

17
CORRIGÉ

Obtention de lithium et de dichlore par électrolyse

1. ① : Li^+ ; ② : Li ; ③ : Cl^- ; ④ : Cl_2 ; a : cathode ; b : anode

2. $Q = I \times \Delta t = n(e^-) \times F$.

D'après la demi-équation redox : $\text{Li (s)} \rightarrow \text{Li}^+ \text{ (aq)} + e^-$

on déduit : $n(e^-) = n(\text{Li})$.

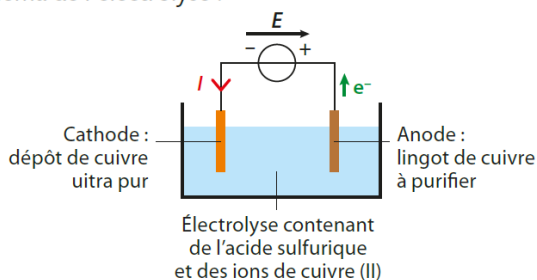
$$I \times \Delta t = n(\text{Li}) \times F = \frac{m(\text{Li}) \times F}{M(\text{Li})} \text{ or } I = j \times S.$$

$$\text{Donc } j \times S \times \Delta t = \frac{m(\text{Li}) \times F}{M(\text{Li})} \text{ soit } S = \frac{m(\text{Li}) \times F}{j \times M(\text{Li}) \times \Delta t}.$$

On obtient $6,3 \text{ m}^2 \leq S \leq 7,3 \text{ m}^2$.

18 Obtenir de cuivre très pur par électrolyse

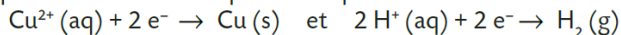
1. Schéma de l'électrolyse :



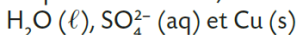
2. Sens du courant : de la borne + à la borne - en dehors des bornes du générateur ; sens de déplacement des électrons : sens opposé à celui du courant.

3. D'après les données, les oxydants présents sont : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$; $\text{H}^+(\text{aq})$.

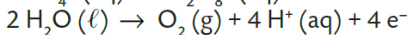
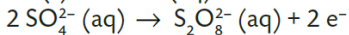
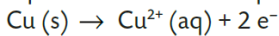
Équations électrochimiques correspondantes :



D'après les données, les réducteurs présents sont :

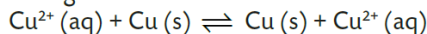


Équations électrochimiques correspondantes :



4. Il est précisé dans l'énoncé qu'on n'observe pas de dégagement gazeux et que les ions sulfate $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ sont électro-inactifs. Les seules réactions électrochimiques possibles sont donc celles qui font intervenir le couple $(\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s}))$.

Ainsi, la réaction globale est :



5. L'anode constituée de cuivre impur est le siège d'une oxydation. Le cuivre métallique forme des ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ sous l'effet du passage du courant. Les autres impuretés sont également solubilisées.

La faible tension appliquée ne permet pas de réduire une autre espèce que les ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ qui sont réduits et se déposent à la cathode.

On parle d'électrolyse à anode soluble car l'anode constitue ici le générateur de cuivre. Les anodes doivent être remplacées toutes les 3 à 4 semaines.

Le cuivre impur est ainsi purifié par électrolyse : c'est l'électroraffinage.

6. On exprime la charge de deux façons : $Q = I \times \Delta t = n(\text{e}^-) \times F$.

D'après l'équation électrochimique, on déduit que :

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

$$\text{Alors } I \times \Delta t = 2 \times n(\text{Cu}) \times F = 2 \times \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} \times F$$

$$\text{Ainsi } \Delta t = \frac{2 \times m(\text{Cu}) \times F}{I \times M(\text{Cu})} \text{ avec une masse de } 280 \text{ kg et } I = 350 \text{ A.}$$

Application numérique :

$$\Delta t = 2,4 \times 10^6 \text{ s} = 6,8 \times 10^2 \text{ h} = 28 \text{ jours,}$$

soient 4 semaines comme indiqué dans l'énoncé.

On retrouve bien la durée d'électrolyse proposée.

7. On utilise la relation fournie pour l'énergie électrique (attention aux unités !)

$$E = U \times I \times \Delta t \text{ avec } U = 0,30 \text{ V ; } \Delta t = 1 \text{ h} = 3\,600 \text{ s.}$$

On cherche l'intensité telle que $m = 1,0$ tonne, soit $1,0 \times 10^6 \text{ g}$.

$$\text{On applique la relation } I = \frac{2 \times m(\text{Cu}) \times F}{\Delta t \times M(\text{Cu})} \text{ obtenue d'après la}$$

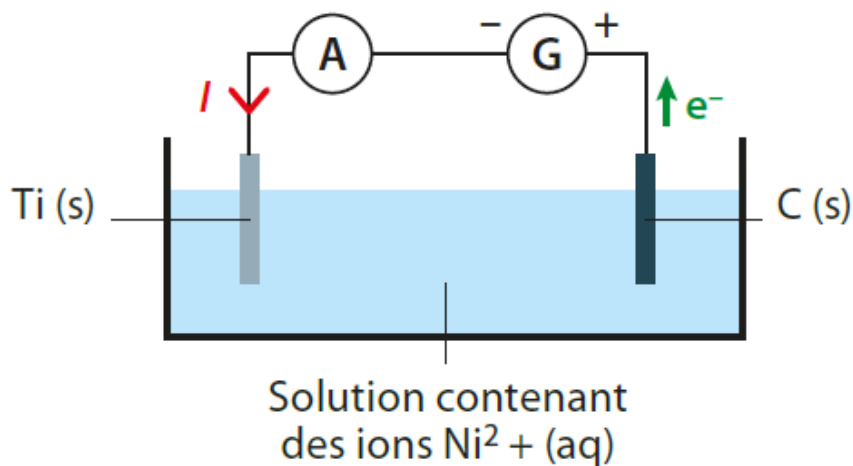
question précédente.

On obtient $I = 844 \text{ kA}$ (en prenant une durée de 1 h soit 3 600 s, car l'unité de l'énergie est le kWh).

On obtient $E = 253 \text{ kWh}$, ce qui est incohérent avec l'énoncé.

Préparation à l'ECE

1.



2. Observations : dépôt métallique de Ni (s) à la cathode et dégagement gazeux de dioxygène $\text{O}_2 (\text{g})$ à l'anode. La solution contenant les ions nickel (II) Ni^{2+} initialement verte se décolore peu à peu.