

## TD 2 Chimie :



Ce fichier est préparé par **Compil'Court** d'ENSA Agadir.  
∇ error found ∈ doc : contact us on [discord](#).  
Let's make ENSA AGADIR great again!

### Exercice 01

La mesure du pH d'une solution d'acide benzoïque  $C_6H_5COOH$  de concentration  $10^{-2}mol/l$  donne  $pH=3,1$ .

1. Montrer que l'acide est un acide faible
2. Calculer la concentration des espèces en solution
3. Déterminer le  $pK_A$  ( $C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$ )

### Corrigé :

1. On suppose que l'acide est fort.

donc  $pH = -\log(C_0) = -\log(10^{-2}) = 2 \neq 3,1$

Ce qui est absurde, donc l'acide est faible.

2. a. Pour  $H_3O^+$  : on a  $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,1} = 7,94 \cdot 10^{-4} mol/l$

b. Pour  $OH^-$  : on a  $[H_3O^+].[OH^-] = K_e$ , donc :

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 10^{pH-pK_e} = 10^{3,1-14} = 10^{-10,9} = 1,26 \cdot 10^{-11} mol/l$$

c. Pour  $C_6H_5COO^-$ . on a par neutralité de solution :

$$[C_6H_5COO^-] + [OH^-] = [H_3O^+] \iff [C_6H_5COO^-] = -[OH^-] + [H_3O^+]$$

AN :  $[C_6H_5COO^-] = 7,94 \cdot 10^{-4} mol/l$  b. Pour  $C_6H_5COOH$  : on a par conservation de matière :

$$C_0 = C_{acide_t} + C_{base_t}$$

À  $t = t_{finale}$  :  $C_{acide_{finale}} = C_0 - C_{base_{finale}}$

AN :  $[C_6H_5COOH] = 100 \cdot 10^{-4} - 7,94 \cdot 10^{-4} = 9,206 \cdot 10^{-4} mol/l$ .

3. L'acide est faible :

Donc

$$pH = \frac{1}{2}(pK_A - \log(C_0)) \iff pK_A = 2pH + \log(C_0)$$

AN :  $pK_A = 4,2$

### Exercice 02

Trois solutions d'acide sulfurique, d'acide chlorhydrique et d'acide propionique ( $CH_3CH_2COOH$  acide faible) ont le même pH. 15 ml d'une solution de soude  $10^{-2}mol/l$  sont nécessaires pour neutraliser 200ml de la solution d'acide chlorhydrique alors qu'il faut 40ml de cette solution de soude pour neutraliser 10ml de la solution d'acide propionique.

Calculer :

1. le pH commun des solutions
2. la molarité de chacune de ces solutions
3. la constante d'acidité de l'acide propionique

### Corrigé :

1. On a :

$$[\text{HCl}]V_{\text{HCl}} = [\text{NaOH}] \cdot V_{\text{NaOH}} \iff [\text{HCl}] = \frac{[\text{NaOH}] \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}}$$

Or HCl est un acide fort alors :

$$\text{pH} = -\log([\text{HCl}]) = -\log\left(\frac{[\text{NaOH}] \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}}\right) = 3,12$$

2. a. On a  $M_{\text{HCl}} = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{mol/l}$

b.  $M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}}V_{\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}} = M_{\text{NaOH}}V_{\text{NaOH}}$ , donc :

$$M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}} = \frac{M_{\text{NaOH}}V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}}} = 4 \cdot 10^{-2} \text{mol/l}$$

c. On a :  $N_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 10^{-\text{pH}} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,12}$  et  $N = Mp$  (avec  $p = 2$  d'après l'équation de la réaction).

Donc :

$$N = 2M \iff M = \frac{N}{2} = 3,75 \cdot 10^{-4} \text{mol/l}$$

3. L'acide est faible, donc on a :

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_A - \log(C_0)) \iff \text{p}K_A = 2\text{pH} + \log C_0$$

A.N :  $\text{p}K_A = 4,84$  et  $K_A = 1,44 \times 10^{-5}$

### Exercice 03

Soit un acide HA de  $\text{p}K_A$  égal à 4,19 et de concentration  $C_1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{mol/l}$

