

3 C.8

Corrosion du fer : comment se fait-elle ?

Durée : Préparation 15 min
Manipulation 5 min

Bibliographie :

[5] [20] [26] [27] [34] [90] [97]

Prérequis

Savoir :

- exécuter des opérations simples de chimie ;
- utiliser un multimètre.

Objectifs

- Mettre en évidence la corrosion du fer.

Thème d'enseignement

- Piles
- Corrosion

Matériel

béchers de 150 mL
tube en U et son support
clous + fils et pinces crocodiles
multimètre ou milliampermètre
tampon (laine de verre ou coton)
tubes à essai
boîtes de PÉTRI

Réactifs

NaCl, chlorure de sodium, solution à ~ 3 % soit $1,7 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
 $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, hexacyanoferrate(III), solution à $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
 phénolphtaléine (1% dans l'éthanol)
 agar-agar, éventuellement
 HCl, solution commerciale, quelques gouttes, 
 N_2 , diazote comprimé en bouteille
 air comprimé ou O_2 , dioxygène comprimé en bouteille

Principe

Cette manipulation ne concerne que la corrosion « *humide* » et permet de montrer :

- comment elle apparaît ;
- qu'elle est liée à l'hétérogénéité :
 - du substrat, un clou en fer ;
 - du milieu, solution saline contenant plus ou moins de dioxygène dissous.

Mode opératoire

a) Mise en évidence des phénomènes de corrosion

- Solution S, pour la mise en évidence du phénomène : à 100 mL de solution à 3 % de chlorure de sodium, ajouter 3 gouttes de solution à 1 % de phénolphtaléine dans l'éthanol et 1 mL de solution à $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ d'hexacyanoferrate(III) de potassium (ferricyanure de potassium).
- Solution S', pour former un gel : à la solution S ajouter 3 g d'agar-agar et porter à ébullition. Le gel se forme au refroidissement.
- Attaque acide : dans un tube à essai introduire 1 mL de solution de ferricyanure et un clou. Observer ; ajouter, , quelques gouttes d'acide chlorhydrique concentré : observer et conclure ¹.
- Clou écroui : dans une boîte de PÉTRI, mettre un clou et le recouvrir de solution S. Observer.
- Expérience dite de « la goutte d'EVANS » : sur une tôle de fer, déposer une goutte de solution S'. Observer.

¹ Voir aussi fiche 3 C.15, p. 187.

b) Aération différentielle : pile d'EVANS

On peut effectuer cette expérience selon deux modes opératoires.

Montage simplifié¹

Mettre dans un bécher environ 50 mL de solution à 3 % de NaCl préalablement bouillie pour chasser le dioxygène dissous. Ajouter 3 gouttes d'hexacyanoferrate(III) de potassium et 1 goutte de phénolphthaléine.

Plonger une lame de fer (ou un clou) dans cette solution pendant 15 minutes. Observer.

Montage « classique »²

Séparer un tube en U en deux compartiments à l'aide d'un tampon de laine de verre (ou de coton). Verser la solution de NaCl à 1 mol·L⁻¹ dans les deux compartiments ainsi formés³.

Dans le compartiment de gauche ajouter quelques gouttes de ferricyanure de potassium (K₃[Fe(CN)₆] - couleur jaune) et faire barboter, pendant 10 min environ, un courant d'azote (bouteille d'azote comprimé). Cela permet d'éliminer le dioxygène dissous dans la solution⁴ de ce premier compartiment.

Dans le compartiment de droite introduire quelques gouttes de phénolphthaléine et faire barboter, pendant 10 min environ, de l'air comprimé ou du dioxygène.

Lorsque ce temps est écoulé, arrêter le barbotage et placer dans chaque compartiment un gros clou en fer. Relier les deux clous à un ampèremètre, le clou placé dans le compartiment de droite (compartiment aéré) au pôle positif, celui placé dans le compartiment de gauche au pôle négatif.

Observer l'apparition de colorations dans la solution, un éventuel dégagement gazeux sur un des clous. Commenter.

**Compléments théoriques****Définition de la corrosion**

Selon la définition d'un dictionnaire, « action et effet de ce qui est corrosif, de ce qui ronge », corroder, « ronger progressivement », du latin *cum*, avec, pour, et *rodere*, ronger.

D'un point de vue chimique, la corrosion correspond à l'oxydation d'un métal (ou d'un alliage), en particulier par le dioxygène ; cela constitue donc un retour à l'état naturel : les métaux sont généralement extraits de minerais qui sont, très souvent, des oxydes naturels (bauxite, pour l'aluminium, hématite, pour le fer, pyrolusite pour le manganèse).

