

Exercice 1

L'aluminium tient une place de choix dans la fabrication des pièces métalliques des avions en particulier sous forme d'alliage. Dans les avions récents comme l'A380, les alliages d'aluminium représentent 75% de la masse de l'avion vide. La sensibilité de ces alliages à la corrosion justifie le nombre élevé d'études récentes dans les laboratoires de recherche, publics et privés.

Ce problème s'intéresse d'une part à une méthode physique non destructive permettant de détecter des crevasses à l'intérieur d'une structure métallique et d'autre part, à l'alliage « 2024 » aluminium--cuivre utilisé dans la fabrication des avions.

L'alliage 2024 contient essentiellement de l'aluminium et du cuivre à hauteur d'environ 4%. La structure microscopique d'un tel alliage n'est pas homogène. L'alliage présente une phase majoritaire dite α , dans laquelle les atomes de cuivre sont dispersés au sein d'une matrice d'aluminium. Entre les grains de phase α , on trouve une seconde phase dite β comme le montre la figure 1 :

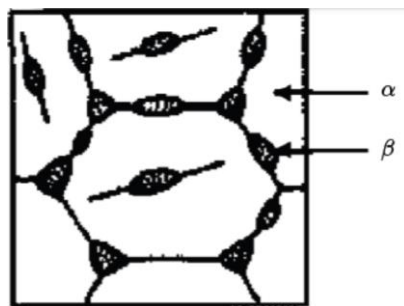


Figure 1

L'hétérogénéité de l'alliage 2024 entraîne l'existence de contacts entre des zones riches en aluminium et des zones riches en cuivre. Ceci peut conduire à une corrosion localisée susceptible de créer des micro--cavités au sein de la structure métallique de l'avion. Pour étudier ce phénomène, des chercheurs ont élaboré un matériau modèle, représenté dans la figure 2, formé de deux cylindres concentriques l'un en aluminium et l'autre en cuivre.

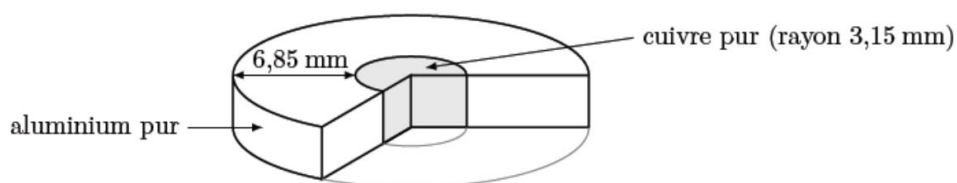


Figure 2 : Coupe du matériau binaire cuivre--aluminium

Après 24 heures d'immersion dans une solution aqueuse adaptée, ce matériau fait apparaître une micro--crevasse, signe d'une dissolution locale de métal, et un dépôt de cuivre à la surface de l'aluminium (voir figure 3).

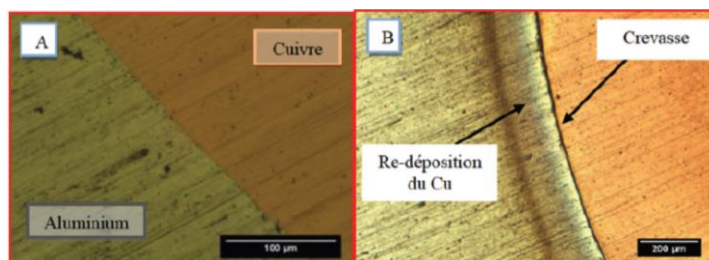


Figure 3 : État du matériau avant (A) et après (B) immersion pendant 24 h

L'objectif de cette sous-partie est de rendre compte d'un mécanisme probable pour ce phénomène. Le mécanisme proposé par les chercheurs a été schématisé dans la figure 4.

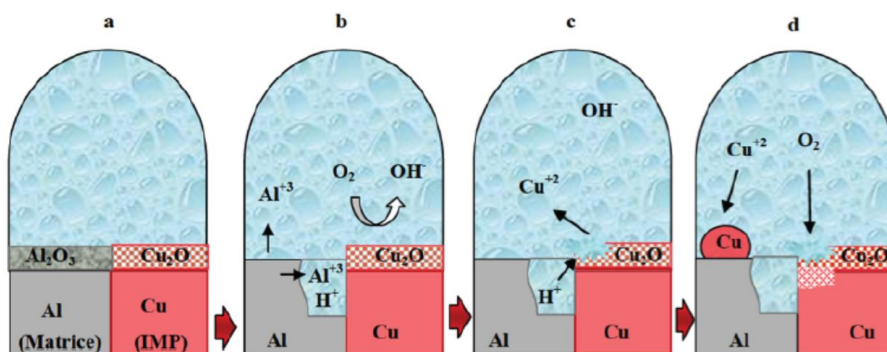


Figure 4 : Mécanisme de corrosion localisée de l'aluminium

On admet par analogie que la surface du cuivre est recouverte d'une couche d'oxyde de cuivre(I), $\text{Cu}_2\text{O}(\text{s})$ et que l'aluminium est recouvert d'une couche d'oxyde d'aluminium (III), $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$.

