

PROTECTION DE L'ALUMINIUM PAR ANODISATION

CONTEXTE DU SUJET

L'aluminium  $Al(s)$ , métal très réducteur, s'oxyde très facilement à l'air : la couche d'alumine  $Al_2O_3(s)$  ainsi formée, d'une épaisseur de quelques nanomètres, protège le métal contre la corrosion. Cependant, cette couche naturelle, vu sa très faible épaisseur, est sujette à détérioration par diverses agressions chimiques ou mécaniques. Afin d'obtenir une couche plus épaisse, plus régulière et éventuellement plus teintée, on procède à une anodisation électrochimique de l'aluminium. L'aluminium ainsi traité est connu sous le nom d'aluminium anodisé.

DOCUMENTS MIS À DISPOSITION

DOCUMENT I : PRINCIPE DE L'ÉLECTROLYSE

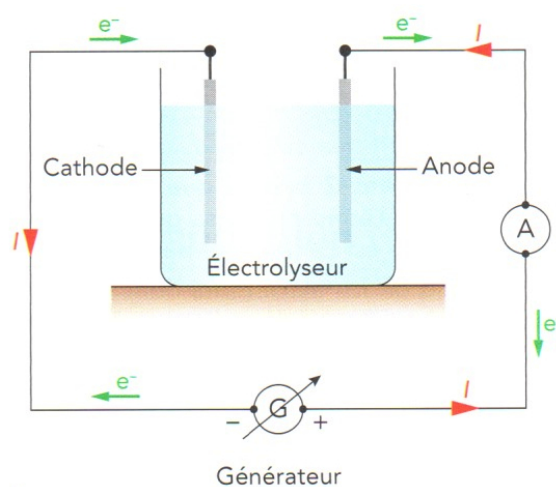
Une électrolyse s'effectue dans un électrolyseur comportant deux électrodes au contact d'un électrolyte (solution ionique).

Une électrolyse est une réaction d'oxydoréduction forcée par un générateur de tension continue. Le sens du courant électrique, et donc celui des électrons, est imposé par le générateur.

Lorsque la tension aux bornes de l'électrolyseur est suffisante, il se produit des réactions électrochimiques aux électrodes.

L'électrode à laquelle se produit l'oxydation est appelée anode ; elle est reliée à la borne positive du générateur. L'électrode à laquelle se produit la réduction est appelée cathode ; elle est reliée à la borne négative du générateur.

Selon la valeur de la tension aux bornes de l'électrolyseur, il est possible d'observer plusieurs réactions électrochimiques aux électrodes.



DOCUMENT II : CHARGE ÉLECTRIQUE MISE EN JEU AU COURS D'UNE ÉLECTROLYSE

Au cours d'une électrolyse, lorsque le générateur débite un courant d'intensité constante  $I$  (en ampères A) pendant une durée  $\Delta t$  (en secondes s), une charge électrique (ou quantité d'électricité)  $Q$  (en coulombs C) traverse l'électrolyseur. Cette charge électrique est donnée par la relation :  $Q = I \cdot \Delta t$

Cette charge électrique  $Q$  est égale à la valeur absolue de la charge totale des électrons échangés aux électrodes. Si, pendant la durée  $\Delta t$ , il est échangé une quantité de matière (en moles)  $n(e^-)$  d'électrons, alors :

$$Q = n(e^-) \cdot \mathcal{N}_A \cdot e = n(e^-) \cdot \mathcal{F}$$

où le nombre d'Avogadro est  $\mathcal{N}_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ , la charge électrique élémentaire est  $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  et le faraday (valeur absolue de la charge d'une mole d'électrons) est  $\mathcal{F} = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .










### DOCUMENT III : QUANTITÉ DE MATIÈRE MISE EN JEU AU COURS D'UNE ÉLECTROLYSE

La quantité de matière mise en jeu au cours d'une électrolyse est proportionnelle à la quantité d'électrons échangés par les réactions électrochimiques se déroulant aux électrodes.

Ainsi, par exemple, lors de l'électrolyse d'une solution de chlorure d'aluminium,  $Al^{3+}(aq) + 3 Cl^{-}(aq)$ , on peut observer :

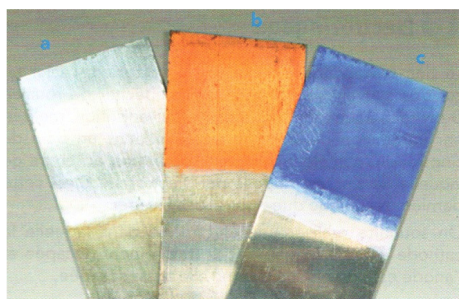
- à la cathode, un dépôt d'aluminium,  $Al(s)$ , selon la réaction électrochimique suivante :  
 $Al^{3+}(aq) + 3 e^{-} \rightarrow Al(s)$  d'où  $n(Al)_{formé} = \frac{1}{3} \cdot n(e^{-})$  et  $n(Al^{3+})_{consommé} = \frac{1}{3} \cdot n(e^{-})$
- à l'anode, un dégagement de dichlore,  $Cl_2(g)$ , selon la réaction électrochimique suivante :  
 $2 Cl^{-}(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2 e^{-}$  d'où  $n(Cl_2)_{formé} = \frac{1}{2} \cdot n(e^{-})$  et  $n(Cl^{-})_{consommé} = n(e^{-})$