La corrosion est dite « sèche » quand le milieu corrosif est un gaz mais elle est le plus souvent « humide », due soit à l'oxygène dissous dans une solution « agressive », soit aux ions H₃O⁺ présents dans l'atmosphère à la suite, par exemple, d'une pollution, d'une éruption volcanique...

Elle concerne des métaux (ou des alliages) tels que :

- l'argent (couverts qui noircissent par formation d'oxyde d'argent, Ag₂O) ;
- le cuivre (« vert-de-gris », hydroxycarbonate de cuivre, qui recouvre des ustensiles en cuivre) ;
- l'aluminium qui se recouvre d'une couche d'oxyde Al₂O₃ ;
- le bronze (alliage de cuivre et d'étain, vert-de-gris)
- le fer enfin (et surtout).

¹ Selon [34], p. 136.

² Selon [90], p. 69 et 290.

³ À défaut de tube en U il est possible d'utiliser 2 béchers reliés par un pont salin, [34], p. 133.

⁴ À défaut de diazote, utiliser de l'eau distillée bouillie pour faire la solution du compartiment de gauche. L'ébullition permet de dégazer la solution. À défaut de dioxygène, mettre la solution dans un cristalliseur assez large et laisser à l'air afin de la saturer en dioxygène.

Si, dans le cas des premiers, la couche d'oxyde formé est uniforme et constitue une barrière qui protège le cœur du métal, il n'en va pas de même dans le cas du fer : la couche de « **rouille** » formée est poreuse et la corrosion peut gagner l'ensemble de la masse de fer.

Cela peut être un avantage si l'on considère que cela constitue une sorte de biodégradation mais c'est le plus souvent un inconvénient car cela amène à une plus grande fragilité d'une pièce, par exemple piles de pont, coques de navire, canalisations d'adduction d'eau...

Rôle du ferricyanure de potassium, $K_3[Fe^{III}(CN)_6]$

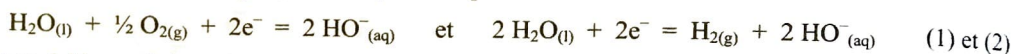
Le ferricyanure de potassium permet de mettre en évidence la formation d'ions Fe^{2+} formés lors de la corrosion du métal : dans un tube à essai introduire 1 mL de solution d'ions fer(II) puis quelques gouttes de solution de ferricyanure de potassium.

On observe l'apparition de la coloration bleue caractéristique de l'hexacyanoferrate(III) de fer(II),

$$2 [Fe(CN)_6]^{3-} + 3 Fe^{2+}_{(aq)} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \quad (\text{bleu de Turnbull})^1 \quad (3)$$

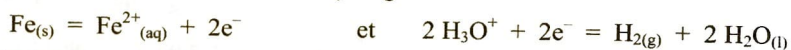
Rôle de la phénolphthaléine

La phénolphthaléine permet de caractériser la présence d'ions HO^- formés par réduction du dioxygène dissous, d'une part, de l'eau, d'autre part :



Mise en évidence de la corrosion

- **Attaque acide** : on montre par cette expérience que le clou en fer est oxydé par les ions H_3O^+ apportés par la solution de chlorure d'hydrogène :



Les ions ferricyanure ne donnent aucune coloration en présence de fer métallique ² mais, après attaque, ils permettent de montrer l'apparition d'ions Fe^{2+} donc l'oxydation du fer.

Les ions fer(II) formés s'oxydent très rapidement en fer(III) ; dans ce cas, on obtient le ferricyanure de fer(III), **vert de Berlin**, voir photo p. 165.

- **Clou écroui** : la corrosion est liée à l'« histoire » du matériau ; la tête et la pointe du clou ont subi des contraintes qui les fragilisent ; c'est à leur niveau que se produit l'oxydation, visualisée par la coloration bleue (comme dans le cas précédent). Par contre, la coloration rose entourant la partie intermédiaire met en évidence la présence d'ions HO^- formés par réduction de l'eau et du dioxygène dissous dans la solution, réactions (1) et (2) :

L'expérience permet ainsi de montrer que le clou en fer, siège d'une part d'une oxydation, d'autre part d'une réduction, se comporte en anode (tête et pointe) et en cathode (partie intermédiaire) : la corrosion correspond à la formation d'une pile au sein du matériau.

