

Résolution de problème 7 - Correction

Protection de l'aluminium par anodisation

mots clés: protection

Énoncé du problème

L'aluminium, métal très réducteur, s'oxyde très facilement à l'air : la couche d'alumine ainsi formée, d'une épaisseur de quelques nanomètres, protège le métal contre la corrosion. Afin d'obtenir une couche plus épaisse, plus régulière et éventuellement teintée, on procède à une anodisation électrochimique de l'aluminium. L'aluminium ainsi traité est connu sous le nom d'*aluminium anodisé*.

On considère l'anodisation d'une plaque d'aluminium de surface totale $S = 4,50 \text{ m}^2$. Cette plaque est dans un premier temps décapée, puis traitée par électrolyse. Le sens du courant dans le circuit est imposé par le générateur. Des réactions électrochimiques se produisent aux électrodes. L'électrolyte est une solution d'acide sulfurique à $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, la cathode est une lame de plomb et l'anode la plaque d'aluminium décapée. L'intensité du courant d'électrolyse, maintenue constante, vaut $I = 150 \text{ A}$.

On admettra qu'en fin d'électrolyse l'anode s'est recouverte d'une couche d'alumine, Al_2O_3 , d'épaisseur $e(\text{Al}_2\text{O}_3) = 20 \text{ } \mu\text{m}$. Lors de l'électrolyse, l'aluminium est oxydé (couple $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) / \text{Al}(\text{s})$) et l'eau est réduite (couple $\text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{H}_2(\text{g})$).

Données

Masse volumique de l'alumine : $\rho(\text{Al}_2\text{O}_3) = 3,20 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

La charge électrique Q qui traverse le circuit vaut :

$Q = I \cdot \Delta t = n(e^-) \cdot F$ avec $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.



Structures en aluminium anodisé.

Problème
Après avoir fait un schéma de l'expérience réalisée, calculer la durée t de l'électrolyse dans les conditions de cette anodisation.

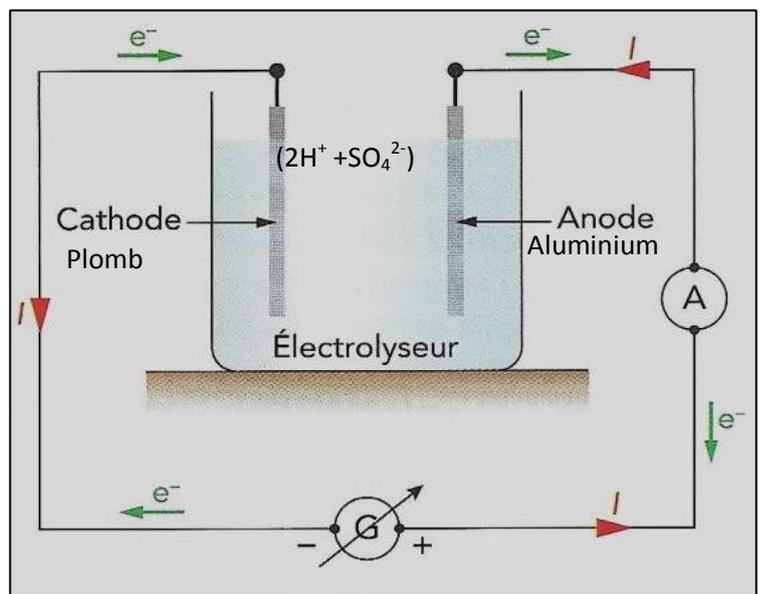
Schématisons l'expérience réalisée :

A l'anode il y a une oxydation qui libère des électrons.

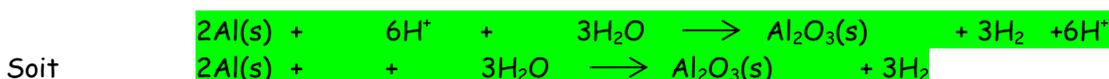
A la cathode il y a une réduction qui consomme des électrons.

Les demi-équations électroniques sont :

(On est en milieu acide du fait de l'électrolyte)



On a donc la réaction totale d'oxydoréduction :



On a d'après les demi-équations électronique:

L'égalité suivante : $\frac{n(\text{Al})}{2} = n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{n(e^-)}{6}$

Cette égalité nous permettra d'obtenir la quantité de matière d'électrons $n(e^-)$ qui a circulé pendant l'électrolyse :

$$n(e^-) = 6 \times n(\text{Al}_2\text{O}_3)$$

Or $n(\text{Al}_2\text{O}_3) = m(\text{Al}_2\text{O}_3) / M(\text{Al}_2\text{O}_3)$ avec $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = \rho(\text{Al}_2\text{O}_3) \times V(\text{Al}_2\text{O}_3)$ et $M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Soit $V(\text{Al}_2\text{O}_3) = S \times e(\text{Al}_2\text{O}_3)$ d'où $V(\text{Al}_2\text{O}_3) = 4,50 \times 10^4 \times 20 \times 10^{-6} = 9 \times 10^{-1} \text{ cm}^3$

Soit $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 3,20 \times 9 \times 10^{-1} = 2,88 \text{ g}$

On a par conséquent : $n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2,82 \times 10^{-2} \text{ mol}$

On a donc la quantité de matière d'électrons échangée : $n(e^-) = 1,69 \times 10^{-1} \text{ mol}$

D'après l'énoncé la durée de l'électrolyse doit être de $\Delta t = \frac{n(e^-) \times F}{I}$

D'où $\Delta t = 109 \text{ s} = 1 \text{ minute et } 49 \text{ secondes}$