

MSP Cycle de vie, corrosion protection TS

Maria Ubero Gonzalez

May 2019

Introduction

Thème 3 : matériaux

Domaines d'étude	Mots-clés
Cycle de vie	Élaboration, vieillissement, corrosion, protection, recyclage, élimination.

Eléments de contexte de l'enseignement de spécialité :

- Préparation de l'élève à une poursuite d'études scientifiques : affirmer la maîtrise de la démarche scientifique et de la pratique expérimentale, tester goûts et compétences.
- Placement de l'élève en situation de recherche et de d'action : consolider compétences de la démarche scientifique, **développer la pratique expérimentale, l'analyse et la synthèse de documents scientifiques et la résolution de problème scientifique.**

Elements de contexte :

- **La pratique expérimentale :** favorise la prise d'initiative des élèves, en intégrant leur centres d'intérêts.
- **L'analyse et la synthèse :** de documents scientifiques conduisant les élèves à : présenter de façon objective et critique, structurée et claire, les éléments extraits et exploités.
- **La démarche de résolution de problèmes scientifiques** encourageant l'élève à : imaginer une ou plusieurs pistes pour répondre à la question scientifique posée.

Pré-requis

- 1ère S : piles et accumulateurs
- Polarité des électrodes
- Réactions d'oxydo-réduction

1 Temps 1. Cycle de vie

Activité documentaire Pag 130-131 Hachette TS spé. Cycle de vie des aciers Le but est de montrer aux élèves le cycle de vie des aciers, les problèmes de corrosion et comme on fait pour protéger le fer de la corrosion.

1 La vie des aciers

Vu ses très intéressantes propriétés mécaniques, le fer, pur ou sous forme d'alliages, est le métal le plus utilisé dans l'industrie et le bâtiment. Élaboré à partir de minerais principalement constitués d'oxydes, il s'oxyde naturellement à l'air s'il n'est pas protégé. Du minerai à la rouille, quelles sont les principales étapes de la vie du fer? L'homme peut-il les modifier? Si oui, dans quel but?

Document 1 **Élaboration du fer, de la fonte et de l'acier**

En Europe, la fabrication du fer date de 1700 ans av. J.-C. : on superposait plusieurs couches successives de minerai de fer et de bois et on chauffait ces échaufaudages; le métal fondu obtenu était travaillé sur place. Actuellement, coexistent deux filières d'élaboration de l'acier : la filière fonte et la filière ferraille.

Dans la filière fonte, après broyage, le minerai est introduit dans le haut fourneau avec du coke (constitué essentiellement de carbone). Le coke brûle : la chaleur alors dégagée fait fondre le minerai; le monoxyde de carbone, CO(g), formé par la combustion, réduit en fer les oxydes de fer constituant le minerai. On obtient alors de la fonte en fusion. Elle est ensuite acheminée vers un convertisseur où elle est versée sur de la ferraille. Du dioxygène est introduit : il brûle une partie du carbone et les résidus; on obtient de l'acier.

Dans la filière ferraille, la ferraille, triée et broyée ou à l'état brut,

Problème 6, p. 144

Le diagramme illustre les deux processus. La filière fonte commence par le "Minerai de fer" et le "Charbon à coke", qui sont traités dans une "Cokerie" pour produire de l'énergie et du coke. Ces derniers sont utilisés dans un "Haut-fourneau" pour fondre le minerai à 1250°C, produisant de la "Fonte liquide". La fonte est ensuite versée dans un "Wagon-poche". La filière ferraille commence par la "Ferraille", qui est traitée dans une "Préparation" et puis dans un "Four électrique" alimenté par "Électrodes". La température dans ce four atteint 1600°C. Les deux processus se rejoignent ensuite dans un "Convertisseur à dioxygène" à 1600°C, où du "Dioxygène" est ajouté pour réduire l'acier. L'acier obtenu est stocké dans un "Bac de récupération de l'acier".

Document 2 **Fer, fonte, acier, ne pas confondre**

Ces trois produits diffèrent par leur teneur en carbone. Le fer est un matériau mou et malléable, dont la teneur en carbone est infime. L'acier a une teneur en carbone pouvant varier de 0,03 % à 2 % maximum; il est à la fois malléable et résistant. L'inox est un acier composé de 75 % de fer, de 8 % de nickel, de 17 % de chrome et d'un peu de carbone.

