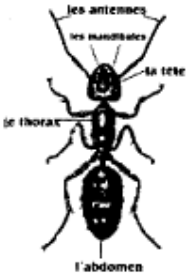
Amérique du nord 2004 **(4 points)**

EXERCICE III – A PROPOS DE L'ACIDE FORMIQUE



Pour se défendre, les fourmis utilisent deux moyens : leurs mandibules et la projection d'acide formique. Les mandibules servent à immobiliser l'ennemi tandis que l'acide formique brûle la victime. Une fourmi se sentant menacée se dresse sur ses deux pattes arrière et peut projeter sur l'ennemi un jet d'acide formique à plus de 30 centimètres grâce à son abdomen.

L'acide formique (ou acide méthanoïque) soluble dans l'eau a pour formule semi-développée HCOOH. On se propose d'étudier quelques propriétés d'une solution aqueuse de cet acide.

Données :

- Masses molaires atomiques : $M(C) = 12\ g.mol^{-1}$
  $M(H) = 1\ g.mol^{-1}$
  $M(O) = 16\ g.mol^{-1}$
- Constante d'acidité à 25°C : $K_A(HCOOH / HCOO^-) = 1{,}8\times10^{-4}$
- Conductivités molaires ioniques à 25°C (conditions de l'expérience) :
  $\lambda(H_3O^+) = 35{,}0\times10^{-3}\ S.m^2.mol^{-1}$ $\lambda(HCOO^-) = 5{,}46\times10^{-3}\ S.m^2.mol^{-1}$

On rappelle l'expression de la conductivité σ d'une solution en fonction des concentrations molaires des espèces ioniques X_i dissoutes $\sigma = \Sigma\ \lambda_i.[X_i]$

1. Dans une fiole jaugée de volume $V_0 = 100$ mL, on introduit une masse m d'acide formique, puis on complète cette fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on l'homogénéise. On dispose d'une solution S_0 d'acide formique de concentration molaire $C_0 = 0{,}01\ mol.L^{-1}$.

a) Calculer la masse m.

b) Ecrire l'équation de la réaction associée à la transformation de l'acide formique en présence d'eau.

c) Compléter le **tableau 1** d'avancement joint en **annexe** (à rendre avec la copie) correspondant à cette transformation chimique, en fonction de C_0, V_0, x_{max} et $x_{éq}$. On note $x_{éq}$ l'avancement à l'état d'équilibre et x_{max} l'avancement de la réaction supposée totale.

d) Exprimer le taux d'avancement final τ en fonction de la concentration en ions oxonium à l'équilibre $[H_3O^+]_{éq}$ et de C_0.

e) Donner l'expression du quotient de réaction à l'état d'équilibre $Q_{r,éq}$.

Montrer que ce quotient peut s'écrire sous la forme : $Q_{r,éq} = \dfrac{[H_3O^+]_{éq}^2}{C_0 - [H_3O^+]_{éq}}$

2. Exprimer la conductivité σ de la solution d'acide formique à l'état d'équilibre en fonction des conductivités molaires ioniques des ions présents et de la concentration en ions oxonium à l'équilibre $[H_3O^+]_{éq}$.

3. La mesure de la conductivité de la solution S_0 donne $\sigma = 0{,}05\ S.m^{-1}$ à 25°C.

a) En utilisant les relations obtenues précédemment, compléter le **tableau 2** fourni en **annexe**.

b) Comparer la valeur expérimentale de $Q_{r,éq}$ avec la valeur de la constante K_A du couple $HCOOH / HCOO^-$.

4. On réalise la même étude, en utilisant une solution S_1 d'acide formique de concentration $C_1 = 0{,}10\ mol.L^{-1}$. Les résultats obtenus sont indiqués dans le **tableau 2** (fourni en annexe).
En déduire l'influence de la concentration de la solution sur :

a) le taux d'avancement de la réaction ;

b) le quotient de réaction dans l'état d'équilibre.

ANNEXE

Tableau 1

Équation de la réaction					
État du système	Avancement en mol	Quantité de matière en mol			
État initial	0				
État final (si la transformation était totale)	x_{max}				
État d'équilibre (transformation non totale)	$x_{éq}$				

Tableau 2

Solution	**S_0**	**S_1**
C_i (mol.L^{-1})	0,010	0,10
σ (S.m^{-1})	0,050	0,17
$[H_3O^+]_{éq}$ (mol.m^{-3})		4,2
$[H_3O^+]_{éq}$ (mol.L^{-1})		$4,2.10^{-3}$
τ (%)		4,2
$Q_{r,\,éq}$		$1,8.10^{-4}$