

TP01 : suivi de la cinétique d'une réaction chimique par titrage

1. But du TP

- Généralités :

La réaction chimique étudiée est l'oxydation des ions iodures I^- par le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 (eau oxygénée) en milieu acide.

L'équation de cette réaction (1) s'écrit :



C'est une réaction lente à la température ambiante ; il est donc possible de déterminer la vitesse de réaction.

Le diiode sera dosé à différents instants par une solution de thiosulfate de sodium ($2 \text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) (réaction (2))

couples : I_2/I^- et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

L'étude permet de suivre l'apparition de I_2 dans le temps. Il est donc possible de connaître l'avancement x de la réaction et donc de déterminer la vitesse de la réaction.

2. Manipulation

1. PREPARER LE DOSAGE :

- Préparer une burette de solution de thiosulfate de sodium ($2 \text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) de concentration
 $C_1 = 4,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Mettre dans un bêcher de 100 mL , 40 ml d'eau glacée et le placer dans un cristalliseur contenant de la glace

2. PREPARATION DU MELANGE REACTIONNEL

Dans le bêcher

* Verser 100 mL de la solution d'iodure de potassium ($\text{K}^+ + \text{I}^-$) de $C_2 = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

* Verser 6 mL de la solution d'acide sulfurique de $C = 6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

* **Déclencher les chronomètres** à l'instant où l'on ajoute les 100 mL de la solution d'eau oxygénée à $C_3 = 5,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

3. REALISATION DES PRELEVEMENTS (AU BUREAU)

* Prélever 10 mL du mélange réactionnel et le placer dans un bêcher

4. REALISATION DES TREMPES

A L'instant t déterminé pour chaque groupe , on verse le mélange dans l'eau glacée : c'est la **trempe**.

5. DOSAGE DES PRELEVEMENTS REFRIGERES

Attention : un seul dosage est possible donc pas de dosage rapide

solution titrante : $2 \text{ Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ de $C_1 = 4,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

indicateur coloré : empois d'amidon qui colore en bleu-nuit la solution lorsque le diiode est présent

Relever la valeur du volume équivalent :

3. Questions

Rassembler les résultats de chaque groupe et compléter le tableau suivant :

N°	1	2	3	4	5	6	7	8
t (s)	60	180	270	360	510	720	1080	1800
t (min)	1	3	4,5	6	8,5	12	18	30
V (S ₂ O ₃ ²⁻) _{eq} en mL								
[I ₂]								

1. Calculez les concentrations initiales $[\text{I}]_0$ et $[\text{H}_2\text{O}_2]_0$ dans le mélange réactionnel.
2. établir le tableau d'avancement de la réaction (1) à l'instant t et à l'état final , on notera x l'avancement, et x_f l'avancement à l'état final. En déduire le réactif limitant.
3. Déduire $[\text{I}_2]_{\text{final}}$, la concentration en I_2 lorsque la réaction est terminée.
4. Pourquoi verse-t-on ce prélèvement de 10 mL dans 100 mL d'eau glacée ?
5. Ecrire l'équation de la réaction de dosage (2)
6. Etablir le tableau d'avancement à l'équivalence on notera x' l'avancement et x'_{eq} l'avancement à l'équivalence.
7. Exprimer alors $[\text{I}_2]$ à la date t, en fonction de V_{eq} , volume versé de thiosulfate à l'équivalence pour le dosage de I_2 .
8. Définir la vitesse instantanée volumique de réaction. Quelle relation existe-t-il entre vitesse et $[\text{I}_2]$?
9. Tracer la représentation graphique $[\text{I}_2] = f(t)$.
10. Déterminez graphiquement la vitesse instantanée volumique de réaction à $t = 1 \text{ min}$, 6 min , 18 min .