Conséquence pratique : il faut recuire une pièce après l'avoir travaillée afin d'éliminer les tensions nées du martelage, du sciage etc.

- **Expérience dite de « la goutte d'EVANS »** : lorsqu'une goutte de solution saline est déposée sur la tôle, on peut noter, au bout de 15 à 20 minutes, une coloration rose à la périphérie de la goutte tandis que le centre se colore en bleu de plus en plus intense.

Les observations correspondent au même phénomène donc aux mêmes réactions que dans les exemples précédents. Noter que c'est au centre de la goutte, c'est-à-dire là où il y a le moins d'oxygène, que la corrosion se produit.

¹ Voir fiche 3 C.7.

² Si le clou est parfaitement décapé. Sinon, on peut voir de légères traces bleues ; en présence d'acide la coloration est beaucoup plus importante.

- **Clou écroui :**

on voit que la tête et la pointe, soumises à des contraintes lors de l'usinage, sont le siège de la corrosion. Sur le clou, des zones comportant des stries sont aussi le siège du phénomène de corrosion. Sur le « cavalier », seules les pointes sont oxydées.



Fig. 3 C.8b : mise en évidence des contraintes.

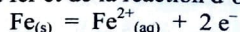
- **Expérience de la « goutte d'Evans » :**



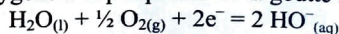
Fig. 3 C.8c : corrosion sur tôle de fer.

La figure 3 C.8c montre :

- l'apparition des ions Fe^{2+} au centre de la goutte, sous forme d'hexacyanoferrate(III) (ou ferricyanure) de fer(II), bleu, témoin de la corrosion du fer et de la réaction d'oxydation :



- la présence d'ions HO^{-} produits par la réduction de l'oxygène à la périphérie de la goutte :



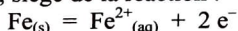
(qui font rosir la phénolphtaléine).

Pile d'EVANS

Dès que l'on place les clous dans leurs compartiments respectifs, et que l'on ferme le circuit en intercalant le milliampèremètre, ce dernier met en évidence le passage d'un courant de $\sim 0,2 \text{ mA}$.

Quelques minutes après, on observe :

- une coloration bleue dans le compartiment où le diazote a barboté, chassant le dioxygène : cette coloration provient de l'oxydation du fer en fer(II) et de la formation de « bleu de TURNBULL » ; cette branche du tube constitue le compartiment anodique, siège de la réaction :



- l'apparition d'une teinte rose dans la deuxième branche du tube (aérée par le barbotage d'air comprimé) : la phénolphtaléine rosit en milieu basique. Il y a donc eu production d'ions HO^{-} par réduction du dioxygène et de l'eau selon les réactions (1) et (2) ci-dessus. Le clou placé dans la branche aérée du tube constitue donc la cathode.

La figure 3 C.8d montre la présence d'ions :

- Fe^{2+} dans le fond du cristallisateur et dans le compartiment de gauche du tube en U, apparition de bleu dans la solution d'hexacyanoferrate(III) ;
- HO^{-} (phénolphtaléine rose) en surface ou dans le compartiment de droite.

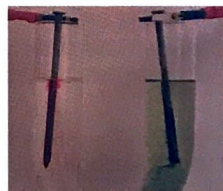


Fig. 3 C.8d : pile d'EVANS :

- en haut, montage « simplifié »,
- en bas, montage « classique ».

L'oxydation du fer (plus généralement du métal) se produit dans la zone la moins oxygénée. La réduction de l'oxygène intervient dans la zone la plus oxygénée.

Corrosion du fer : comment l'éviter (1) ?
Protection cathodique par anode sacrificielle

3 C.9

Durée : Préparation 15 min
Manipulation 5 min**Bibliographie :**

[5] [20] [27] [34] [90] [97]

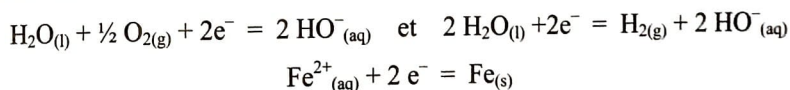
PrérequisSavoir :
- exécuter des opérations
simples de chimie.**Objectifs**

- Éviter la corrosion du fer.

Thème d'enseignement- Piles
- Corrosion
- Protection**Matériel**boîtes de PÉTRI 3
clous 3
rétroprojecteur**Réactifs**Cu, en tournure, Mg, en ruban, Zn, en bâton
NaCl, solution à ~ 3 % soit $1,7 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
agar-agar, éventuellement
 $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, hexacyanoferrate(III), solution à $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
phénolphtaléine (1% dans l'éthanol)**Principe**

Cette manipulation illustre la protection électrochimique du fer par formation de micropiles.

