

3^{ÈME} ANNÉE CHIMIE FONDAMENTALE
MODULE ÉLECTROCHIMIE
DURÉE: 1H 30

LUNDI LE 15/05/2023
à 13H 00

CONTRÔLE

Exercice 01 (07 points)

L'électrolyse de la soude (NaOH) en solution aqueuse est réalisée avec des électrodes inattaquables, en platine. On recueille de l'hydrogène (H_2) à la cathode et de l'oxygène (O_2) à l'anode. Combien de temps faut-il pour obtenir $V = 1$ litre de gaz hydrogène (H_2) lorsqu'on électrolyse une solution aqueuse de soude avec un courant de 2 A ?

Données : Masse molaire de H_2 est $M = 2\text{ g.mol}^{-1}$. Le Volume molaire $V_0 = 22,414\text{ L.mol}^{-1}$ dans les conditions normales de température et de pression (CNTP). 1 F (Faraday) = 96500 C.mol^{-1} .

Exercice 02 (07 points)

1- La résistance d'une solution S de $ZnCl_2$ de concentration C_1 est égale à $300\ \Omega$. Calculer cette concentration C_1 .

2- Si on dissout du sulfate de zinc ($ZnSO_4$) dans la solution précédente (S) afin d'obtenir une concentration de $C_2 = 5 \cdot 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$ en $ZnSO_4$ (la variation du volume de la solution est négligeable). Calculer la nouvelle conductivité de la solution.

Données :

$\lambda^\circ(\frac{1}{2}Zn^{2+}) = 53\ \Omega^{-1}.cm^2.mol^{-1}$; $\lambda^\circ(Cl^-) = 76\ \Omega^{-1}.cm^2.mol^{-1}$; $\lambda^\circ(\frac{1}{2}SO_4^{2-}) = 81\ \Omega^{-1}.cm^2.mol^{-1}$;
la constante de cellule $k = 1\text{ cm}^{-1}$.

On pourra confondre la conductivité molaire ionique λ et la conductivité molaire ionique limite λ° .

Exercice 03 (06 points)

Une solution de $CuSO_4$ est électrolysée dans une cellule de transport utilisant une cathode de cuivre et une anode de platine. La cathode de cuivre subit une variation de masse de $0,1272\text{ g}$ pendant l'électrolyse et la solution du compartiment cathodique perd $0,0012$ mole de sulfate de cuivre.

- Ecrire les réactions ayant lieu par Faraday aux deux électrodes ;
- Calculer le nombre de transport t_+ de l'ion Cu^{2+} dans la solution de $CuSO_4$.

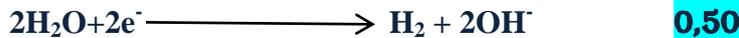
Données : $M_{Cu} = 63,55\text{ g/mol}$.

Les résultats et les formules mathématiques notés sont en GRAS

Module : Electrochimie

Exercice 01 (07 points) :

* La demi réaction à la cathode est une réduction selon :



* Le nombre de moles d'H₂ dégagés dont le volume est V=1 L:

$$n = \frac{V}{V_0} \quad \mathbf{0,50} \Rightarrow n = \frac{1}{22,414} \Rightarrow n = \mathbf{0,0446 \text{ mol}} \quad \mathbf{1,00}$$

* Le nombre de moles n_e d'électrons : n_e = n . 2 $\mathbf{0,50} \Rightarrow n_e = 0,0446 \times 2 = \mathbf{0,0892 \text{ mol}} \quad \mathbf{1,00}$

* la quantité d'électricité Q :

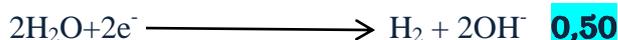
$$Q = n_e \cdot F \quad \mathbf{0,50} = 0,0892 \times 96500 \Rightarrow Q = \mathbf{8607,8 \text{ C}} \quad \mathbf{1,00}$$

* Le temps nécessaire pour obtenir 1L de H₂ :

$$t = \frac{Q}{I} \quad \mathbf{0,50} \Rightarrow t = \frac{8607,9}{2} \Rightarrow t = \mathbf{4303,9 \text{ s}} = \mathbf{71,7 \text{ min}} \quad \mathbf{1,50}$$

AUTRE SOLUTION :

La demi réaction à la cathode est une réduction selon :



