

Activité 1 : On considère l'équation de la réaction suivante : $I_{2(aq)} + 2S_2O_{3(aq)}^{2-} \rightleftharpoons 2I_{(aq)}^- + S_4O_{6(aq)}^{2-}$:

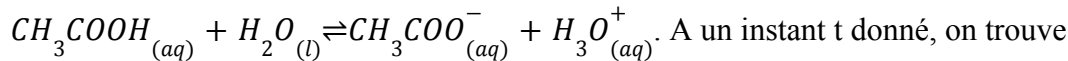
Calculer le quotient $Q_r = \frac{[I_{(aq)}^-]^2 \times [S_4O_{6(aq)}^{2-}]}{[I_{2(aq)}] \times [S_2O_{3(aq)}^{2-}]^2}$, dans le sens direct de la réaction, à l'instant t ou les concentrations

des espèces chimiques sont les suivant : $[I_{(aq)}^-] = 0,05 \text{ mol/L}$; $[S_4O_{6(aq)}^{2-}] = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$;

$[I_{2(aq)}] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[S_2O_{3(aq)}^{2-}] = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

Application 1 :

1- On modélise la réaction de l'acide éthanóïque avec de l'eau par l'équation chimique suivante :



$[CH_3COOH_{(aq)}] = 9,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$; $[H_3O_{(aq)}^+] = [CH_3COO_{(aq)}^-] = 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$:

a- Calculer les valeurs Q_{r1} et Q_{r2} les quotients de la réaction dans les deux sens,

b- Calculer $Q_{r1} \times Q_{r2}$, puis conclure.

2- Exprimer les quotients des réactions, dans le sens direct, pour les trois cas suivants :

a- Oxydation du cuivre métallique avec des ions d'argent : $Cu_{(s)} + 2Ag_{(aq)}^+ \rightleftharpoons Cu_{(aq)}^{2+} + 2Ag_{(s)}$,

b- Dépôt de chlorure d'argent : $Ag_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^- \rightleftharpoons AgCl_{(s)}$,

c- La dissolution du chlorure de cuivre $CuCl_{2(s)} \rightleftharpoons Cu_{(aq)}^{2+} + 2Cl_{(aq)}^-$,

d- La réaction de l'acide AH avec l'eau : $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A_{(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+$.

Activité 2 : Des résultats d'une solution d'un acide de concentrations molaires initiales différentes :

Solution	S ₁	S ₂	S ₃
C _i (en mol/L)	10,0.10 ⁻³	5,0.10 ⁻³	1,0.10 ⁻³
Q _{r,éq}	1,79.10 ⁻⁵	1,81.10 ⁻⁵	1,78.10 ⁻⁵

Application 2 : On dispose d'une solution d'acide éthanóïque de concentration molaire C=0,05mol/L et de conductivité σ=343,0μ.S/cm à 25°C :

1- Etablir l'équation de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau en donnant les couples mis en jeu,

2- Etablir le tableau d'avancement de la réaction,

3- Déterminer les concentrations molaires des solutés à l'état d'équilibre, puis déduire la valeur de Q_{r,éq}.

On donne : $\lambda_{H_3O^+} = 35,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ et $\lambda_{CH_3COO^-} = 4,09 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.

Activité 3 :

On dispose du taux d'avancement final pour trois solutions d'un acide de concentrations molaires différents :

Solution d'acide éthanóïque	S ₁	S ₂	S ₃
C _i (en mmol/L)	50,0	5,0	0,5
τ	1,8%	5,4%	17,3%

Activité 4 :

On considère les résultats de trois solutions d'acides différents de même concentration initiale 5,0.10⁻³mol.L⁻¹ :

Solution	S ₁	S ₂	S ₃
K	17,9.10 ⁻⁵	1,81.10 ⁻⁵	0,19.10 ⁻⁵
τ	17,2%	5,8%	2,72%

Application 3 : La valeur de la constante d'équilibre associée à l'équation de dissociation de chlorure d'argent (AgCl_(s)) dans l'eau est K=1,8.10⁻¹⁰ :

1- Etablir l'équation de la dissociation,

2- Déterminer les concentrations molaires effectives des ions présentes dans la solution à l'état d'équilibre.

Application 4 : On mesure la conductance G d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque de volume

V=100mL et de concentration molaire $C=2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$, en utilisant une cellule de la mesure de constante $K=125 \text{ m}^{-1}$, et on trouve $G_{\text{eq}}=0,22 \text{ mS}$:

- 1- Etablir l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau en donnant les couples mis en jeu,
- 2- Etablir le tableau d'avancement de la réaction, puis déduire x_{eq} la valeur de l'avancement à l'équilibre,
- 3- Calculer K la valeur de la constante d'équilibre, puis calculer τ la valeur du taux d'avancement final.

On donne : $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 349,8 \cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ et $\lambda_{\text{HCOO}^-} = 54,6 \cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.