

Transformations chimiques réversibles

Niveau : 2ème Bac Sciences Physiques et Chimiques

Prof : AIT MAMA MOHAMED

Sommaire

- I. Réactions acido-basiques
- II. Définition et mesure du pH
- III. Avancement d'une réaction
- IV. Équilibre chimique
- V. Exercices avec solutions

1 Réactions acido-basiques

1.1 Définition de Brønsted

Acides et bases

- **Acide** : Espèce capable de céder un proton H^+
- **Base** : Espèce capable de capter un proton H^+

1.2 Couples acide-base

Exemples de couples

Couple	Acide	Base
CH_3COOH/CH_3COO^-	CH_3COOH	CH_3COO^-
NH_4^+/NH_3	NH_4^+	NH_3
H_3O^+/H_2O	H_3O^+	H_2O

2 Définition et mesure du pH

2.1 Définition du pH

Échelle de pH

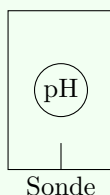
$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \quad (\text{en mol/L})$$

2.2 Mesure du pH

Techniques de mesure

- Papier pH (indicateur coloré)
- pH-mètre (mesure précise)



3 Avancement d'une réaction

3.1 Avancement final et maximal

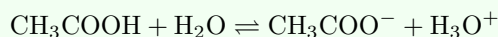
Notions clés

- $x_{\max}$: Avancement si réaction totale
- x_f : Avancement réel à l'équilibre
- Taux d'avancement : $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$

3.2 Exemple expérimental

Acide éthanoïque dans l'eau

Réaction :



Pour $\text{pH} = 3,1$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,1} \approx 7,94 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$x_f = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V$$

4 Équilibre chimique

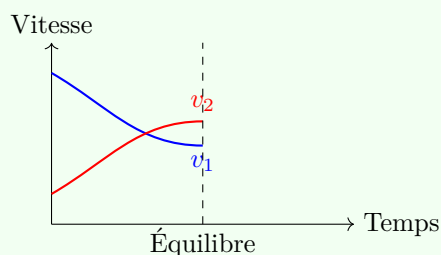
4.1 Équilibre dynamique

Caractéristiques

- Deux réactions opposées se produisent simultanément
- Les concentrations restent constantes à l'équilibre
- Vitesse de réaction directe = vitesse de réaction inverse

4.2 Interprétation microscopique

Visualisation



5 Exercices avec solutions

5.1 Exercice 1

Exercice 1 (Acide éthanóïque)

Solution S_0 : $C_0 = 5 \times 10^{-2}$ mol/L, $V_0 = 100$ mL, $\sigma_0 = 34,3$ mS/m

1. Calculer la masse m d'acide éthanóïque
2. Équation de la réaction et tableau d'avancement
3. Expression de τ_0 en fonction de $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$ et C_0
4. Calcul du pH et de τ_0
5. Comparaison avec S_1 ($C_1 = 5 \times 10^{-3}$ mol/L)

Solution Exercice 1

1. $m = C_0 \times V_0 \times M = 0,05 \times 0,1 \times 60 = 0,3$ g
2. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
3. $\tau_0 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{C_0}$
4. $\sigma = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}[\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-}[\text{CH}_3\text{COO}^-]$
 $34,3 \times 10^{-3} = (35 + 4,09) \times 10^{-3}[\text{H}_3\text{O}^+]$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] \approx 8,8 \times 10^{-4}$ mol/L
 $\text{pH} = -\log(8,8 \times 10^{-4}) \approx 3,06$
 $\tau_0 = \frac{8,8 \times 10^{-4}}{5 \times 10^{-2}} \approx 0,0176$ (1,76%)
5. Pour S_1 : $\tau_1 \approx 0,055$ (5,5%)
 Conclusion : τ augmente quand C diminue

5.2 Exercice 2

Exercice 2 (Nitrate d'ammonium)

Solution de NH_4NO_3 : $m = 8,0$ g, $V = 1,0$ L, $\text{pH} = 5,1$

1. Équation de dissolution
2. Réaction acido-basique et tableau d'avancement
3. Calcul de τ
4. Effet de la dilution ($\text{pH} = 5,3$ après dilution $\times 3$)

Solution Exercice 2

- $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$
- $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
- $n_{\text{NH}_4^+} = \frac{8}{80} = 0,1 \text{ mol}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,1} \approx 7,94 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$
 $\tau = \frac{7,94 \times 10^{-6}}{0,1} \approx 7,94 \times 10^{-5} \text{ (0,00794\%)}$
- Après dilution :
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,3} \approx 5,01 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$
Nouvelle concentration : $C' = \frac{0,1}{3} \approx 0,0333 \text{ mol/L}$
 $\tau' = \frac{5,01 \times 10^{-6}}{0,0333} \approx 1,5 \times 10^{-4} \text{ (0,015\%)}$
La dilution favorise la réaction directe (augmentation de τ)

5.3 Exercice 3**Exercice 3 (Mélange acide méthanoïque/éthanoate)**

Mélange : $n_1 = 2,50 \text{ mmol HCOOH}$, $n_2 = 5,00 \text{ mmol CH}_3\text{COONa}$, $V = 50,0 \text{ mL}$, $\sigma = 0,973 \text{ S/m}$

- Équation de la réaction et tableau
- Expression de σ et calcul de x_{eq}
- Concentrations à l'équilibre
- Calcul de τ

Solution Exercice 3

- $\text{HCOOH} + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{CH}_3\text{COOH}$
- $\sigma = \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} [\text{CH}_3\text{COO}^-] + \lambda_{\text{HCOO}^-} [\text{HCOO}^-] + \lambda_{\text{Na}^+} [\text{Na}^+]$
 $0,973 = (4,09 \times (5 - x) + 5,46 \times x + 5,01 \times 5) \times \frac{10^3}{50}$
Résolution donne $x_{\text{eq}} \approx 0,45 \text{ mmol}$
- $[\text{HCOO}^-] = \frac{0,45}{50} = 9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$
 $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{5-0,45}{50} = 91,1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$
 $[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{0,45}{50} = 9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$
- $\tau = \frac{0,45}{2,5} = 0,18 \text{ (18\%)} - \text{Réaction limitée}$

5.4 Exercice 4**Exercice 4 (Équilibre acide éthanoïque)**

Solution : $C_1 = 2,7 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, $V_1 = 100 \text{ mL}$, $\text{pH} = 3,7$

- Définition acide de Brønsted
- Identification couples acide-base
- Expression constante d'équilibre K
- Calculs d'avancement et τ_1

Solution Exercice 4

1. Acide = donneur de proton H^+
2. Couples : $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$
3. $K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$
4. $n_1 = 2,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$
 $x_{\text{max}} = 2,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,7} \approx 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$
 $x_f = 2,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$
 $\tau_1 = \frac{2,0 \times 10^{-5}}{2,7 \times 10^{-4}} \approx 0,074 \text{ (7,4\%)}$
Réaction très limitée

Fin de la séance - Bon travail !