* Le nombre de moles d'H₂ dégagés pour le volume V=1 L:

$$n = \frac{V}{V_0} \quad \mathbf{0,50} \Rightarrow n = \frac{1}{22,414} \Rightarrow n = \mathbf{0,0446 \text{ mol}} \quad \mathbf{1,00}$$

$$t = n \frac{AF}{I} \quad \mathbf{1,50} \Rightarrow t = 0,0446 \times \frac{2 \times 96500}{2} \Rightarrow t = \mathbf{4303,9 \text{ s}} = \mathbf{71,7 \text{ min}} \quad \mathbf{3,50}$$

Exercice 01 (07 points) :

1- Par définition : $x = \frac{K_{cell}}{R} \quad \mathbf{0,50} \Rightarrow x = \frac{1}{300} \Rightarrow x = \mathbf{0,003333 \text{ S/cm}} \quad \mathbf{1,00}$



La conductivité : $x = \sum_i |z_i| \lambda_i^0 [X_i]$

$$x_1 = (|z_{\text{Zn}^{2+}}| \lambda_{\frac{1}{2}\text{Zn}^{2+}}^0 [\text{Zn}^{2+}] + |z_{\text{Cl}^-}| \lambda_{\text{Cl}^-}^0 [\text{Cl}^-])$$

$$x_1 = (2 \lambda_{\frac{1}{2}\text{Zn}^{2+}}^0 C_1 + 1 \lambda_{\text{Cl}^-}^0 2C_1) \quad \mathbf{0,50} \Rightarrow$$

Les résultats et les formules mathématiques notés sont en GRAS

$$C_1 = \frac{x_1}{(2 \lambda_{\frac{1}{2}Zn^{2+}}^0 + 2 \lambda_{Cl^-}^0)} \quad \mathbf{1,00}$$

$$C_1 = 1,292 \times 10^{-5} \text{ mol/cm}^3 = 1,292 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \quad \mathbf{1,00}$$

2- Dans la solution nous avons :



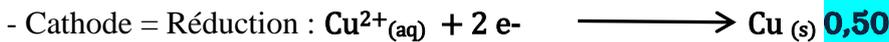
$[Zn^{2+}] = C_1 + C_2$	$[Cl^-] = 2C_1$	$[SO_4^{2-}] = C_2$
-------------------------	-----------------	---------------------

$$x_1 = (|z_{Zn^{2+}}| \lambda_{\frac{1}{2}Zn^{2+}}^0 [Zn^{2+}] + |z_{Cl^-}| \lambda_{Cl^-}^0 [Cl^-] + \left| \frac{z_1}{2} SO_4^{2-} \right| \lambda_{SO_4^{2-}}^0 [SO_4^{2-}])$$

$$x_1 = (2 \lambda_{\frac{1}{2}Zn^{2+}}^0 (C_1 + C_2) + \lambda_{Cl^-}^0 2C_1 + 2 \lambda_{SO_4^{2-}}^0 C_2) 10^{-3} \quad \mathbf{1,00} \Rightarrow$$

$$x_2 = 0,01673 \text{ S/cm} \quad \mathbf{2,00}$$

Exercice 03 (06 points):



* Le nombre de moles de cuivre déposé sur l'électrode cuivre :

$$n_{déposé} = \frac{m_{déposé}}{M_{Cu^{2+}}} \quad \mathbf{1,00} \Rightarrow n_{déposé} = \frac{0,1272}{63,55} \Rightarrow$$

$$n_{déposé} = 0,002 \text{ mol} \quad \mathbf{1,00}$$

* Le nombre de mole de Cu^{2+} transporté $n_{transporté}$ du compartiment anodique vers la cathodique : $n_{transporté} = t_+ \cdot n_{déposé} \quad \mathbf{1,00}$; $t_+ = t_{Cu^{2+}}$

* La variation du nombre de mole $\Delta n_{cathodique}$ du compartiment cathodique :

$$\Delta n_{cathodique} = 0,0012 \text{ mol} = n_{déposé} - t_+ \cdot n_{déposé}$$

$$\Rightarrow t_+ = \frac{n_{déposé} - \Delta n_{cathodique}}{n_{déposé}} \quad \mathbf{1,00}$$

$$t_+ = \frac{0,002 - 0,0012}{0,002} = 0,4$$

$$\Rightarrow t_+ = 0,4 \quad \mathbf{1,00}$$

