

C16n – FACTEUR CINÉTIQUE : CONCENTRATION

TI-Nspire™ CAS

Mots-clés : suivi cinétique assisté par ordinateur, acquisition de données, absorbance, eau oxygénée, KI, concentration.

Fichier associé : CinetiqueConcentration_eleve.tns.

1. Objectifs

- Réaliser le suivi cinétique de la réaction de l'eau oxygénée avec une solution d'iodure de potassium.
- Comparer les résultats obtenus pour deux concentrations différentes de la solution de KI, par mesure du temps de demi-réaction.
- Vérifier que la réaction est totale par comparaison de la valeur de $[I_2]$ dans l'état final avec la valeur attendue dans l'hypothèse d'une réaction totale.
- Utiliser une courbe d'étalonnage.

2. Énoncé

Les transformations chimiques ne sont pas toutes instantanées. Le contrôle de leur évolution est important si l'on souhaite qu'elles se produisent plus ou moins rapidement ; on peut ainsi éviter ou rechercher la dégradation rapide d'un matériau (déchets, médicaments), améliorer la vitesse de prise d'une colle, prévoir la vitesse de combustion d'un mélange...

L'eau oxygénée est un produit bactéricide utilisé sur des surfaces (inertes ou biologiques) à décontaminer. Le peroxyde d'hydrogène contenu peut réagir avec de nombreuses espèces chimiques, qu'elles soient oxydantes ou réductrices. Ceci confère à l'eau oxygénée une très grande réactivité.

On étudiera, ici, l'évolution de la transformation de l'eau oxygénée avec les ions iodures, aux concentrations $[I^-]_0 = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[I^-]_0 = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$. Cette réaction doit être réalisée en milieu acide. C'est une réaction qualifiée de "lente".

3. Matériel

- solution d'eau oxygénée de concentration en peroxyde d'hydrogène $[H_2O_2]$ égale à $4,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ (eau oxygénée à 0,05 volumes) ;
- solution d'iodure de potassium de concentration $[I^-] = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$;
- solution d'acide sulfurique (incolore si possible), de concentration à peu près égale à 4 mol.L^{-1} ;
- pipette jaugée 10 mL et 25 mL, propipette, pipette pasteur 1 mL, deux tubes à essai ou deux bechers de 50 mL, éprouvette graduée de 10 mL, fiole jaugée 50 mL ;
- colorimètre (Vernier), calculatrice Ti-Nspire, interface LabCradle.



4. Expérimentations

1) Mise en place du dispositif. Acquisitions

Le colorimètre est branché sur l'un des ports d'acquisition du LabCradle. La calculatrice TI-Nspire est insérée sur le support du LabCradle.

- Mettre la calculatrice sous tension.


- Choisir une nouvelle application **DataQuest** à partir de l'écran d'accueil en cliquant sur l'icône .

Régler le colorimètre sur 470 nm. Ajuster la valeur à zéro en utilisant une cuve d'eau distillée.

- Introduire dans un tube à essai :

- **10,0 mL** d'une solution de iodure de potassium ($K^+(aq) + I^-(aq)$) à $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ (à l'éprouvette)
- **1,0 mL** d'une solution aqueuse d'acide sulfurique ($2H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$) de concentration $4,0 \text{ mol.L}^{-1}$ en H^+ .

- Paramétrer l'acquisition : 10 s par échantillon, durée : 1 500 s.

- Déclencher l'acquisition : bouton .

- Verser alors rapidement, mais de manière très précise **10,0 mL de la solution aqueuse de H_2O_2 à $4,4.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$** .

- Remplir une petite cuve avec quelques millilitres de ce mélange (à l'aide d'une pipette pasteur) et la disposer dans le colorimètre.

- Une fois l'acquisition terminée, enregistrer le dernier ensemble de données .

- Renouveler ensuite l'expérience avec **10,0 mL d'une solution de iodure de potassium ($K^+(aq) + I^-(aq)$) à $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$** selon le même protocole.

2) Observations

a. Quelle espèce chimique est responsable de la couleur brune observée ?

b. Comment évolue la couleur de la solution ? Cette observation est-elle compatible avec l'évolution de l'Absorbance mesurée ?

c. Sur la photo ci-contre, le professeur a réalisé les deux essais simultanément, et pris des clichés à deux moments de l'expérience.

Identifier le tube à essai du système chimique avec ($K^+(aq) + I^-(aq)$) à $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ et celui avec ($K^+(aq) + I^-(aq)$) à $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$.