1) Corrosion galvanique

Les courbes courant--potentiel limitées aux portions mettant en jeu les espèces présentes dans le milieu ($\text{Cu}(\text{s})$, $\text{Al}(\text{s})$, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ et $\text{O}_2(\text{aq})$) ont été représentées figure 5.

- a) Ces courbes permettent-elles de justifier la corrosion de l'aluminium ? Si oui, identifier le métal jouant le rôle d'anode et celui jouant le rôle de cathode.

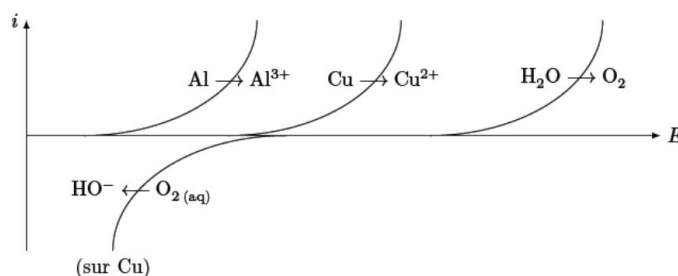


Figure 5 : Courbes courant--potentiel

2) Dissolution de l'oxyde de cuivre(I)

On admet que la formation d'ions Al^{3+} dans la crevasse entraîne une acidification locale du milieu. Par ailleurs, le caractère confiné de la zone empêche toute modération de l'acidification par la migration de bases issues de l'extérieur de la cavité.

- Écrire l'équation de la réaction d'oxydo--réduction mettant en jeu les couples $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_2\text{O}$ et $\text{O}_2(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}$.
- En déduire que l'acidification locale du milieu rend favorable la formation des ions Cu^{2+} .

3) Redéposition du cuivre

- Les portions de courbes courant--potentiel associées aux espèces présentes sont reproduites figure 6. Justifier le dépôt de cuivre à la surface de l'aluminium.

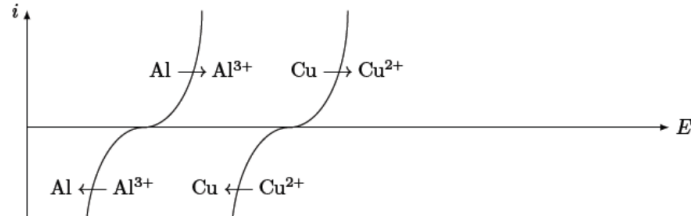


Figure 6 : Courbes courant--potentiel

4) Protection contre la corrosion

La couche d'alumine Al_2O_3 constitue une barrière naturelle contre la corrosion mais il est d'usage d'augmenter son épaisseur au moyen d'une électrolyse pour en améliorer l'efficacité. La figure 7 reproduit la courbe courante surfacique (I) --potentiel (E) acquise avec une électrode de travail en aluminium plongeant dans une solution conductrice.

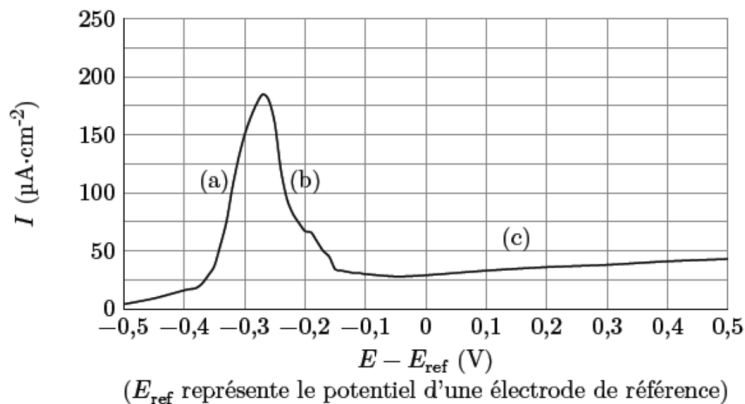


Figure 7 : Courbes courant--potentiel avec une électrode de travail en aluminium

- Expliquer ce qui se produit à la surface de l'aluminium lors des phases (a) et (b).
- Proposer une explication au fait que l'intensité reste très faible lors de la phase (c).
- Lors de l'électrolyse, à quelle borne d'un générateur continu faut-il brancher la pièce en aluminium afin d'augmenter le dépôt d'alumine Al_2O_3 ? Justifier au moyen d'un schéma électrique.
- En fixant le potentiel de l'électrode d'aluminium à $-0,25$ V par rapport à l'électrode de référence, déterminer l'ordre de grandeur de l'épaisseur de la couche d'alumine obtenue au bout d'une heure de fonctionnement.

