

SOLUTION DE LA SERIE N°1 (LES ACIDES ET LES BASES)

Exercice N°1

1- Donnez la base conjuguée de chaque acide ci-dessous :

- | | |
|-----------------|----------------|
| a) HNO_2 | c) H_3PO_4 |
| b) $CH_2ClCOOH$ | d) $H_2PO_4^-$ |

Solution

- a) $HNO_2 + H_2O \rightarrow NO_2^- + H_3O^+$
 b) $CH_2ClCOOH + H_2O \rightleftharpoons CH_2ClCOO^- + H_3O^+$
 c) $H_3PO_4 + H_2O \rightarrow H_2PO_4^- + H_3O^+$
 d) $H_2PO_4^- + H_2O \rightarrow HPO_4^{2-} + H_3O^+$

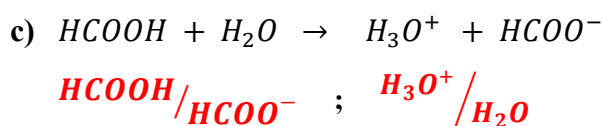
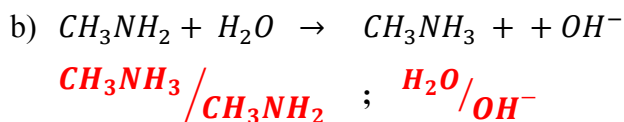
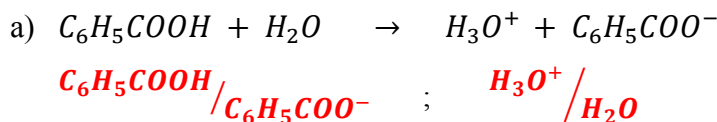
2- Donnez l'acide conjugué de chaque base ci-dessous :

- | | |
|-------------|------------------|
| a) NH_3 | c) HSO_4^- |
| b) PH_2^- | d) $C_2O_4^{2-}$ |

Solution

- a) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
 b) $PH_2^- + H_2O \rightarrow PH_3 + OH^-$
 c) $HSO_4^- + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + OH^-$
 d) $C_2O_4^{2-} + 2H_2O \rightleftharpoons H_2C_2O_4 + 2OH^-$

3- Indiquez le couple acide / base conjuguée dans les réactions suivantes :

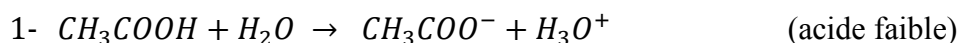


Exercice N°2

On dispose d'une solution d'acide éthanóïque (CH_3COOH) dont le pK_a est de 4,75 à 25°C et dont la concentration C est égale à 0,075 mol/L.

1. Ecrire la réaction à l'équilibre.
2. Quel est le pH de la solution.
3. Quelles sont les concentrations en H_3O^+ , OH^- , CH_3COO^- , CH_3COOH non dissociée?
4. Quel est le degré de dissociation α de l'acide?

Solution



2- Le pH d'un acide faible :

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log c_a)$$
$$\Rightarrow pH = \frac{1}{2} (4,75 - \log 0,075) \Rightarrow \text{pH} = 2,93$$

3-

- $[H_3O^+] = ?$

On a: $pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.93}$

$$\Rightarrow [H_3O^+] = 1,17 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

- $[OH^-] = ?$

On a: $[H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{1,17 \times 10^{-3}}$

$$\Rightarrow [OH^-] = 8,55 \times 10^{-12} \text{ mol.l}^{-1}$$

- $[CH_3COO^-] = ?$

On a: $[CH_3COO^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$

Puisque le milieu est acide donc on néglige $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ donc :

$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+] = 1,17 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

- $[CH_3COOH]_{\text{non dissociée}} = ?$

$$[CH_3COOH]_{\text{Totale}} = [CH_3COOH]_{\text{dissociée}} + [CH_3COOH]_{\text{non dissociée}}$$

$$\Rightarrow [CH_3COOH]_{\text{Totale}} = [CH_3COO^-] + [CH_3COOH]_{\text{non dissociée}}$$

$$\Rightarrow [CH_3COOH]_{\text{non dissociée}} = [CH_3COOH]_{\text{Totale}} - [CH_3COO^-]$$

$$\Rightarrow [CH_3COOH]_{\text{non dissociée}} = 0,075 - 1,17 \times 10^{-3}$$

$$\Rightarrow [CH_3COOH]_{\text{non dissociée}} = 7,38 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

