

EXERCICE 1: (04points):



$$k \text{ (conductivité spécifique)} = k_{\text{H}^+} + k_{\text{OH}^-} \quad 0,5$$

$$k = \frac{C \cdot \Lambda}{1000} = \frac{C(\lambda_{\text{H}^+} + \lambda_{\text{OH}^-})}{1000} = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot \lambda_{\text{H}^+} + C_{\text{OH}^-} \cdot \lambda_{\text{OH}^-}}{1000} \quad 0,5$$

On pourra confondre conductivité équivalente Λ et conductivité équivalente limite $\Lambda^\circ (\Lambda = \Lambda^\circ)$

$$k = \frac{C \cdot \Lambda_0}{1000} = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot \lambda_{\text{H}^+}^0 + C_{\text{OH}^-} \cdot \lambda_{\text{OH}^-}^0}{1000} \quad 0,5$$

L'eau pure est neutre donc $\text{pH}=7$, c'est -à-dire $C_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-} = 10^{-7} \text{ mol/lit}$ 1

$$k = \frac{C_{\text{H}^+} \times \lambda_{\text{H}^+}^0 + C_{\text{OH}^-} \times \lambda_{\text{OH}^-}^0}{1000} = \frac{10^{-7} \times 350 + 10^{-7} \times 200}{1000} = 5.5 \times 10^{-8} \text{ } \Omega^{-1} \cdot \text{cm}^{-1} \quad 0,5$$

Or $k(\text{robinet}) = 6.10^{-6} \text{ } \Omega^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$ ($k(\text{robinet}) > k(\text{pure})$) 0,5

Ceci s'explique par le fait que l'eau de robinet contient d'autres ions plus au moins dangereux tels que : Cl^- , F^- , ClO_4^- , Fe^{2+} , Pb^{2+} , etc....

EXERCICE 2: (10 points):



1-

a- À droit la cathode positive, les ions Cu²⁺ se réduisent : $Cu^{2+} + 2e^- = Cu(s)$, $E^0_{Red} = 0.34\text{volts}$

b- À Gauche l'anode négative, le Fer s'oxyde : $Fe = Fe^{2+} + 2e^-$, $E^0_{Ox} = -0.771\text{volts}$

2-

a) Electrode de cuivre :

$$E_{Cu^{2+}/Cu} = E^0_{Cu^{2+}/Cu} - \frac{0.06}{2} \log \frac{1}{[Cu^{2+}]} = E^0_{Cu^{2+}/Cu} + 0.03 \log [Cu^{2+}]$$

$$E_{Cu^{2+}/Cu} = 0.34 + 0.03 \log [0.1] = 0.34 - 0.03 = 0.31V$$

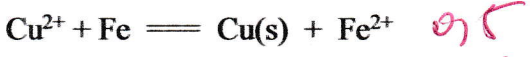
b) Electrode de fer :

$$E_{Fe/Fe^{2+}} = E^0_{Fe/Fe^{2+}} - \frac{0.06}{2} \log [Fe^{2+}] = E^0_{Fe/Fe^{2+}} - 0.03 \log [Fe^{2+}]$$

$$E_{Fe/Fe^{2+}} = -(-0.44) - 0.03 \log [0.1] = +0.44 + 0.03 = +0.47V$$

3-

l'équation de la réaction chimique globale



$E_{Cell} = 0.31 + 0.47 = 0.78\text{volts}$

4-

L'équation de Nernst donne:

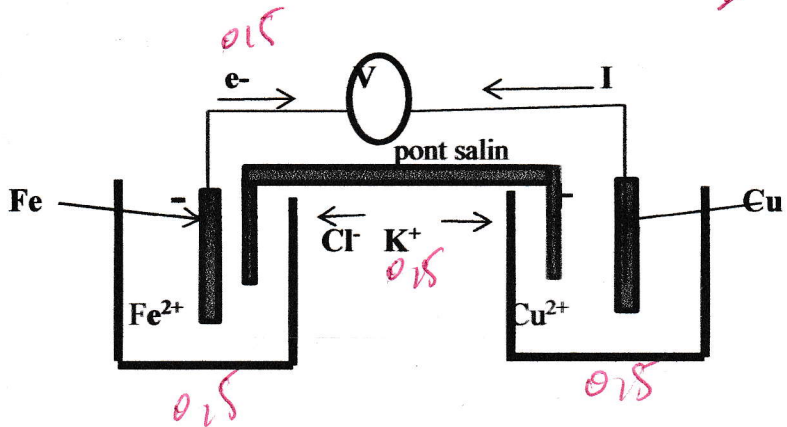
$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

Pour une cellule à l'équilibre chimique, $Q = K$ et $E = 0$

$$0 = E^0_{cell} - \frac{0.06}{2} \log K = E^0_{cell} - 0.03 \log \frac{[Fe^{2+}]}{[Cu^{2+}]}, \frac{[Fe^{2+}]}{[Cu^{2+}]} = K \text{ et } E^0_{cell} = 0.34 + 0.44 = 0.78V$$

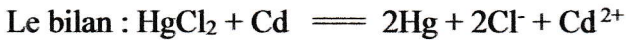
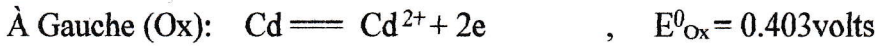
$$\therefore E^0_{cell} - 0.03 \log K = 0 \Rightarrow \log K = \frac{E^0}{0.03} = \frac{0.78}{0.03} = 26 \Rightarrow K = 10^{26}$$

5-



EXERCICE 3: (06 points):

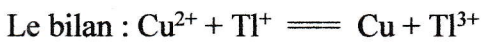
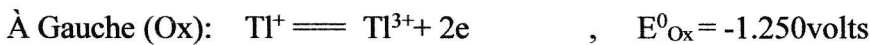
a- Cd / Cd²⁺ // KCl / Hg₂Cl₂(s) / Hg



$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Ox}} = (0.267) + (0.403) = 0.670\text{volts}$

0,267
0,403
0,670

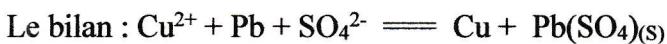
b- Pt / Tl⁺, Tl³⁺ // Cu²⁺ / Cu



$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Ox}} = (0.337) + (-1.250) = -0.913\text{volts}$

0,337
-1,250
-0,913

c- Pb / Pb(SO₄)(s) / SO₄²⁻ // Cu²⁺ / Cu



$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Ox}} = (0.337) + (+0.358) = 0.695\text{volts}$

0,337
0,358
0,695