Données : Constante de Faraday: $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$; Densité de l'aluminium: $d = 4,0$

Masse molaire de Al : 27 g.mol^{-1} et masse molaire de O : 16 g.mol^{-1}

Exercice 2

Corrosion du zinc en milieu acide (Centrale PSI 2003)

1) Donner l'allure de la courbe densité de courant-potentiel (j, E) pour l'oxydation et la réduction du couple Zn^{2+}/Zn . Ce système est rapide. Le potentiel standard du couple $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn(s)}$ est égal à $-0,76 \text{ V}$ et on prendra la concentration initiale d'ions zinc (II) égale à 1 M .

2) La courbe intensité-potentiel du couple $\text{H}^+/\text{H}_2(\text{g})$ dépend-elle du métal de l'électrode utilisée ? Expliquer succinctement pourquoi.

3) On envisage l'oxydation du zinc par les ions H^+ . Écrire l'équation de la réaction. Que peut-on dire de cette oxydation par des considérations thermodynamiques ? ($E^\circ = 0,00 \text{ V}$ pour $\text{H}^+/\text{H}_2(\text{g})$). Pour des valeurs suffisamment importantes de la valeur absolue de la densité de courant anodique $|j_a|$ (respectivement de la valeur absolue de la densité de courant cathodique $|j_c|$), on peut écrire:

$$j_a = A_a \exp(b_a E) \quad \text{et} \quad j_c = -A_c \exp(-b_c E).$$

La constante b_a (resp. b_c) est positive et caractéristique de l'oxydant (resp. du réducteur). Les constantes A_a et A_c sont positives et dépendent en outre des activités de l'oxydant et du réducteur.

4) On envisage un phénomène de corrosion uniforme, observée quand une lame de zinc trempe dans une solution acide. On admet alors que les surfaces des électrodes sont égales pour l'oxydation et la réduction.

a- Quelle est la relation entre les intensités anodique et cathodique ? Que peut-on en conclure pour les densités de courant anodique et cathodique ?

b- Une étude expérimentale a permis d'obtenir les lois suivantes, reliant la densité de courant (en $\text{A} \cdot \text{cm}^{-2}$) et le potentiel d'électrode E (en V) mesuré par rapport à l'ESH :

oxydation du zinc : $E = 0,0774 \log(j_a) - 0,1956$

réduction de H^+ sur zinc : $E = -0,0780 \log(|j_c|) - 0,778$.

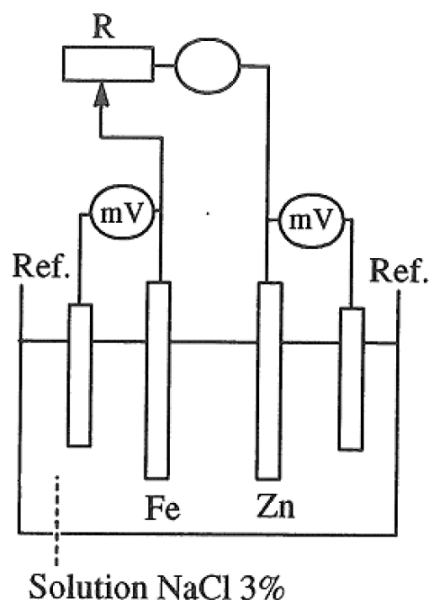
Calculer la densité de courant de corrosion j_{corr} et le potentiel de corrosion E_{corr} .

c- La vitesse de corrosion v_{corr} de la pièce métallique est mesurée en μm par année. Exprimer littéralement v_{corr} en fonction de j_{corr} , de la constante de FARADAY F , de la masse molaire M_{Zn} du zinc et de sa masse volumique ρ .

Calculer v_{corr} . On donne $M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $\rho = 7140 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ et $F = 96490 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 3

La vitesse de corrosion peut être déduite de la détermination des courbes intensité-potentiel correspondant à l'oxydation du métal et la réduction de l'oxydant responsable de l'attaque du métal ($\text{O}_2(\text{aq})$ ou $\text{H}^+(\text{aq})$ suivant le pH et l'aération de la solution). Le montage suivant est réalisé et la solution est agitée, au contact de l'air.



