A propos de l'acide formique

Bac S 2004 Amérique du Nord (ancien programme) · Exercice 1 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1 a) Calculer la masse m d'acide formique. b) Écrire l'équation de sa réaction avec l'eau. c) Compléter le tableau 1. d) Exprimer τ en fonction de $[H_3O^+]_{éq}$ et C_0. e) Exprimer $Q_{r,éq}$ et établir la forme proposée.

Données utiles $V_0 = 100$ mL ; $C_0 = 0{,}010\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12$, $M(\text{H}) = 1$, $M(\text{O}) = 16\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

a) $M(\text{HCOOH}) = 12 + 2\times 1 + 2\times 16 = 46\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$n = C_0 V_0 = \dfrac{m}{M}$, donc $m = C_0 V_0 M = 0{,}010 \times 0{,}100 \times 46 = 4{,}6 \times 10^{-2}$ g.

b) $\text{HCOOH (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- \text{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{(aq)}$

c) Voir le tableau 1 complété ci-dessous.

d) Par définition, $\tau = \dfrac{x_{éq}}{x_{max}}$.

Si la transformation était totale, l'acide serait entièrement consommé : $C_0 V_0 - x_{max} = 0$, soit $x_{max} = C_0 V_0$.

À l'équilibre, $n(H_3O^+)_{éq} = x_{éq}$, soit $x_{éq} = [H_3O^+]_{éq} V_0$. Donc $\tau = \dfrac{[H_3O^+]_{éq} V_0}{C_0 V_0} = \dfrac{[H_3O^+]_{éq}}{C_0}$.

e) L'eau est le solvant, elle n'apparaît pas : $Q_{r,éq} = \dfrac{[HCOO^-]_{éq}\,[H_3O^+]_{éq}}{[HCOOH]_{éq}}$.

D'après le tableau : $[HCOO^-]_{éq} = [H_3O^+]_{éq} = \dfrac{x_{éq}}{V_0}$ et $[HCOOH]_{éq} = \dfrac{C_0 V_0 - x_{éq}}{V_0} = C_0 - [H_3O^+]_{éq}$.

$$m = 4{,}6 \times 10^{-2}\ \text{g} \ ;\ \tau = \frac{[H_3O^+]_{éq}}{C_0} \ ;\ Q_{r,éq} = \frac{[H_3O^+]_{éq}^2}{C_0 - [H_3O^+]_{éq}}$$

Équation de la réaction		HCOOH(aq)	+ H₂O(l)	⇌ HCOO⁻(aq)	+ H₃O⁺(aq)
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
État initial	0	$C_0 \cdot V_0$	excès	0	0
État final (si totale)	x_{max}	$C_0 \cdot V_0 - x_{max} = 0$	excès	x_{max}	x_{max}
État d'équilibre (non totale)	$x_{éq}$	$C_0 \cdot V_0 - x_{éq}$	excès	$x_{éq}$	$x_{éq}$

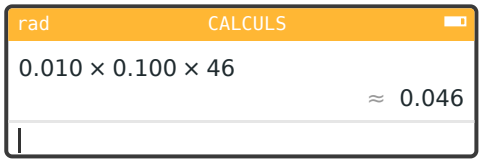
1 · Tableau 1 de l'annexe complété (en orange : ce que l'élève écrit)

PIÈGE
Laisser V_0 en mL dans le calcul de m : il faut $V_0 = 0{,}100$ L, puisque C_0 est en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

COMPRENDRE
Le texte écrit $C_0 = 0{,}01\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, le tableau 2 donne $0{,}010$: on garde deux chiffres significatifs, d'où $m = 4{,}6 \times 10^{-2}$ g. Avec un seul chiffre, on écrirait 5×10^{-2} g.

MÉTHODE
Pour x_{max}, annuler la quantité du réactif limitant (ici l'acide, l'eau étant en excès). Pour $x_{éq}$, lire dans le tableau la quantité d'un produit, reliée à une grandeur mesurable.

À LA CALCULATRICE



2 Exprimer la conductivité σ de la solution à l'équilibre en fonction des conductivités molaires ioniques et de $[H_3O^+]_{éq}$.

Les ions présents sont H_3O^+ et $HCOO^-$ (les ions HO^- sont en quantité négligeable en milieu acide) :

$\sigma = \lambda(H_3O^+)\,[H_3O^+]_{éq} + \lambda(HCOO^-)\,[HCOO^-]_{éq}$

Or $[HCOO^-]_{éq} = [H_3O^+]_{éq}$ (question 1), donc :

$$\sigma = \left(\lambda(H_3O^+) + \lambda(HCOO^-)\right)[H_3O^+]_{éq}$$

COMPRENDRE
L'acide HCOOH et l'eau sont des molécules, électriquement neutres : ils ne participent pas à la conductivité. Seuls les ions comptent.

3 a) À partir de la conductivité mesurée pour S_0, compléter le tableau 2. b) Comparer la valeur expérimentale de $Q_{r,éq}$ à la constante K_A du couple.

