

TP : Quelques exemples d'électrolyses

I – Electrolyse d'une solution aqueuse d'iodure de zinc

Q5 / On mélange une solution d'iodure de potassium avec une solution de sulfate de zinc, les ions présents dans le mélange sont donc : $K^+(aq)$; $I^-(aq)$; $Zn^{2+}(aq)$ et $SO_4^{2-}(aq)$

Q6/ Pour obtenir les mêmes ions dans le mélange on aurait pu mélanger une solution de sulfate de potassium (K_2SO_4) avec une solution d'iodure de zinc (I_2Zn)

Q8 / On sait que pour une électrolyse la cathode est reliée au pôle – du générateur tandis que l'anode est reliée au pôle + du générateur.

On en déduit que la cathode correspond à la borne « C » du tube en U c'est-à-dire le conducteur en cuivre et l'anode à la borne « A » du tube en U c'est-à-dire le conducteur en graphite.

Q9 / A l'anode on constate l'apparition d'un produit jaunâtre qui se répand dans le tube :



Réactions possibles :

A. Avec le couple I_2/I^- :



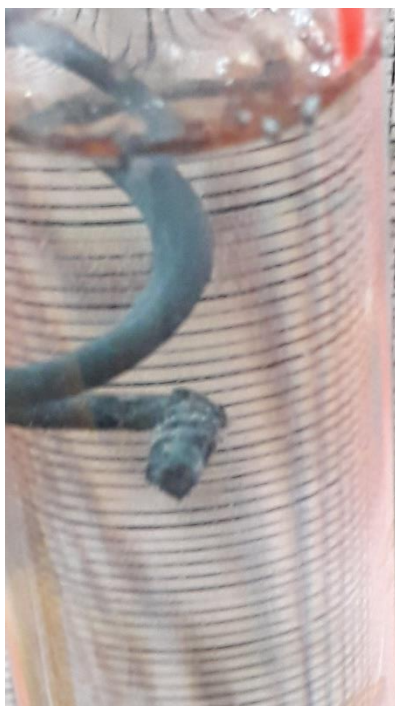
B. Avec le couple $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$



C. Avec le couple O_2/H_2O



A la cathode on remarque la formation d'un solide grisâtre sur le cuivre, on constate de plus la formation d'un gaz à la surface du cuivre :



Réactions possibles :

A. Avec le couple Zn^{2+}/Zn :



B. Avec le couple $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$



C. Avec le couple $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$



Q10 / Après avoir agiter on observe que le cyclohexane à l'origine incolore prend une teinte rosée. Or le cyclohexane prend une couleur rose lorsqu'il est mis en présence d'un halogène (Brome, Fluor, Chlore ou Iode) **donc notre solution contient un halogène.**



Il faut désormais déterminer de quel halogène il s'agit

Q11 / Après ajout de l'empois d'amidon on constate que la solution passe du jaune au marron foncé. Or l'empois d'amidon donne une teinte foncée à une solution lorsque celle-ci contient du diiode. On en déduit que **la solution obtenue à la fin de l'électrolyse contient du diiode.**

Q12 / **A l'anode le produit formé est donc le diiode ($I_2(aq)$)** car c'est au niveau de l'anode que s'est formé le produit jaunâtre correspondant au diiode.

A la cathode le produit formé est le Zinc ($Zn(s)$) car le cuivre est recouvert d'un solide gris clair correspondant au Zinc. De plus les ions Zn^{2+} sont les seuls de ce mélange à donner un produit solide. Le cuivre étant un métal très conducteur, utiliser une cathode en cuivre permet de faire circuler davantage d'électrons et de constater très rapidement une réaction.

