

Exercice 4



La masse molaire du chlorure de potassium est : $39,1 + 35,5 = 74,6 \text{ g/mol}$

La concentration molaire en ions potassium est de $0,10 \text{ mol/L}$, donc le

nombre de moles d'ions potassium est $n = 0,10 \times 0,5 = 0,05 \text{ mol}$

Donc le nombre de moles de KCl est aussi $0,05 \text{ mol}$.

Donc la masse de KCl est $74,6 \times 0,05 = \underline{\underline{3,73 \text{ g}}}$



si on a 1 mole de Hg^{2+} , on a 2 moles de Cl^-

Donc $[\text{Cl}^-] = \underline{\underline{0,2 \text{ mol/L}}}$.

$$\textcircled{3} \quad \text{a) } n_1 = n_2 \quad \Leftrightarrow \quad C_1 V_1 = C_2 V_2 \quad \Leftrightarrow \quad C_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2}$$

$$\text{Donc } [\text{K}^+] = \frac{0,1 \times 500}{1000} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Hg}^{2+}] = \frac{0,1 \times 500}{1000} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{(0,1 + 0,2) \times 500}{1000} = 0,15 \text{ mol/L}$$

b) l'équation d'électroneutralité est

$$\boxed{2 \times [\text{Hg}^{2+}] + [\text{K}^+] = [\text{Cl}^-]}$$

$$2 \times [\text{Hg}^{2+}] + [\text{K}^+] = 2 \times 0,05 + 0,05 = 0,15 = [\text{Cl}^-]$$

Donc l'équation est bien satisfaite.