

TP - Term S - Détermination de constantes d'acidité K_A par conductimétrie

I) Objectifs :

Savoir effectuer des mesures de conductivité.

Déterminer des constantes d'acidité K_A .

II) Manipulation :

Etalonner le conductimètre avec la solution étalon de conductivité connue.

Mesurer les conductivités des solutions S_0 , S_1 et S_2 d'acide éthanóique

($c_0 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, $c_1 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et $c_2 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$)

et de la solution S_3 d'acide méthanoïque ($c_3 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$) avec un conductimètre

Rincer bien la cellule à l'eau distillée entre chaque mesure.

Regrouper les résultats des mesures dans un tableau du type ci-dessous:

	S_0	S_1	S_2	S_3
$c \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$				
$\sigma \text{ (mS.cm}^{-1}\text{)}$				
$\sigma \text{ (S.m}^{-1}\text{)}$				

Choisir le calibre adapté. Arrondir les valeurs à 2 chiffres significatifs

III) Exploitation :

Les conductivités molaires ioniques à 25°C des ions contenus dans les solutions sont :

$\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,0 \cdot 10^{-3} \text{ S.mol}^{-1} \cdot \text{m}^{-1}$; $\lambda(\text{CH}_3\text{CO}_2^-) = 4,09 \cdot 10^{-3} \text{ S.mol}^{-1} \cdot \text{m}^{-1}$; $\lambda(\text{HCO}_2^-) = 5,46 \cdot 10^{-3} \text{ S.mol}^{-1} \cdot \text{m}^{-1}$;

La conductivité σ d'une solution dépend des ions présents dans la solution :

$$\sigma = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) \times [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda(\text{RCO}_2^-) \times [\text{RCO}_2^-]$$

σ se mesure en S.m^{-1} **mais les concentrations doivent être en mol.m^{-3}**

Dresser le tableau d'avancement de la réaction d'un acide carboxylique RCOOH avec l'eau.

Déterminer les concentrations des espèces présentes en solution et compléter le tableau .

Exprimer le taux d'avancement τ à l'équilibre en fonction de $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ et de la concentration c de la solution. Le calculer pour chaque réaction.

Préciser quelle est la réaction la plus avancée.

Déterminer la constante d'acidité K_A pour chaque réaction. $K_A = ([\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{RCO}_2^-]) / [\text{RCO}_2\text{H}]$

Résumer les résultats dans le tableau ci-dessous.

	S_0	S_1	S_2	S_3
$\sigma \text{ (en S.m}^{-1}\text{)}$				
$[\text{H}_3\text{O}^+]$				
$[\text{RCO}_2^-]$				
$[\text{RCO}_2\text{H}]$				
τ				
K_A				

	S ₀	S ₁	S ₂	S ₃
c (mol.L ⁻¹)				
σ (mS.cm ⁻¹)				
σ (en S.m ⁻¹)				
[H ₃ O ⁺]				
[RCO ₂ ⁻]				
[RCO ₂ H]				
τ				
K _A				

	S ₀	S ₁	S ₂	S ₃
c (mol.L ⁻¹)				
σ (mS.cm ⁻¹)				
σ (en S.m ⁻¹)				
[H ₃ O ⁺]				
[RCO ₂ ⁻]				
[RCO ₂ H]				
τ				
K _A				

	S ₀	S ₁	S ₂	S ₃
c (mol.L ⁻¹)				
σ (mS.cm ⁻¹)				
σ (en S.m ⁻¹)				
[H ₃ O ⁺]				
[RCO ₂ ⁻]				
[RCO ₂ H]				
τ				
K _A				

	S ₀	S ₁	S ₂	S ₃
c (mol.L ⁻¹)				
σ (mS.cm ⁻¹)				
σ (en S.m ⁻¹)				
[H ₃ O ⁺]				
[RCO ₂ ⁻]				
[RCO ₂ H]				
τ				
K _A				