Q13 / Demi équations :

A l'anode : $2I^- = I_2 + 2e^-$

A la cathode : $Zn^{2+} + 2e^- = Zn$

Q14 / Equation de la réaction d'électrolyse :

$2I^-(aq) + Zn^{2+}(aq) \rightleftharpoons I_2(aq) + Zn(s)$

II – La galvanisation et l'électrozingage

Mesure des masses initiales des plaques :

$m(Fe)_i = 26,96\text{ g}$ et $m(Zn)_i = 10,92\text{ g}$

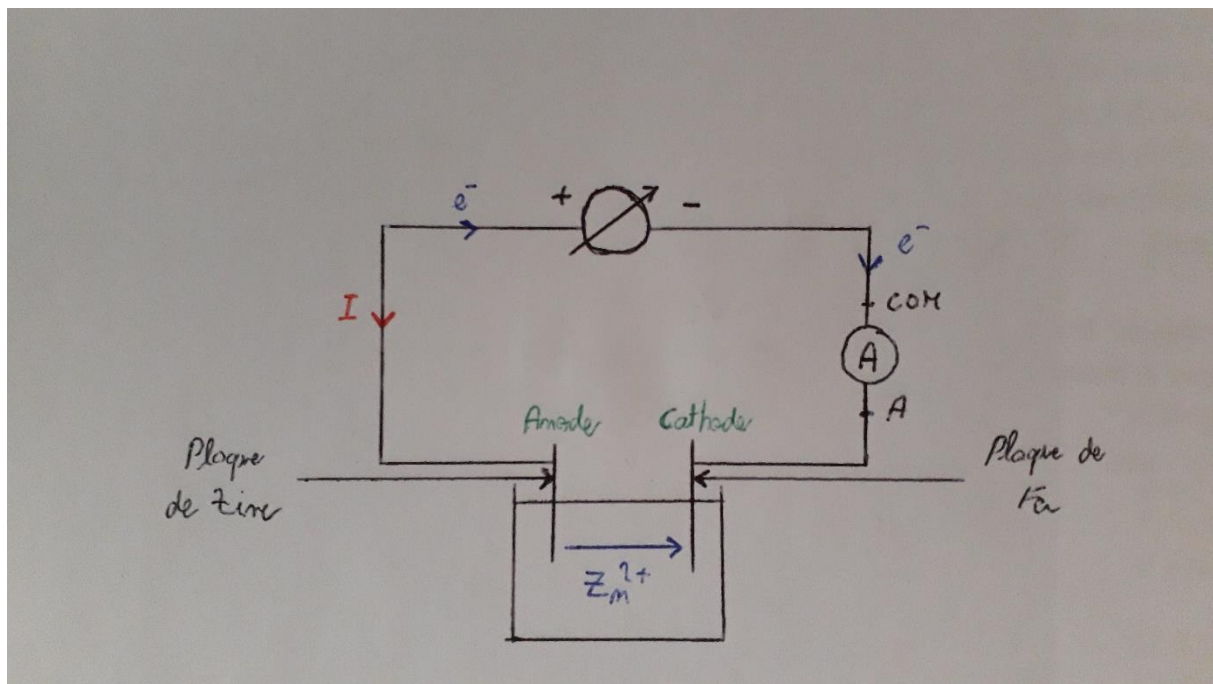
1/ La plaque de fer va être recouverte de Zinc solide, la plaque de fer devra donc recevoir des électrons et des ions $Zn^{2+}(aq)$ de la plaque Zinc, la plaque de fer sera donc le siège d'une réduction, c'est la cathode. **La plaque de fer devra donc être reliée à la borne – du générateur**

La plaque de Zinc va céder des ions Zn^{2+} ainsi que des électrons à la plaque de fer, la plaque de Zinc est donc le siège d'une oxydation, **c'est l'anode il faudra la relier à la borne + du générateur.**

2/ Matériel pour cette électrolyse :

- Un générateur
- 3 câbles
- Un ampèremètre
- Une plaque de zinc et une plaque de Fer
- Un bécher
- Une solution acidifiée de sulfate de zinc

Schéma du montage :



Les seuls porteurs de charges dans l'électrolyte sont les ions $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ qui se déplacent de la plaque de Zinc vers la plaque de Fer (les ions SO_4^{2-} ne sont pas mis en jeu).