Dans les zones protégées, on évite les réactions de réduction (du dioxygène et de l'eau) et d'oxydation du fer en ions fer(II) :

**Mode opératoire**

- Solutions S et S', voir fiche 3 C.8, p. 166.

a) Mise en évidence du phénomène : influence de la nature du métal au contact du fer

Placer trois boîtes de PÉTRI sur un rétroprojecteur et y verser ~ 10 mL de solution S. Mettre :

- dans la première boîte, un clou en fer, qui sert de témoin ;
- dans la deuxième, un clou en fer entouré d'un ruban de cuivre ;
- dans la troisième, un clou en fer entouré d'un fil de magnésium.

Veiller à ce que les clous soient bien immergés dans la solution saline. Observer et conclure.

b) Anode sacrificielle

Verser environ 50 mL de solution S' chaude dans deux béchers.

Quand le gel commence à prendre, placer un clou en fer et un fil de cuivre dans l'un, un clou en fer et un barreau de zinc dans le second.

Mettre en contact électrique fer et cuivre d'une part, fer et zinc d'autre part. Observer.

L'expérience peut être réalisée simplement avec la solution S.



Compléments théoriques

Pour les colorations qui apparaissent, voir fiche 3 C.8, p. 166.

Cette expérience met en évidence le rôle que peut jouer un métal dans la protection électrochimique du fer. Considérons les potentiels de référence des différents couples concernés :

$$E^\circ_{(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg})} = -2,37 \text{ V} \quad E^\circ_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})} = -0,76 \text{ V} \quad E^\circ_{(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})} = -0,44 \text{ V} \quad E^\circ_{(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})} = +0,34 \text{ V}$$

Lorsque deux métaux de potentiels de référence différents sont en contact, il se forme une pile.

Si le fer est au contact du cuivre, c'est le fer, plus réducteur, qui est oxydé : le bleu qui apparaît autour du fer permet de visualiser les ions Fe^{2+} formés. En présence de magnésium, ce dernier est le plus réducteur, c'est lui qui est oxydé : le fer est alors protégé de l'oxydation. Il en est de même avec le zinc.

Dans la deuxième expérience, on visualise la pile Fe / Cu dans le premier b cher, Fe / Zn dans le second. Dans le premier, Fe, métal plus réducteur que Cu, est oxydé. Dans le second, c'est Zn, plus réducteur que Fe, qui est oxydé.

Zn constitue l'**anode** de la micropile formée par l'association des deux métaux : comme il est consommé par la réaction d'oxydation on parle d'anode « **sacrifiée** » ou encore « **sacrificielle** ».

Compléments pratiques

Voir manipulation 3 C.8. On peut aussi réaliser l'expérience proposée par Sarrazin, [90], p. 287 : dans un b cher contenant de l'acide sulfurique on immerge un clou. On immerge également un fil de platine ou un barreau de zinc. Tant qu'il n'y a pas contact entre les métaux, on observe un léger dégagement de dihydrogène sur le fer, signe qu'il est attaqué par les ions $\text{H}^+_{(\text{aq})}$. Lorsque l'on établit le contact, le dégagement cesse sur le fer et il est très important sur le zinc ou le platine.

Dans la pile formée par contact avec le cuivre (ou le zinc ou le magnésium), ce contact peut être « direct », copeau (cuivre, magnésium) enroulé autour du clou, ou «   distance », fil de cuivre (ou barreau de zinc) et clou reliés par un fil électrique.

Compléments culturels

Pour protéger le fer des intempéries, outre la protection électrochimique, on peut aussi utiliser la peinture, bien sûr, mais aussi un dépôt métallique, chrome, nickel, zinc. Le dépôt est effectué, soit en plongeant la pièce à protéger dans un bain de métal fondu, soit par projection, shooPAGE, métallisation au zinc pur fondu par la flamme d'un pistolet de projection, soit enfin par électrolyse, voir fiche 3 C.11.



Observations et interprétations

Clou de la première boîte de PÉTRI, (a)

On distingue, figure 3 C.9 (a), les zones bleue et rouge déjà mises en évidence par la manipulation sur le clou écroui ou dans la pile d'EVANS (fiche 3 C.8). Ce clou sert de témoin.