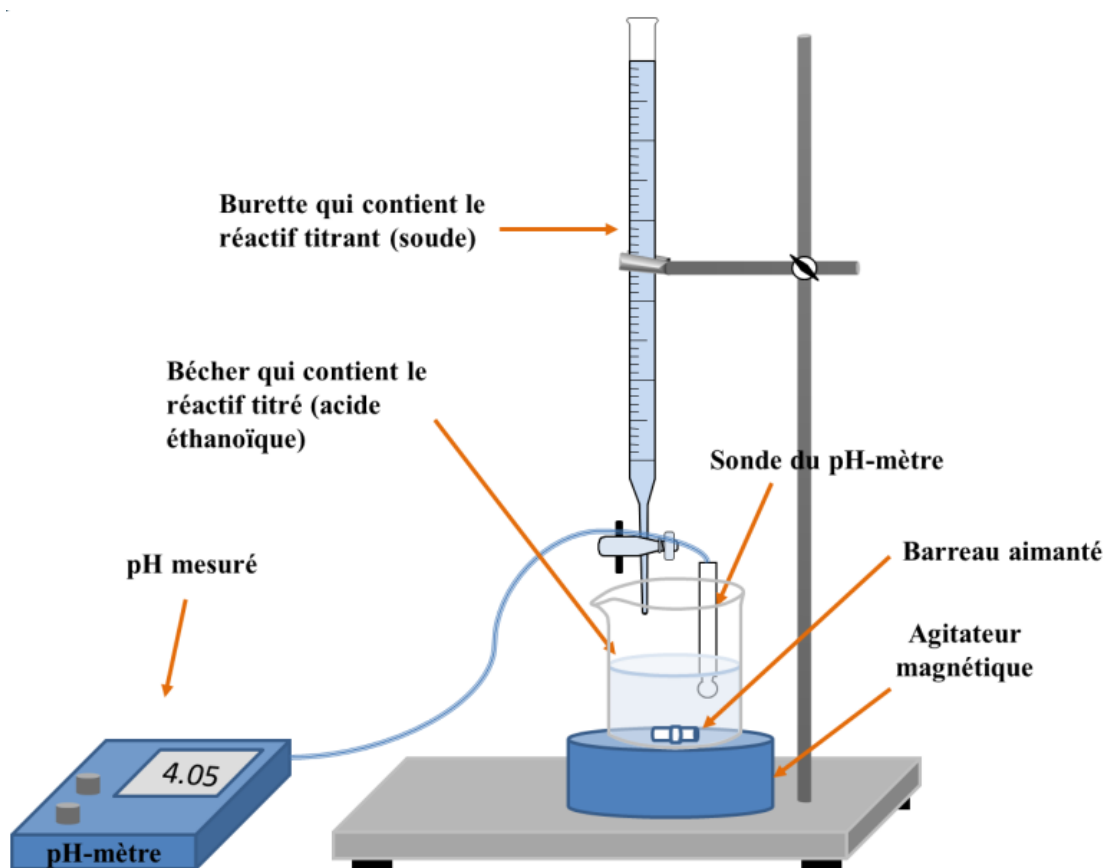
4- $\alpha = \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{1,17 \times 10^{-3}}{0,075} \Rightarrow \alpha = 0,0156 = 1,56\%$

Exercice N°3

On effectue le dosage de 100 cm³ d'une solution déci-molaire de l'acide acétique, $K_a=10^{-5}$ avec une solution déci-molaire d'hydroxyde de sodium. Calculer le pH de la solution :

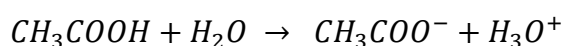
1. Avant l'addition de l'hydroxyde de sodium.
2. Lorsque nous ajoutons 50 cm³ de $NaOH$.
3. Lorsque nous ajoutons 100 cm³ de $NaOH$.

Solution



1- Avant l'addition de NaOH

Donc c'est une solution d'un acide faible :



$$pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log c_a) = \frac{1}{2} (-\log K_a - \log c_a) = \frac{1}{2} (-\log 10^{-5} - \log 0,1)$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 3$$

2- Lorsqu'on ajoute 50 cm³ de NaOH

$$n_a = c_a \times V_a = 0,1 \times 100 \times 10^{-3} = 0,01 \text{ mol}$$

$$n_b = c_b \times V_b = 0,1 \times 50 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

On remarque que :

$$n_b = \frac{1}{2} n_a$$

Donc nous sommes au point de demi-équivalence c.à.d.

$$\text{pH} = \text{pKa} = 5$$

3- Lorsqu'on ajoute 100 cm³ de NaOH

$$n_a = c_a \times V_a = 0,1 \times 100 \times 10^{-3} = 0,01 \text{ mol}$$

$$n_b = c_b \times V_b = 0,1 \times 100 \times 10^{-3} = 0,01 \text{ mol}$$

On remarque que :

$$n_b = n_a$$

Donc nous sommes au point de neutralisation c.à.d :

Mélange d'un acide faible avec une base forte nous donne un sel d'une base faible.

$$\Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} (14 + \text{pka} + \log C_b) \text{ avec } C_b = \frac{c_b \times V_b}{V_T}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} (14 + 5 + \log \frac{0,1 \times 100}{200})$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 8,85$$

Dr. KAABI Ilhem