

Mars 2020

Dept de pharmacie, UNIVERSITÉ BATNA-2.

Module de chimie générale pharmaceutique.
1^{ère} année pharmacie.

Compte type de la série 5.
les équilibres acido-basiques.

Exercice 3

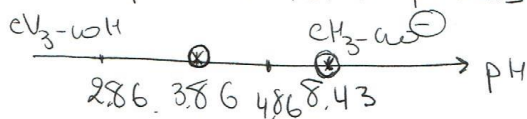
1] le pH de la solution A.

Il s'agit d'une solution basifiée.

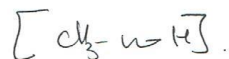
$$\text{le pH} = \text{p}K_a + \frac{1}{2} (\text{p}K_a + \text{Lg } c)$$

$$\text{A.N. : } \text{pH} = \text{p}K_a + \frac{1}{2} (3.86 + \text{Lg } 10^{-1})$$

$$\text{pH} = 8.43 > \text{p}K_a + 1 = 3.86 + 1 = 4.86.$$



2] pH du mélange : solution A [CH_3COO^-] + solution B.



Il s'agit d'une solution tampon = le pH est donné

$$\text{par : } \text{pH} = \text{p}K_a + \text{Lg} \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0 = \frac{C_0 V_0}{V_E} = \frac{0,1 \times 1}{2}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = \frac{C_0 V_0}{V_E} = \frac{0,1 \times 1}{2}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \text{Lg} \frac{0,1 \times \frac{1}{2}}{0,1 \times \frac{1}{2}}$$

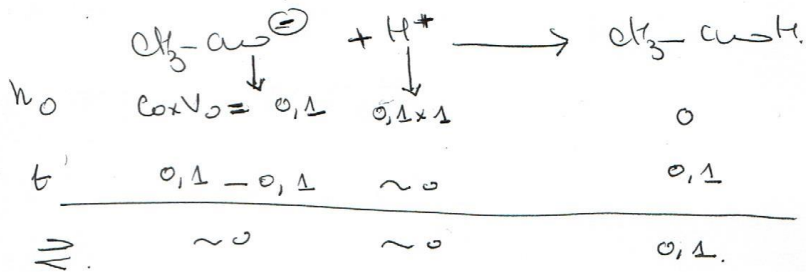
$\text{pH} = \text{p}K_a = 3.86$

①

3] un litre de A [CH_3COO^-] et un litre de C [HCl , 0,1M].

Il s'agit d'une réaction de neutralisation.

base faible + Acide fort:



La solution est totalement neutralisée, à la fin de la réaction, il reste 0,1 mole d'acide lactique.

soit une concentration de $= \frac{0,1}{2} = 0,05 \text{ M}$.

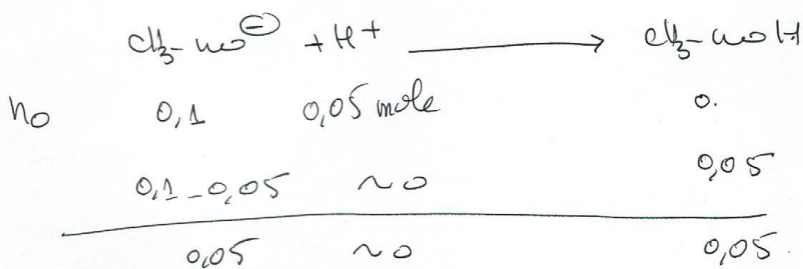
Donc $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pKa} + \lg C)$.

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (3,86 - \lg 0,05)$$

$$\text{pH} = 2,58 < \text{pKa} - 1 = 2,86.$$

4] une solution de A [CH_3COO^- , 1 litre] et une solution C [HCl , 0,05M].

Cette fois-ci, nous avons une neutralisation non totale.



Il s'agit d'une solution tampon = [$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{CH}_3\text{COOH}$]

la demi-neutralisation.

le pH est donné par = $pH = 3,86 + \lg \frac{0,05/1,5}{0,05/1,5}$

Donc $pH = 3,86$

EXERCICE 4

1] l'acide lactique que est un acide faible:



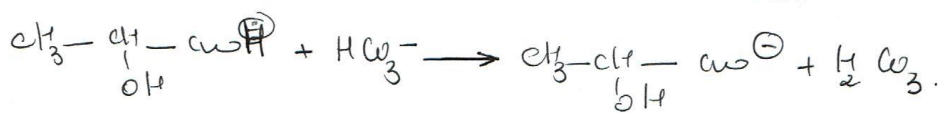
2] Avant que la réaction de neutralisation ① se produise, le pH du sang est donné en fonction de espèces du tampon H_2CO_3 / HCO_3^- : $pKa \approx 6,1$.

