

## 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  $\text{NH}_3$  et l'ion hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  de l'acide chlorhydrique
2. Réaction entre l'ion ammonium  $\text{NH}_4^+$  et l'ion hydroxyde  $\text{HO}^-$  de la soude.
3. Réaction entre le vinaigre (contenant  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ ) et la soude (contenant l'ion  $\text{HO}^-$ )

### 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  $\text{HCO}_3^-$  qui peut réagir avec les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$

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  $\text{HCO}_3^-$  et les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$

### 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<sub>A</sub> des couples acide/base** :  $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})}/\text{HCO}_2^-_{(\text{aq})}$  pK<sub>A1</sub> = 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<sub>A2</sub> = 4,2

1.

- Donner l'expression de K<sub>A1</sub>, 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<sub>A2</sub>, 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  $\text{HCO}_2\text{H}$  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<sub>A1</sub> et K<sub>A2</sub> ; calculer la valeur de K

2. On mélange :

V<sub>1</sub> = 10,0 mL d'une solution d'acide méthanoïque  $\text{HCO}_2\text{H}$  de concentration

C<sub>1</sub> =  $1,0 \cdot 10^{-2}$  mol·L<sup>-1</sup>

V<sub>2</sub> = 10,0 mL d'une solution de benzoate de sodium ( $\text{Na}^+, \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$ ) de concentration

C<sub>2</sub> =  $1,0 \cdot 10^{-2}$  mol·L<sup>-1</sup>

V<sub>3</sub> = 10,0 mL d'une solution d'acide benzoïque  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$  de concentration

C<sub>3</sub> =  $5,0 \cdot 10^{-3}$  mol·L<sup>-1</sup>

V<sub>4</sub> = 10,0 mL d'une solution de méthanoate de sodium ( $\text{Na}^+ ; \text{HCO}_2^-$ ) de concentration

C<sub>4</sub> =  $5,0 \cdot 10^{-3}$  mol·L<sup>-1</sup>

- 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  $\text{HCO}_2\text{H}$  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 ( $\text{Na}^+$ ;  $\text{HCO}_2^-$ ) de concentration  $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

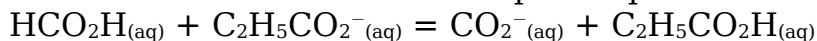
$V_3 = 25,0$  mL de solution aqueuse d'acide propanoïque  $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$  de concentration  $C_3 = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$V_4 = 5,0$  mL de solution aqueuse de propanoate de sodium ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-$ ) 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 ( $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ) 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 ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ ) 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  $\text{NH}_3$  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.