



Correction des exercices du chapitre 6

Exercice n° 19 p 124 :

a. Equation de la réaction : $Fe^{3+}_{(aq)} + SCN^{-}_{(aq)} = FeSCN^{2+}_{(aq)}$

b. Constante d'équilibre : $K = \frac{[FeSCN^{2+}]_{\acute{e}q}}{[Fe^{3+}]_{\acute{e}q} \times [SCN^{-}]_{\acute{e}q}}$

c. Etablissons le tableau d'avancement de la réaction :

Equation de la réaction		$Fe^{3+}_{(aq)} + SCN^{-}_{(aq)} = FeSCN^{2+}_{(aq)}$		
Etat	Avancement (mol)			
Initial	0	$1.0 \cdot 10^{-3}$ ou cV	10^{-3}	0
En cours	x	$1.0 \cdot 10^{-3} - x$ ou cV - x	$10^{-3} - x$	x
final	$x_{\acute{e}q}$	$1.0 \cdot 10^{-3} - x_{\acute{e}q}$ ou cV - $x_{\acute{e}q}$	$10^{-3} - x_{\acute{e}q}$	$x_{\acute{e}q}$

Quantité initiale d'ions fer III : $n = c \times V = 1.0 \cdot 10^{-2} \times 100 \cdot 10^{-3} = 1.0 \cdot 10^{-3}$ mol

Quantité initiale d'ion SCN^{-} : $n = 10^{-3}$ mol = $c \times V$

Le volume de la solution est $V = 100 \cdot 10^{-3}$ L et reste invariant.

Il faut diviser les quantités de matières de la dernière ligne du tableau par V pour passer en concentrations.

Ainsi :

$$K = \frac{x_{\acute{e}q} / V}{\left(\frac{1.0 \cdot 10^{-3}}{V} - \frac{x_{\acute{e}q}}{V} \right)^2} = \frac{y_{\acute{e}q}}{(c - y_{\acute{e}q})^2} \text{ en posant } y_{\acute{e}q} = \frac{x_{\acute{e}q}}{V} = [FeSCN^{2+}_{(aq)}]$$

d'où l'équation du second degré suivante : $K \times y_{\acute{e}q}^2 - (2 \times c \times K + 1) \times y_{\acute{e}q} + Kc^2 = 0$

On note : $a = K$; $b = -(2cK + 1)$ et $c = Kc^2$

On a $\Delta = b^2 - 4ac = 7.4$

et $y_{\acute{e}q1} = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a} = 4.6 \cdot 10^{-3}$ mol/L

ou $y_{\acute{e}q2} = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a} = 2.2 \cdot 10^{-2}$ mol/L

d'où $x_{\acute{e}q1} = y_{\acute{e}q1} \cdot V$
 $= 4.6 \cdot 10^{-3} \times 100 \cdot 10^{-3}$
 $= 4.6 \cdot 10^{-4}$ mol

ou $x_{\acute{e}q2} = y_{\acute{e}q2} \cdot V$
 $= 2.2 \cdot 10^{-2} \times 100 \cdot 10^{-3}$
 $= 2.2 \cdot 10^{-3}$ mol

On sait qu'une quantité de matière doit être positive ou nulle : $n(Fe^{3+})_{\acute{e}q} = 1.0 \cdot 10^{-3} - x_{\acute{e}q} > 0$. Ceci élimine le deuxième $x_{\acute{e}q}$ trouvé.

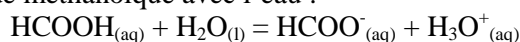
Finalement : $x_{\acute{e}q} = 4.6 \cdot 10^{-4}$ mol

Il reste la quantité d'ions fer III suivante en fin de réaction :

$n(Fe^{3+})_{\acute{e}q} = 1.0 \cdot 10^{-3} - 4.6 \cdot 10^{-4} = 5.4 \cdot 10^{-4}$ mol

Exercice n° 20 p 124 :

a. Equation de la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau :



b. Montrons que cette réaction n'est pas totale :

Pour cela on calcule le taux d'avancement final de la réaction : $\tau = \frac{x_{\acute{e}q}}{x_{\max}}$