A la fin de l'électrolyse :

$\Delta t = 19 \text{ min } 58 \text{ s}$ soit **1198 s**

$I = 1,00 \text{ A}$

On pèse les masses finales des plaques : **$m(\text{Fe})_f = 28,80 \text{ g}$ et $m(\text{Zn})_f = 9,32 \text{ g}$**

Après séchage des plaques on obtient :



5/ Demi-équations :

A l'anode : $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

A la cathode : $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$

6/ Au cours de l'électrolyse les ions $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ cédés par l'anode réagissent ensuite avec les électrons au niveau de la cathode pour reformer du zinc solide, ainsi la concentration en Zn^{2+} devrait rester stable durant l'électrolyse.

7/ On parle d'électrolyse « à anode soluble » car les ions cédés par l'anode (ici Zn^{2+}) sont dissous dans l'électrolyte.

8/ Calcul de $\Delta m(\text{fer})$

Données : $m(\text{Fe})_i = 26,96 \text{ g}$ $m(\text{Fe})_f = 28,80 \text{ g}$

Formule : **$\Delta m(\text{fer}) = m(\text{Fe})_f - m(\text{Fe})_i$**

Application numérique : **$\Delta m(\text{fer}) = 28,80 - 26,96 = 1,84 \text{ g}$**

Calcul de $\Delta m(\text{zinc})$

Données : $m(\text{Zn})_i = 10,92 \text{ g}$ $m(\text{Zn})_f = 9,32 \text{ g}$

Formule : **$\Delta m(\text{zinc}) = m(\text{Zn})_f - m(\text{Zn})_i$**

Application numérique : **$\Delta m(\text{zinc}) = 9,32 - 10,92 = -1,60 \text{ g}$**

On constate que la masse de la plaque de fer a augmenté de 1,84 g et celle de la plaque de Zinc diminué de 1,60 g. On pourrait alors dire que la masse de zinc perdue par la plaque de zinc correspond approximativement à celle gagnée par la plaque de fer.

9/ La masse de zinc formé correspond à la différence de masse de la plaque de fer avant et après l'électrolyse soit :

$m_{\text{réelle}}(\text{Zn}) = \Delta m(\text{fer}) = 1,84 \text{ g}$

10/ Calcul de $m_{\text{théo}}(\text{Zn})$:

Données : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$ $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$ $I = 1,00 \text{ A}$ $\Delta t = 1198 \text{ s}$

$m_{\text{théo}}(\text{Zn}) = n(\text{Zn}) * M(\text{Zn})$

Or le nombre de moles d'électrons échangés $n(\text{e}^-) = 2 n(\text{Zn})$ (car 2 électrons sont échangés) donc

$$n(\text{Zn}) = \frac{n(\text{e}^-)}{2}$$

$$m_{\text{théo}}(\text{Zn}) = \frac{n(\text{e}^-)}{2} * M(\text{Zn})$$

$$\text{Or } Q_m = n(\text{e}^-) * F \text{ soit } n(\text{e}^-) = \frac{Q}{F}$$

$$m_{\text{théo}}(\text{Zn}) = \frac{Q}{2F} * M(\text{Zn})$$

$$\text{Or } Q = I * \Delta t$$

$$\mathbf{m_{théo}(Zn) = \frac{I * \Delta t}{2F} * M(Zn)}$$

Application numérique : $m_{\text{théo}}(\text{Zn}) = \frac{1 \cdot 1198}{2 \cdot 96500} * 65,4 = 0,41 \text{ g}$

11/ On constate que la masse réelle est beaucoup plus importante que la masse théorique, les causes d'erreurs sont multiples ; cela peut être dû à la précision de la balance, un décapage insuffisant des plaques, un séchage insuffisant ou encore à l'intensité de 1,00 A qui aurait pu ne pas être maintenue à cette valeur tout au long de l'électrolyse.

12/ *Calcul de l'incertitude absolue :*

$|m_{\text{théo}}(\text{Zn}) - m_{\text{réelle}}(\text{Zn})| = |0,41 - 1,60| = 1,19 \text{ g}$ ce qui est très élevé.

Un calcul de rendement dans ce cas ne nous fournirait pas d'informations utiles dans la mesure où nous obtiendrions un résultat absurde.