



## Les réactions acidobasiques

### Exercices

#### 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:**  $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-$  ;  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$

- Ecrire 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)
  - 1.1. 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
  - 1.2. 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
  - 1.3. 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  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$
  - 1.4. 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 :

$V_1 = 10,0$  mL d'une solution d'acide méthanoïque  $\text{HCO}_2\text{H}$  de concentration  $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>

$V_2 = 10,0$  mL d'une solution de benzoate de sodium ( $\text{Na}^+, \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$ ) de concentration  $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>

$V_3 = 10,0$  mL d'une solution d'acide benzoïque  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$  de concentration  $C_3 = 5,0 \cdot 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup>

$V_4 = 10,0$  mL d'une solution de méthanoate de sodium ( $\text{Na}^+ ; \text{HCO}_2^-$ ) de concentration  $C_4 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

**2.1.** 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

**2.2.** 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  $C_1 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$V_2 = 30,0$  mL de solution aqueuse de méthanoate de sodium ( $\text{Na}^+ ; \text{HCO}_2^-$ ) de concentration  $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

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

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

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

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

**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  $C_1 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$V_2 = 5,0$  mL d'une solution de chlorure d'ammonium ( $\text{NH}_4^+, \text{Cl}^-$ ) de concentration  $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$V_3 = 5,0$  mL d'une solution d'éthanoate de sodium ( $\text{Na}^+, \text{CH}_3\text{CO}_2^-$ ) de concentration  $C_3 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$V_4 = 10,0$  mL d'une solution d'ammoniaque  $\text{NH}_3$  de concentration  $C_4 = 10 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

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

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