

2<sup>ème</sup> BAC

SC. MATH

SERIE: 2

Professeur :

ELBADAoui

ex: 1

l'acide lactique de formule  $C_3H_6O_3$  est utilisé en solution pour ses propriétés bactéricides.

1/ Quelle est la base conjuguée de l'acide lactique?

Ecrire la demi-équation acido-basique associée à ce couple

2/ on dispose d'une solution commerciale ( $S_0$ ) d'acide lactique de Pourcentage massique  $p = 85\%$  et de masse volumique  $\mu = 1,2 \cdot 10^3 \text{ g.L}^{-1}$ . A partir de ( $S_0$ ) on prépare une solution ( $S$ ) d'acide lactique de concentration apportée  $C$  de volume  $V = 1,00 \text{ L}$ . Pour cela, on verse un volume  $V_0 = 5,0 \text{ ml}$  de solution commerciale ( $S_0$ ) dans environ  $200 \text{ ml}$  d'eau contenue dans une fiole jaugée de  $V_f = 1,00 \text{ L}$ . Puis on ajoute la quantité d'eau nécessaire.

2-1/ Quelle est la concentration apportée  $C$  en acide lactique de la solution obtenue?

2-2/ Ecrire l'équation de la réaction de l'acide lactique avec l'eau

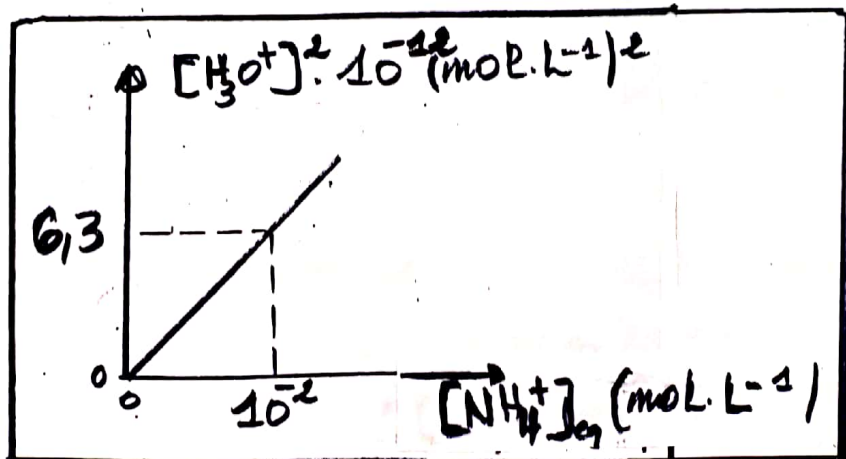
3/ on verse un volume  $V'$  dans un bécher et on mesure le pH de la solution, on obtient  $\text{pH} = 2,57$

3-1/ montrer que le taux d'avancement final ne dépend pas de volume  $V$ .

- 3-2 / Calculer sa valeur.  
3-3 / la réaction est-elle totale ?

ex: 2 | le chlorure d'ammonium  $\text{NH}_4\text{Cl}$  est un solide ionique blanc, l'ion ammonium est un acide au sens de Brønsted. on dissout une masse  $m$  de chlorure d'ammonium dans l'eau pour obtenir une solution aqueuse ( $S_0$ ) de volume  $V_0 = 250\text{ml}$  et  $\text{pH} = 5,6$ .

- 1/ Ecrire l'équation de dissolution du solide dans l'eau puis l'équation de la réaction entre l'ion ammonium et l'eau.
- 2/ a partir de la mesure de pH de différentes solutions d'acide chlorure d'ammonium ( $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ ) de concentration  $C_A$  on détermine les concentrations des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{NH}_4^+$  à l'équilibre. la figure ci-dessous représente la variation de  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$  en fonction de  $[\text{NH}_4^+]_{\text{eq}}$ .



- 2/ En déduire l'expression de  $\tau$  en fonction de :  $\nu, \kappa_1, \lambda_3, \lambda_4$ . puis calculer sa valeur.
- 3/ Exprimer la constante d'équilibre en fonction de  $\kappa$  et  $\tau$  puis calculer sa valeur.
- 4/ En le plaçant dans le cas de réaction très limitées ( $\tau \ll 1$ ).
- 4-1/ Exprimer  $\tau$  en fonction de  $\kappa$  et  $K$ .
- 4-2/ Comment varie  $\tau$  avec la dilution.