La fonte, avec une teneur élevée en carbone (de 2 % jusqu'à 6 %), existe en plusieurs qualités : de malléable et ductile à très dure et résistante.

D'après le site www.lohr.fr/ferrail.htm

Document 3 **Corrosion de l'acier**

Le phénomène de corrosion correspond à la dégradation d'un métal, ou d'un alliage métallique, par des réactifs gazeux ou en solution. À l'échelle de la planète, chaque seconde, cinq tonnes d'acier sont oxydées en rouille, mélange complexe d'oxydes et d'hydroxydes de fer plus ou moins hydratés. La corrosion de l'acier est favorisée lorsque l'atmosphère est humide et contient des espèces ioniques dissoutes. La corrosion est dite uniforme lorsque toute la surface du métal en contact avec cette solution est attaquée de la même façon, différentielle si ce n'est que partiellement.

Une porte en acier corrodé

Document 4 Protection de l'acier contre la corrosion

TP 4, p. 138
Problèmes 1 et 4, p. 140 et 143

■ La corrosion a des conséquences importantes au niveau économique. Elle est également dangereuse pour la sécurité, car elle fragilise les équipements. La lutte contre la corrosion permet de rallonger la durée de vie des objets en acier. On peut incorporer, par exemple, jusqu'à 26% de chrome à l'acier pour le protéger et obtenir un acier dit inoxydable.

La protection la plus simple consiste à recouvrir l'acier d'une couche protectrice imperméable. Ce peut être de la peinture, du vernis ou un film plastique. L'acier peut aussi être recouvert d'un autre métal : on peut, par exemple, plonger une pièce en acier dans un bain de zinc fondu; c'est la galvanisation. Le zinc est alors attaqué à la place du fer. D'autres moyens peuvent être utilisés pour recouvrir l'acier d'une couche protectrice : électrolyse, parkérisation, etc.

La protection de l'acier peut aussi se faire par anode sacrificielle. Ce type de protection est utilisé pour les bateaux, les conduites enterrées, les plates-formes pétrolières, etc. Un bloc de zinc est relié à l'objet en acier à protéger : le zinc est alors oxydé et le dioxygène est réduit à la surface du fer, ou de l'acier, qui n'est alors pas corrodé.

D'après « La chimie dans les bateaux »,
Découverte, Palais de la découverte, n° 260, 1998.

Anodes sacrificielles sur la coque d'un navire.

Document 5 Recyclage des aciers

Logo indiquant que cet objet, en acier, est recyclable.

Même protégés, les aciers se corrodent lentement. Les objets en acier corrodié peuvent ensuite être recyclés.

Les exigences en matière de taux de recyclage des véhicules automobiles sont élevées : actuellement, 54% de l'acier présent dans une voiture est de l'acier recyclé. Avec un taux de recyclage qui dépasse les 62 %, l'acier est le matériau le plus recyclé en Europe. Le recyclage de l'acier permet de préserver les ressources naturelles, de réduire l'utilisation d'énergie et de diminuer l'émission de gaz à effet de serre.

D'après le site d'Arcelor Mittal Méditerranée.

Pour aller plus loin : www.acier.org

Analyse et synthèse

C 1 Justifier l'utilisation du bois par les premiers métallurgistes. → doc. 1

2 Justifier qu'en mélangeant de la ferraille, principalement constituée de fer et d'oxydes de fer (rouille), et de la fonte on obtienne de l'acier (filière ferraille). Quel peut être le rôle de l'ajout de dioxygène dans les deux filières ? → doc. 1 et 2

3 Pour modéliser la corrosion de l'acier en milieu marin, on dépose une goutte d'eau salée, $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$, sur une plaque de fer. On constate que le fer est oxydé dans la partie centrale en ions fer (II), $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, et que des ions hydroxyde, $\text{HO}^-(\text{aq})$, se forment sur la partie périphérique par réduction du dioxygène.

a. Faire un schéma légendé de cette expérience et écrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit.
b. Le transfert des électrons entre l'oxydant et le réducteur de la réaction se fait-il par contact direct ? Sinon, comment fait-il ? Justifier le nom de micropile donné à cette expérience. De quel type est cette corrosion ? → doc. 3 et 4