$$pH = pKa + \lg \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$pH = 6,1 + \lg \frac{2,1 \times 10^{-2}}{1,4 \times 10^{-3}}$$

$pH = 7,38$

3]: la constante K de la réaction de neutralisation



$$K = \frac{[CH_3-CH(OH)-COO^-][H_2CO_3]}{[CH_3-CH(OH)-COOH][HCO_3^-]}$$

$[CH_3-CH(OH)-COOH] = ?$

$[H_2CO_3] = ?$ toutes ces concentrations seront

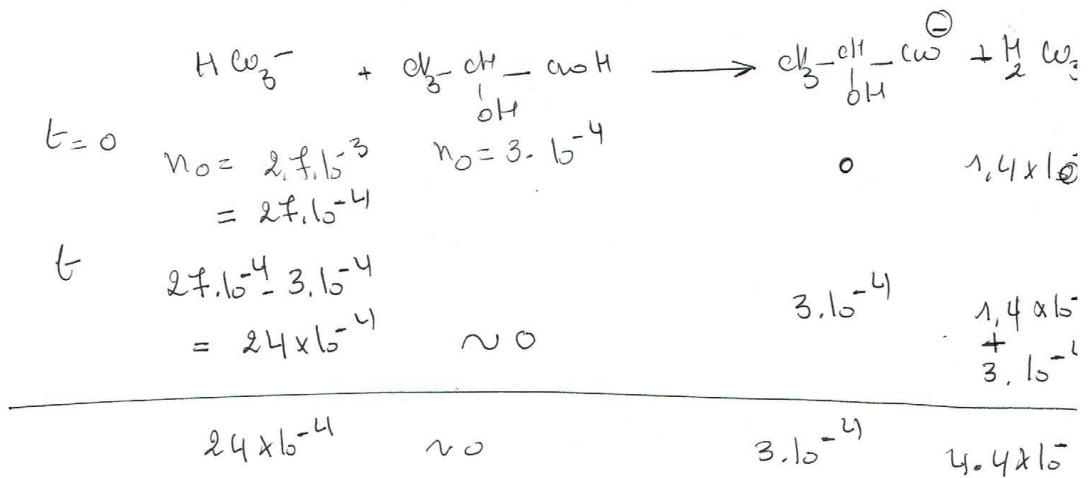
$[CH_3-CH(OH)-COO^-] = ?$ calculer après l'équilibre.

$[HCO_3^-] = ?$ donc K est obtenue en fonction des constantes d'acidités

$$K_2 = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_2\text{CO}_3^*][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_2\text{CO}_3^*]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{HCO}_3^-]} \times \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3^*]} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$K_2 = K_{A2} \times \frac{1}{K_{A1}} = 10^{-3,6} \times \frac{1}{10^{-6,1}} = 10^{2,5}$$

4] Tableau d'avancement, les nombre de mole / 100 ml du



dmc: $[\text{HCO}_3^-] = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

\rightleftharpoons
 $[\text{H}_2\text{CO}_3^*] = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

5] le nouveau pH est = $\text{pH} = \text{pK}_a + \text{Lg} \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3^*]}$

$\text{pH} = 6,1 + \text{Lg} \frac{2,4 \cdot 10^{-2}}{4,4 \cdot 10^{-3}}$

$\text{pH} = 6,83$

on vérifie bien que le pH a diminué.

EXERCICE 5: Préparation des solutions tampons.

A] tampon acétate : $\text{pH} = 5,5$, $V = 1 \text{ l}$.

il faut mélanger une masse m de l'acétate de sodium et un volume V_1 de l'acide acétique.

le pH du tampon est donné par l'expression :

$$\text{pH} = \text{pKa} + \lg \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0} \quad \text{--- (1)}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0 + [\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = 0,4 \text{ M} \quad \text{--- (2)}$$

La résolution de deux équations (1) et (2) permet de calculer les concentrations $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0$ et $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0$

$$\begin{aligned} \text{(1)} \Rightarrow \text{pH} &= \text{pKa} + \lg \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0} \\ 5,5 &= 4,75 + \lg \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0} \\ \Rightarrow \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0} &= 10^{0,75} = 5,62 \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-]_0 = 5,62 [\text{CH}_3\text{COOH}]_0 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{(2)} \Rightarrow 10^{0,75} [\text{CH}_3\text{COOH}]_0 + [\text{CH}_3\text{COOH}]_0 &= 0,4 \Rightarrow \\ [\text{CH}_3\text{COOH}]_0 &= \frac{0,4}{10^{0,75} + 1} = 0,06 = 6 \times 10^{-2} \text{ M} \\ [\text{CH}_3\text{COO}^-]_0 &= 0,34 \text{ M} \end{aligned}$$

