

TP ... PROTECTION DE L'ALUMINIUM PAR ANODISATION

L'aluminium présente à l'état naturel une couche d'alumine Al_2O_3 superficielle qui le protège de la corrosion (oxydation). Cependant, cette couche naturelle de quelques nanomètres d'épaisseur seulement et hétérogène est sujette à détérioration chimique ou mécanique. Une meilleure protection de l'aluminium contre la corrosion est obtenue en accroissant l'épaisseur de la couche d'alumine (de l'ordre de quelques micromètres); on réalise alors une **anodisation électrochimique de l'aluminium**.

Ce matériau peut alors être teinté selon une gamme très étendue de couleurs.

I- Principe de l'anodisation de l'aluminium

Document 1 :

L'objectif de l'anodisation dure (utilisant l'acide sulfurique) est d'obtenir une couche d'oxyde (Al_2O_3) très épaisse ($> 25 \mu\text{m}$) par conséquent très dure (deuxième matériau le plus dur selon l'échelle de Mohs, après le diamant) permettant l'utilisation d'alliages d'aluminium dans des conditions très sévères pour se substituer à des éléments acier.

Les qualités principales de l'aluminium anodisé (ou de ses alliages) sont :

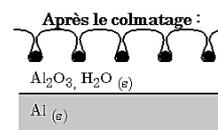
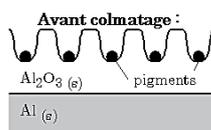
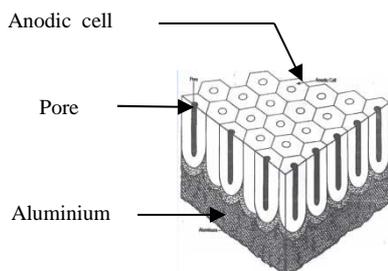
- Une excellente résistance à l'abrasion (pièces d'aviation).
- Une bonne résistance chimique, hormis les acides et bases fortes.
- Une excellente résistance à la corrosion (brouillard, près des côtes maritimes,...)
- Une bonne isolation thermique et électrique.

D'après MTS, Marquet Traitement de Surface, 74300 Cluses Et A&D Prévost Inc., Québec

Document 2 : Procédé d'anodisation

Le procédé d'anodisation se divise en cinq grandes étapes :

- Dégraissage et désoxydation permettant d'enlever l'oxydation naturelle de l'aluminium.
- Décapage par trempage dans une solution caustique afin d'atténuer les imperfections de surface et obtenir une surface uniforme et satinée.
- Création de la couche anodique d'alumine qui est un très bon isolant électrique, ce qui risque d'arrêter l'électrolyse. On utilise donc l'acide sulfurique comme électrolyte afin de dissoudre partiellement la couche d'alumine. On obtient alors à la surface de la plaque d'aluminium des structures d'alumine hexagonales et poreuses permettant à l'électrolyse de se poursuivre et à la couche d'alumine de continuer à s'épaissir. L'épaisseur de la couche est proportionnelle à la durée de cette étape.
- Coloration : des pigments viennent combler les pores de la couche anodique.
- Scellement ou colmatage: le traitement à l'eau bouillante forme des cristaux de böhmite ($\text{Al}_2\text{O}_3, \text{H}_2\text{O}$) qui recouvrent le tout et maintiennent les pigments dans les pores. La coloration est donc fixée.



D'après A&D Prévost Inc., Québec et Académie de Lyon

Document 3 : Principe de l'électrolyse (A CONNAITRE)

L'électrolyse est une réaction **d'oxydoréduction** forcée par un générateur de tension continue. Lorsque la tension aux bornes de l'électrolyseur est suffisante, il se produit des réactions électrochimiques aux électrodes.

Le sens de déplacement des électrons est imposé par le générateur.

L'électrode où se produit l'**oxydation** est l'**anode** ;
(elle est reliée au pôle + du générateur pour une électrolyse)

L'électrode où se produit la **réduction** est la **cathode** ;
(elle est reliée au pôle - du générateur pour une électrolyse)

Lorsqu'un générateur débite une intensité électrique I pendant une durée Δt , la quantité d'électricité Q (ou charge électrique) traversant l'électrolyseur est donnée par la relation :

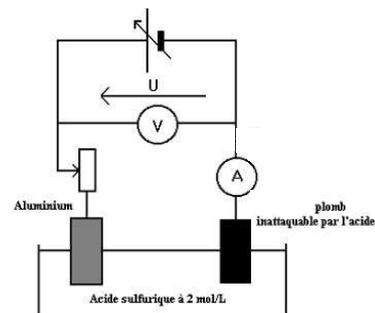
$$Q = I \cdot \Delta t \quad \text{avec } Q \text{ s'exprimant en Coulomb (C), } I \text{ en Ampères (A) et } \Delta t \text{ en secondes (s).}$$