4 Pour modéliser le fonctionnement d'une anode sacrificielle, on réalise une pile constituée par une plaque de fer et une plaque de zinc plongeant dans une solution de chlorure de sodium et reliée à un conducteur ohmique. Le zinc est oxydé (couple $\text{Zn}(\text{s}) / \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$) et le dioxygène est réduit sur la plaque de fer (couple $\text{O}_2(\text{g}) / \text{HO}^-(\text{aq})$).

a. Faire un schéma légendé de cette expérience et écrire l'équation de la réaction qui se produit.
b. Justifier le rôle des plaques de zinc fixées sur les coques de bateaux en acier.
c. Obtientrait-on le même résultat si on remplaçait la plaque de zinc par une plaque de cuivre, sachant que, dans une pile fer-cuivre, le cuivre est la borne positive ?

5 Commenter les logos du document 5.

6 **Bilan** À partir des documents fournis et de vos connaissances personnelles, rédiger un commentaire argumenté de la phrase en italique dans le document 5.

2 Temps 2. Corrosion

Activité expérimentale Pag 123 livre Nathan TS spé Le but est de comprendre l'origine du phénomène de corrosion et d'étudier un moyen de l'éviter. On étudie dans un premier moment l'origine du phénomène de corrosion.

3

Corrosion et protection du fer

► L'oxydation du fer représente un coût colossal pour la société.

On estime que 2% du produit mondial brut est dépensé dans cette lutte inégale de l'Homme face à la nature: un quart

de la production d'acier disparaît en effet chaque année sous forme de rouille.

Comprendre les origines du phénomène et étudions un moyen d'éviter la corrosion.

Mots clés

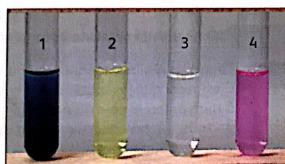
• Vieillissement
• Corrosion

Expérience 1

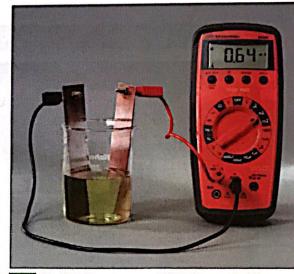
■ Tests préliminaires. Remplir quatre tubes à essais avec la solution 1 comme indiqué dans le tableau ci-dessous. Puis ajouter quelques gouttes de la solution 2.

Tube à essais	1	2	3	4
Solution 1	sulfate ferreux (Fe^{2+} (aq), SO_4^{2-} (aq))	sulfate de sodium ($2Na^+$ (aq), SO_4^{2-} (aq))	soude diluée (Na^+ (aq), HO^- (aq))	chlorure de sodium (Na^+ (aq), Cl^- (aq))
Solution 2	ferricyanure de potassium ($3K^+$ (aq), $Fe(CN)_6^{3-}$ (aq))		phénolphthaleïne	

■ Expérience. Dans un bêcher, introduire de l'eau du robinet, ajouter une grosse pincée de sel. Y ajouter quelques gouttes de la solution de ferricyanure de potassium et de la solution de phénolphthaleïne. Puis, y faire tremper une lame de fer et une lame de cuivre (en les fixant fermement), reliées entre elles par un milliampermètre.



7 Résultats des tests.



8 Dispositif expérimental.

1 Observer

- Noter les changements de couleur éventuels dans les quatre tubes à essais.
- Relever l'indication du milliampermètre.
- Observer l'éventuelle coloration qui intervient au niveau de chaque plaque métallique à l'échelle de quelques minutes. Préciser la localisation de cette coloration.

2 Interpréter

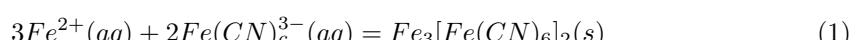
- Quels ions les solutions de ferricyanure de potassium d'une part, de phénolphthaleïne d'autre part, permettent-elles de caractériser ?
- Que signifie le passage d'un courant entre les deux lames de métal ? Quel métal est oxydé ? Écrire la demi-équation rédox associée à cette oxydation.

CS

Scanned with CamScanner

En sachant que : la phénolphthaleïne est rose en milieu basique et incolore en milieu acide. (zone de virage pH=8). Le ferricyanure de potassium est jaune.

- Tube à essais 1 :** On mélange du ferricyanure de potassium ($3K^+(aq), Fe(CN)_6^{3-}(aq)$) avec du sulfate ferreux ($Fe^{2+}(aq), SO_4^{2-}(aq)$). On obtient un précipité bleu :



- Tube à essais 2 :** On mélange du sulfate de sodium avec du ferricyanure de potassium. Il n'y a pas de réaction entre ces deux solutions donc la couleur reste jaune.