On peut tout d'abord dresser le tableau d'évolution de cette réaction, pour un volume V de solution :

Equation de la réaction		$\text{HCOOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{HCOO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$			
Etat	Avancement (mol)				
Initial	0	$c \times V$	excès	0	0
En cours	x	$c \times V - x$	excès	x	x
final	$x_{\text{éq}}$	$c \times V - x_{\text{éq}}$	excès	$x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$

Donc on a $x_{\text{max}} = c \times V$ et $x_{\text{éq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = 10^{-\text{pH}}$

$$\text{D'où : } \tau = \frac{x_{\text{éq}}}{x_{\text{max}}} = \frac{x_{\text{éq}}/V}{x_{\text{max}}/V} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{c} = \frac{1.3 \times 10^{-3}}{1.0 \times 10^{-2}} = 13\% \text{ : la réaction n'est pas totale.}$$

c. et d. Quotient de réaction et constante de réaction dans l'état d'équilibre :

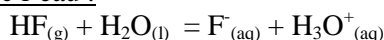
D'après la conservation de la matière : $[\text{HCOOH}_{(aq)}]_{\text{init}} = [\text{HCOOH}_{(aq)}]_{\text{éq}} + [\text{HCOO}^-_{(aq)}]_{\text{éq}}$

D'où : $[\text{HCOOH}_{(aq)}]_{\text{éq}} = [\text{HCOOH}_{(aq)}]_{\text{init}} - [\text{HCOO}^-_{(aq)}]_{\text{éq}} = c - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$

$$\text{Qr,éq} = \frac{[\text{HCOO}^-]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{HCOOH}]_{\text{éq}}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}} = \frac{(1.3 \times 10^{-3})^2}{1.0 \times 10^{-2} - 1.3 \times 10^{-3}} = \frac{1.7 \times 10^{-6}}{8.7 \times 10^{-3}} = 2.0 \times 10^{-4} = K$$

Exercice n° 24 p 125 :

a. Réaction du fluorure d'hydrogène avec l'eau :



b. Concentration des ions :

D'après l'équation de la réaction (elle produit autant de moles d'ions fluorure que d'ions oxonium), on sait que :

$$[\text{F}^-]_{(aq)} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{(aq)}$$

La conductivité des solutions est due à ces deux ions :

$$\sigma = (\lambda(\text{F}^-_{(aq)}) + \lambda(\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)})) \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{(aq)}$$

$$\text{Alors : } [\text{F}^-]_{(aq)} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{(aq)} = \frac{\sigma}{\lambda(\text{F}^-_{(aq)}) + \lambda(\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)})}$$

Donc avec $\lambda(\text{F}^-_{(aq)}) = 5.54 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$ et $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}) = 3.50 \times 10^{-2} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$

On trouve :

c (en mol/L)	1.0×10^{-2}	1.0×10^{-3}	1.0×10^{-4}
σ (en S/m)	9.0×10^{-2}	2.185×10^{-2}	3.567×10^{-3}
$[\text{F}^-]_{(aq)} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{(aq)}$ en mol/m ³	2.2	0.54	8.8×10^{-2}
$[\text{F}^-]_{(aq)} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{(aq)}$ en mol/L	2.2×10^{-3}	5.4×10^{-4}	8.8×10^{-5}

c. Quotient de réaction :

Pour calculer le quotient de réaction dans l'état d'équilibre, on utilise l'expression suivante :

$$\text{Qr,éq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \times [\text{F}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HF}]_{\text{éq}}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}$$

Nous avons de nouveau écrit la conservation de la matière pour HF

On trouve :

Qr,éq	6.2×10^{-4}	6.3×10^{-4}	6.5×10^{-4}
--------------	----------------------	----------------------	----------------------

Qr,éq est à peu de chose près constant, donc indépendant de la concentration initiale de la solution.

d. Taux d'avancement final :

On connaît l'expression de ce taux : $\tau = \frac{x_{\text{éq}}}{x_{\text{max}}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{c}$. On trouve alors :

τ (%)	22	54	88
------------------------------	----	----	----

e. **Plus la solution est diluée, plus le taux d'avancement de cette réaction est élevée.**