

**Exercice 1 : Chimie**

**Partie 1 : A propos de l'acide formique**

1. On a :  $n_i = \frac{m}{M(\text{HCOOH})} = \frac{\rho \cdot V_i}{2 \cdot M(\text{HCOOH})}$  A.N :  $n_i = \frac{1,22 \cdot 6 \cdot 10^{-3}}{2 \cdot 46} = 7,96 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

**2. L'hydrogénocarbonate de sodium**

www.pc1.ma

2.1. L'équation correspondant à la réaction entre l'hydrogénocarbonate de sodium et l'acide méthanoïque :  $\text{HCOOH}_{(aq)} + \text{HCO}_3^{-}_{(aq)} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{HCOO}^{-}_{(aq)}$

2.2. Détermination de la masse d'hydrogénocarbonate de sodium nécessaire pour réagir complètement avec la quantité de matière de l'acide contenu dans la solution injectée

Puisque la réaction est totale, donc :  $n_i = n(\text{HCO}_3^-) = n(\text{NaHCO}_3) = \frac{m(\text{NaHCO}_3)}{M(\text{NaHCO}_3)}$

Alors :  $m(\text{NaHCO}_3) = n_i \cdot M(\text{NaHCO}_3) = 6,69 \text{ mg}$

3. Le pH de la solution S<sub>2</sub> est pH=2,43.

3.1. Détermination du pourcentage de molécules d'acide méthanoïque réagies dans la

solution S<sub>2</sub> :  $\% \text{HCOOH} = \frac{10^{-\text{pH}}}{C_2} = \frac{10^{-2,43}}{7,96 \cdot 10^{-2}} = 4,67 \cdot 10^{-2} = 4,67 \%$

Donc la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau est limitée ; alors l'équation de la réaction s'écrit :  $\text{HCOOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{HCOO}^{-}_{(aq)}$

3.2. Montrons que le pK<sub>A</sub> du couple HCOOH<sub>(aq)</sub>/HCOO<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> est pK<sub>A</sub>=3,74 .

Par définition, on a :  $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \cdot [\text{HCOO}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HCOOH}]_{\text{éq}}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2}{[\text{HCOOH}]_{\text{éq}}}$  donc :  $K_A = \frac{10^{-2\text{pH}}}{C_2 - 10^{-\text{pH}}}$

Alors :  $\text{pK}_A = -\log K_A = -\log \left( \frac{10^{-2\text{pH}}}{C_2 - 10^{-\text{pH}}} \right)$  A.N :  $\text{pK}_A = -\log \left( \frac{10^{-2 \cdot 2,43}}{7,96 \cdot 10^{-2} - 10^{-2,43}} \right) = 3,74$

4. On prépare une solution aqueuse S<sub>3</sub> d'acide méthanoïque de même concentration molaire que la solution S<sub>2</sub> .

4.1. La valeur du pH de la solution obtenue

On a :  $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \cdot [\text{HCOO}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HCOOH}]_{\text{éq}}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2}{C_3 - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}$  D'où :  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2 + K_A \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} - K_A \cdot C_3 = 0$  (•)

La relation de la dilution :  $C'_3 \cdot V'_3 = C_3 \cdot V_3$  Donc:  $C'_3 = \frac{C_3 \cdot V_3}{V'_3} = \frac{7,96 \cdot 10^{-2} \cdot 25}{50 + 25} = 2,65 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

L'équation (\*) a deux solutions, une positive et l'autre négative (pas de sens

chimique) ; donc :  $[H_3O^+]_{\text{éq}} = \frac{-K_A + \sqrt{K_A^2 + 4K_A \cdot C'_3}}{2}$  A.N :  $[H_3O^+]_{\text{éq}} = 2,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Alors :  $\text{pH} = -\log [H_3O^+]_{\text{éq}} \approx 2,68$ .

[www.pc1.ma](http://www.pc1.ma)

4.2. On ajoute 7,50mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $C_b$  à 10,0 mL de la solution  $S_3$ .

4-2-1-L'équation de la réaction qui se produit:  $HCOOH_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + HCOO^-_{(aq)}$

0,5

4-2-2- Détermination de la valeur du pH du mélange réactionnel.

On a :  $\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[HCOO^-]_{\text{éq}}}{[HCOOH]_{\text{éq}}}$  d'après le tableau d'avancement de cette réaction,

0,5

on trouve :  $\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{x_{\text{éq}}}{C_2 \cdot V_{3a} - x_{\text{éq}}}$  Avec :  $x_{\text{éq}} = C_b \cdot V_b$

Donc :  $\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{C_b \cdot V_b}{C_2 \cdot V_{3a} - C_b \cdot V_b}$  A.N :  $\text{pH} = 3,74 + \log \frac{0,17,5 \cdot 10^{-3}}{(7,96 \cdot 10^{-2} \cdot 10 - 0,17,5) \cdot 10^{-3}} = 4,95$

### Partie 2 : Etude de la pile Plomb- Fer

1- Les quatre affirmations sont fausses.

a-La réduction se produit au niveau de l'électrode de fer. F

0,5

b- L'oxydation se produit au niveau de l'électrode de plomb. F

c-La lame de fer représente la cathode et c'est le pôle négatif de la pile. F

d- La lame de plomb représente l'anode et c'est le pôle négatif de la pile. F

2-L'équation bilan lors du fonctionnement de la pile:  $Pb^{2+}_{(aq)} + Fe_{(s)} \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)} + Pb_{(s)}$

0,5

3-Déterminons à l'instant  $t_1$  le quotient de réaction lors du fonctionnement de la pile

$$Q_{r,t} = \frac{[Fe^{2+}]_f}{[Pb^{2+}]_f} = \frac{[Fe^{2+}]_i \cdot V + \frac{m}{M(Pb)}}{[Pb^{2+}]_i \cdot V - \frac{m}{M(Pb)}} = 44,55$$

0,75

4 -La valeur de l'instant  $t_1$  : On a :  $I \cdot (t_1 - t_0) = n(e^-) \cdot F$  Avec :  $n(e^-) = \frac{2m}{M(Pb)}$

0,75

Donc :  $t_1 = \frac{2m \cdot F}{I \cdot M(Pb)}$  A.N :  $t_1 = \frac{2 \cdot 2,07 \cdot 10^{-3} - 3 \cdot 96500}{2 \cdot 10^{-3} \cdot 207} = 965 \text{ s}$

[www.pc1.ma](http://www.pc1.ma)