## II partie II

on prépare un mélange équimolaire par deux solutions  $(S_1)$  et  $(S_2)$  de même volume  $V = 200 \text{ ml}$  et même concentration  $C = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ .

$(S_1)$ : <sup>solution</sup> l'acide éthanique  $\text{CH}_3\text{COOH}$

$(S_2)$ : solution de nitrite de sodium.  $(\text{Na}^+ + \text{NO}_2^-)$

1/ Ecrire l'équation de la réaction et établir son tableau d'avancement.

2/ montrer que le  $\tau$  de l'avancement final s'écrit :

$$\tau = \frac{\sqrt{K}}{1 + \sqrt{K}}$$

calculer sa valeur on donne  $K = 0,0316$

3/ Dans l'état d'équilibre à  $25^\circ\text{C}$  la conductivité du mélange vaut  $\nu = 58,7 \text{ mS.m}^{-1}$

montrer que  $\tau$  s'écrit sous forme:

$$\tau = \frac{\frac{2\sigma}{c} - (\lambda_2 + \lambda_2)}{\lambda_3 - \lambda_2}$$

puis calculer  $\bar{\alpha}$  nouvelle sa valeur.

on donne:

$$\lambda_1 = \lambda_{\text{Na}^+} = 5,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\lambda_2 = \lambda_{\text{NO}_2^-} = 7,2 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\lambda_3 = \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 4,1 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\lambda_4 = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

proposé par: ELBADAONI.A

SC. MATH

ex: 4

Une solution aqueuse de volume  $V = 100 \text{ ml}$  est obtenue en mélangeant  $n_1 = 1,00 \text{ mmol}$  de méthylamine  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  et  $n_2 = 1,5 \text{ mmol}$  de chlorure d'ammonium  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . la conductivité à l'équilibre vaut  $\sigma = 240,5 \text{ ms.m}^{-2}$ .

- 1/ Écrire l'équation de la réaction entre méthylamine et l'ion ammonium  $\text{NH}_4^+$
- 2/ à l'aide d'un tableau d'avancement. Déterminer la relation entre les concentrations des ions ammonium et des ions méthylammonium.
- 3/ Exprimer la conductivité  $\sigma$  de la solution à l'équilibre en fonction de la concentration des ions méthylammonium.
- 4/ Déterminer les concentrations des espèces chimiques participants dans cette réaction
- 5/ Calculer la constante d'équilibre
- 6/ Calculer  $\tau$  le taux d'avancement final de la réaction.

on donne:

$$\lambda_1 = \lambda_{\text{CH}_3\text{NH}_3^+} = 5,87 \text{ ms.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda_2 = \lambda_{\text{NH}_4^+} = 7,34 \text{ ms.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda_3 = \lambda_{\text{Cl}^-} = 7,36 \text{ ms.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

proposé par: ELBADAONI

2<sup>em</sup>. BAC. SMATH

ex:5

Chimie : 6,5 pts

L'acide benzoïque  $C_6H_5COOH$ , est utilisé comme produit de conserve dans l'industrie alimentaire. C'est un solide de couleur blanche.

### 1- Réaction de l'acide benzoïque avec l'eau :

On prépare une solution aqueuse ( $S_1$ ) d'acide benzoïque, par dissolution d'un échantillon de masse  $m$  de cet acide dans l'eau distillée, pour obtenir un volume  $V = 100 \text{ mL}$  de solution de concentration molaire  $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

On donne :

\* Masse molaire d'acide benzoïque :  $M = 122 \text{ g.mol}^{-1}$ .

\* Les conductivités molaires ioniques en  $\text{mS.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$  Sont :  $\lambda_1 = \lambda_{Na^+} = 5,0$  ;  $\lambda_2 = \lambda_{C_6H_5COO^-} = 3,2$  ;  $\lambda_3 = \lambda_{CH_3COO^-} = 4,1$ .

\* On rappelle que la conductivité  $\sigma$  d'une solution aqueuse ionique est :  $\sigma = \sum \lambda_i \cdot [X_i]$

On mesure le pH de la solution ( $S_1$ ) d'acide benzoïque à  $25^\circ\text{C}$ , on trouve  $\text{pH}_1 = 2,6$ .