### DOCUMENT IV : CONSIGNES DE SÉCURITÉ LORS DE L'UTILISATION DE PRODUITS CHIMIQUES

	<b>Corrosif</b> Brûlures de la peau et lésions oculaires graves		<b>Nocif ou irritant</b> par contact cutané, par ingestion, par inhalation		<b>Toxique</b> par contact cutané, par ingestion, par inhalation
	<b>Danger pour la santé</b> Risque CMR (cancérogène, mutagène ou reprotoxique)		<b>Inflammable</b> ou extrêmement inflammable		<b>Comburant</b> Peut provoquer ou aggraver un incendie
	<b>Gaz sous pression</b> ou gaz réfrigéré ; peut exploser sous l'effet de la chaleur ou provoquer des brûlures cryogéniques		<b>Explosif</b>		<b>Dangereux pour l'environnement</b>

### DOCUMENT V : COLORATION DE L'ALUMINE

L'alumine formée à l'anode donne, en présence d'eau, des cristaux qui croissent à la surface du métal. Des pigments apportés par une solution colorante viennent combler les interstices du réseau cristallin, puis se forment, en présence d'eau bouillante, des cristaux de böhmite ( $Al_2O_3 \cdot H_2O$ ) qui combler ces interstices. La masse volumique de l'alumine est  $\rho(Al_2O_3) = 3,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ .



Plaques d'aluminium anodisées :

- (a) sans traitement à gauche
- (b) traitée au rouge d'alizarine au milieu
- (c) traitée au bleu de méthylène à droite

## ÉNONCÉ DESTINÉ AU CANDIDAT (À LIRE AVANT D'AGIR)

On souhaite protéger l'aluminium par anodisation. On va donc réaliser une électrolyse dans laquelle la cathode sera une lame de plomb  $\text{Pb(s)}$ , l'anode une lame d'aluminium  $\text{Al(s)}$  décapée et l'électrolyte une solution d'acide sulfurique ( $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ) de concentration  $2,0\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Un générateur de tension continue réglable permet de fixer l'intensité à une valeur voisine de  $0,20\text{ A}$ .

### 1. Décapage de la plaque d'aluminium

Décaper une lame d'aluminium en lui faisant subir le traitement suivant :

- ➡ dégraissage à l'aide d'un chiffon imbibé d'acétone ( $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ ) ;
- ➡ premier lavage (une minute environ) par immersion dans une solution concentrée de soude de formule ( $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ ) et de concentration  $5,0\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ;
- ➡ premier rinçage à l'eau courante ;
- ➡ second lavage (quelques secondes) dans une solution concentrée d'acide nitrique ( $\text{HNO}_3$ ) de concentration  $1,0\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ;
- ➡ second rinçage abondant à l'eau courante.

- 1.1. En observant les pictogrammes des réactifs utilisés, rechercher les risques que présenter leur utilisation pour le manipulateur et pour l'environnement.
- 1.2. Quelles précautions faut-il prendre lors de la manipulation de ces substances et lors du nettoyage de l'espace de travail ?

#### APPEL N°1

Appeler le professeur et lui communiquer les précautions à prendre lors de cette étape de décapage puis, après son accord, réaliser ce décapage.

### 2. Anodisation par électrolyse

- 2.1. Faire un schéma annoté du montage à mettre en œuvre pour réaliser cette anodisation en précisant les bornes du générateur et le sens du courant dans le circuit.

#### APPEL N°2

Appeler le professeur afin qu'il valide le schéma.

- 2.2. Réaliser le montage représenté sur le schéma précédent.

#### APPEL N°3

Appeler le professeur afin qu'il valide le montage.

- 2.3. Mettre en route l'électrolyse et la laisser se dérouler pendant une vingtaine de minutes (à chronométrer) en maintenant autant que possible la valeur de l'intensité du courant constante.
- 2.4. Après vingt minutes, noter la durée effective de l'électrolyse  $\Delta t$  ainsi que la valeur de l'intensité  $I$  du courant utilisée. Repérer la limite supérieure d'immersion de la lame d'aluminium.
- 2.5. À la cathode se dégage du dihydrogène. Écrire l'équation électrochimique correspondante.
- 2.6. Écrire de même l'équation électrochimique de la réaction ayant lieu à l'anode.

- 2.7. En déduire l'équation-bilan globale de la réaction d'électrolyse.
- 2.8. *L'alumine est un isolant électrique.* Quelle mesure simple permettrait de vérifier qu'un dépôt d'alumine s'est bel et bien déposé sur la lame d'aluminium au cours de cette électrolyse ?
- 2.9. En supposant que le dépôt soit de l'alumine pure, déterminer – par le calcul – son épaisseur maximale sur la partie effectivement immergée.

#### APPEL N°4

Appeler le professeur pour lui présenter les résultats obtenus ou en cas de difficulté

### 3. Coloration de l'alumine (étape facultative)

- ➡ Récupérer la lame d'aluminium, la laver à l'eau et la plonger dans une solution d'ammoniac ( $\text{NH}_3(\text{aq})$ ) de concentration  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  afin d'enlever les traces d'acide.
- ➡ Rincer à nouveau la lame d'aluminium à l'eau et noter sa couleur.
- ➡ Plonger alors complètement la lame dans une solution de rouge d'alizarine de concentration  $0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  pendant quelques minutes et repérer la partie de la plaque qui a été colorée.
- ➡ Terminer la manipulation en plongeant la plaque quelques minutes dans l'eau bouillante.

Réaliser un ou plusieurs schémas annotés décrivant le processus de coloration de la couche d'alumine.

#### APPEL N°5

Appeler le professeur et lui communiquer les conclusions de cette étape à l'aide de vos schémas.

### 4. Conclusion

*L'aluminium est protégé contre la corrosion grâce à la formation de son oxyde, l'alumine, de formule brute  $\text{Al}_2\text{O}_3$  en surface.* Tous les métaux possèdent-ils des oxydes ? Sont-ils tous protecteurs face à la corrosion ?