Clou entouré d'un fil de cuivre, troisième boîte de PÉTRI (c)

Le clou relié au fil de cuivre est entouré d'une zone bleue très nette, alors que le fil de cuivre est, lui, entouré d'une zone rose. Le fer a donc été oxydé alors que le cuivre est protégé de la corrosion. Les potentiels redox des deux couples permettent d'expliquer pourquoi, le fer étant meilleur réducteur que le cuivre, est oxydé préférentiellement. La corrosion du fer est même accélérée dans ce cas.

Clou entouré d'un ruban de magnésium, deuxième boîte de PÉTRI, (b)

On constate que le clou ne s'oxyde pas. L'apparition d'un léger voile blanchâtre et un dégagement gazeux autour du ruban de magnésium, témoignent de son oxydation. Cette technique est appelée « à anode sacrificielle » (ou « sacrificielle »).

Si la réaction se prolonge assez longtemps, la coloration rose gagne toute la surface de la boîte.

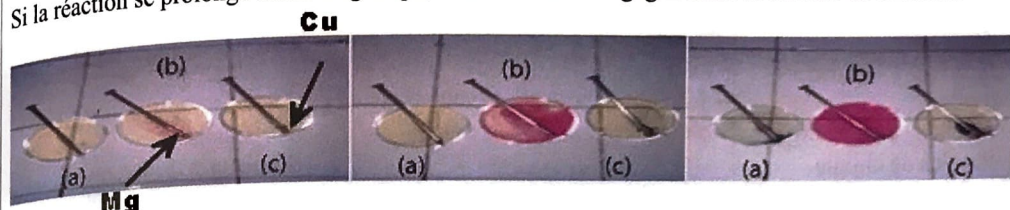


Fig. 3 C.9a : évolution des colorations dans le temps :
(a) et (b) corrosion du fer, (c) protection électrochimique du fer.

La deuxième expérience met en évidence la pile formée et montre que le résultat obtenu avec un barreau de zinc est le même que celui obtenu avec le ruban de magnésium : $E^\circ_{(Zn^{2+}/Zn)} = -0,76 \text{ V}$ est lui aussi inférieur à celui du fer, $E^\circ_{(Fe^{2+}/Fe)} = -0,44 \text{ V}$.

Le clou et le barreau de zinc étant reliés au moyen de pincettes et d'un fil, on voit la coloration rose au voisinage du clou, signe qu'il est protégé et joue le rôle de cathode. Pas de coloration bleue donc pas d'ions Fe^{2+} , pas de corrosion du fer (contrairement à ce qui se passe lorsque le clou est en contact avec un fil de cuivre, photo de droite). Le contact peut être « direct », fil de cuivre enroulé autour du clou ; il peut être « distant », pincettes et fil entre clou et barreau de zinc.

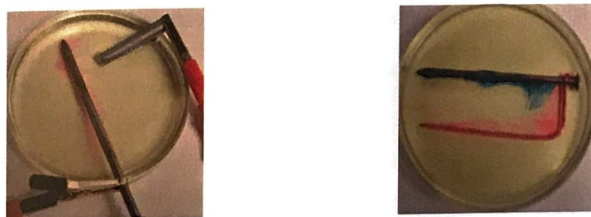


Fig. 3 C.9b : à gauche, anode sacrificielle en zinc (protection du fer)
à droite, corrosion par contact avec le cuivre.

Cette expérience montre que le choix du métal devant jouer le rôle d'anode sacrificielle est primordial.

Lorsque le métal au contact est :

- **plus réducteur** que le fer il y a **diminution** de la corrosion ;
- **moins réducteur** que le fer il y a **accélération** de la corrosion.

Conséquence pratique : il faut isoler électriquement des pièces assemblées si elle sont constituées de deux métaux différents, robinet en laiton monté sur une canalisation en fer par exemple.

3 C.13 Anodisation de l'aluminium

Durée : Préparation 10 min
Manipulation 30 min

Bibliographie :

[43] [68] [87] [90] [97]

Prérequis

Savoir :
- Réaliser une électrolyse.

Objectifs

- Montrer la protection anodique de l'aluminium.