Déclenchement simultané des 2 expériences

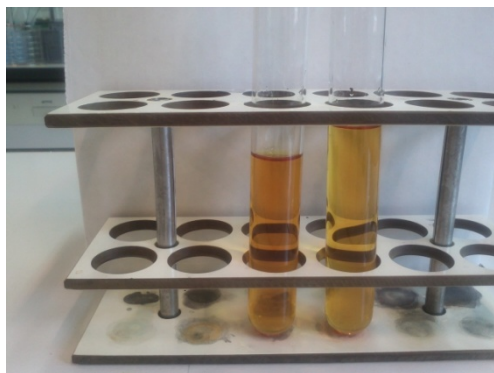


Photo après 240 s

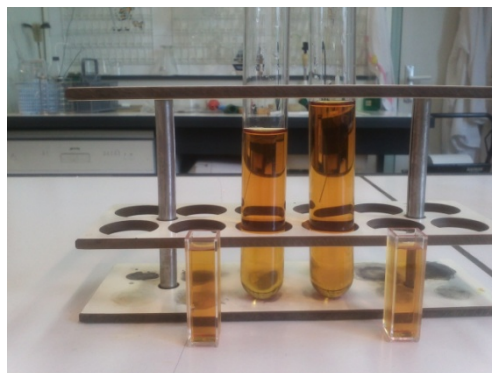


Photo après 1200s

d. Que semble-t-on remarquer à propos des systèmes chimiques dans l'état final ? Y a-t-il des similitudes ?

5. Exploitation

Afficher les deux courbes obtenues sur un même graphique, et déterminer, à l'aide des fonctions de la calculatrice :

- la valeur de l'absorbance dans l'état final pour le mélange n°1 : $A_{\text{final}(1)} = \dots\dots\dots$
- la valeur de l'absorbance dans l'état final pour le mélange n°2 : $A_{\text{final}(2)} = \dots\dots\dots$
- le temps de demi réaction pour le mélange 1 : $t_{1/2(1)} = \dots\dots$
- le temps de demi réaction pour le mélange 2 : $t_{1/2(2)} = \dots\dots$

Pour cela, cliquer sur l'étiquette du graphique à afficher : sélectionner **Tout**.

Utiliser les curseurs de données pour compléter les valeurs demandées :

Clic-droit dans la zone graphique ; choisir **1 : Analyser**, **1 : Interpoler**. Lire alors, par déplacement du curseur le long des courbes, les coordonnées du point.

6. Résultats

1) Tableau d'évolution

Afin de prévoir la valeur de l'absorbance des mélanges dans l'état final, compléter le tableau d'évolution de la réaction pour les concentrations effectives des espèces. Prendre les quantités initiales du 1^{er} mélange.

Tableau d'évolution

		$\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} + 2\text{I}^-_{(\text{aq})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{I}_{2(\text{aq})}$				
	Concentrations en mol.L ⁻¹	C1	C2	-	-	C3
EI	$x = 0$	$2,1 \cdot 10^{-3}$	0,238	-	-	0
intermédiaire	x			-	-	
EF	$x_{\text{max}} = 4,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$	0		-	-	

En déduire la valeur de la concentration de diiode dans l'état final : $[\text{I}_2]_{\text{final}} = \dots\dots\dots \text{mol.L}^{-1}$.

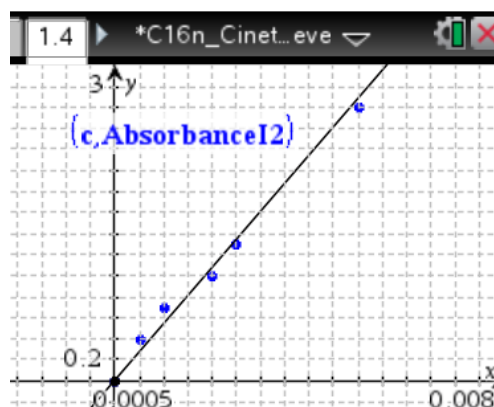
2) Vérification expérimentale

Avec les valeurs relevées pour l'Absorbance dans l'état final, déterminer la valeur de $[\text{I}_2]$ d'après la courbe d'étalonnage.

$$[\text{I}_2]_{\text{final}} = \dots\dots\dots \text{mol.L}^{-1}$$

Comparer avec la valeur de la question précédente.

En déduire alors si la réaction est totale ou limitée.



3) Comparaison des deux expériences

Comparer les cinétiques des deux réactions, d'après les résultats obtenus.