- Tube à essais 3 :** On mélange de la soude diluée (Na^+, HO^-) avec de la phénolphthaleïne. C'est basique donc la couleur sera rose. **Attention les images du document sont à l'invers, le tube 3 est rose et le tube 4 incolore.**

- **Tube à essais 4 :** On mélange du chlorure de sodium (Na^+, Cl^-) et de la phénolphtaléine. La solution est incolore.

Expérimentalement on va observer une coloration bleue autour de la lame de Fer et une coloration rose autour de la lame de Cuivre.

Couples présents : O_2/H_2O , $Fe(s)/Fe^{2+}$. Car oxygène dissout dans l'eau et de l'eau dans le bêcher. **Attention.** Il n'y a pas d'ions Cu^{2+} donc on n'a pas ce couple. La grosse pincée de sel ajoutée dans le bêcher sert à conduire l'électricité.

Réactions possibles :

- $Fe(s) = Fe^{2+} + 2e^-$ (Oxydation du fer)
- $O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$ en milieu basique : $O_2 + 4e^- + 2H_2O = 4HO^-$ (Réduction du dioxygène dissout)

On observe alors la création des ions Fe^{2+} autour de la lame de fer, ce qui est mis en évidence grâce à la couleur bleue (precipité formé). On observe la création des ions HO^- autour de la plaque de Cuivre, ce qui est mis en évidence grâce à la couleur rose.

Activité expérimentale : Manip qualitative. Livre chimie inorganique et générale, Girard, de boeck pag 57 Le but est de mettre en évidence le phénomène de corrosion et de montrer le rôle du zinc dans la protection.

Mode opératoire

1. Protection d'un métal par anode sacrificielle



- Préparer une solution d'agar-agar :
Dans un bêcher de 250 mL, porter à ébullition 100 mL d'eau. Ajouter 3 g d'agar-agar et agiter vigoureusement avec une baguette de verre (Attention aux débordements !) pendant 5 à 10 minutes. Ajouter quelques gouttes de solution éthanolique de phénolphtaléine à 1 % en masse (solution utilisée usuellement pour les dosages) et quelques gouttes d'une solution d'hexacyanoferrate(III) de potassium ($K_3Fe(CN)_6$ à 1 % en masse). Laisser refroidir la solution.
- Dans une boîte de Pétri, placer un clou en fer non rouillé entouré d'un morceau de zinc. Dans une autre boîte de Pétri, placer un clou en fer non rouillé entouré d'un morceau de cuivre.
- Verser la solution d'agar-agar dans chaque boîte de Pétri de façon à recouvrir en totalité les métaux. **Q3**

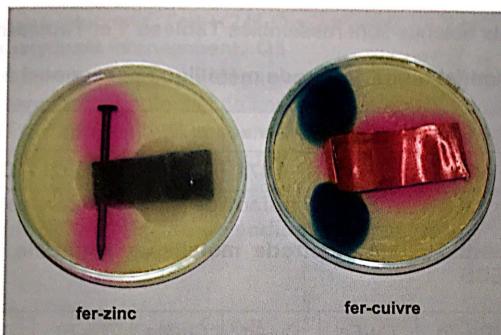


Attendre environ une heure. La solution se gélifie et des couleurs apparaissent. Les noter. Voir Fig.1.

1. Protection d'un métal par anode sacrificielle

- Les piles créées sont appelées piles de corrosion galvanique. Les couleurs obtenues sont visibles Fig.1.

Fig. 1 Etude expérimentale de la protection par anode sacrificielle pour les couples fer-zinc et fer-cuivre



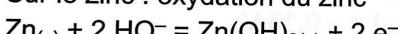
- Dans la boîte de Pétri contenant le « couple » Fe-Cu, une couleur rose apparaît autour du cuivre (révélant un milieu basique) et un précipité bleu autour du fer (révélant la présence d'ions Fe^{2+} qui précipitent avec les ions $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$ sous forme de bleu de Prusse, complexe insoluble). Les réactions qui se produisent sont : Sur le cuivre : réduction du dioxygène, la solution n'étant pas désaérée.
$$\text{O}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{HO}^-$$
Sur le fer : oxydation du fer
$$\text{Fe}_{(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$$
La réaction globale de corrosion est donc :
$$2 \text{Fe}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + 4 \text{HO}^-$$

Dans la boîte de Pétri contenant le « couple » Fe-Zn, une couleur rose apparaît autour du fer (révélant un milieu basique) et un précipité blanc autour du

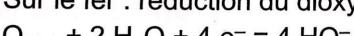
zinc (révélant la présence d'ions Zn^{2+} qui précipitent sous forme d'hydroxyde de zinc).

