

**CLASSE :** Terminale

**VOIE :**  Générale

**DURÉE DE L'EXERCICE :** 1h25

**EXERCICE 2 :** 6,5 points

**ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ :** PHYSIQUE-CHIMIE

**CALCULATRICE AUTORISÉE :**  **Non**

**Sujet original, non modifié. Ancien programme.**  
**L'intégralité de cette annale est conforme au nouveau programme.**

### Exercice n°2- ÉLABORATION DU ZINC PAR ELECTROLYSE

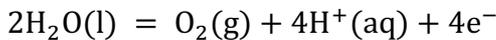
#### A - Étude de la transformation.

1.

D'après l'énoncé : « le solvant est oxydé en dioxygène »

Or le solvant est l'eau.

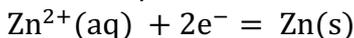
Ainsi la réaction se produisant sur l'anode est :



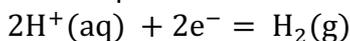
Sur la cathode se produit une réduction.

Nous avons deux autres couples oxydant / réducteur :  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$  ;  $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$

L'ion  $\text{Zn}^{2+}$  peut se faire réduire en Zn :



L'ion  $\text{H}^+$  peut se faire réduire en  $\text{H}_2$  :



2.

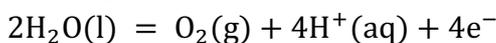
Les électrons sortent de la borne négative du générateur.

Sur l'électrode sur laquelle ils arrivent, il va y avoir un gain d'électron donc une réduction : c'est la cathode. Les ions positifs (cations) y sont attirés.

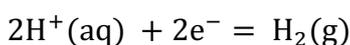
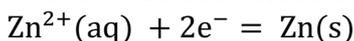
Sur l'autre électrode, il va y avoir une perte d'électron donc une oxydation : c'est l'anode. Les ions négatifs (anions) y sont attirés.

3.

A l'anode :

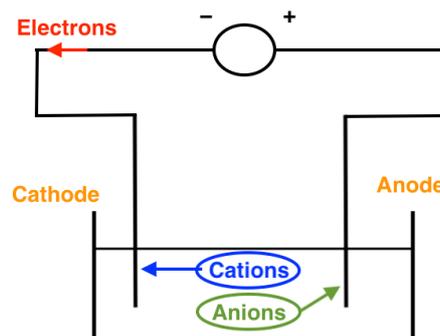
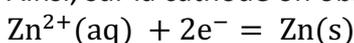


A la cathode nous avons deux réactions possibles (voir question 1.) :

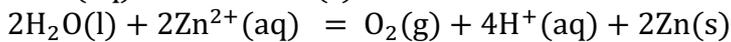
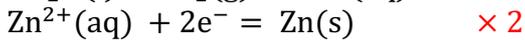
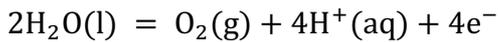


Cependant, d'après l'énoncé : « On observe un dépôt métallique sur l'une des électrodes et un dégagement gazeux sur l'autre. »

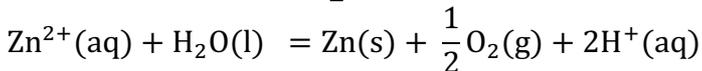
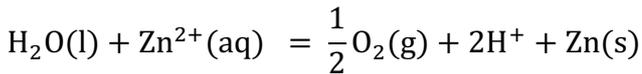
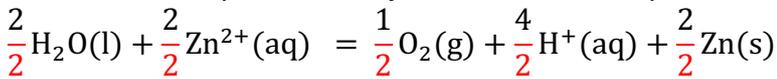
Ainsi, sur la cathode on observe un dépôt métallique. La réaction qui s'y produit est :



Ainsi :



Pour obtenir l'équation du sujet on divise le tout par 2 :



4.

L'électrolyse est une réaction forcée, elle nécessite un apport d'énergie par un générateur.

Pour vérifier si la réaction est forcée il faudrait calculer  $Q_r$  et le comparer à  $K$ .

5.

		$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{Zn}(\text{s}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq})$				
	Avancement	Quantités de matière				
État initial	$x = 0$	$n$	Solvant	0	0	Excès
État intermédiaire	$x$	$n - x$	Solvant	$x$	$\frac{1}{2}x$	Excès
État final observé	$x = x_f$	$n - x_f$	Solvant	$x_f$	$\frac{1}{2}x_f$	Excès

## B – Exploitations

1.

$$Q = n_{\text{e}^-} \times F$$

Or, à chaque fois que la réaction à lieu, 2 électrons sont échangés.

