-méthylpropane
ou chlorure de tertio-butyle

Le 2-chloro-2-méthylpropane réagit sur l'eau pour donner naissance à un alcool, le 2-méthylpropan-2-ol.

La réaction est lente et totale.

On peut modéliser cette transformation par :



On dispose d'une solution d'acétone contenant du 2-chloro-2-méthylpropane à la concentration en masse $c_m = 4,0 \text{ g.L}^{-1}$.

$M_{\text{RCl}} = 92,6 \text{ g.mol}^{-1}$

Document 7 : Rappels sur la conductimétrie

La conductivité σ d'une solution mesure sa capacité à conduire le courant électrique. Elle dépend de la nature des ions en solution et de leur concentration.

Lors de la réaction étudiée, la loi de Kohlrausch donne : $\sigma = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda(\text{Cl}^-) \cdot [\text{Cl}^-]$

D'après l'équation de la réaction, à chaque instant $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-]$.

ainsi $\sigma = (\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda(\text{Cl}^-)) \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$

La loi de Kohlrausch n'est valable que pour des solutions peu concentrées.

Conductivités molaires ioniques en $\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$: $\lambda(\text{Cl}^-) = 7,63 \times 10^{-3}$ et $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,5 \times 10^{-3}$

Q7.1.Déterminer $t_{1/2}$ pour les deux courbes données. On pourra utiliser l'outil « Réticule libre ». Compléter le tableau ci-dessous et préciser les formules et calculs.

Volume total V_0	Volume V_1 de RCl	C_{m0} (en g.L^{-1})	$[\text{RCl}]_0$ (en mol.L^{-1})	$t_{1/2}$ (en s)
86 mL	1,0 mL			
86 mL	2,0 mL			

Q7.2. La réaction étudiée suit-elle une loi de vitesse d'ordre 1 ?

Q8. On veut afficher, dans Regressi, la courbe $[\text{RCl}]$ en fonction du temps pour la première courbe. On utilisera pour cela le fichier TSpe-TPC5-Vitesse.rw3

Q8.1. Quelle est la relation littérale entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et la conductivité σ , préciser les unités utilisées. Faire effectuer le calcul à Regressi (Icône « Y+ »), on notera x pour $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et attention $1 \text{ mol/m}^3 = 10^{-3} \text{ mol/L}$.

Q8.2. Quelle relation littérale lie $[\text{RCl}]$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]$? Faire calculer $[\text{RCl}]$ (la noter RCl dans Regressi) Afficher la courbe $[\text{RCl}] = f(t)$.

Q8.3. Relire le document 5. Si la réaction étudiée est d'ordre 1, quel modèle mathématique choisir pour modéliser l'évolution temporelle de la concentration en réactif RCl ? Dans regressi, faire cette modélisation. Conclure.

Q8.4. Quel modèle mathématique choisir pour modéliser l'évolution de la vitesse volumique de disparition de RCl en fonction de sa concentration en quantité ? Conclure.