Les réactions qui se produisent sont :

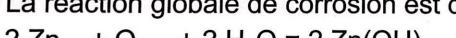
Sur le zinc : oxydation du zinc



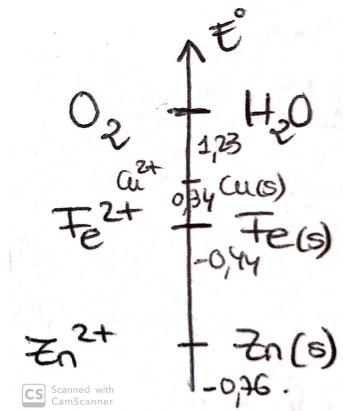
Sur le fer : réduction du dioxygène



La réaction globale de corrosion est donc :



- En contact avec le cuivre, le fer n'est pas protégé de la corrosion (oxydation). En contact avec le zinc, le fer n'est pas oxydé : le zinc protège le fer et joue le rôle d'anode sacrificielle (siège de l'oxydation).
- Les expériences suivantes permettent de prévoir si un métal peut protéger un autre métal d'une oxydation.



TE : Protection du Fer avec du Zinc

3 Temps 3. Protection

Activité expérimentale Pag 138 livre TS spé Hachette, protection du fer par électrozingage
 Les élèves n'ont pas vu ce qu'est une électrolyse. On leur donne le document ci-dessous qui explique ce que c'est. Et après on leur donne l'activité sur l'électrozingage.

13 L'électrolyse

A Principe de l'électrolyse

Une électrolyse s'effectue dans un **électrolyseur** comportant deux électrodes au contact d'un **électrolyte**.

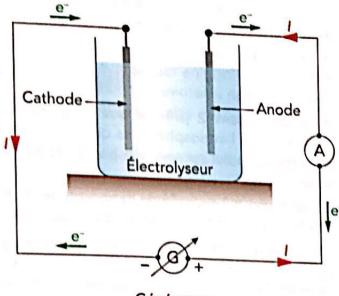
Une électrolyse est une réaction d'**oxydoréduction forcée** par un générateur de tension continue.

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 l'**anode**; elle est reliée au pôle + du générateur. L'électrode à laquelle se produit la **réduction** est la **cathode**; elle est reliée au pôle - du générateur.

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



Le sens du courant dans le circuit est imposé par le générateur.

B Charge électrique mise en jeu lors d'une électrolyse

■ Lors d'une électrolyse, lorsque le générateur débite un courant d'intensité constante I pendant la durée Δt , une charge électrique (ou quantité d'électricité) Q traverse l'électrolyseur :

$$Q = I \cdot \Delta t$$

Q en coulomb (C) I en ampère (A) Δt en seconde (s)

■ Cette charge électrique Q est égale à la valeur absolue de la charge totale des électrons échangés aux électrodes. Si, pendant la durée Δt , il est échangé une quantité $n(e^-)$ d'électrons, alors :

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

où N_A est la constante d'Avogadro, $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;

e est la charge élémentaire, $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$;

F est le faraday, $F = N_A \times e = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

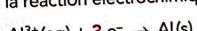
Le faraday est la valeur absolue de la charge d'une mole d'électrons.

C Quantité de matière mise en jeu lors d'une électrolyse

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

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

- à la cathode, un dépôt d'aluminium, $\text{Al}(\text{s})$, selon la réaction électrochimique :



alors

$$n(\text{Al})_{\text{formé}} = \frac{1}{3} n(e^-)$$

et

$$n(\text{Al}^{3+})_{\text{consommé}} = \frac{1}{3} n(e^-)$$

- à l'anode, un dégagement de dichlore, $\text{Cl}_2(\text{g})$, selon la réaction électrochimique :



et

$$n(\text{Cl}^-)_{\text{consommé}} = n(e^-)$$



B Électrozingage

Le zinc protégeant le fer contre la corrosion, l'acier en est très souvent recouvert pour l'empêcher de rouiller. Deux techniques sont utilisées : la galvanisation, réalisée par immersion de la pièce en acier dans un bain de zinc fondu, et l'électrozingage, opération au cours de laquelle du zinc est déposé par électrolyse. C'est cette dernière technique que nous allons illustrer.