Elle correspond à la valeur absolue de la charge totale des électrons échangés aux électrodes :

$$Q = (n_{e^-}) \cdot N_A \cdot |q_{e^-}| = (n_{e^-}) \cdot N_A \cdot e = n_{e^-} \cdot F \quad n_{e^-} \text{ étant la quantité de matière d'électrons (en mole) échangée aux électrodes}$$

N_A la constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (Nombre de particules par mole)

e la charge élémentaire : $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. F le Faraday : c'est la valeur absolue de la charge d'une mole d'électrons

**II- Réalisation de l'anodisation de l'aluminium**

! PORTER DES GANTS ET DES LUNETTES PENDANT TOUTE LA DUREE DE LA MANIPULATION !

1. Préparation de la plaque d'aluminium

- Observer les pictogrammes de sécurité de chacun des réactifs utilisés. Agir en conséquence.
- Dégraisser la plaque à l'aide de papier imbibé d'acétone. * La rincer à l'eau courante.
- Immerger la lame dans un bécher contenant une solution d'hydroxyde de sodium à 5 mol.L^{-1} pendant 1 minute environ afin d'éliminer la couche naturelle d'alumine. * La rincer à l'eau courante.
- Immerger la lame dans un bécher contenant une solution d'acide nitrique à 2 mol.L^{-1} pendant 1 minute environ afin d'éliminer l'hydroxyde d'aluminium en excès. * La rincer à l'eau courante.

2. Anodisation par électrolyse

- a. Réaliser le montage de l'électrolyse du document 3 (il est inutile d'installer les multimètres car le générateur affiche la tension à ses bornes ainsi que l'intensité électrique qu'il délivre) et le faire vérifier par le professeur.
- b. Régler le générateur variable de façon à obtenir une intensité de $0,20 \text{ A}$. Déclencher le chronomètre.
- c. Poursuivre l'électrolyse pendant au moins 20 minutes tout en gardant une intensité la plus constante possible (baisser régulièrement la tension du générateur).
- d. Pendant ce temps, préciser sur le schéma les bornes du générateur, indiquer le sens de circulation des électrons et le sens du courant. Repérer l'anode et la cathode.
- e. Ecrire les équations électrochimiques aux électrodes puis l'équation globale de la réaction d'électrolyse, sachant que les couples Oxydant/Réducteur mis en jeu sont $\text{H}^+_{(\text{aq})}/\text{H}_{2(\text{g})}$ et $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{s})}/\text{Al}_{(\text{s})}$.
- f. Pourquoi cette technique s'appelle-t-elle « anodisation de l'aluminium » ?
- g. Relever la durée effective de l'électrolyse ainsi que la valeur de l'intensité. Repérer la limite d'immersion de la plaque et mesurer la surface de dépôt.
- h. La laver à l'eau courante puis l'immerger dans un bécher contenant une solution d'ammoniac à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ afin d'éliminer toute trace d'acide puis la rincer à nouveau à l'eau.
- i. L'alumine est-elle un conducteur électrique ? Quelle mesure simple permettrait de nous assurer qu'un dépôt d'alumine s'est produit au cours de cette électrolyse ? Faire cette mesure après accord du professeur. Conclure.
- j. Sachant que la masse volumique de l'alumine est $\rho = 3,2 \text{ g.cm}^{-3}$, calculer l'épaisseur maximale d'alumine déposée sur la plaque.

III- Coloration de l'alumine

*A l'aide d'une pipette, faire couler sur toute la surface de la plaque un colorant (**bleu de méthylène** à $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ ou encre d'écolier). Sécher au sèche-cheveux.

- La couleur se fixe-t-elle sur toute la surface de la plaque ?
- Plonger la plaque dans de l'eau bouillante pendant 10 minutes environ. Quel est l'intérêt de cette étape ?
- Sortir la plaque et l'essuyer. Conclure.

*Ou : - Faire bouillir l'**éosine** pure dans un bécher de 100 mL , y plonger la plaque d'aluminium et arrêter le bec bunsen.

- Laisser la plaque 2 à 3 minutes dans le bain d'éosine. La retirer à l'aide d'une pince, la rincer à l'eau du robinet et l'essuyer.

➤ La couleur se fixe-t-elle sur toute la surface de la plaque ? ➤ Pourquoi avoir fait chauffer la plaque ?