Grâce à ce montage, on étudie dans l'électrolyte où se fait la corrosion, les courbes intensité-potentiel en faisant débiter la pile de corrosion dans une résistance. On peut alors tracer les deux courbes $I = f(V)$ pour chacun des deux métaux, la différence de potentiel V étant mesurée par rapport à l'électrode de référence (les deux électrodes de référence sont identiques).

1) Donner l'allure attendue des courbes intensité-potentiel du montage ci-dessus en précisant les conventions.

2) Dans le diagramme d'Evans, on porte la valeur absolue de l'intensité pour chaque réaction électrochimique.

Justifier sa construction en montrant qu'il permet de déterminer aisément l'intensité du courant de corrosion et le potentiel de corrosion, lorsqu'aucun générateur n'impose de différence de potentiel entre les deux électrodes.

3) Le tableau suivant donne les valeurs relevées au cours de l'expérience (les potentiels V de chaque électrode métallique sont donnés par rapport à l'électrode de référence au calomel).

$I (\mu A)$	$V(Fe) (V)$	$V(Zn) (V)$
4	-0,80	-1,0
14	-0,85	-1,0
39	-0,91	-1,0
61	-0,94	-1,0
120	-0,99	-0,99

Déduire des mesures expérimentales la valeur du courant de corrosion.

4) Déterminer, en supposant l'intensité du courant constante, la masse de zinc ($M(Zn) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) corrodé en une journée et représentant le coût de cette protection cathodique du fer.

Exercice 4 (corrosion d'une coque de bateau)

On considère un navire dont la coque est en acier (assimilable à du fer) et l'hélice en bronze (assimilable à du cuivre). Expliquer, avec l'aide de schémas et de courbes, la corrosion que l'on observe sur la coque du navire en ces deux endroits : en dessous de la ligne d'eau et à proximité de l'hélice.

Pourquoi l'eau de mer favorise-t-elle la corrosion par rapport à l'eau douce ?

Données : $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V}$.

Exercice 5 (Corrosion du Fer)

1) L'équation de courbe intensité-potentiel du couple Fe^{2+}/Fe peut être mise sous forme :

$$i = i_0(\exp[(2 - \varepsilon)F\eta/RT] - \exp[-\varepsilon F\eta/RT])$$

Où $\eta = E - E_{\text{eq}}$, est le potentiel appliqué à l'électrode ; i_0 et ε sont des constantes.

Montrer que si η a une valeur positive η_a assez grande, la branche anodique de la courbe intensité-potentiel peut être représentée par l'équation approchée :

$$\eta_a = \alpha_a + \beta_a \log |i| \quad (\text{approximation de Tafel})$$

Exprimer α_a et β_a en fonction de i_0 et ε .

2) Une électrode de fer est plongée dans une solution acide désaérée telle que les potentiels d'équilibre des couples Fe^{2+}/Fe et H^+/H_2 valent respectivement $E_{\text{eq}} = -0,50\text{ V}$ et $E'_{\text{eq}} = 0\text{ V}$.

On suppose que les seules réactions qui se produisent à la surface du métal sont l'oxydation du fer en Fe^{2+} et la réduction de H^+ en H_2 . Écrire les demi-équations correspondantes.

Que peut-on dire des vitesses d'oxydation du fer et de réduction des ions H^+ et des intensités correspondantes ?

On suppose que les courbes intensité-potentiel peuvent être représentées par les équations de Tafel :

Oxydation du fer :

$$\eta_a = E - E_{\text{eq}} = 0,4 + 0,04 \log |i|$$

Réduction de H^+ :

$$\eta_c = E - E'_{\text{eq}} = -0,8 - 0,15 \log |i|$$

Représenter graphiquement $E = f(\log |i|)$ pour $|i| \in [10^{-5} ; 10^{-2}]$ en ampère.

En déduire le potentiel et l'intensité de corrosion du fer dans le milieu considéré.

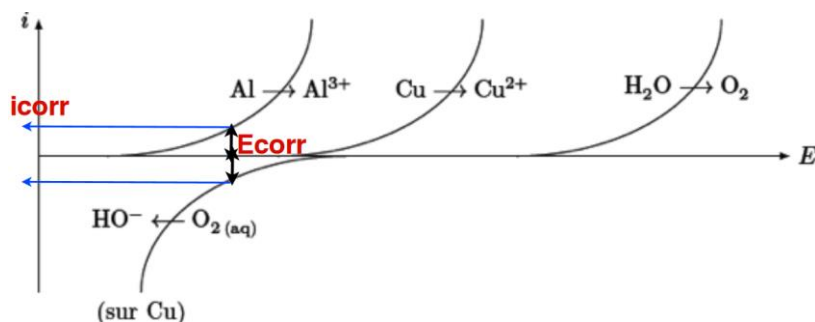
A quelle valeur de potentiel convient-il de porter le fer pour lui assurer une protection cathodique ?