On souhaite réaliser une électrolyse dans laquelle la cathode est une plaque de fer fraîchement décapée et l'anode est une plaque de zinc elle aussi décapée.

► Penser soigneusement ces électrodes.

La solution d'électrolyte est la suivante : 100 mL ont été préparés en dissolvant, dans de l'eau distillée, 16,5 g de sulfate de zinc (II), $ZnSO_4(s)$, 10 g de chlorure de potassium $KCl(s)$, 3 g d'acide borique, H_3BO_3 . (Le pH doit être compris entre 4,5 et 6; sinon l'ajuster avec l'acide borique ou un peu de soude.) Un générateur permet de fixer une intensité voisine de 0,40 A.

► Effectuer l'électrolyse, sans agitation, pendant au moins vingt minutes en observant avec soin les phénomènes qui se produisent aux électrodes, en particulier à la cathode.

► Relever la durée réelle de l'électrolyse et la valeur réelle de l'intensité maintenue si possible constante.

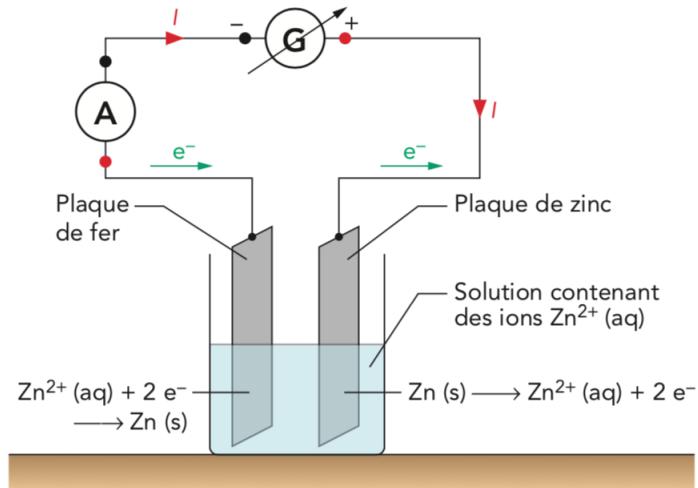
► Après séchage, peser de nouveau les électrodes.

- 5 En s'aidant si nécessaire de la **fiche 13**, p. 213, faire le schéma légendé du montage de cette électrolyse, en précisant les bornes. Le faire valider par le professeur, puis le réaliser.
- 6 Écrire les équations des réactions électrochimiques qui se déroulent à chaque électrode.
- 7 Déterminer la masse théorique de zinc qui aurait dû se déposer à la cathode. La comparer à la masse réelle obtenue.
Proposer une explication justifiant la différence observée.
- 8 En supposant le dépôt uniforme, déterminer son épaisseur.
- 9 Quel est l'intérêt d'utiliser une anode en zinc pour cette électrolyse?

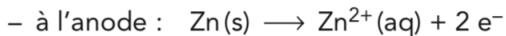
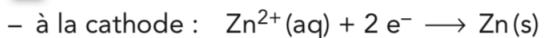
Explications

Le chlorure de potassium $KCl(s)$ sert à fournir des ions pour augmenter la conductivité de la solution. Le sulfate de Zinc sert à fournir des ions Zn^{2+} afin de pouvoir former le solide de Zn . Il faut se placer en milieu acide afin d'éviter la formation du $Zn(OH)_2(s)$ mais pas en milieu trop acide car sinon les ions H^+ peuvent attaquer le Zinc (regarder échelle potentiels standard).

5 Le schéma du montage est le suivant :



6 Équation des réactions électrochimiques :



Il s'agit d'une électrolyse à « anode soluble ».

