

Détermination d'une constante d'acidité par conductimétrie

Un couple acide / base est caractérisé par sa constante d'acidité K_A . Comment déterminer cette constante ?

Solutions :

- Solution S: Acide méthanoïque à $C = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- Eau distillée
- Solutions étalon $\text{pH} = 4$ et $\text{pH} = 7$

Matériel:

- Conductimètre
- Sonde conductimétrique
- Bêchers
- Pipette jaugée de 10mL + propipette
- Fiole jaugée de 100mL

-I-Détermination de concentrations d'ions par conductimétrie.

✎ Étalonner le conductimètre (*voir la fiche méthode*).

✎ Mesurer la conductivité σ d'une solution aqueuse S d'acide méthanoïque $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$ de concentration molaire en soluté apporté $C = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- Convertir la conductivité σ en S.m^{-1} .
- Les couples acide / base mis en jeu dans la réaction étudiée sont $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})} / \text{HCO}_2^-_{(\text{aq})}$ et $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau sachant qu'elle conduit instantanément à un **état d'équilibre**.
- Compléter le tableau d'avancement de la réaction donné ci-dessous:

		+		\rightleftharpoons	+	
<i>E. initial</i>	0	$n_0 = C_A \cdot V_A$	Excès (solvant)		0	0
<i>E. intermédiaire</i>	x		Excès			
<i>E. final</i>	x_f		Excès			

- Quelle relation a-t-on entre les quantités d'ions $n(\text{HCO}_2^-)_{\text{éq}}$ et $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{éq}}$ dans l'état d'équilibre final? En déduire une relation entre les concentrations $[\text{HCO}_2^-]_{\text{éq}}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ dans l'état d'équilibre.
- Exprimer la conductivité σ de la solution d'acide méthanoïque en fonction des concentrations $[\text{HCO}_2^-]_{\text{éq}}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ dans l'état d'équilibre et des conductivités ioniques molaires $\lambda_1 = \lambda(\text{HCO}_2^-)$ et $\lambda_2 = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+)$.
- Montrer que $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{\sigma}{\lambda_1 + \lambda_2}$. Préciser les unités de chacune des grandeurs.

Donnée : $\lambda_1 = 5,46 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ et $\lambda_2 = 35,0 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Calculer la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ en mol.m^{-3} puis la convertir en mol.L^{-1} .
En déduire la valeur de la concentration $[\text{HCO}_2^-]_{\text{éq}}$ en mol.L^{-1} .

-II- Constante d'acidité K_A du couple $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})} / \text{HCO}_2^-_{(\text{aq})}$

- Exprimer la constante d'acidité K_A associée au couple $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})} / \text{HCO}_2^-_{(\text{aq})}$.
- À partir du tableau d'avancement, exprimer la quantité d'acide méthanoïque $n(\text{HCO}_2\text{H})_{\text{éq}}$ dans l'état d'équilibre en fonction de n_0 et de $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{éq}}$. On note V le volume de la solution d'acide méthanoïque.
En déduire une relation entre les concentrations $[\text{HCO}_2\text{H}]_{\text{éq}}$, C et $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$.
- Exprimer la constante d'acidité K_A uniquement en fonction des concentrations C et de $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$.
- Calculer la valeur de K_A pour le couple étudié.

✎ Diluer dix fois la solution S : soit S' la solution diluée et C' sa concentration en soluté apporté.

l) Calculer la constante d'acidité K_A pour la solution S'.

m) **Conclusion :** Pour un couple acide / base donné, la constante d'acidité K_A du couple dépend-elle de l'état initial du système chimique étudié ?

n) À 25°C, la constante K_A du couple $\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})} / \text{HCO}_2^-_{(\text{aq})}$ donnée par les tables, est $K_A = 1,78 \cdot 10^{-4}$. Déterminer votre écart relatif par rapport aux tables.

o) Identifier les différentes sources d'incertitudes liées à la détermination de la valeur de la constante d'acidité K_A .