

Thème 1 : Constitution et transformation de la matière

Partie 2A. Evolution temporelle des systèmes chimiques

CHAP 04-ACT EXP Facteurs cinétiques

1. OBJECTIF

Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour mettre en évidence quelques paramètres influençant l'évolution temporelle d'une réaction chimique : concentration, température, ...

Produits :

- acide chlorhydrique : $\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ ($1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)
- thiosulfate de sodium : $2\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ ($C_0 = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)
- acide sulfurique concentré : $2\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$
- acide oxalique : $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{l})$ ($0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)
- solution de permanganate de potassium : $\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$ ($0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

2. DILUTION

2.1. Préparation d'une solution S₁ de thiosulfate de concentration C₁ = 0,05 mol.L⁻¹

Données :

Relation de la dilution :

$$C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$$

Avec : C_0 , la concentration de la solution de départ ; V_0 , le volume de la solution de départ à prélever :

C_1 , la concentration de la solution diluée et V_1 , le volume total final de la solution diluée

On a aussi : $F = \frac{C_0}{C_1} = \frac{V_1}{V_0}$ Avec F , le facteur de dilution, toujours supérieur à 1 et sans unités

a) Calculer le volume V_0 à prélever d'une solution aqueuse de thiosulfates dont la concentration est de $C_0 = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, pour préparer 50 mL d'une solution dont la concentration en ions thiosulfates est de $C_1 = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b) Etablir le mode opératoire à réaliser pour préparer cette solution (Verrerie, méthode.....)

AIDE : Il faut utiliser la fiole jaugée ainsi qu'une pipette jaugée

c) Préparer soigneusement cette solution appelée S₁

Appeler le pro pour vérification

2.2. Préparation d'une solution S₂ de thiosulfate de concentration C₂ = 0,02 mol.L⁻¹

a) Quel est le facteur de dilution relatif au passage de la solution initiale de concentration $C_0 = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à la solution S₂ de concentration $C_2 = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

b) A l'aide du facteur de dilution, calculer le volume à prélever pour fabriquer 50 mL de solution S₂

c) Préparer soigneusement cette solution S₂

3. INFLUENCE DES CONCENTRATIONS MOLAIRES INITIALES DES REACTIFS : Exemple de la dismutation des ions thiosulfates en milieu acide

3.1. Equation d'oxydoréduction

a) Donner la définition d'un oxydant ? D'un réducteur ?

b) Dans un couple d'oxydoréduction de quel côté du signe « / » est placé l'oxydant, le réducteur ?

c) Soit les couples suivants :

- Ions thiosulfates/ soufre : $S_2O_3^{2-}(aq)/S(s)$
- Dioxyde de soufre / ions thiosulfates $SO_2(aq)/S_2O_3^{2-}(aq)$

- Que pouvez-vous dire des ions thiosulfates ?

- Quelle définition pouvez-vous donner de la dismutation ?

d) - Ecrire la $\frac{1}{2}$ équation d'oxydoréduction de la réduction des ions thiosulfates (couple : $S_2O_3^{2-}(aq)/S(s)$).

- Ecrire la $\frac{1}{2}$ équation d'oxydoréduction de l'oxydation des ions thiosulfates (couple : $SO_2(aq)/S_2O_3^{2-}(aq)$)

- Ecrire le bilan de l'oxydoréduction

Aide : On peut utiliser les ions H^+ et l'eau H_2O pour équilibrer les $\frac{1}{2}$ équations

3.2. 1^{ère} Expérience

- L'apparition d'un précipité jaune de soufre (S) permet d'observer l'avancement de la réaction.

- Avant le début de l'expérience, placer sous le bécher (vide) une feuille de papier avec un trait bleu (au feutre)

: on pourra ainsi apprécier qualitativement l'opacité de la solution obtenue.

Mélanger dans un bécher de 100 mL :

- 10 mL d'acide chlorhydrique (prélevée à l'aide de l'éprouvette graduée)

- 50 mL de la solution de thiosulfate de concentration $C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

- Déclencher simultanément le chronomètre.

- Arrêter le chronomètre lorsqu'on ne distingue plus le trait bleu et noter le temps t_1 .

3.3. 2^{ème} Expérience

Recommencer l'opération précédente avec :

- 10 mL d'acide chlorhydrique (prélevée à l'aide de l'éprouvette graduée)

- 50 mL de la solution de thiosulfate de concentration $C_1 = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$

- Déclencher simultanément le chronomètre.

- Arrêter le chronomètre lorsqu'on ne distingue plus le trait bleu et noter le temps t_2

3.4. 3^{ème} Expérience

Recommencer l'opération précédente avec :

- 10 mL d'acide chlorhydrique (prélevée à l'aide de l'éprouvette graduée)

- 50 mL de la solution de thiosulfate (prélevée à l'aide de l'éprouvette graduée) de concentration $C_2 = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$

- Déclencher simultanément le chronomètre.

- Arrêter le chronomètre lorsqu'on ne distingue plus le trait bleu et noter le temps t_3

3.5. Conclusion

Rédiger une conclusion sur l'influence des concentrations molaires initiales des réactifs sur la cinétique d'une réaction.

4. INFLUENCE DE LA TEMPERATURE

4.1. Manipulation

- Préparer 3 tubes à essais contenant chacun $\frac{1}{3}$ de solution d'acide oxalique $H_2C_2O_4$ à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$

- Rajouter environ 1 mL d'acide sulfurique concentré (à l'aide de la pipette en plastique)

- Placer un des tubes dans un bécher qui contient de l'eau chaude.

- Placer un autre tube dans un bécher qui contient de l'eau froide.
 - Le troisième sera gardé à température ambiante.
 - Ajouter rapidement dans le 1^{er} tube environ 10 gouttes d'une solution de permanganate de potassium ($K^+_{(aq)} + MnO4^-_{(aq)}$) à $0,02 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, boucher rapidement le tube et homogénéiser puis déclencher le chronomètre
- Noter sur votre rapport le temps de décoloration du permanganate de potassium
- Refaire la manipulation avec les autres tubes

4.2. Questions

- Observer et noter l'évolution de la couleur dans chaque tube.
- Rédiger une conclusion sur l'influence de la température sur la cinétique d'une réaction ?
- Écrire les $\frac{1}{2}$ équations d'oxydoréduction puis l'équation bilan de la réaction.

Les couples mis en jeu sont :

dioxyde de carbone/ acide oxalique	$CO_{2(g)} / H_2C_2O_{4(l)}$
ion permanganate/ ion manganate	$MnO_{4^-}_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$

5. INFLUENCE DE LA SURFACE DE CONTACT D'UN REACTIF SOLIDE

5.1 principe

On étudie l'oxydation du fer par le diiode, d'équation-bilan :



La réaction se produit par contact entre le fer et les molécules de diiode, à la surface du métal.

On peut suivre l'influence de la surface de contact du fer en observant la décoloration de la solution associée à la disparition des molécules de diiode.

5.2 mode opératoire

- verser environ 3 ml d'une solution de diiode à $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ dans 2 tubes à essais.
- Ajouter dans l'un, un clou en fer et dans l'autre une spatule de poudre de fer (la masse de fer doit être équivalente).
- Observer avec quelle vitesse la décoloration de la solution s'effectue.

5.3 exploitation

conclure sur l'influence de la surface de contact d'un réactif solide sur la vitesse d'une réaction chimique.