

Chapitre 5**CONDUCTIVITÉ EN SOLUTION AQUEUSE****Exercice 1 : Coefficient de dissociation d'un acide (**)**

1) On plonge une cellule de conductimètre dans une solution d'acide chlorhydrique HCl de concentration $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et on mesure une résistance $R_0 = 587 \Omega$. On rappelle que l'acide chlorhydrique est un acide fort ; il se décompose totalement dans l'eau selon : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

Calculer la constante k de cette cellule.

2) On plonge ensuite cette cellule dans une solution d'acide éthanoïque à $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et l'on mesure une résistance de $R = 5080 \Omega$. On rappelle que l'acide éthanoïque est un acide faible ; il réagit partiellement dans l'eau selon : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

Déterminer le degré de dissociation α de cet acide.

3) En déduire le pH de la solution. On rappelle que $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$

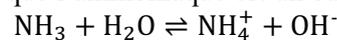
4) En déduire pK_a , sachant que $\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right)$

On donne les conductivités équivalentes limites en $\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$:

$\Lambda(\text{HCl}) = 426.10^{-4}$; $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 350.10^{-4}$; $\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 41.10^{-4}$.

Exercice 2 : Conductivité d'une solution d'ammoniac ()**

On réalise à 25°C une solution aqueuse d'ammoniac, de concentration $c_0 = 6,0.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. On rappelle que l'ammoniac est un base faible ; elle réagit partiellement dans l'eau selon :



On étalonne la cellule du conductimètre utilisé avec une solution étalon décimolaire de chlorure de potassium, de conductivité $\gamma_0 = 1,288 \text{ S.m}^{-1}$; la résistance lue sur l'écran est $R_0 = 93,3 \Omega$.

1) Exprimer la conductivité de cette solution en fonction de toutes les espèces ioniques présentes .

2) Quelle approximation suggérez-vous à propos de $[\text{H}_3\text{O}^+]$, compte tenu du caractère acido-basique de la solution ?

En déduire alors une expression de la conductivité de la solution en fonction du coefficient de dissociation α , c_0 , $\lambda(\text{OH}^-)$ et $\lambda(\text{NH}_4^+)$.

3) La résistance de cette solution lue sur l'écran du conductimètre préalablement étalonné est $R = 14,6 \text{ k}\Omega$. En déduire le coefficient de dissociation α , puis le pH de cette solution, et enfin la constante d'acidité K_a du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$. Vérifier alors l'approximation faite au début.

Données : $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 350.10^{-4} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $\lambda(\text{OH}^-) = 194.10^{-4} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $\lambda(\text{NH}_4^+) = 73,5.10^{-4} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $K_e = 10^{-14}$ à 25°C .

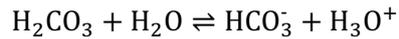
Exercice 3 : Détermination d'une conductivité équivalente limite ()**

1) Les conductivités γ_1 et γ_2 de solutions 4.10^{-4} et 25.10^{-4} molaires en NaCl, électrolyte fort, donc totalement dissocié en ions Na^+ et Cl^- , sont mesurées au conductimètre : on trouve ainsi avec la même cellule des résistances de 2070 et 340 Ω , alors qu'une solution 10^{-3} molaire de KCl, électrolyte fort, donc totalement dissocié en ions K^+ et Cl^- , de conductivité $13,1.10^{-5} \text{ S.cm}^{-1}$, donne 680 Ω .

En déduire γ_1 et γ_2 et calculer, à l'aide de ces deux résultats, la conductivité équivalente limite de NaCl.

2) Calculer la conductivité équivalente limite d'un acide faible HA en utilisant le résultat précédent et les conductivités équivalentes limites de son sel de sodium, soit $90,0 \text{ S.cm}^2.\text{mol}^{-1}$, et de HCl, soit $380,0 \text{ S.cm}^2.\text{mol}^{-1}$.

3) On considère CO_2 en solution dans l'eau comme un monoacide faible H_2CO_3 :



Calculer sa conductivité équivalente limite, sachant qu'à la température de l'expérience, les conductivités molaires des ions HCO_3^- et H_3O^+ sont respectivement $49 \cdot 10^{-4}$ et $350 \cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 4 : Mesure d'une concentration molaire par conductimétrie ()**

On étalonne à 25°C la cellule d'un conductimètre en utilisant une solution étalon décimolaire de chlorure de potassium KCl : la résistance lue à l'écran de l'appareil est $R = 93,2 \Omega$. A cette température et pour cette concentration, la conductivité du chlorure de potassium est $\gamma = 1,288 \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$.

1) Déterminer la constante k de la cellule du conductimètre.

2) La cellule plonge à présent dans une solution de chlorure de zinc ZnCl_2 , électrolyte fort, totalement dissocié en ions Zn^{2+} et Cl^- , de concentration c_1 et la résistance lue sur l'appareil est $R_1 = 321 \Omega$. On ajoute ensuite à cette solution sans dilution du sulfate de zinc ZnSO_4 , électrolyte fort, totalement dissocié en ions Zn^{2+} et SO_4^{2-} , de concentration finale en solution c_2 : la nouvelle résistance lue est $R_2 = 185,5 \Omega$.

On donne :

$$\lambda(\text{Zn}^{2+}) = 111 \cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} ; \lambda(\text{Cl}^-) = 76 \cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} ; \lambda(\text{SO}_4^{2-}) = 162 \cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} .$$

Calculer les concentrations c_1 et c_2 .