- Calculer le pH de cette solution.
- A un volume  $V_1 = 100 \text{ml}$  de la solution d'acide HA, on additionne un volume  $V_2 = 25 \text{ml}$  d'une solution contenant  $m = 0,2 \text{g}$  de soude,  $M_{\text{NaHO}} = 40 \text{g/mol}$ 
  - Le mélange obtenu est-il acide, basique ou neutre ? justifiez votre réponse.
  - Calculer le pH du mélange à l'équivalence.
- A  $V_1 = 100 \text{ml}$  de l'acide HA, on additionne  $V_3 = 400 \text{ml}$  de solution d'un autre acide HA' de constante d'acidité  $K'_A$  égale à  $5,51 \cdot 10^{-5}$  et de concentration  $C_3$  égale à  $6,25 \cdot 10^{-2} \text{mol/l}$ . calculer le pH de cette solution.

### Corrigé :

1. Le pH de la solution :

On a

$$\frac{K_A}{C_1} = \frac{10^{-4,19}}{5 \cdot 10^{-2}} = 1,29 \cdot 10^{-3} < 0,01$$

Donc AH est un acide faible, par suite

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_A - \log(C_1))$$

AN :  $\text{pH} = \frac{1}{2}(4,19 - \log(5 \cdot 10^{-2})) = 2,74$

2. a. Quantité de matière pour l'acide et la base :

On a :

$$C_1V_1 = n_{\text{acide}} = 5 \cdot 10^{-2} \cdot 100 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{mol/l}$$

Et on a :

$$n_{\text{base}} = \frac{m}{M_x} = \frac{0,2}{40} = 5.10^{-3} \text{ mol/l}$$

Donc :

$$n_{\text{acide}} = n_{\text{base}}$$

Par suite, le milieu est neutre.

b. À l'équivalence, le mélange donne une base faible.

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(\text{p}K_A + \log(C_2))$$

Avec  $C_2 = \frac{C_a V_a}{V_{\text{total}}}$

AN :  $C_2 = 4 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$  et  $\text{pH} = 8,39$ .

3. On a

$$\frac{K'_A}{C_{A'H}} = \frac{5,51.10^{-5}}{6,65.10^{-2}} = 8,81.10^{-4} < 0,01$$

donc l'acide A'H est faible.

Ainsi :

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \log(C_{A'H} K'_A + C_{A'H} K'_A)$$

Avec  $C_{A'H} = \frac{C_1 V_1}{V_{\text{total}}} = 10^{-2} \text{ mol/l}$  et  $C_{A'H} = \frac{C_3 V_3}{V_{\text{total}}} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$

donc par A.N  $\text{pH} = 2,73$

#### Exercice 04

1. le pH d'une solution d'acide nitrique,  $\text{HNO}_3$  est égal à 2. Sachant que  $\text{HNO}_3$  est totalement dissocié en solution aqueuse, calculer la concentration molaire  $M_1$  de cet acide.
2. On considère un volume  $V_a = 50 \text{ ml}$  d'une solution contenant un mélange de deux acides :  $\text{HNO}_3$  de concentration  $M_1$  et  $\text{HCl}$  de concentration  $M_2$ . On réalise le dosage de cette solution par une solution de soude de concentration  $M_b$ . Le volume versé au point d'équivalence est  $V_b$ .
  - (a) Donner la relation entre  $M_1$ ,  $M_2$ ,  $V_a$  et  $V_b$  au point d'équivalence.
  - (b) Calculer la concentration  $M_2$  de l'acide chlorhydrique.
  - (c) En déduire le pH initial du mélange acide.
  - (d) Déterminer le pH de la solution au point d'équivalence. Justifiez votre réponse.

**Données :**  $M_b = 5.10^{-2}$  et  $V_b = 20 \text{ ml}$

#### Corrigé :

1. On sait que  $M_1 = 10^{-\text{pH}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$

AN :  $M_1 = 10^{-2} = 0,01 \text{ mol/l}$

2. a.  $M_m V_a = M_b V_b$  avec  $M_m = M_1 + M_2$ , donc  $(M_1 + M_2) V_a = M_b V_b$

b. Calculons  $M_2$  :

$$M_2 = \frac{M_b V_b}{V_a} - M_1$$

AN :

$$M_2 = \frac{5.10^{-2} \cdot 20}{50} - 10^{-2} = 0,01 \text{ mol/l}$$

c.  $\text{pH} = -\log(M_1 \cdot M_2) = -\log(0,02) = 1,69$

d. dosage d'un acide fort par une base forte,  $\text{pH}_{\text{eq}} = 7$