

Transformations lentes et rapides

Niveau : 2ème Bac Sciences Physiques et Chimiques

Prof : AIT MAMA MOHAMED

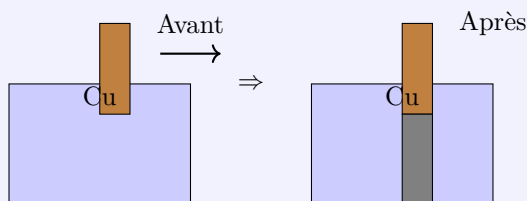
Sommaire

- I. Réactions d'oxydoréduction
- II. Transformations lentes et rapides
- III. Facteurs cinétiques
- IV. Applications pratiques
- V. Exercices avec solutions

1 Réactions d'oxydoréduction

1.1 Expérience fondamentale

Expérience Cu/AgNO



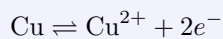
Observations :

- Dépôt d'argent sur la plaque de cuivre
- Solution bleue (ions Cu^{2+})

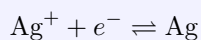
1.2 Demi-équations et bilan

Équations redox

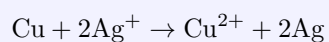
Oxydation :



Réduction :



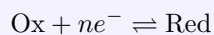
Bilan :



1.3 Généralisation

Couples redox

Pour tout couple Ox/Red :



Oxydant : Espèce qui capte des électrons

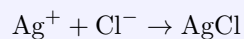
Réducteur : Espèce qui cède des électrons

2 Transformations lentes et rapides

2.1 Transformations rapides

Caractéristiques

- Durée très courte (< 1 s)
- Impossible à suivre à l'œil nu
- Exemple : Précipitation de AgCl



2.2 Transformations lentes

Caractéristiques

- Durée observable (de quelques secondes à plusieurs heures)
- Évolution visible
- Exemple : Oxydation des ions I^- par H_2O_2

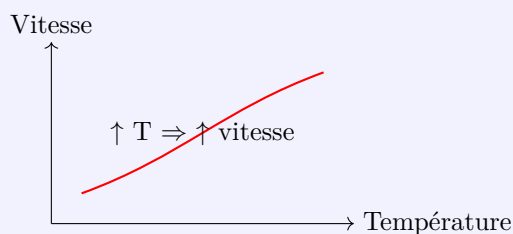


(Coloration brune progressive)

3 Facteurs cinétiques

3.1 Influence de la température

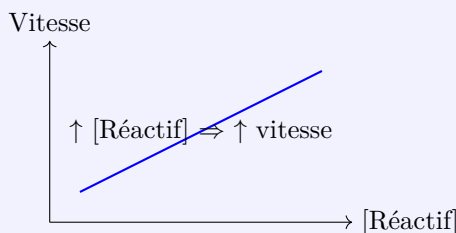
Effet de la température



Règle empirique : $\times 2$ à $\times 4$ pour $\Delta T = +10^\circ\text{C}$

3.2 Influence de la concentration

Effet des concentrations



Loi cinétique générale : $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$

4 Applications pratiques

4.1 Accélération des réactions

Exemples industriels

- Synthèse de NH_3 (procédé Haber-Bosch) à haute température
- Cuisson sous pression (autocuiseur)
- Catalyseurs industriels

4.2 Ralentissement des réactions

Conservation des produits

- Réfrigération (4°C) et congélation (-18°C)
- Cryogénie (-196°C avec N_2 liquide)
- Lyophilisation

5 Exercices avec solutions

5.1 Exercice 1

Exercice 1

Attaque d'un clou en fer (1,5 g) par 50 mL d'acide (H^+ 2,0 mol/L).

1. Écrire l'équation bilan et identifier les couples.
2. Faire le bilan initial.
3. Le clou est-il entièrement détruit ?
4. Quantités finales ?
5. Volume de H_2 dégagé ?
6. Concentrations finales ?

Solution Exercice 1

- $\text{Fe} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$
Couples : Fe^{2+}/Fe et H^+/H_2
- $n(\text{Fe}) = \frac{1,5}{55,8} \approx 0,027 \text{ mol}$
 $n(\text{H}^+) = 0,05 \times 2 = 0,1 \text{ mol}$
- Le fer est limitant (0,027 mol vs 0,05 mol nécessaire)
- Final :
 $n(\text{Fe}^{2+}) = 0,027 \text{ mol}$
 $n(\text{H}^+) = 0,1 - 2 \times 0,027 = 0,046 \text{ mol}$
 $n(\text{H}_2) = 0,027 \text{ mol}$
- $V(\text{H}_2) = 0,027 \times 24 \approx 0,65 \text{ L}$
- $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{0,027}{0,05} = 0,54 \text{ mol/L}$
 $[\text{H}^+] = \frac{0,046}{0,05} = 0,92 \text{ mol/L}$

5.2 Exercice 2**Exercice 2**

Réaction entre H_2O_2 (10 mL, 0,5 mol/L) et KI (20 mL, 0,8 mol/L).

- Identifier les couples et écrire les demi-équations.
- Équation bilan.
- Observation visuelle.
- Tableau d'avancement et réactif limitant.
- Quantité de I_2 formé.
- Effet d'une augmentation de concentration.
- Effet d'un bain glacé.

Solution Exercice 2

- Couples : $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ et I_2/I^-
 $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2e^-$
- $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- Apparition progressive d'une coloration brune (I_2)
- $n(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,005 \text{ mol}$
 $n(\text{I}^-) = 0,016 \text{ mol}$
 $x_{\max} = 0,005 \text{ mol}$ (H_2O_2 limitant)
- $n(\text{I}_2) = 0,005 \text{ mol}$
- Réaction plus rapide (concentration $\uparrow$)
- Réaction plus lente (température $\downarrow$)

5.3 Exercice 3**Exercice 3**

Attaque de zinc (2 g) par HCl en excès.

- Équation bilan.
- Tableau d'avancement et $x_{\max}$.
- Volume de H_2 produit.
- Masse de ZnCl_2 formée.

Solution Exercice 3

1. $\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$
2. $n(\text{Zn}) = \frac{2}{65,4} \approx 0,0306 \text{ mol}$
 $x_{\text{max}} = 0,0306 \text{ mol}$
3. $V(\text{H}_2) = 0,0306 \times 25 \approx 0,765 \text{ L}$
4. $m(\text{ZnCl}_2) = 0,0306 \times (65,4 + 2 \times 35,5) \approx 4,17 \text{ g}$

5.4 Exercice 4**Exercice 4**

Dosage du diiode par thiosulfate (20 mL de I_2 avec 24,2 mL de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ 0,2 mol/L).

1. Équation de dosage et identification des espèces.
2. Définition de l'équivalence.
3. Relation à l'équivalence.
4. Concentration en I_2 .
5. Masse de I_2 dans 200 mL.
6. Concentrations à l'équivalence.

Solution Exercice 4

1. $2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{I}^-$
Oxydant : I_2 / Réducteur : $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
2. À l'équivalence, les réactifs sont en proportions stœchiométriques
3. $n(\text{I}_2) = \frac{1}{2}n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$
4. $[\text{I}_2] = \frac{0,2 \times 0,0242}{2 \times 0,02} = 0,121 \text{ mol/L}$
5. $m(\text{I}_2) = 0,121 \times 0,2 \times 253,8 \approx 6,14 \text{ g}$
6. $[\text{I}^-] = 0,121 \text{ mol/L}$
 $[\text{S}_4\text{O}_6^{2-}] = 0,0605 \text{ mol/L}$

Fin de la séance - Bon travail !