Thème d'enseignement

- Électrolyse
- Protection d'un métal

Matériel

béchers de 250 mL
alimentation stabilisée
plaque d'aluminium
électrode de plomb
plaque chauffante

Réactifs

H_2SO_4 , solution à $4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$,  

NaOH , solution à ~ 6 à $10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, 

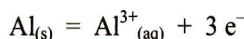
$\text{NH}_{3(\text{aq})}$, solution à $\sim 2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, 

$\text{HCl}_{(\text{aq})}$, solution à $\sim 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
solution d'éosine à 1 %

Acétone, 

Principe

On effectue l'électrolyse d'une solution d'acide sulfurique avec une plaque d'aluminium comme anode. La cathode peut être en plomb ou en graphite. L'oxydation anodique de Al correspond à :



Le milieu est très acide et à la cathode se produit la réduction des ions H_3O^+ .

Mode opératoire

a) Préparation de la lame

Décaper soigneusement la lame d'aluminium : après lavage à l'acétone pour enlever toute trace de graisse, laisser tremper la lame dans de la soude concentrée (6 à $10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) pendant 1 min, puis rincer soigneusement à l'eau.

b) Électrolyse

Introduire environ 100 mL de solution à $4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ d'acide sulfurique dans un bécher de 250 mL.

Relier la lame d'aluminium au pôle $\oplus$ de l'alimentation et la maintenir de façon à ce qu'elle soit immergée sur environ 2 à 3 cm. Relier une lame de plomb au pôle $\ominus$. Régler le générateur de façon à ce que la différence de potentiel appliquée soit $\approx 8 \text{ V}$ pendant 10 à 15 min.

c) Coloration de la lame

Sortir la lame du bain électrolytique et la rincer à l'eau puis avec de la solution à $2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ d'ammoniac, puis à l'eau distillée ; la tremper dans un bécher contenant la solution d'éosine à 1 %. Tremper de même une lame non traitée dans le bain colorant et chauffer pendant environ 5 minutes. Tremper ensuite dans un bain d'eau distillée à ébullition ($\sim 10 \text{ min}$).

d) Mise en évidence de la protection

Tremper les deux lames dans une solution d'acide (HCl à $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ par exemple). Observer.



Compléments théoriques

Avec un potentiel de référence de $-1,66\text{ V}$ pour le couple $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$, l'aluminium est un des métaux les plus réducteurs. Il s'oxyde spontanément à l'air en se couvrant d'une couche d'alumine, Al_2O_3 , mais cette couche n'a pas un très grand pouvoir protecteur : la croissance de la couche d'alumine n'est pas contrôlée, la barrière n'est pas étanche.

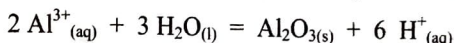
L'anodisation industrielle, au contraire, permet d'obtenir une couche de protection uniforme dont on sait maîtriser l'épaisseur. De plus, la dernière étape (bain dans de l'eau à plus de 70 °C) consiste à « colmater » les pores de la couche formée afin de la rendre étanche aux agents de corrosion.

À la cathode : réduction des protons $2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- = \text{H}_{2(\text{g})}$

À l'anode : oxydation de l'aluminium : $\text{Al}_{(\text{s})} = \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^-$ $E^0_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = -1,66\text{ V}$

mais aussi de l'eau : $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = \text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{H}^+_{(\text{aq})} + 4\text{e}^-$ $E^0_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = 1,23\text{ V}$

L'oxygène formé se combine à l'aluminium, la réaction pouvant globalement s'écrire :



L'alumine forme ce que l'on appelle une « couche barrière », très mince. Comme Al_2O_3 est un isolant, la réaction ne peut se poursuivre que grâce à la compétition entre une légère dissolution de cette couche par l'acide sulfurique d'une part et sa croissance d'autre part. Il se forme des pores autour desquels se développe la couche protectrice.

La croissance se fait de l'**extérieur** vers l'**intérieur** du support. L'épaisseur de la couche d'oxyde formé dépend du rapport entre :

- la vitesse de dissolution de Al_2O_3 par l'acide du bain, vitesse qui est fonction de la température ;
- et la vitesse d'oxydation du métal, qui, elle, est fonction de la densité du courant d'électrolyse.

Il faut bien noter que cette couche d'alumine se forme aux dépens du substrat (dont l'épaisseur diminue) et ne constitue pas un dépôt tel que ceux d'étain, de zinc ou de nickel décrits par la manipulation 3 C.11.

Compléments culturels

L'aluminium est élaboré par électrolyse de l'alumine extraite de la bauxite. Il faut 4 tonnes de bauxite pour obtenir 2 tonnes d'alumine qui conduiront à 1 tonne d'aluminium. Il s'agit d'une électrolyse « ignée », l'oxyde étant dissout dans un fondant, la cryolithe, à 1000 °C . L'aluminium fondu se dépose au fond du bain d'électrolyse d'où il est extrait pour être transporté à la fonderie où il est additionné de différents métaux afin d'obtenir des alliages aux propriétés voulues.