Quelle est alors l'intensité de réduction des ions H^+ (intensité de protection) ?

Corrigé

Exercice 1

- 1) D'après les courbes intensité--potentiel tracées, la réduction du dioxygène peut avoir lieu avec une vitesse notable, en même temps que l'oxydation de l'aluminium. On peut placer le potentiel de corrosion et remarquer que l'intensité de ce courant de corrosion est assez importante.



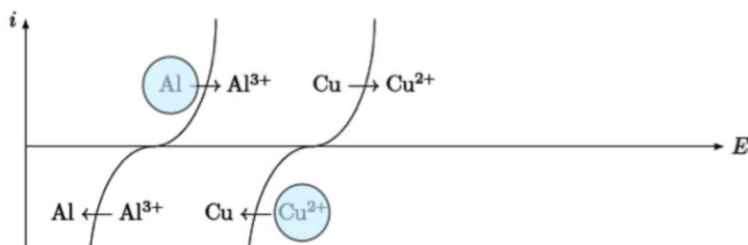
L'aluminium joue le rôle de l'anode. Le cuivre joue le rôle de la cathode.



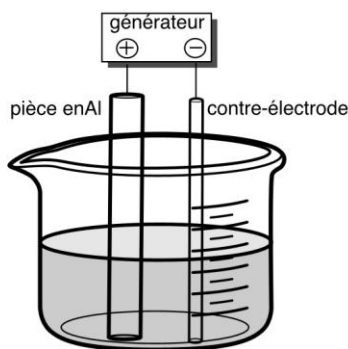
Ainsi, l'on peut observer la réaction d'oxydoréduction suivante :



- b) Dans l'équation de la réaction d'oxydoréduction, les ions H sont consommés et apparaissent comme l'un des réactifs de la réaction : l'acidification du milieu est donc favorable à la formation des ions Cu^{2+} .
- 3) Nous voyons d'après les courbes intensité--potentiel que les ions Cu^{2+} peuvent être réduits par l'aluminium : cette réaction est thermodynamiquement possible et elle a lieu avec une vitesse importante (Igrand).



- 4) a) Durant la phase a), l'aluminium est corrodé : c'est la corrosion de l'aluminium en Al^{3+} . Durant la phase b), l'aluminium est passivé : c'est la passivation, $\text{Al}(\text{s})$ se recouvre d'un film passivant d'alumine $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$.
- b) Le film passivant, compact et isolant, protège l'aluminium, l'isole et ne permet pas son oxydation.
- c) Pour augmenter l'épaisseur du dépôt, il faut oxyder l'aluminium donc il faut brancher la pièce en aluminium à la borne +. Le schéma électrique est celui-ci :



d) Si E est voisin de -0,25 V par rapport à l'électrode de référence, alors : $I = 150 \mu\text{A} \cdot \text{cm}^{-2}$.

ATTENTION : L'auteur note I l'intensité SURFACIQUE, soit la densité de courant. Nous noterons i le courant avec : $i = I \cdot S$

Pendant $\Delta t = 1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$, la quantité d'électricité Q qui circule est : $Q = i \cdot \Delta t = n(e^-) \cdot F$.

Et la réaction électrochimique est : $2\text{Al(s)} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 6 \text{H}^+ + 6 e^-$

Ainsi, la quantité de matière d'alumine déposée est égale à $1/6^{\text{ème}}$ de celle d'électron :

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(e^-)/6 = i \cdot \Delta t / 6F$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = (i \cdot \Delta t / 6F) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) \text{ et } m(\text{Al}_2\text{O}_3) = d_{\text{peau}} \cdot V = d_{\text{peau}} \cdot S \cdot \lambda \quad \lambda = \text{épaisseur du dépôt}$$

$$(i \cdot \Delta t / 6F) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = d_{\text{peau}} \cdot S \cdot \lambda \quad \text{comme } i: I \cdot S$$

$$(I \cdot S \cdot \Delta t / 6F) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = d_{\text{peau}} \cdot S \cdot \lambda \quad (I \cdot S \cdot \Delta t / 6F) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = d_{\text{peau}} \cdot S \cdot \lambda$$

$$(I \cdot \Delta t / 6F) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = d_{\text{peau}} \cdot \lambda$$

$$\lambda = I \cdot \Delta t \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) / (6F \cdot d_{\text{peau}})$$

$$A.N : I = 150 \mu\text{A} \cdot \text{cm}^{-2} = 150 \cdot 10^4 \mu\text{A} \cdot \text{m}^{-2} = 150 \cdot 10^4 \cdot 10^{-6} \text{A} \cdot \text{m}^{-2}$$