On constate qu'à la cathode s'effectue également un léger dégagement de dihydrogène dû à la réaction électrochimique d'équation $2 H^+ (aq) + 2 e^- = H_2 (g)$.

$$n(e^-) = \frac{Q}{F} = \frac{i \cdot \Delta t}{F} \quad \frac{n(e^-)}{2} = n(Zn(s)) = \frac{m(Zn)}{M(Zn)} \quad m(Zn) = \frac{M(Zn) \cdot i \cdot \Delta t}{2 \cdot F} \quad (2)$$

Avec $i = 0,40 \text{ A}$ et $t = 1200 \text{ s}$, on trouve une augmentation de masse de la cathode $m(Zn) = 162 \text{ mg}$.

On obtient en réalité une masse moindre en raison de la réaction concurrente de formation de dihydrogène.

La variation de masse de l'anode est très voisine de 162 mg.

Si l'on souhaite une variation de masse plus importante, on pourra augmenter la durée d'électrolyse.

Pour déterminer l'épaisseur, Q8. Il faut connaître la surface immergée et la mesurer. A partir de la masse de zinc déposée sur la plaque de fer on peut le calculer :

$$\rho(Zn) = \frac{m(Zn)}{V} = \frac{m(Zn)}{2 \cdot S \cdot e} \quad e = \frac{m(Zn)}{2 \cdot S \cdot \rho(Zn)} \quad e = \frac{M(Zn) \cdot i \cdot \Delta t}{4 \cdot F \cdot S \cdot \rho(Zn)} \quad (3)$$

8 L'épaisseur d du dépôt se déduit de la masse calculée précédemment :

$$d = \frac{M(\text{Zn}) \cdot I \cdot t}{2 \cdot S \cdot \rho(\text{Zn}) \cdot F}$$

Avec $I = 0,40 \text{ A}$, $t = 1200 \text{ s}$, $S = 2 \times 25 \text{ cm}^2$ et $\rho(\text{Zn}) = 7,1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, on trouve une épaisseur $d = 4,6 \text{ mm}$.

9 L'intérêt d'utiliser une anode en zinc est de maintenir sensiblement constante la concentration en ion zinc (II), Zn^{2+} , et d'assurer ainsi un dépôt régulier de métal zinc sans risque de pénurie de réactif cathodique.

TE : Protection du Fer avec du Zn, méthode d'électrozingage

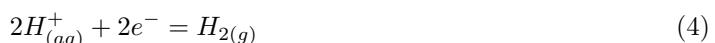
OPTIONNEL

Activité expérimentale. Anodisation de l'aluminium. Livre Hachette TS spécialité pag 137. Pour la théorie, Maréchal chimie expérimentale.

Compléments théoriques :

Avec un potentiel de référence de $-1,66V$ pour le couple Al^{3+}/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 consiste à colmater les pores de la couche formée afin de la rendre étanche aux agents de corrosion.

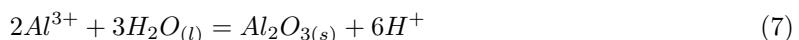
A la cathode :



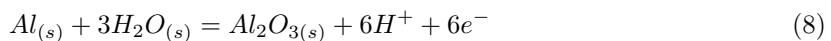
A l'anode, oxydation de l'aluminium et de l'eau :



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



????????? Je comprends pas... l'équation qu'il faut trouver à l'anode est :



L'alumine forme 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.

En vrai, pendant l'électrolyse il n'y a pas création de Al_2O_3 , il y a plutôt la réaction $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$, donc c'est plutôt du $\text{Al}(\text{OH})_3$ qui est formé. Après à 100°C il y a la réaction

$2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O$. C'est alors pendant l'ebullition qu'il y a le durcissement du film par transformation et le colorant rest emprissioné..

Mode opératoire

Quand on fait le décapage de la lame d'aluminium, on va faire une immersion dans une solution de soude. Il y a un dégagement de dihydrogène. C'est à ce moment qu'il faut enlever la lame ??????????

3 Protection de l'aluminium par anodisation

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 teintée, on procède à une anodisation électrochimique de l'aluminium. L'aluminium ainsi traité est connu sous le nom d'aluminium anodisé.

A Décapage de la plaque d'aluminium à anodiser

- Observer les pictogrammes des réactifs utilisés. Rechercher les risques que peut présenter leur utilisation et s'organiser en conséquence (voir rabat IV).
- Décapier une lame d'aluminium en lui faisant subir le traitement suivant : dégraissage à l'aide d'un chiffon imbibé d'acétone, lavage (une minute environ) par immersion dans une solution concentrée ($5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) de soude, rinçage à l'eau courante puis lavage (quelques secondes) dans une solution d'acide nitrique à $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et enfin rinçage abondant à l'eau courante.

