

REACTION ETUDIEE

Acide méthanoïque en solution aqueuse :



La constante d'acidité s'exprime sous la forme :

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^{\text{-}}] \times [\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}]}{[\text{HCOOH}]}$$

(les trois concentrations sont celles à l'équilibre)

Ce quotient de réaction prend t-il une valeur indépendante de la composition initiale ?

METHODE UTILISE

- **Détermination de Ka par Conductimétrie** : La conductance dépend de la concentrations des espèces chargées (ions) en solution donc ici de $\text{HCOO}^{\text{-}}(\text{aq})$ et de $\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}(\text{aq})$ présent à l'équilibre.
- Elle sera mesurée par une cellule de conductimétrie donnant directement la **conductivité σ en Sm^{-1}** (Siemens par mètre)

EXPERIENCE

1- Préparations de solutions d'acide méthanoïque HCOOH (aq)

But : faire varier la composition initiale de la solution

Matériel : Fioles jaugées, pipettes jaugées, pipettes graduées, bechers

Solutions : acide méthanoïque de concentration $C = 1 \text{ mol/L}$, eau distillée

Concentrations des 6 solutions à préparer :

0.5 mol/L ; 0.1 mol/L ; 0.075 mol/L ; 0.05 mol/L ; 0.02 mol/L ; 0.01 mol/L

2- Mesure de la conductivité σ des solutions préparées :

Utilisation des sondes de conductimétrie. Relever la conductance de chaque solution dans le tableau.

RESULTATS

Compléter le tableau suivant :

C (mol/L)						
C (mol/m ³)						
σ (Sm^{-1})						
$[\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}](\text{mol/m}^3)$						
Ka						

Questions

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

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

2) Quelle relation a-t-on entre les quantités d'ions $n(\text{HCOO}^{\text{-}})_{\text{éq}}$ et $n(\text{H}_3\text{O}^{\text{+}})_{\text{éq}}$ dans l'état d'équilibre final ?

En déduire une relation entre les concentrations $[\text{HCOO}^{\text{-}}]_{\text{éq}}$ et $[\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}]_{\text{éq}}$ dans l'état d'équilibre.

3) Exprimer la conductivité σ de la solution d'acide méthanoïque en fonction des concentrations $[\text{HCOO}^{\text{-}}]_{\text{éq}}$ et $[\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}]_{\text{éq}}$ dans l'état d'équilibre et des conductivités ioniques molaires $\lambda_1 = \lambda(\text{HCOO}^{\text{-}})$ et $\lambda_2 = \lambda(\text{H}_3\text{O}^{\text{+}})$.

4) Montrer que $[\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}] = \frac{\sigma}{\lambda_{\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}} + \lambda_{\text{HCOO}^{\text{-}}}}$. Préciser les unités de chacune des grandeurs.

5) On donne : Conductivités molaires ioniques des ions

$$\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 3.497 \times 10^{-2} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} ; \lambda_{\text{HCOO}^-} = 5.46 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calculer la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ en mol/m³ puis la convertir en mol./L

En déduire la valeur de la concentration $[\text{HCOO}^-]_{\text{éq}}$ en mol/L

CONSTANTE D'ACIDITE K_A DU COUPLE $\text{HCOOH}(\text{aq}) / \text{HCOO}^-(\text{aq})$

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

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

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 dans le tableau.

5) **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 ?

6) incertitudes

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

b) mettre en commun l'ensemble des résultats obtenus par les n groupes de la classe puis calculer la valeur moyenne $K_{A\text{moy}}$ après suppression des résultats manifestement aberrants.

groupe	1	2	3	4	5	6	7	8	9
K_A									

c) Calculer l'écart-type σ_{n-1} de la série de mesure, avec la machine à calculer.

d) L'incertitude de répétabilité $U(K_A)$ associée à série de mesure est : $U(K_A) = k \times \frac{\sigma_{n-1}}{\sqrt{n}}$ où k est appelé

facteur d'élargissement. Ce facteur dépend du nombre de mesures réalisées et du niveau de confiance choisi. Pour des niveaux de confiance de 95 % et 99% on a

n	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16
$k_{95\%}$	12,7	4,30	3,18	2,78	2,57	2,45	2,37	2,31	2,26	2,23	2,20	2,18	2,16	2,15	2,13
$k_{99\%}$	63,7	9,93	5,84	4,60	4,03	3,71	3,50	3,36	3,25	3,17	3,11	3,06	3,01	2,98	2,95

Déterminer l'incertitude de répétabilité $U(K_A)$ avec un niveau de confiance de 99%.

e) Écrire le résultat sous la forme $K_{A\text{moy}} \pm U(K_A)$.

f) À 25°C, la constante K_A du couple $\text{HCOOH}(\text{aq}) / \text{HCOO}^-(\text{aq})$ donnée par les tables, est $K_A = 1,78 \times 10^{-5}$.

Cette valeur appartient-elle à l'intervalle de confiance déterminé expérimentalement ?