

Fiche 5 : Les réactions acido-basiques

Exercice 1

Pour chaque réaction suivante, écrire l'équation de la réaction après avoir donné les demi-équations acido-basiques. Indiquer les couples acide/base intervenant au cours de la réaction

1. Réaction entre l'ammoniaque NH_3 et l'ion hydronium H_3O^+ de l'acide chlorhydrique
2. Réaction entre l'ion ammonium NH_4^+ et l'ion hydroxyde HO^- de la soude.
3. Réaction entre le vinaigre (contenant $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$) et la soude (contenant l'ion HO^-)

Exercice 2

Une alimentation trop acide peut provoquer des aigreurs d'estomac ; pour neutraliser cet excès d'acidité, on prépare une solution en dissolvant du bicarbonate de soude dans de l'eau ; on obtient alors une solution contenant l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- qui peut réagir avec les ions H_3O^+

Couples acide/base: $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^- ; \text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$

- Écrire l'équation de la réaction entre l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- et les ions H_3O^+

Exercice 3

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 = $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol·L⁻¹

V₂ = 10,0 mL d'une solution de benzoate de sodium ($\text{Na}^+, \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$) de concentration

C₂ = $1,0 \cdot 10^{-2}$ 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 = $5,0 \cdot 10^{-3}$ mol·L⁻¹

V₄ = 10,0 mL d'une solution de méthanoate de sodium ($\text{Na}^+ ; \text{HCO}_2^-$) de concentration

C₄ = $5,0 \cdot 10^{-3}$ mol·L⁻¹

- Calculer les concentrations $[\text{HCO}_2\text{H}]_{(i)}$, $[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-]_{(i)}$, $[\text{HCO}_2^-]_{(i)}$, et $[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_{(i)}$ 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 4

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

$V_1 = 10,0$ mL de solution aqueuse d'acide méthanoïque HCO_2H de concentration $C_1 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$V_2 = 30,0$ mL de solution aqueuse de méthanoate de sodium (Na^+ ; HCO_2^-) de concentration $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

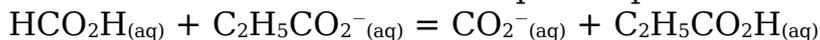
$V_3 = 25,0$ mL de solution aqueuse d'acide propanoïque $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ de concentration $C_3 = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$V_4 = 5,0$ mL de solution aqueuse de propanoate de sodium (Na^+ , $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-$) de concentration $C_4 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Données : $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})} / \text{HCO}_2^-_{(\text{aq})} : \text{p}K_A = 3,75 ;$

$\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})} / \text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-_{(\text{aq})} : \text{p}K_A = 4,87$

On modélise la transformation par l'équation :



1. Exprimer, puis calculer la constante d'équilibre de la réaction

2. Comment va évoluer spontanément le système chimique ?

Exercice 5

On prépare le mélange suivant :

$V_1 = 10,0$ mL d'une solution d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ de concentration $C_1 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$V_2 = 5,0$ mL d'une solution de chlorure d'ammonium (NH_4^+ , Cl^-) de concentration $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$V_3 = 5,0$ mL d'une solution d'éthanoate de sodium (Na^+ , CH_3CO_2^-) de concentration $C_3 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$V_4 = 10,0$ mL d'une solution d'ammoniaque NH_3 de concentration $C_4 = 10 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Données : Couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^- : \text{p}K_A = 4,8 ;$

Couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3 : \text{p}K_A = 9,2$

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