

Solution d'examen :

Exercice 1 : (6pts)

1. Calcule des concentrations des solutions S_0 , S_1 , S_2 , S_3 et S_4 :

$$\text{La concentration de } S_0 : [S_0] = \frac{m}{M \times V} = \frac{1.195}{101 \times 1} = 0.01 \text{ M} \quad \mathbf{1}$$

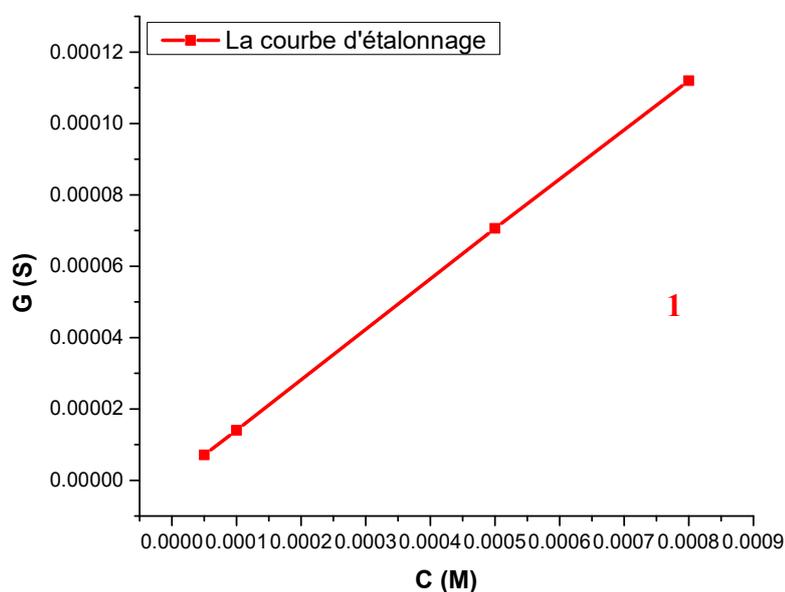
$$\text{La concentration de } S_1 : [S_1] = C_0 V_0 = C_1 V_1 \Rightarrow 0.01 \times 20 = C_1 \times 250 \Rightarrow C_1 = 8 \times 10^{-4} \text{ M} \quad \mathbf{0.5}$$

$$\text{La concentration de } S_2 : [S_2] = C_0 V_0 = C_2 V_2 \Rightarrow 0.01 \times 10 = C_2 \times 200 \Rightarrow C_2 = 5 \times 10^{-4} \text{ M} \quad \mathbf{0.5}$$

$$\text{La concentration de } S_3 : [S_3] = C_0 V_0 = C_3 V_3 \Rightarrow 0.01 \times 0.01 = C_3 \times 1 \Rightarrow C_3 = 10^{-4} \text{ M} \quad \mathbf{0.5}$$

$$\text{La concentration de } S_4 : [S_4] = C_0 V_0 = C_4 V_4 \Rightarrow 0.01 \times 0.005 = C_4 \times 1 \Rightarrow C_4 = 5 \times 10^{-5} \text{ M} \quad \mathbf{0.5}$$

2. la courbe d'étalonnage $G = f(c)$:



3. l'équation de la courbe d'étalonnage : $Y = 0.14 \times X + 1.37 \times 10^{-7}$ $\mathbf{1}$

4. Détermination de la concentration C_x :

A partir de l'équation : $G_x = 0.14 \times C_x + 1.37 \times 10^{-7}$; Donc $C_x = 3.86 \times 10^{-4} \text{ M}$ $\mathbf{0.5}$

A partir de la courbe d'étalonnage : $C_x = 3.84 \times 10^{-4} \text{ M}$ $\mathbf{0.5}$

Exercice 2 : (7pts)

1. Une **électrode** : c'est l'association entre un conducteur électrique (le métal) et un conducteur ionique (la solution). $\mathbf{0.5}$

Les différents types d'électrodes :

- Les électrodes à gaz. $\mathbf{0.5}$
- Les électrodes de première espèce. $\mathbf{0.5}$

• Les électrodes de deuxième espèce. **0.5**

• Les électrodes de troisième espèce **0.5**

2. Une électrode de référence : C'est une électrode dont le potentiel doit être constant et connu (ce qui veut dire qu'il ne doit pas dépendre de la concentration de certaines espèces présentes en solution) ; Il appartient aux électrodes de deuxième espèce **0.5**

3. Exemples des électrodes de référence :

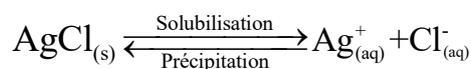
• L'électrode au calomel saturée : $\text{Hg}/\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{KCl}_{(\text{Saturé})}$ **0.5**

• L'électrode d'argent : $\text{Ag}/\text{AgCl}/\text{KCl}_{(\text{Saturé})}$ **0.5**