P. BERTHIER découvre la « terre d'alumine des Baux » en 1821 près des Baux-de-Provence. C'est H. SAINTE-CLAIRE DEVILLE qui, travaillant sur les propriétés de l'aluminium, en réalise la première production industrielle en 1854 et rebaptise le minerai « bauxite » en 1861.

Le procédé électrochimique encore utilisé de nos jours a été mis au point par un chimiste autrichien, K. J. BAYER, en 1887.

Compléments pratiques

Une fois la lame bien décapée, il faut absolument éviter de la toucher avec les doigts dans la partie qui sera immergée dans le bain électrolytique : cela déposerait un film gras qui gênerait la formation d'alumine.

Il est tout à fait possible d'utiliser comme cathode, soit une deuxième lame d'aluminium, qui, elle, ne sera pas modifiée ([43], p. 292), soit une cathode de graphite ([90], p. 298).



Observations

Réalisation de la protection

La lame d'aluminium, de 3 cm de large a été immergée sur 3 cm dans le bain d'électrolyse et l'anodisation a été poursuivie pendant 20 min, sous un courant d'environ 5 A et une différence de potentiel de 8 V.

À défaut d'alizarine ou d'aluminon, différents colorants ont été testés. L'éosine officinale, diluée par 2, donne une coloration d'un rouge intense. La lame est ensuite plongée pendant 10 minutes dans un bain d'eau à ébullition, ce qui a pour effet de colmater les pores de la couche d'alumine et de la rendre ainsi plus étanche.

Notons au passage la différence de comportement des oxydes :

- d'aluminium (Al_2O_3) qui forme « naturellement » une barrière de protection du métal sous-jacent ;
- de fer ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$, la « rouille ») qui, lui, est poreux et ne protège nullement le fer sous-jacent : la rouille gagne le cœur du métal.

La figure 3 C.13b montre que, sur une lame non traitée, le colorant ne « mord » pas : la couche d'alumine formée sur la lame d'aluminium anodisé comporte des pores dans lesquels s'insère le colorant ; cela ne peut se produire sur la lame non traitée.



Fig. 3 C.13a : montage pour réaliser l'anodisation d'une lame d'aluminium.

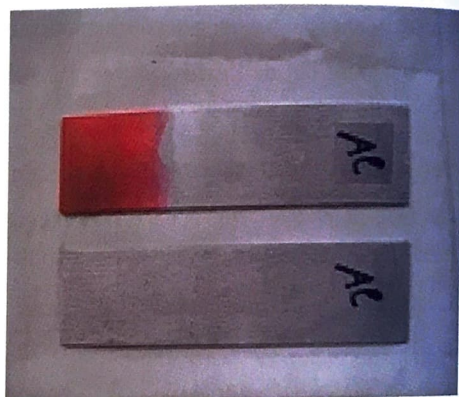


Fig. 3 C.13b : coloration par une solution d'éosine d'une lame d'aluminium anodisé ; en bas, sur une lame non traitée, le colorant ne « mord » pas.

Mise en évidence de la protection

Lorsque l'on plonge une lame traitée et une lame non traitée dans une solution d'acide, on peut observer que le dégagement gazeux est immédiat sur la lame non protégée, alors qu'il est plus long à se produire sur la lame protégée par anodisation.

