



Les transformations chimiques ne se produisent pas instantanément.
Comment évaluer leur durée ? Est-il possible de la modifier ?

A. Observer des réactions lentes et rapides

TRANSFORMATION ① :

- Introduire $v = 10\text{mL}$ d'une solution aqueuse de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) acidifiée ($c = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$) dans un bécher de 50mL et le placer sous agitation magnétique.
- Ajouter $v' = 10\text{mL}$ d'une solution de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 ($c' = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{mol.L}^{-1}$) dans le bécher et déclencher au même moment le chronomètre.
- Relever la durée nécessaire pour observer la décoloration totale de la solution.



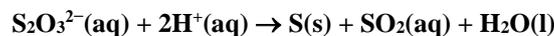
TRANSFORMATION ② :

Recommencer l'expérience en remplaçant la solution de peroxyde d'hydrogène par $v' = 10\text{mL}$ d'une solution aqueuse d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($c' = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{mol.L}^{-1}$).

1. Écrire l'équation d'oxydation du peroxyde d'hydrogène H_2O_2 par les ions permanganate MnO_4^- (voir rappels sur les réactions rédox au dos). Les couples rédox sont : $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{O}_2(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$
2. Écrire l'équation d'oxydation de l'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ par les ions permanganate MnO_4^- . Les couples rédox sont : $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{CO}_2(\text{aq}) / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq})$
3. Calculer les quantités de matières initiales pour chaque transformation : quel est le réactif en défaut ?
4. Parmi les espèces mises en jeu, seuls les ions permanganate colorent le milieu. Expliquer pourquoi la durée nécessaire à la décoloration de la solution coïncide avec la durée de réaction.
5. Quelle est la transformation chimique la plus rapide ?

B. Modifier la durée d'une réaction

En milieu acide, les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ réagissent entre eux. Cette transformation produit du soufre solide S sous forme de particules très fines, et du dioxyde de soufre :



TRANSFORMATION ① :

- Dans un bêtecher de 100mL , ajouter un volume $V_1 = 10,0\text{mL}$ de solution de thiosulfate de sodium ($C_1 = 0,20 \text{mol.L}^{-1}$). Compléter avec un volume d'eau $V_{\text{eau}} = 40,0\text{mL}$.
- Placer une feuille blanche sous le bécher après y avoir dessiné une croix au feutre noir.
- Verser un volume $V_2 = 5,0\text{mL}$ d'acide chlorhydrique ($C_2 = 1,0 \text{mol.L}^{-1}$) dans le bêtecher et déclencher au même moment le chronomètre.
- Agiter en utilisant la baguette en verre. Noter la durée Δt au bout de laquelle la croix n'est plus visible.

On assimilera la durée de réaction à la durée nécessaire à la disparition de la croix.

Réaliser alors la transformation ②.

Transformation n°	①	②	③
V_1 (mL)	10,0	30,0	
V_2 (mL)	5,0	5,0	
V_{solvant} (mL)	eau : 40,0	eau : 20,0	
Δt (s)			
$[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]_0$ (mol.L ⁻¹)			
température (°C)			

1. Pourquoi la croix n'est-elle plus visible après un temps suffisamment long ?
2. Pour quelle raison doit-on utiliser des bêtechers identiques contenant le même volume total et observer dans les mêmes conditions ?
3. Calculer, pour chaque essai, la concentration initiale $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]_0$ en ions thiosulfate dans le mélange. Présenter sur l'application numérique pour la transformation ①.
4. Quelle est l'influence de la concentration initiale en ions thiosulfate sur la durée nécessaire à la disparition de la croix ?
5. Modifier le protocole de l'expérience ② pour étudier l'influence de la température sur la durée de la réaction. Matériel à disposition : thermomètre, glace, cristallisoir. Le réaliser (transformation ③) et conclure.