Spécialité : L'anodisation dure colorée

Bac S 2012 Asie (ancien programme) · Exercice 4 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1 Écrire l'équation de la formation de l'alumine Al_2O_3 par action du dioxygène de l'air sur l'aluminium.

Réactifs : aluminium $Al(s)$ et dioxygène $O_2(g)$; produit : alumine $Al_2O_3(s)$.

$$4\,Al(s) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,Al_2O_3(s)$$

MÉTHODE
Ajuster d'abord l'oxygène (coefficients 3 et 2 : 6 atomes O de chaque côté), puis l'aluminium : $2 \times 2 = 4$.

1.2 Quel réactif limite la formation de la couche d'alumine ?

Le dioxygène de l'air est en très large excès : il est sans cesse renouvelé autour de la pièce.

Le réactif limitant est l'aluminium accessible en surface de la pièce.

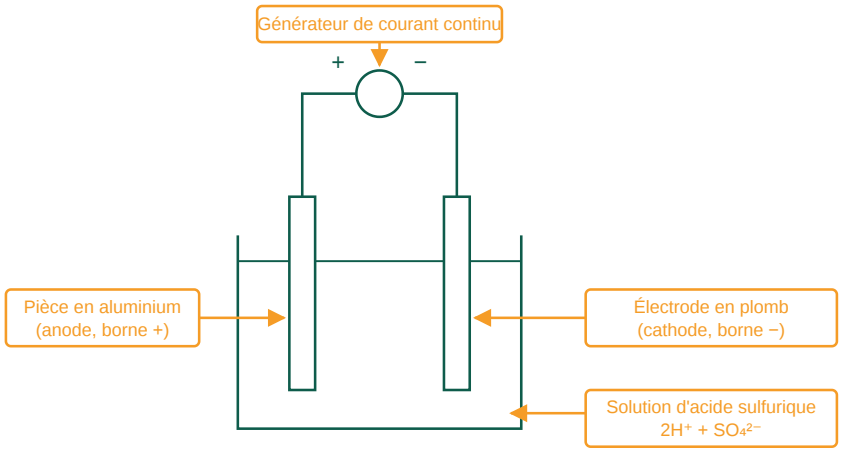
COMPRENDRE
Une fois la surface oxydée, la couche d'alumine sépare le métal de l'air : la réaction s'arrête d'elle-même après quelques nanomètres.

2.1 Compléter le schéma de l'annexe avec les termes du texte d'introduction.

La pièce en aluminium est reliée à la borne positive du générateur, l'électrode en plomb à la borne négative ; les deux plongent dans la solution d'acide sulfurique.

Annexe complétée ci-dessous : générateur de courant continu, pièce en aluminium (borne +), électrode en plomb (borne −), solution d'acide sulfurique $2\,H^+ + SO_4^{2-}$.

PIÈGE
Inverser les électrodes : sur le schéma, la borne + est à gauche, donc l'électrode de gauche est la pièce en aluminium.



2.1 · Annexe complétée : schéma de l'anodisation

2.2 Écrire la demi-équation électronique du dégagement de dihydrogène sur l'une des électrodes.

Couple $H^+(aq)/H_2(g)$; le milieu acide fournit les ions H^+.

$$2\,H^+(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g)$$

2.3 S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ?

Les ions $\mathrm{H^+}$ captent des électrons (les électrons sont du côté des réactifs) : il y a gain d'électrons.

C'est une réduction.

2.4 Quel est le nom de l'électrode où se produit ce dégagement gazeux ?

La réduction a lieu à la cathode ; dans une électrolyse, c'est l'électrode reliée à la borne négative du générateur, ici l'électrode en plomb.

Le dihydrogène se dégage à la cathode (électrode en plomb).

PIÈGE
Raisonner avec le signe : la cathode est la borne − en électrolyse, mais la borne + dans une pile. Seule la définition (lieu de la réduction) vaut dans les deux cas.

2.5 À partir de $\mathrm{Al\,(s) \longrightarrow Al^{3+}\,(aq) + 3\,e^-}$ puis $\mathrm{2\,Al^{3+}\,(aq) + 3\,H_2O\,(l) \longrightarrow Al_2O_3\,(s) + 6\,H^+\,(aq)}$, montrer que l'équation globale est $\mathrm{2\,Al\,(s) + 3\,H_2O\,(l) \longrightarrow Al_2O_3\,(s) + 3\,H_2\,(g)}$.