B Anodisation par électrolyse

Se reporter à la fiche 13, p. 213, si nécessaire.

On souhaite réaliser une électrolyse dans laquelle la cathode est une lame de plomb, l'anode est la lame d'aluminium décapée et l'électrolyte est une solution d'acide sulfurique à $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Un générateur permet de fixer une intensité voisine de $0,20 \text{ A}$.

- 1 En s'aidant si nécessaire de la fiche 13, p. 213, faire le schéma légendé du montage de cette électrolyse, en précisant les bornes. Le faire valider par le professeur, puis le réaliser.

- Poursuivre l'électrolyse, sans agitation, pendant au moins 20 min.

Relever la durée effective de l'électrolyse et la valeur réelle de l'intensité maintenue si possible constante.

- Repérer la limite supérieure d'immersion de la plaque.

- 2 a. À la cathode, il se dégage du dihydrogène.
Écrire l'équation électrochimique correspondante.
- b. Écrire l'équation électrochimique de la réaction qui se produit à l'anode.
- c. En déduire l'équation globale de la réaction d'électrolyse.

- 3 L'alumine est un isolant électrique. Quelle mesure simple permettrait de vérifier qu'un dépôt d'alumine s'est produit au cours de cette électrolyse?
Faire cette mesure avec l'accord du professeur.

- 4 En supposant que le dépôt soit de l'alumine pure, déterminer son épaisseur maximale sur la partie effectivement immergée.

Donnée

Masse volumique de l'alumine : $\rho(Al_2O_3) = 3,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

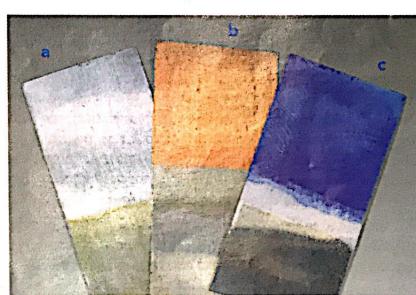
→ Problème 3, p. 143

C Coloration de l'alumine

► Récupérer la plaque d'aluminium, la laver à l'eau, la plonger dans une solution d'ammoniac à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pour enlever les traces d'acide et la rincer à nouveau à l'eau. Noter sa couleur.

► Plonger alors complètement la lame dans une solution de rouge d'alizarine à $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pendant quelques minutes. Repérer la partie de la plaque qui a été colorée.

► Terminer la manipulation en plongeant la plaque quelques minutes dans de l'eau bouillante. Observer le résultat de ces diverses opérations.



a Plaque d'aluminium anodisée, sans traitement (a), puis traitée par deux colorants : rouge d'alizarine (b) et bleu de méthylène (c).

Info Interprétation de la coloration

L'alumine formée à l'anode donne, en présence d'eau, des cristaux qui croissent à la surface du métal. Les pigments apportés par la solution colorante viennent combler les pores, puis des cristaux de böhmite, $Al_2O_3 \cdot H_2O$, formés en présence d'eau bouillante, obstruent ces pores.

Réponses : Q3 On pourrait mesurer la résistance aux bornes de la plaque d'aluminium avant et après électrolyse, mais de son épaisseur donc c'est un peu compliqué à mettre en œuvre. Comme

l'alumine est un isolant, la résistance doit être largement plus grande une fois l'électrolyse faite. **Q4.**
On a fait la manip en TP. On a mis une tension de $4,2V$ et une intensité d'environ $0,2A$ pendant 23 minutes. $l = 1,75cm$, $h = 3,5cm$.

$$Q = I\Delta t = 276C \quad (9)$$

$$Q = n(e^-)F \quad F = 9,65 \cdot 10^4 C/mol \quad n(e^-) = 0,003 mol \quad (10)$$

$$n(e^-) = 6n(Al_2O_3) = 6 \frac{m(Al_2O_3)}{M(Al_2O_3)} \quad M(Al_2O_3) = 102 g/mol \quad m(Al_2O_3) = 0,051 g \quad (11)$$

$$\rho(Al_2O_3) = \frac{m(Al_2O_3)}{2lhe} \quad \rho(Al_2O_3) = 3,2 g/cm^3 \quad e = 13 \mu m \quad (12)$$