

Exercice 1 : Evolution spontanée d'un mélange

Soit la réaction suivante : $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})} + \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-_{(\text{aq})} = \text{HCO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$

pK_A des couples acide/base : $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})}/\text{HCO}_2^-_{(\text{aq})}$ pK_{A1} = 3,8 ; $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}/\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}$ pK_{A2} = 4,2

1.

- Donner l'expression de K_{A1}, la constante d'acidité du couple $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})}/\text{HCO}_2^-_{(\text{aq})}$ puis donner sa valeur
- Donner l'expression de K_{A2}, la constante d'acidité du couple $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}/\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}$ puis donner sa valeur
- Donner l'expression de la constante d'équilibre K de la réaction entre l'acide méthanoïque HCO_2H et l'ion benzoate $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$
- Montrer que la constante d'équilibre K de la réaction peut s'exprimer en fonction des constantes d'acidité K_{A1} et K_{A2} ; calculer la valeur de K

2. On mélange :

- V₁ = 10,0 mL d'une solution d'acide méthanoïque HCO_2H de concentration C₁ = 1,0 · 10⁻² mol · L⁻¹
 - V₂ = 10,0 mL d'une solution de benzoate de sodium (Na⁺, $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$) de concentration C₂ = 1,0 · 10⁻² mol · L⁻¹
 - V₃ = 10,0 mL d'une solution d'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ de concentration C₃ = 5,0 · 10⁻³ mol · L⁻¹
 - V₄ = 10,0 mL d'une solution de méthanoate de sodium (Na⁺, HCO_2^-) de concentration C₄ = 5,0 · 10⁻³ mol · L⁻¹
- Calculer les concentrations $[\text{HCO}_2\text{H}]_{(\text{i})}$, $[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-]_{(\text{i})}$, $[\text{HCO}_2^-]_{(\text{i})}$, et $[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_{(\text{i})}$ dans le mélange initial (avant réaction) puis en déduire la valeur du quotient de réaction dans l'état initial
- Comment va évoluer spontanément ce système chimique ?

Exercice 2 :

On considère le mélange constitué par les 4 solutions aqueuses suivantes :

- V₁ = 10,0 mL de solution aqueuse d'acide méthanoïque HCO_2H de concentration C₁ = 2,0 · 10⁻² mol · L⁻¹
- V₂ = 30,0 mL de solution aqueuse de méthanoate de sodium (Na⁺, HCO_2^-) de concentration C₂ = 1,0 · 10⁻² mol · L⁻¹
- V₃ = 25,0 mL de solution aqueuse d'acide propanoïque $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ de concentration C₃ = 4,0 · 10⁻² mol · L⁻¹
- V₄ = 5,0 mL de solution aqueuse de propanoate de sodium (Na⁺, $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-$) de concentration C₄ = 1,0 · 10⁻² mol · L⁻¹

Données : $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})}/\text{HCO}_2^-_{(\text{aq})}$: pK_A = 3,75 ; $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}/\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}$: pK_A = 4,87

On modélise la transformation par l'équation : $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})} + \text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-_{(\text{aq})} = \text{CO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$

1. Exprimer, puis calculer la constante d'équilibre de la réaction
2. Comment va évoluer spontanément le système chimique ?

Exercice 3

On prépare le mélange suivant :

- $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanóique $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ de concentration $C_1 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $V_2 = 5,0 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure d'ammonium (NH_4^+ , Cl^-) de concentration $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $V_3 = 5,0 \text{ mL}$ d'une solution d'éthanoate de sodium (Na^+ , CH_3CO_2^-) de concentration $C_3 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $V_4 = 10,0 \text{ mL}$ d'une solution d'ammoniaque NH_3 de concentration $C_4 = 10 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Données : Couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-$: $\text{pK}_\text{A} = 4,8$; Couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$: $\text{pK}_\text{A} = 9,2$

- Préciser le sens d'évolution spontanée de ce système chimique.