Anode, $\times 2$: $\mathrm{2\,Al\,(s) \longrightarrow 2\,Al^{3+}\,(aq) + 6\,e^-}$

Cathode, $\times 3$: $\mathrm{6\,H^+\,(aq) + 6\,e^- \longrightarrow 3\,H_2\,(g)}$

Réaction des ions aluminium :
$\mathrm{2\,Al^{3+}\,(aq) + 3\,H_2O\,(l) \longrightarrow Al_2O_3\,(s) + 6\,H^+\,(aq)}$

On additionne membre à membre : les 6 électrons, les 2 ions $\mathrm{Al^{3+}}$ et les 6 ions $\mathrm{H^+}$ apparaissent de chaque côté et se simplifient.

$\mathrm{2\,Al\,(s) + 3\,H_2O\,(l) \longrightarrow Al_2O_3\,(s) + 3\,H_2\,(g)}$: c'est l'équation attendue.

COMPRENDRE
Les ions $\mathrm{H^+}$ produits par la réaction des ions aluminium sont consommés à la cathode : globalement, l'acide n'est pas consommé.

MÉTHODE
Multiplier les demi-équations pour que les électrons cédés à l'anode soient tous captés à la cathode (ici 6), puis éliminer les espèces présentes des deux côtés.

3 Exprimer la quantité d'électricité Q en fonction de l'intensité I du courant et de la durée Δt de l'électrolyse.

Pour un courant d'intensité constante :

$Q = I \cdot \Delta t$, avec Q en coulombs (C), I en ampères (A) et Δt en secondes (s).

4 Exprimer Q en fonction de la quantité de matière d'électrons, montrer que $Q = 3\,n_{\mathrm{Al}} N_A e$, puis en déduire que $\Delta t = \dfrac{3\,m_{\mathrm{Al}} N_A e}{I\,M_{\mathrm{Al}}}$.

Chaque électron porte la charge e ; $n(e^-)$ moles contiennent $n(e^-) \cdot N_A$ électrons :

$$Q = n(e^-) \cdot N_A \cdot e$$

D'après $\mathrm{Al \longrightarrow Al^{3+} + 3\,e^-}$, chaque atome d'aluminium oxydé libère 3 électrons : $n(e^-) = 3\,n_{\mathrm{Al}}$, donc

$$Q = 3\,n_{\mathrm{Al}} \cdot N_A \cdot e$$

Avec $Q = I \cdot \Delta t$ (Q3) et $n_{\mathrm{Al}} = \dfrac{m_{\mathrm{Al}}}{M_{\mathrm{Al}}}$: $\quad I \cdot \Delta t = \dfrac{3\,m_{\mathrm{Al}} N_A e}{M_{\mathrm{Al}}}$

$$\Delta t = \frac{3\,m_{\mathrm{Al}} \cdot N_A \cdot e}{I \cdot M_{\mathrm{Al}}}$$

PIÈGE
Oublier le facteur 3 : il vient de la demi-équation de l'aluminium, pas de celle du dihydrogène.

COMPRENDRE
Le produit $N_A \cdot e$ est la charge d'une mole d'électrons, le faraday : $\mathcal{F} \approx 9{,}65 \times 10^4\ \mathrm{C \cdot mol^{-1}}$.

5 Calculer la masse d'alumine à déposer pour un volume $V = 0{,}17$ mL.

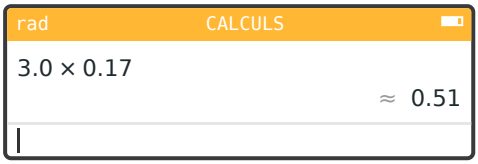
Données utiles $V = 0{,}17$ mL ; $\rho = 3{,}0$ g · mL^{-1}

$$m = \rho \cdot V = 3{,}0 \times 0{,}17$$

$m = 0{,}51$ g d'alumine

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme ρ et V. Les unités sont cohérentes : g · mL^{-1} × mL = g, aucune conversion n'est nécessaire.

À LA CALCULATRICE



6 D'après le texte introductif, quel est le facteur cinétique mis en jeu au cours de la dernière étape (le colmatage) ?

Le colmatage se fait en plongeant les pièces dans de l'eau en ébullition pour accélérer la réaction.

Le facteur cinétique est la température : plus elle est élevée, plus la réaction est rapide.

PIÈGE
Répondre « l'eau » ou « l'ébullition » : le facteur cinétique est une grandeur, la température.