Données utiles $\sigma = 0{,}050\ \text{S}\cdot\text{m}^{-1}$; $\lambda(H_3O^+) = 35{,}0\times10^{-3}\ \text{S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$; $\lambda(HCOO^-) = 5{,}46\times10^{-3}\ \text{S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$; $C_0 = 0{,}010\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $K_A = 1{,}8\times10^{-4}$

a) D'après la question 2 : $[H_3O^+]_{éq} = \dfrac{\sigma}{\lambda(H_3O^+)+\lambda(HCOO^-)}$

$$[H_3O^+]_{éq} = \frac{0{,}050}{35{,}0\times10^{-3}+5{,}46\times10^{-3}} = 1{,}236\ \text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$$

soit $[H_3O^+]_{éq} = 1{,}2\ \text{mol}\cdot\text{m}^{-3} = 1{,}2\times10^{-3}\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

$\tau = \dfrac{[H_3O^+]_{éq}}{C_0} = \dfrac{1{,}236\times10^{-3}}{0{,}010} = 0{,}12$, soit 12 %.

$Q_{r,éq} = \dfrac{[H_3O^+]^2_{éq}}{C_0-[H_3O^+]_{éq}} = \dfrac{(1{,}236\times10^{-3})^2}{0{,}010-1{,}236\times10^{-3}} = 1{,}7\times10^{-4}$,

concentrations en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, sans arrondir $[H_3O^+]_{éq}$ à deux chiffres.

b) $Q_{r,éq} = 1{,}7\times10^{-4}$ et $K_A = 1{,}8\times10^{-4}$: les deux valeurs sont très proches. L'écart, de quelques pour cent, s'explique par la précision limitée de la mesure de σ (deux chiffres significatifs).

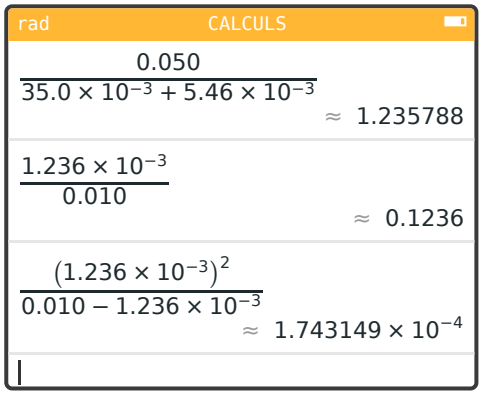
$[H_3O^+]_{éq} = 1{,}2\times10^{-3}\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $\tau = 12\ \%$; $Q_{r,éq} = 1{,}7\times10^{-4} \approx K_A$

PIÈGE
Avec σ en $\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$ et λ en $\text{S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$, la concentration sort en $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$. Or $1\ \text{mol}\cdot\text{m}^{-3} = 10^{-3}\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$: oublier cette conversion fausse τ et $Q_{r,éq}$.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme σ et C_0. À l'équilibre, le quotient de réaction est égal à la constante d'équilibre, ici K_A : l'expérience le confirme.

MÉTHODE
Garder la valeur non arrondie en mémoire de la calculatrice pour les calculs suivants, et n'arrondir qu'au moment d'écrire chaque résultat.

À LA CALCULATRICE



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})	1,2	4,2
$[H_3O^+]_{éq}$ (mol·L^{-1})	$1{,}2\times10^{-3}$	$4{,}2\times10^{-3}$
τ (%)	12	4,2
$Q_{r,éq}$	$1{,}7\times10^{-4}$	$1{,}8\times10^{-4}$

3 · Tableau 2 de l'annexe complété (en orange : les valeurs calculées pour S_0)

4 À partir des résultats obtenus pour la solution S_1, dix fois plus concentrée, déduire l'influence de la concentration sur : a) le taux d'avancement ; b) le quotient de réaction à l'équilibre.

Données utiles S_0 : $C_0 = 0{,}010\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $\tau = 12\ \%$, $Q_{r,éq} = 1{,}7\times10^{-4}$ (Q3) ; S_1 : $C_1 = 0{,}10\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $\tau = 4{,}2\ \%$, $Q_{r,éq} = 1{,}8\times10^{-4}$

a) Pour S_1, dix fois plus concentrée que S_0, τ vaut 4,2 % contre 12 % : le taux d'avancement final diminue quand la concentration augmente. Autrement dit, plus la solution est diluée, plus l'acide est dissocié.

b) $Q_{r,éq}$ vaut $1{,}7\times10^{-4}$ pour S_0 et $1{,}8\times10^{-4}$ pour S_1 : aux incertitudes de mesure près, c'est la même valeur, égale à K_A.

τ dépend de la concentration (il augmente avec la dilution) ; $Q_{r,éq} = K_A$ n'en dépend pas.

COMPRENDRE
La constante d'acidité K_A ne dépend que de la température. Le taux d'avancement, lui, dépend aussi de l'état initial : un acide faible n'a pas un « taux de dissociation » fixe.