

Solution exercice n°3 (Conductivité des solutions)

I) Détermination des conductivités molaires limites des ions (OH^- , Cl^- et Na^+)

✓ Données : **Conductivités molaires limites (en $\text{S.m}^{-1}.\text{mol}^{-1}.\text{l}$)**

$\Lambda_0(\text{NaCl}) = 12,6$; $\Lambda_0(\text{NaOH}) = 25,0$; $\Lambda_0(\text{HCl}) = 42,6$; $\Lambda_0(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,0$; $\Lambda_0(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,1$.

✓ Travail demandé **conductivités molaires limites des ions OH^- , Cl^- et Na^+** .

$$\lambda_{\text{OH}^-}^0 ; \lambda_{\text{Cl}^-}^0 ; \lambda_{\text{Na}^+}^0$$

✓ Formalisme à utiliser :

La conductivité (électrique) d'une solution contenant des ions i, j, k,...etc, est donnée par la formule :

$$\lambda_{\text{solution}} = \lambda_i \cdot [i] + \lambda_j \cdot [j] + \lambda_k \cdot [k] + \dots \text{etc.}$$

Où λ_i ; λ_j ; λ_k ... représentent les conductivités molaires des ions i, j, et k
 $[i]$; $[j]$; $[k]$... les concentrations molaires des ions i, j, et k

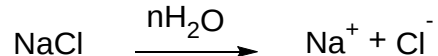
$$\lambda_{\text{solution}} = \sum \lambda_{\text{ions}} \cdot [\text{ions}]$$

ou

$$\lambda_{\text{solution}}^0 = \sum \lambda_{\text{ions}}^0 \cdot [\text{ions}]$$

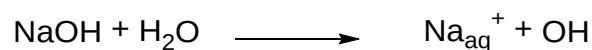
✓ Application :

- Solution aqueuse de chlorure de sodium :



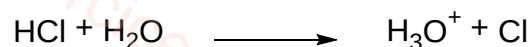
$$\Lambda_{\text{NaCl}}^0 = \lambda_{\text{Na}^+} \cdot [\text{Na}^+] + \lambda_{\text{Cl}^-} \cdot [\text{Cl}^-] \quad (1)$$

- Solution aqueuse de soude:



$$\Lambda_{\text{NaOH}}^0 = \lambda_{\text{Na}^+} \cdot [\text{Na}^+] + \lambda_{\text{OH}^-} \cdot [\text{OH}^-] \quad (2)$$

- Solution d'acide chlorhydrique



$$\Lambda_{\text{HCl}}^0 = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda_{\text{Cl}^-} \cdot [\text{Cl}^-] \quad (3)$$

➤ Détermination de λ_{Cl^-}

$$(3) \Rightarrow \lambda_{\text{Cl}^-} \cdot [\text{Cl}^-] = \Lambda_{\text{HCl}}^0 - \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{Cl}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1\text{M}$$

$$\Rightarrow \lambda_{\text{Cl}^-} = \Lambda_{\text{HCl}}^0 - \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

$$\lambda_{\text{Cl}^-} = 42,6 - 35 = 7,6$$

$$\lambda_{\text{Cl}^-} = 7,6 \text{ S.m}^{-1}.\text{mol}^{-1}.\text{l}$$

➤ Détermination de λ_{Na^+}

$$(1) \Rightarrow \lambda_{Na^+} \cdot [Na^+] = \Lambda_{NaCl}^0 - \lambda_{Cl^-} \cdot [Cl^-]$$

$$[Na^+] = [Cl^-] = 1M$$

$$\lambda_{Na^+} = \Lambda_{NaCl}^0 - \lambda_{Cl^-}$$

$$\lambda_{Na^+} = 12,6 - 7,6$$

$$\lambda_{Na^+} = 5 \text{ S.m}^{-1}.\text{mol}^{-1}.\text{l}$$

➤ Détermination de λ_{OH^-}

$$(2) \Rightarrow \lambda_{OH^-} \cdot [OH^-] = \Lambda_{NaOH}^0 - \lambda_{Na^+} \cdot [Na^+]$$