(Note explicative : on avait multiplié par 2 la demi équation du zinc pour que le nombre d'électrons échangés soit identique à la demi équation de l'eau soit 4 électrons. Cependant, pour obtenir notre équation, nous avons divisé par 2. Ainsi, 2 électrons sont échangés à chaque fois que la réaction à lieu)

$$n_{\text{e}^-} = 2x$$

Ainsi :

$$Q = 2x \times F$$

2.

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}}$$

$$\frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = n_{\text{Zn}}$$

$$m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}} \times M_{\text{Zn}}$$

Or, d'après le tableau d'avancement :

$$n_{\text{Zn}} = x_f$$

$$m_{Zn} = x_f \times M_{Zn}$$

D'après la question 1 :

$$Q = 2x \times F$$

$$2x \times F = Q$$

$$x = \frac{Q}{2F}$$

D'où

$$m_{Zn} = \frac{Q}{2F} \times M_{Zn}$$

Or

$$Q = I \times \Delta t$$

D'où

$$m_{Zn} = \frac{I \times \Delta t}{2F} \times M_{Zn}$$

$$m_{Zn} = \frac{80 \times 10^3 \times 48 \times 60 \times 60}{2 \times 9,65 \times 10^4} \times 65,4$$

Remarque : ce sujet est sans calculatrice. Nous allons utiliser les aides aux calculs et les approximations proposés.

$$m_{Zn} = \frac{80 \times 10^3 \times 48 \times 60 \times 60}{2 \times 10^5} \times 65$$

$$m_{Zn} = \frac{8 \times 10^4 \times 48 \times 6 \times 6 \times 10^2 \times 65}{2 \times 10^5}$$

$$m_{Zn} = \frac{8 \times 48 \times 36 \times 65 \times 10^6}{2 \times 10^5}$$

$$m_{Zn} = \frac{9 \times 10^5 \times 10^6}{2 \times 10^5}$$

$$m_{Zn} = \frac{9 \times 10^6}{2}$$

$$m_{Zn} = 4,5 \times 10^6 \text{ g}$$

3.

Dans la question précédente nous avons pris  $I=80\text{kA}$  pour toute la durée de fonctionnement. Or d'après le sujet : « L'intensité du courant **peut** atteindre 80 kA ». L'intensité n'étant pas toujours égale à 80kA, la masse de zinc réellement obtenue est inférieure à celle attendue.

4.

$$n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_m}$$

$$\frac{V_{O_2}}{V_m} = n_{O_2}$$

$$V_{O_2} = n_{O_2} \times V_m$$

Or d'après le tableau d'avancement :

$$n_{O_2} = \frac{1}{2} x_f$$

$$V_{O_2} = \frac{1}{2} x_f \times V_m$$

Or (voir question précédente) :

$$x = \frac{Q}{2F}$$

$$V_{O_2} = \frac{1}{2} \times \frac{Q}{2F} \times V_m$$

Or (voir question précédente) :

$$Q = I \times \Delta t$$

$$V_{O_2} = \frac{1}{2} \times \frac{I \times \Delta t}{2F} \times V_m$$

Le rendement de la réaction est de 80%. Le volume  $v$  réellement obtenu est 80% du volume théorique.

$$v = \frac{80}{100} \times V_{O_2}$$

$$v = \frac{80}{100} \times \frac{1}{2} \times \frac{I \times \Delta t}{2F} \times V_m$$

Remarque : ce sujet est sans calculatrice. Nous allons utiliser les aides aux calculs et les approximations proposés.

$$v = \frac{80}{100} \times \frac{1}{2} \times \frac{80 \times 10^3 \times 48 \times 60 \times 60}{2 \times 9,65 \times 10^4} \times 24$$

$$v = \frac{80}{100} \times \frac{1}{2} \times \frac{80 \times 10^3 \times 48 \times 60 \times 60}{2 \times 10^5} \times 24$$

$$v = 8 \times \frac{1}{2} \times \frac{8 \times 10^3 \times 48 \times 6 \times 6 \times 10^2}{2 \times 10^5} \times 24$$

$$v = 4 \times \frac{1,4 \times 10^4 \times 10^3 \times 10^2}{2 \times 10^5} \times 24$$

$$v = 2 \times \frac{1,4 \times 10^9}{10^5} \times 24$$

$$v = 48 \times 1,4 \times 10^4$$

$$v = 67 \times 10^4$$

$$v = 6,7 \times 10^5 \text{ L}$$

L'ordre de grandeur de  $v$  est  $10^6$  L.