

Détermination d'une constante d'acidité

Compte rendu individuel à rédiger proprement en justifiant les différentes réponses.

1- Objectifs

Comment déterminer la constante d'acidité K_A d'un couple acide/base?

2- Détermination de concentrations par conductimétrie

Etalonner le conductimètre en suivant les indications du professeur.

A l'aide de l'éprouvette graduée, prélever environ 30mL de la solution aqueuse S d'acide méthanoïque $\text{HCOOH}_{(aq)}$ de concentration molaire en soluté apporté $C=1,00 \cdot 10^{-1} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, et la verser dans un bécher de 50mL.

- Mesurer la conductivité σ (mS/cm) de la solution aqueuse S d'acide méthanoïque $\text{HCOOH}_{(aq)}$.
- Convertir la conductivité σ en $\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$.

Les couples acide / base mis en jeu dans la réaction étudiée sont $\text{HCOOH}_{(aq)}/\text{HCOO}^-_{(aq)}$ et $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}/\text{H}_2\text{O}_{(l)}$.

- Écrire l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau sachant qu'elle conduit à un état d'équilibre.
- Recopier et compléter le tableau d'avancement ci-dessous:

Equation	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	\rightleftharpoons	+
Etat initial (x = 0 mol)		Solvant en excès		
Etat intermédiaire (x en mol)				
Etat final (x_f en mol)				

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

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

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

3- Constante d'acidité K_A du couple $\text{HCOOH}_{(\text{aq})}/\text{HCOO}^-_{(\text{aq})}$

- Exprimer la constante d'acidité K_A associée au couple $\text{HCOOH}_{(\text{aq})}/\text{HCOO}^-_{(\text{aq})}$.
- À partir du tableau d'avancement, exprimer la quantité d'acide méthanoïque $n(\text{HCOOH})_{\text{éq}}$ 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 éthanoïque.
- En déduire une relation entre les concentrations $[\text{HCOOH}]_{\text{éq}}$, 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 10 fois la solution S . Soit S' la solution diluée de concentration molaire en soluté apporté, noté C' .

- Reprendre l'étude précédente pour calculer la nouvelle valeur de la constante d'acidité.
- Que constate-t-on?
- 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.
- Identifier les différentes sources d'incertitudes liées à la détermination de la valeur de la constante d'acidité K_A .