Comme l'espèce $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ existe à l'état solide donc la masse m est $\Rightarrow m = [] \times V_{\text{molaire}}$.

$$m = 0,34 \times 136 = 46,15 \text{ g}$$

pour l'acide acétique, le volume V_1 sera somme suit =

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d}$$

$$[J] = \frac{m}{\eta} \Rightarrow m = [J] \times \eta_{\text{mélangé}} = 6 \times 10^{-2} \times 60$$

$$m = 3,6 \text{ g.}$$

$$\frac{dmc}{1,04} : V = \frac{3,6}{1,04} = 3,46 \text{ ml.}$$

dmc pour préparer 1 litre du tampon acétate

il faut mélanger = 46,15 g de l'acétate de sodium
 + 3,46 ml de l'acide acétique
 et rajouter de l'eau distillée
 jusqu'au volume de 1 l

B) Tampon formiate : $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$

Ce tampon sera préparé en mélangeant un volume V_1
 de l'acide formique et un volume V_2 de KOH
 de telle sorte que $V_1 + V_2 = 5$ litre.

$$\text{pH} = \text{pKa} + \lg \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} \Rightarrow \lg \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = 3,75 - 3,7 = 0,05$$

$$\Rightarrow \lg \frac{[\text{HCOOH}]}{[\text{HCOO}^-]} = -0,05 \Rightarrow$$

$$\frac{[\text{HCOOH}]}{[\text{HCOO}^-]} = 10^{-0,05} = 0,891 \text{ — (1)}$$

$$[\text{HCOOH}] + [\text{HCOO}^-] = 0,5 \text{ M. — (2)}$$

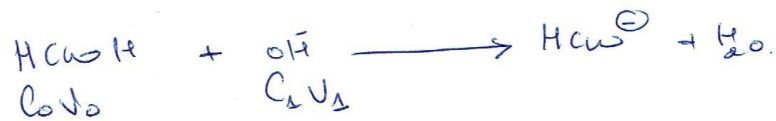
$$\Rightarrow 10^{-0,05} [\text{HCOO}^-] + [\text{HCOO}^-] = 0,5$$

$$[\text{HCOO}^-] = \frac{0,5}{10^{-0,05} + 1} = 0,42 \text{ M}$$

$$\text{et } [\text{HCOOH}] = 0,08 \text{ M}$$

(6)

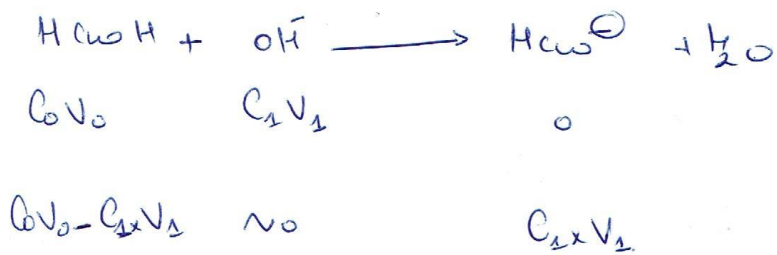
La réaction qui aura lieu est



$\bar{\alpha} \Rightarrow$ on a $[\text{HCO}_2\text{H}] = 0,42 \text{ M}$
 $[\text{HCO}_2^-] = 0,083 \text{ M}$

Donc avec le Tableau d'avancement, on peut calculer les volumes initiaux à mélanger pour obtenir 5 l de tampon désiré $(V_0 \text{ et } V_1)$

Tableau d'avancement



$$[\text{HCO}_2\text{H}] = \frac{C_0V_0 - C_1V_1}{5} = 0,42 \text{ M} \quad / \quad \begin{array}{l} C_0 = 5 \text{ M} \\ C_1 = 10 \text{ M} \end{array}$$

$$\frac{C_1V_1}{5} = 0,083$$

Donc $\frac{C_0V_0}{5} - \frac{C_1V_1}{5} = 0,42 \Rightarrow \frac{C_0V_0}{5} - 0,083 = 0,42$
 $\Rightarrow \frac{C_0V_0}{5} = 0,5 \Rightarrow$