$$\Delta t = 3600 \text{ s}$$

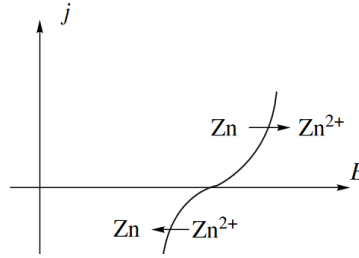
$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \cdot 10^{-3} \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \quad F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} \quad d = 4 \quad \rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

$$\lambda = \frac{150 \cdot 10^{-6} \cdot 10^4 \times 3600 \times 102 \cdot 10^{-3}}{6 \times 96500 \times 4 \times 1000} \text{ m}$$

$$\lambda = 2,37 \cdot 10^{-7} \text{m} \text{ soit } 2,4 \cdot 10^{-7} \text{m} = 0,24 \mu\text{m}.$$

Exercice 2

1. L'allure caractéristique d'un système rapide est donnée à la figure suivante. L'intersection de la courbe avec l'axe des abscisses correspond au potentiel à l'équilibre (prévu par l'équation de NERNST), égal à -0,76 V dans les conditions de l'exercice.



2. Oui, la position de la courbe dépend de la nature de l'électrode (la valeur numérique d'une surtension dépend de la nature de l'électrode).

3. La réaction thermodynamiquement prévue s'écrit : $\text{Zn (s)} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \text{ (g)}$.

La constante d'équilibre K° vérifie la relation : $-RT \ln K^\circ = 2F (E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})) - E^\circ (\text{H}^+/\text{H}_2)$ (et donc :

$\log K^\circ = (2/0,06) (E^\circ (\text{H}^+/\text{H}_2) - E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}))$. Application numérique : $K^\circ = 2,2 \cdot 10^{25}$.

4.a. L'intensité cathodique est égale à l'opposé de l'intensité anodique. Comme les surfaces anodique et cathodique sont égales, la densité de courant cathodique est égale à l'opposé de la densité de courant anodique.

4.b. Le point de fonctionnement est tel que pour le potentiel de corrosion, $j_a = -j_c$. Ainsi :

$$0,0774 \log(j_a) - 0,1956 = -0,0780 \log(j_a) - 0,778$$

qui conduit à $j_a = j_{\text{corr}} = 1,788 \cdot 10^{-4} \text{ A} \cdot \text{cm}^{-2}$ et $E_{\text{corr}} = -0,486 \text{ V}$.

4.c. Soit S la surface (anodique ou cathodique) :

$$i = j_{\text{corr}} S = \frac{q}{t}$$

Avec t la durée de l'expérience et q la charge électrique transmise. Ainsi : $j_{\text{corr}} S t = q = 2F\xi$
avec ξ avancement du processus d'oxydation de Zn en Zn^{2+} . Il vient :

$$j_{\text{corr}} S t = 2F \frac{\rho S e}{M_{\text{Zn}}}$$

Avec e épaisseur de la couche de zinc corrodée.

$$\text{Comme } \frac{e}{t} = v_{\text{corr}}, \text{ il vient : } v_{\text{corr}} = \frac{j_{\text{corr}} M_{\text{Zn}}}{2F \rho}.$$

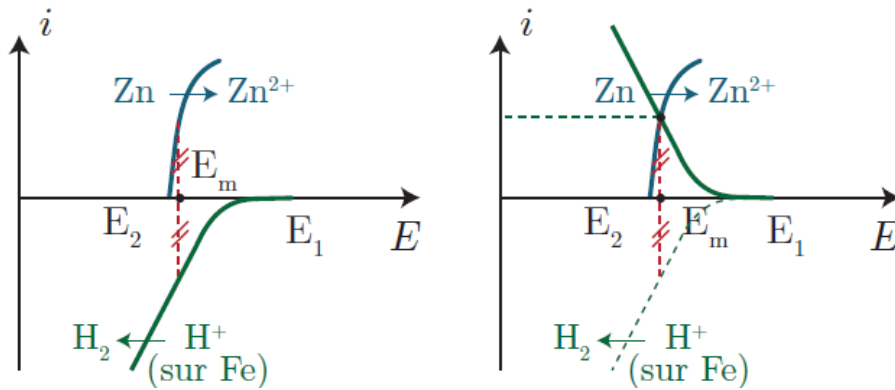
$$\text{Application numérique : } v_{\text{corr}} = \frac{1,788 \cdot 10^{-4} \times 10^4 \times 65,4 \cdot 10^{-3}}{2 \cdot 96490 \times 7140} \text{ (m} \cdot \text{s}^{-1} \text{ ; attention aux unités)}$$

ou encore :

$$v_{\text{corr}} = 8,487 \cdot 10^{-5} \mu\text{m} \cdot \text{s}^{-1} = 2678 \approx 2700 \mu\text{m} \cdot \text{an}^{-1} \text{ en prenant } 1 \text{ an} = 365,25 \text{ jour.}$$

