

Partie Comprendre : Lois et modèles

CHAP 09-ACT EXP Facteurs cinétiques

Objectifs :

- 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 : $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(l)$ ($0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)
- solution de permanganate de potassium : $\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$ ($0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

1. DILUTION

1.1. Préparation d'une solution S_1 de thiosulfate de concentration $C_1 = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

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 S_1

Appeler le prof pour vérification

1.2. Préparation d'une solution S_2 de thiosulfate de concentration $C_2 = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

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 S_2 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 S_2

c) Préparer soigneusement cette solution S_2

2. INFLUENCE DES CONCENTRATIONS MOLAIRES INITIALES DES REACTIFS :

Exemple de la dismutation des ions thiosulfates en milieu acide

2.1. 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

2.2. 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 une croix dessinée au feutre noir : 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 la croix noire et noter le temps t_1 .

2.3. 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

2.4. 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.

3. INFLUENCE DE LA TEMPERATURE

3.1 Manipulation

- Préparer 3 tubes à essais contenant chacun 1/3 de solution d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$
- Rajouter environ 1 mL d'acide sulfurique concentré (à l'aide de la pipette en plastique)

☠ Attention : la manipulation de l'acide sulfurique concentré nécessite le port des gants et des lunettes de protection.

- Placer un des tubes dans un bécher qui contient de l'eau chaude (chauffée à l'aide d'une bouilloire)
- Placer un autre tube dans un bécher qui contient de l'eau froide
- Le troisième sera gardé à température ambiante.
- Ajouter dans chaque tube environ 10 gouttes d'une solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$. Agiter puis observer.

3.2. 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.

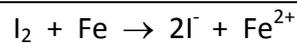
Les couples mis en jeu sont : dioxyde de carbone/ acide oxalique $\text{CO}_{2(g)} / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4(l)}$

ion permanganate/ ion manganate $\text{MnO}_4^-_{(aq)} / \text{Mn}^{2+}_{(aq)}$.

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

a) 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.

b) 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.

c) exploitation

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