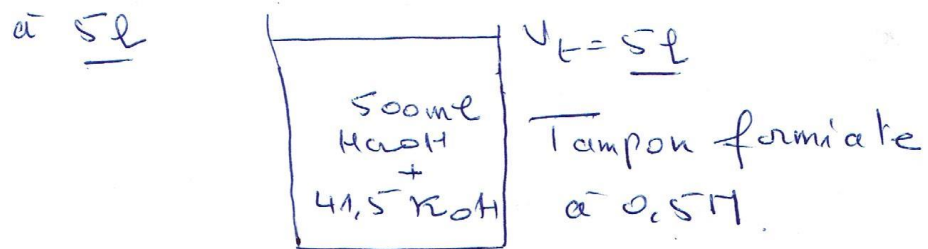
$$V_1 = \frac{0,083 \times 5}{10}$$

$$\boxed{V_1 = 0,0415 \text{ l}}$$

$$\boxed{V_0 = 0,5 \text{ l}}$$

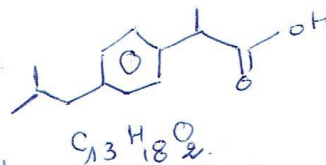
(7)

Donc il faut mélanger $0,5 \text{ l} = 500 \text{ ml}$ de
 la solution acide formique à 5 M
 avec $0,0415 \text{ l} = 41,5 \text{ ml}$ de la solution KOH
 10 M et ajuster le volume avec l'eau distillée



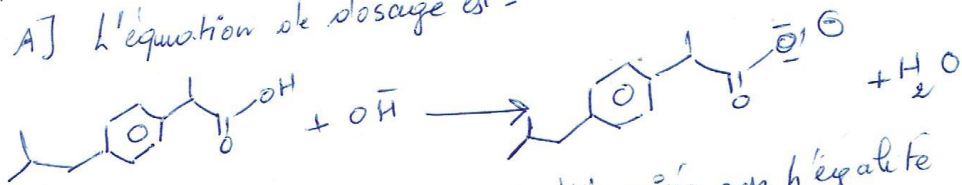
EXERCICE 6: dosage acido-basique.

ibuprofène possède une structure



le but est de doser la fonction COOH
 par une solution basique.

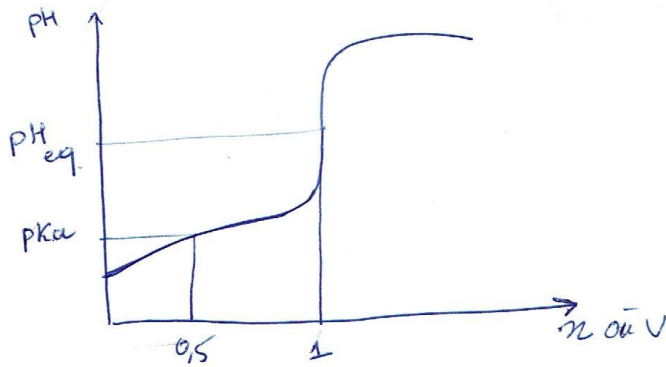
A] l'équation de dosage est =



B] l'équivalence du titrage est déterminée par l'égalité
 du nombre de mole de la solution titrée avec la solution titrante.

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_{\text{eq}}$$

C] il s'agit d'un dosage d'un acide faible avec une base forte
 l'allure de la courbe présente des points caractéristiques
 comme il nous montre le profil suivant



D] la quantité de la soude versée à l'équivalence est $C_2 \times V_{eq}$ / $V_{eq} = 9,7 \text{ mL}$.

$$n_{\text{NaOH}} = C_2 \times 9,7 \times 10^{-3} = 0,2 \times 9,7 \times 10^{-3} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mole}$$

E] la masse d'ibuprofène est telle que

$$n_{\text{ibup}} = C_0 \cdot V_0 = 1,9 \times 10^{-3} \text{ mole} \quad | \quad n = \frac{m}{M}$$

$$\frac{m}{M} = 1,9 \cdot 10^{-3} \Rightarrow m = M \times 1,9 \times 10^{-3}$$

$$\Rightarrow m = 206 \times 1,9 \cdot 10^{-3} = 0,391 \approx 0,4 \text{ g}$$

$$\boxed{m = 0,4 \text{ g}}$$

Cette valeur est en accord parfait avec la valeur attendue (400 mg).

F] la valeur du pKa pour le couple $\text{H}^+\text{ibup} / \text{ibup}^-$ est

l'indicateur coloré doit contenir le pH au PE lors de son virage.

Calcul du pH_{eq} à l'équivalence le $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{pKa} + \lg C)$

$$C = \frac{0,4}{206} \times \frac{1000}{40} = 0,05 \text{ M}$$

$$\text{donc } \text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (4,5 + \lg 5 \cdot 10^{-2}) = 8,6$$

le bon HI est la phénolphthaléine $8,6 \in [8,2 - 10]$

9