Exercice3

1)



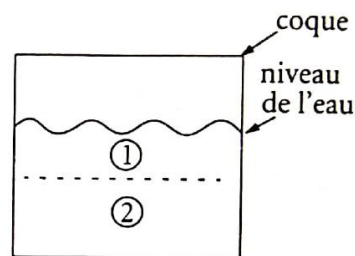
- On sait que le potentiel et le courant de corrosion se déterminent graphiquement en cherchant le potentiel tel que le courant anodique est l'opposé du courant cathodique. Le fait de tracer la valeur absolue de l'intensité permet de simplifier déterminer le point de croisement entre les deux courbes. C'est illustré sur le graphe de droite, ci-dessus.
- Par simple lecture de tableau, on constate que les deux courbes vont se croiser pour $V = -0,99\text{ V}$ et $I = 120\text{ }\mu\text{A}$.
- Sachant que la corrosion du zinc implique un échange de deux électrons :

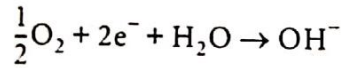
$$n(\text{Zn}) = \frac{n(e^-)}{2} = \frac{1}{2} \frac{I \Delta t}{e N_A} \Rightarrow m(\text{Zn}) = \frac{I \Delta t M(\text{Zn})}{2F} = 3,5\text{ mg} \quad (6.35)$$

Exercice 4

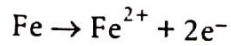
Expliquons tout d'abord la corrosion à la ligne d'eau.
La concentration en dioxygène dissous dans la zone ① est plus élevée que dans la zone ② puisqu'elle est plus proche de la surface. Il se forme donc une pile d'Evans avec corrosion du métal dans la zone la plus pauvre en dioxygène.

La zone ① joue le rôle de la cathode, où le dioxygène est réduit :

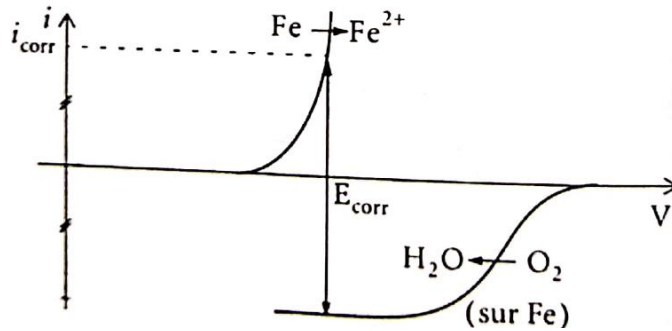




La zone ② joue le rôle de l'anode, où le fer est corrodé :

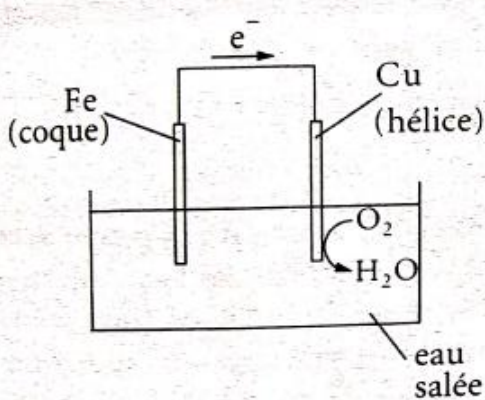


Les courbes intensité-potentiel ont l'allure suivante :

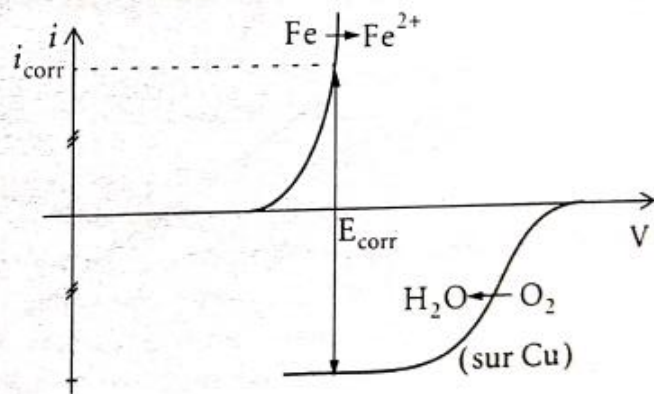


Le phénomène de corrosion au niveau de l'hélice est tout à fait différent : le fer de la coque est couplé à un métal moins réducteur, le cuivre de l'hélice. Il se forme une pile dont l'anode est le fer et la cathode le cuivre. On observe donc l'oxydation du fer, c'est-à-dire la corrosion de la coque, et la réduction du dioxygène sur l'hélice en cuivre.