1-1- Calculer la valeur de la masse  $m$  (0,25)

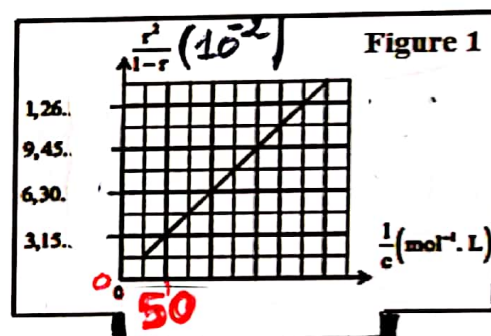
1-2- Écrire l'équation modélisant la réaction de l'acide benzoïque avec l'eau (0,25)

1-3- Construire le tableau descriptif de l'évolution du système, et calculer la valeur du taux d'avancement final  $\tau_1$  de la réaction, conclure (0,75)

### 2- Détermination de la constante d'équilibre de la réaction

À l'aide des mesures du pH des solutions aqueuses d'acide benzoïque de concentrations différentes, on détermine le taux d'avancement final  $\tau$  de chaque solution. La courbe de la figure

1 représente la fonction  $\frac{\tau^2}{1-\tau}$  en fonction de  $\frac{1}{C}$



2.1- Trouver l'expression de la constante d'équilibre  $K$  de la réaction en fonction de  $\tau$  et  $C$ . (0,5)

2.2- En exploitant la courbe de la figure 1, déterminer la valeur de  $K$  (0,5)

2-3 calculer le pH d'une solution d'acide benzoïque si  $[C_6H_5COOH_{(aq)}] = 10 \cdot [C_6H_5COO^-_{(aq)}]$  (0,5)

### 3- Influence de la dilution sur le taux d'avancement final de la réaction

On diluer la solution ( $S_1$ )  $\alpha$  fois pour obtenue une solution ( $S_2$ ) d'acide benzoïque. La mesure de pH donne  $\text{pH}_2 = 3,12$

3-1 montrer que  $\alpha = \frac{C_1 \cdot K \cdot 10^{\text{pH}_2}}{10^{-\text{pH}_2} + K}$ , calculer la valeur de  $\alpha$  (0,75)

3-2 déduire la valeur de taux d'avancement final  $\tau_2$  (0,5)

3-3 comparer les valeurs de  $\tau_2$  et  $\tau_1$  et conclure (0,5)

### 4- Réaction de l'acide benzoïque avec l'ion éthanoate

Dans un flacon contenant de l'eau, on introduit  $n_0 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  d'acide benzoïque et  $n_0 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

d'éthanoate de sodium  $CH_3COONa$ . On obtient une solution aqueuse de volume  $V = 100 \text{ mL}$ .

On modélise la transformation chimique qui s'effectue par l'équation suivante :



La mesure de la conductivité du milieu réactionnel à l'équilibre donne la valeur  $\sigma = 255 \text{ mS.m}^{-1}$ .

4.1- Montrer que l'expression de taux d'avancement finale de la réaction s'écrit :

$$\tau = \frac{\sigma \cdot V}{n_0 (\lambda_2 - \lambda_3)} - \frac{\lambda_1 + \lambda_3}{\lambda_2 - \lambda_3} \quad \text{Calculer sa valeur.} \quad (1)$$

4.2- Trouver l'expression de la constante d'équilibre  $K$  associé à l'équation de la réaction en fonction de  $\tau$ . Calculer sa valeur. (1)

Bonne chance  
proposé par: ELBADAOUI.A  
2<sup>ème</sup>. B2C.SM

Déterminer la constante d'équilibre  $K_a$  associée à l'équilibre de la réaction d'ion ammonium avec l'eau.

4/ Déterminer la valeur de la concentration  $C$  de la solution ( $S_0$ ) et en déduire la valeur de la masse  $m$ .

on donne

$$M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M(Cl) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M(N) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

5/ on dilue la solution ( $S_0$ )  $n$  fois et on remarque que la valeur de pH de la solution ( $S$ ) obtenue est

Ⓐ: augmente par: 8,93%

Ⓑ: diminue par: 9,83%

choisissez la bonne réponse. justifier?

6/ Déterminer la valeur de  $n$ .

ex: 3.

Ⓘ on considère une solution ( $S$ ) d'acide éthanóïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$  de concentration  $C_A = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et de volume  $V_A = 100 \text{ ml}$ . la mesure de la conductivité de la solution ( $S$ ) donne  $\sigma = 15,56 \text{ ms} \cdot \text{m}^{-1}$

1/ Écrire l'équation de la réaction et établir son tableau d'avancement.

2/ montrer que l'expression de  $\alpha_{eq}$  l'avancement dans l'état d'équilibre est:  $\alpha_{eq} = \frac{\sigma \cdot V_A}{\lambda_3 + \lambda_4}$