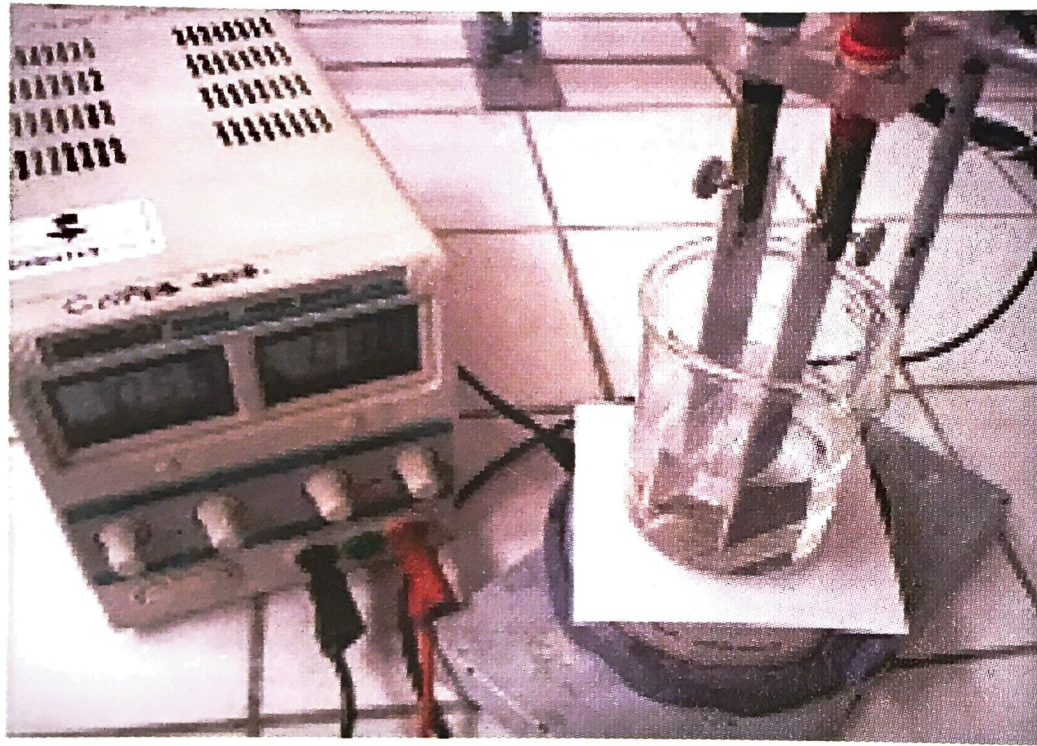


Fig. 3 C.13a : montage pour réaliser l'anodisation d'une lame d'aluminium.

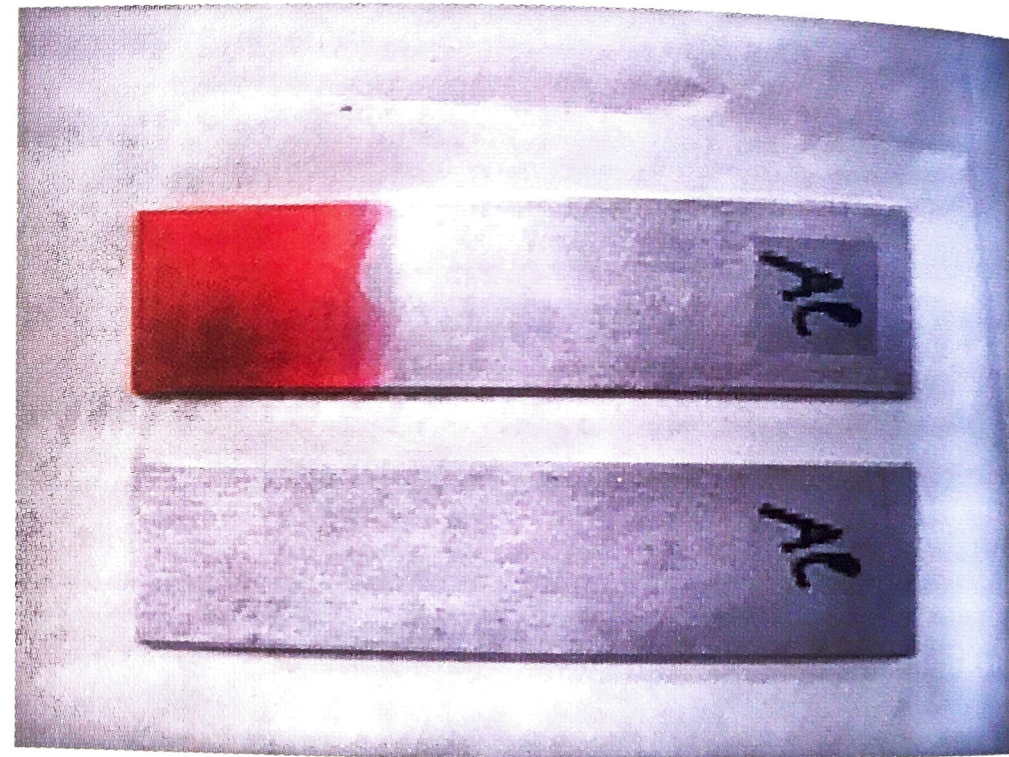


Fig. 3 C.13b : coloration par une solution d'éosine d'une lame d'aluminium anodisé ; en bas, sur une lame non traitée, le colorant ne « mord » pas.