Schéma de la pile



Allure des courbes intensité-potentiel



L'eau de mer étant riche en ions Na^+ et Cl^- , elle est plus conductrice que l'eau douce et favorise ainsi les réactions électrochimiques.

Exercice 5

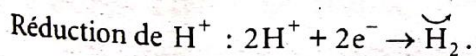
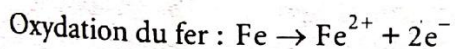
1. Lorsque $\eta = \eta_a \gg 0$, le terme $e^{-\frac{\varepsilon F \eta_a}{RT}}$ est négligeable devant l'autre exponentielle.

On a donc $i = i_0 \exp((2-\varepsilon)F\eta_a/RT)$ d'où $\log|i| = \log|i_0| + \frac{1}{\ln 10} \times \frac{(2-\varepsilon)F\eta_a}{RT}$

$$\text{soit } \eta_a = -\frac{RT \ln 10 \log i_0}{(2-\varepsilon)F} + \frac{RT \ln 10}{(2-\varepsilon)F} \log|i|.$$

$$\text{Donc } \eta_a = \alpha_a + \beta_a \log|i| \text{ avec } \begin{cases} \alpha_a = -\frac{RT \ln 10}{(2-\varepsilon)F} \log|i_0| \\ \beta_a = \frac{RT \ln 10}{(2-\varepsilon)F} \end{cases}$$

2. Les réactions se produisant à la surface du métal sont :



Les vitesses d'oxydation et de réduction sont égales puisqu'elles dépendent du nombre d'électrons échangés qui est identique pour les deux réactions.

Les intensités étant proportionnelles aux vitesses de réaction, on a également égalité des intensités en valeur absolue (Ne pas oublier la convention : l'intensité d'oxydation est positive et celle de réduction est négative).

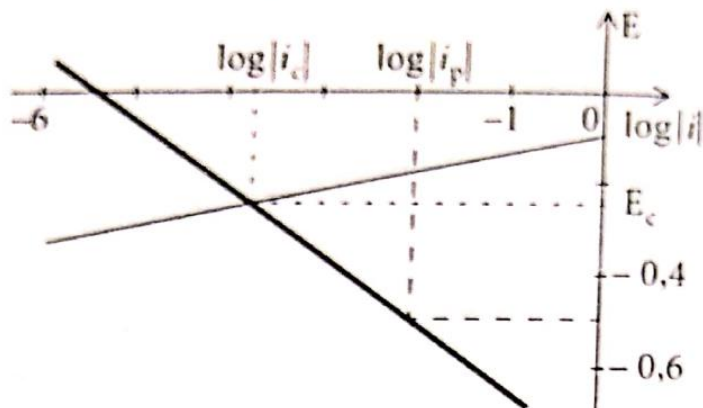
La représentation graphique du potentiel en fonction de $\log|i|$ donne le graphe suivant :

— : oxydation du fer : $E = E_{eq} + 0,4 + 0,04 \log|i|$

$$E = -0,1 + 0,04 \log|i|$$

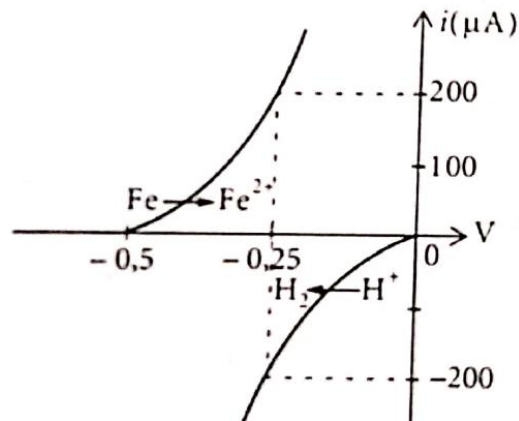
— : réduction de H^+ : $E = E'_{eq} - 0,8 - 0,15 \log|i|$

$$E = -0,8 - 0,15 \log|i|$$



Le potentiel et l'intensité de corrosion se lisent sur le graphe à l'intersection des deux droites : $E_c = -0,25 \text{ V}$ et $\log|i_c| = -3,7$ soit $|i_c| = 200 \text{ } \mu\text{A}$.

On peut représenter les courbes intensité-potentiel :



Le fer est protégé lorsque $i = 0$, c'est-à-dire lorsqu'il est porté à un potentiel de $-0,5 \text{ V}$.

On lit sur le graphe que l'intensité de réduction de H^+ à ce potentiel est : $|i_p| = 10 \text{ mA}$.