

## TP 13-b

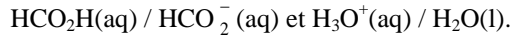
## Détermination d'une constante d'acidité.

### I - DÉTERMINATION DE CONCENTRATIONS D'IONS PAR CONDUCTIMÉTRIE

- Étalonner le conductimètre avec la fiche méthode jointe.
- Mesurer la conductivité  $\sigma$  d'une solution aqueuse S d'acide méthanoïque  $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$  de concentration molaire en soluté apporté  $C = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

1) Convertir la conductivité  $\sigma$  en  $\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$ .

2) Les couples acide / base mis en jeu dans la réaction étudiée sont :



Écrire l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau sachant qu'elle conduit instantanément à un **état d'équilibre**.

3) Compléter le tableau d'avancement de la réaction donné ci-dessous:

Equation	+			$\rightleftharpoons$
État initial $x = 0$	$n_0 = C \cdot V$	Solvant		
État intermédiaire $x$		Solvant		
Etat final $x_f$		Solvant		

4) 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.

5) Exprimer la conductivité  $\sigma$  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  $\lambda_2 = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+)$ .

6) Montrer que :  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{\sigma}{\lambda_1 + \lambda_2}$ . Préciser les unités de chacune des grandeurs.

7) 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  $[\text{HCO}_2^-]_{\text{éq}}$  en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

### II – CONSTANTE D'ACIDITE $K_A$ DU COUPLE $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{HCO}_2^- (\text{aq})$

1) Exprimer la constante d'acidité  $K_A$  associée au couple  $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{HCO}_2^- (\text{aq})$ .

2) 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  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ .

3) Exprimer la constante d'acidité  $K_A$  uniquement en fonction des concentrations  $C$  et de  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ .

4) 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.

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

6) **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 ?

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

$K_A$ . À  $25^\circ\text{C}$ , la constante  $K_A$  du couple  $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{HCO}_2^- (\text{aq})$  donnée par les tables, est  $K_A = 1,78 \cdot 10^{-4}$ .