• L'électrode standard à hydrogène H^+/H_2 **0.5**

4. La démonstration du potentiel :

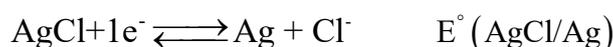
Trois relations vont intervenir dans notre démonstration :



$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$



$$E_{\text{eq}}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + 0.059 \cdot \log[\text{Ag}^+]$$



$$E_{\text{eq}}(\text{AgCl}/\text{Ag}) = E^\circ(\text{AgCl}/\text{Ag}) + 0.059 \cdot \log\left(\frac{1}{[\text{Cl}^-]}\right)$$

L'égalisation des potentiels nous permet de déterminer la valeur de $E^\circ(\text{AgCl}/\text{Ag})$:

$$E_{\text{eq}}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = E_{\text{eq}}(\text{AgCl}/\text{Ag})$$

$$E^\circ(\text{AgCl}/\text{Ag}) + 0.059 \cdot \log\left(\frac{1}{[\text{Cl}^-]}\right) = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + 0.059 \cdot \log[\text{Ag}^+]$$

$$E^\circ(\text{AgCl}/\text{Ag}) + 0.059 \cdot \log\left(\frac{1}{[\text{Cl}^-]}\right) = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + 0.059 \cdot \log\left(\frac{K_s}{[\text{Cl}^-]}\right)$$

$$E^\circ(\text{AgCl}/\text{Ag}) = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + 0.059 \cdot \log K_s$$

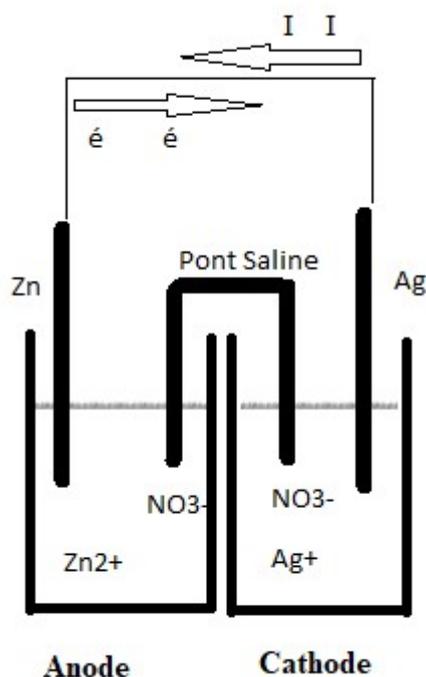
Nous déduisons alors que :

$$E_{\text{eq}}(\text{AgCl}/\text{Ag}) = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + 0.059 \cdot \log K_s + 0.059 \cdot \log\left(\frac{1}{[\text{Cl}^-]}\right)$$

Nous remarquons que le potentiel de cette électrode de référence ne dépend que de la concentration en ion chlorure. La solution de chlorure de potassium étant saturée. Le potentiel de cette électrode est constant. **2.5**

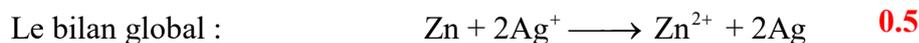
Exercice 03 : (7pts)

1. Le schéma de la pile :



1.5

2. Les réactions qui ont lieu au niveau de chaque électrode et la réaction globale :



3. Les valeurs des potentiels standards :

$$E_a = E_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})}^\circ + \frac{0.06}{2} \log[\text{Zn}^{2+}] \Rightarrow E_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})}^\circ = E_a - \frac{0.06}{2} \log[\text{Zn}^{2+}] \Rightarrow E_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})}^\circ = -0.76 \text{ V} \quad \mathbf{1}$$

$$E_c = E_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})}^\circ + 0.06 \log[\text{Ag}^+] \Rightarrow E_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})}^\circ = E_c - 0.06 \log[\text{Ag}^+] \Rightarrow E_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})}^\circ = 0.8 \text{ V} \quad \mathbf{1}$$

4. Calcule du rapport $R = [\text{Ag}^+]^2 / [\text{Zn}^{2+}]$.

$$\text{f.e.m} = E_c - E_a \Rightarrow 1.5 \text{ V} = E_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})}^\circ + \frac{0.06}{2} \log[\text{Ag}^+]^2 - E_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})}^\circ + \frac{0.06}{2} \log[\text{Zn}^{2+}]$$

$$1.5 \text{ V} = E_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})}^\circ - E_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})}^\circ + \frac{0.06}{2} \log \frac{[\text{Ag}^+]^2}{[\text{Zn}^{2+}]} \Rightarrow \frac{[\text{Ag}^+]^2}{[\text{Zn}^{2+}]} = 10^{\left(\frac{2 \times (1.5 - E_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})}^\circ + E_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})}^\circ)}{0.06} \right)}$$

$$\frac{[\text{Ag}^+]^2}{[\text{Zn}^{2+}]} = 10^{-2} \text{ M} \quad \mathbf{2}$$