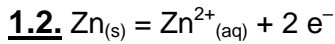


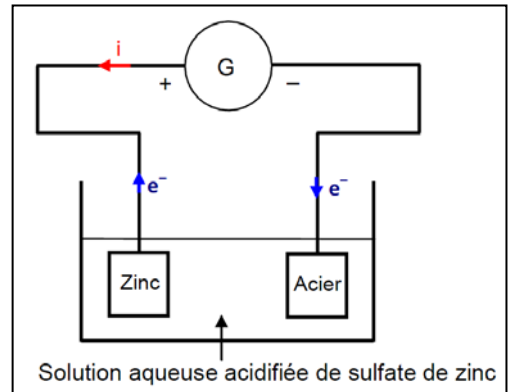
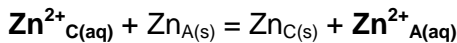
## 1. Étude du montage de l'électrolyse

### 1.1.



**1.3.** D'après l'équation ci-dessus, à l'électrode de zinc, il se produit une oxydation qui libère des électrons.

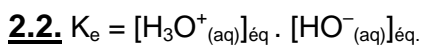
**1.4.** Au cours de l'électrolyse, la concentration en ions  $\text{Zn}^{2+}$  reste constante. Sur la pièce d'acier, on observe un dépôt de zinc. Pour chaque ion  $\text{Zn}^{2+}$  produit à l'anode, il disparaît un ion  $\text{Zn}^{2+}$  à la cathode.



## 2. Nécessité du milieu acide



$$K = \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}_{(aq)}]_{\text{éq.}} \cdot [\text{HO}^{-}_{(aq)}]_{\text{éq.}}^2}$$



d'où :  $[\text{H}_3\text{O}^{+}_{(aq)}]_{\text{éq.}} = \frac{K_e}{[\text{HO}^{-}_{(aq)}]_{\text{éq.}}}$

et  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}_{(aq)}]_{\text{éq.}}$

$$\text{pH} = -\log \frac{K_e}{[\text{HO}^{-}_{(aq)}]_{\text{éq.}}}$$

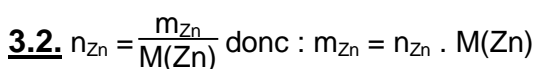
$$\text{pH} = -\log \frac{1,0 \times 10^{-14}}{3,16 \times 10^{-9}} = 5,5$$

**2.3.** Il est nécessaire que le pH soit inférieur à 5,5 pour éviter la précipitation des ions  $\text{Zn}^{2+}$  sous forme de  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ . Il serait alors impossible de les réduire en Zn, à déposer sur la cathode.

## 3. Détermination de la masse de zinc déposée

**3.1.** D'après la demi-équation  $\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} = \text{Zn}_{(s)}$ , il faut échanger 2 moles d'électrons pour former

une mole d'atomes de zinc. Soit  $n_{\text{Zn}} = \frac{n_{e^{-}}}{2}$ .



$$m_{\text{Zn}} = \frac{n_{e^{-}}}{2} \cdot M(\text{Zn})$$

La charge véhiculée dans le circuit pendant une durée  $\Delta t$  est  $Q = I \cdot \Delta t$ , et est aussi  $Q = n_{e^{-}} \cdot F$ .

La quantité d'électrons véhiculée pendant cette durée  $\Delta t$  est donc  $n_e = \frac{I \cdot \Delta t}{F}$

Il vient donc 
$$m_{Zn} = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \cdot F} \cdot M(Zn)$$

**3.3.**  $m_{Zn} = \frac{2,00 \times 40,0 \times 60}{2 \times 96500} \times 65,37 = 1,63 \text{ g}$

**3.4.a.**  $m_{Zn} = \rho_{Zn} \cdot V_{Zn}$  et donc le volume de zinc déposé sur les deux faces est :  $V_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{\rho_{Zn}}$

Ce volume de zinc se dépose sur les deux faces, donc sur une surface  $S = 2 \cdot d^2$

L'épaisseur du dépôt est  $e_1 = \frac{V_{Zn}}{S} = \frac{\frac{m_{Zn}}{\rho_{Zn}}}{2 \cdot d^2}$

$$e_1 = \frac{m_{Zn}}{2 \cdot d^2 \cdot \rho_{Zn}}$$
 avec  $\rho_{Zn}$  en  $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$ ,  $d$  en  $\text{cm}$ ,  $m$  en  $\text{g}$  et on utilise la valeur non arrondie de  $m_{Zn}$ .

$$e_1 = \frac{1,6257}{2 \times 10,0^2 \times 7,14} = 1,14 \times 10^{-3} \text{ cm}$$

**3.4.b.**  $e_1 = 1,14 \times 10^{-3} \text{ cm} = 1,14 \times 10^{-5} \text{ m} = 11,4 \times 10^{-6} \text{ m} = 11,4 \text{ } \mu\text{m}$ .

Résultat conforme avec le texte de l'encadré introductif qui évoque un dépôt d'une dizaine de micromètres.