$$[OH^-] = [Na^+] = 1M$$

$$\lambda_{OH^-} = \Lambda_{NaOH}^0 - \lambda_{Na^+}$$

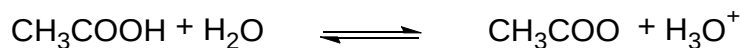
$$\lambda_{OH^-} = 25 - 5$$

$$\lambda_{OH^-} = 20 \text{ S.m}^{-1}.\text{mol}^{-1}.\text{l}$$

II) Détermination des conductivités molaires limites des ions

a) Réaction de dissociation de l'acide éthanoïque

- Solution aqueuse d'acide acétique



$$\Lambda_{\text{CH}_3\text{COOH}}^0 = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-] \quad (4)$$

b) Calcule de la conductivité, dans le cas où la dissociation serait totale

soit C la concentration molaire de l'acideacétique,

$$C = \frac{m}{M_m \cdot V}$$

$$C = \frac{0,75 \cdot 10^{-3}(g)}{60 (g/mol) \cdot 125 \cdot 10^{-3}(l)}$$

$$C = 0,0001 \text{ mol/L}$$

Dans le cas où la réaction serait totale :

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$		$\longrightarrow$	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	
C	solvant		0	≈ 0
0	solvant		C	C

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = C$$

$$\gamma_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-] \quad (4)$$

$$\gamma_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot C$$

$$\gamma_{\text{CH}_3\text{COOH}} = (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-}) \cdot C$$

$$\gamma_{\text{CH}_3\text{COOH}} = (35 + 4,1) \cdot 0,0001 (S \cdot m^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot l) (mol/L)$$

$$\gamma_{\text{CH}_3\text{COOH}} = (39,1) \cdot 0,0001 (S \cdot m^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot l) (mol/L)$$

$$\gamma_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,000391 S \cdot m^{-1}$$

c) **Déduction du degré de dissociation de l'acide éthanoïque**

En réalité d'après les données

$$\gamma_{CH_3COOH} = 0,0000391 \text{ S.m}^{-1} < 0,000391 \text{ S.m}^{-1}$$

$$\gamma_{\text{mesurée}} < \gamma_{\text{dissociation totale}}$$

⇒ La dissociation n'est pas totale.

Définition du coefficient de dissociation α

Soit C la concentration initiale de l'acide éthanoïque, x l'avancement de la réaction de sa dissociation, la coefficient de dissociation est défini par le rapport de l'avancement sur la concentration initiale :

$$\alpha = \frac{x}{C}$$

Réécrivons la réaction de dissociation en considérant la dissociation partielle :

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

C	solvant	0	≈ 0
C - x	solvant	x	x

Réécrivons la réaction de dissociation en considérant la dissociation partielle :

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

C	solvant	0	≈ 0
C - C α	solvant	C α	C α

$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+] = C\alpha$$

La conductivité de la solution :

$$\gamma_{CH_3COOH} = \lambda_{H_3O^+} \cdot [H_3O^+] + \lambda_{CH_3COO^-} \cdot [CH_3COO^-]$$

$$\gamma_{CH_3COOH} = \lambda_{H_3O^+} \cdot C\alpha + \lambda_{CH_3COO^-} \cdot C\alpha$$

$$\gamma_{CH_3COOH} = (\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{CH_3COO^-})C\alpha$$

$$\Rightarrow \alpha = \frac{\gamma_{CH_3COOH}}{(\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{CH_3COO^-}) \cdot C}$$

$$\Rightarrow \alpha = \frac{0,000391 \text{ (S.m}^{-1}\text{)}}{(35,0 + 4,1) \cdot 0,0001 \text{ (S.m}^{-1}.\text{mol}^{-1}.\text{l})} \cdot (\text{mol/L})}$$

$$\Rightarrow \alpha = \frac{3,91 \cdot 10^{-4}}{39,1 \cdot 10^{-4}}$$

$$\alpha = 0,1$$

Conclusion : la réaction de dissociation n'est pas totale.

exercice n°3 revu octobre 2020