



BLAISE PASCAL
PT 2022-2023

TD 25 – Séquence 8 : Électrochimie

Correction

Corrosion humide

Exercice 1 : Interprétation d'une expérience

💡 1 | ✂ 0 | ⚠



▷ *Interprétation de courbes intensité-potentiel.*

- 1 Le plomb est un réducteur, qui réagit avec un oxydant. Le seul oxydant présent dans le système est l'ion H^+ (ou l'eau), qui se réduit en dihydrogène, dont on observe la formation sur les électrodes.
- 2 D'après la courbe donnée, la réduction de l'eau en dihydrogène est plus rapide sur le platine que sur le plomb, c'est donc sur le platine qu'elle est observée.
- 3 Le courant de corrosion (valeur du courant au potentiel mixte) est très supérieur lorsque la réduction a lieu sur platine plutôt que sur plomb.

Exercice 2 : Interprétation d'une expérience

💡 2 | ✂ 0

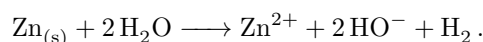


▷ *Allure qualitative des courbes intensité-potentiel.*

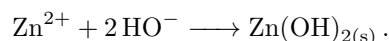
- **Aspect thermodynamique** : la règle du gamma (ou les diagrammes de prédominance) montre que c'est le zinc plutôt que le fer qui est oxydé par l'eau.

De façon générale, les espèces qui réagissent préférentiellement sont celles qui forment « le plus grand gamma ». On peut le retrouver de manière qualitative en notant que si l'eau oxyde Fe plutôt que Zn, alors il y a formation d'ions Fe^{2+} ... mais ces ions réagissent de manière quantitative avec Zn pour former Zn^{2+} , si bien que tout se passe comme si l'eau avait directement attaqué Zn.

L'équation bilan de la réaction qui a lieu est donc (cf. cours pour la retrouver)



Le précipité blanc observé est l'hydroxyde de zinc, formé par



- **Aspect cinétique** : si le dégagement gazeux a lieu sur l'électrode de fer, c'est que la réduction de l'eau y est plus rapide que sur l'électrode de zinc, donc que la surtension y est plus faible.

Exercice 3 : Courbe intensité-potentiel et passivation

💡 2 | ✂ 0



▷ *Allure qualitative des courbes intensité-potentiel.*

- 1 (i) $2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$
(iii) $Pb \longrightarrow Pb^{2+} + 2e^-$

Les potentiels standard garantissent que ce sont les ions Pb^{2+} qui sont formés et pas l'oxyde de plomb PbO_2 .

- (iv) $Pb + 2H_2O \longrightarrow PbO_2 + 4H^+ + 4e^-$

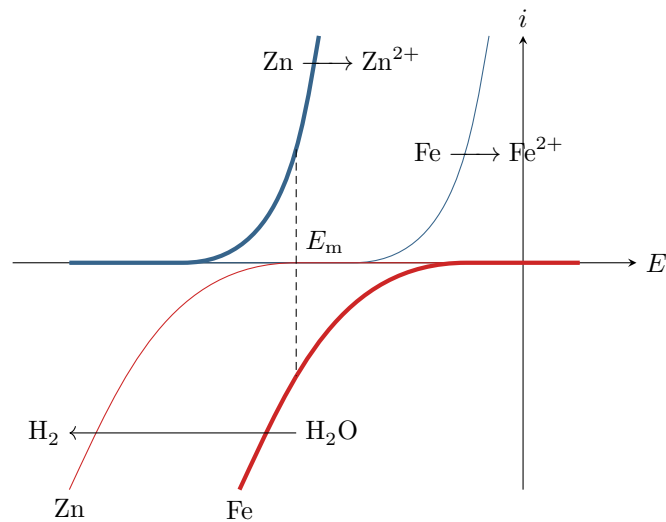
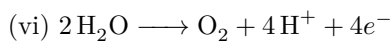


Figure 1 – Courbes intensité potentiel permettant l’interprétation de l’expérience. Les courbes associées aux processus électrochimiques ayant réellement lieu sont représentées en trait épais, celles associées aux processus qui n’ont pas lieu sont en traits fins.

C’est directement l’électrode qui réagit, et pas d’éventuels ions Pb^{2+} qui auraient été formés dans la solution : ceux-ci seraient beaucoup moins concentrés.



2 (ii) Le plomb n’est pas attaqué (domaine d’immunité + forte surtension anodique).

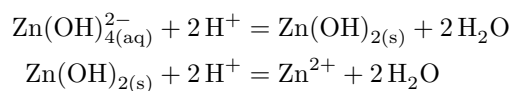
(v) L’oxyde de plomb est un solide qui se forme en surface de la lame de plomb et l’isole progressivement (passivation), d’où une chute de l’intensité.

3 Contrairement à la plupart des métaux, la surtension anodique de l’électrode de plomb est telle que celle-ci est stable en milieu très acide.

Exercice 4 : Corrosion du zinc 💡 1 | ✂ 2

- Diagramme de corrosion ;
- Blocage cinétique.

1 Le degré d’oxydation de Zn dans $Zn_{(s)}$ est 0. Le degré d’oxydation de Zn dans chacune des autres espèces étudiées est +II. Les équations de couple acide-base successifs sont les suivantes. Pour les trouver, on raisonne à partir du fait qu’une espèce est d’autant plus basique qu’elle est chargée négativement. Ainsi,



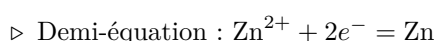
On en déduit alors le diagramme de situation. Comme on y retrouve directement l’allure du diagramme donné par l’énoncé, on peut conclure.

NO = II	(B) Zn^{2+} (C) $Zn(OH)_{2(s)}$ (D) $Zn(OH)_4^{2-}$
NO = 0	(A) $Zn_{(s)}$

La zone A correspond au domaine d’immunité, les zones B et D au domaine de corrosion et la zone C au domaine de passivation.

Dans un cas aussi simple, on peut conclure directement, sans passer par le diagramme de situation !

2 • Valeur de E_1 : frontière A/B.



▷ Loi de Nernst :

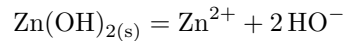
$$E_1 = E^\circ + \frac{0,06}{2} \log[\text{Zn}^{2+}]$$

▷ Convention de frontière :

$$E_1 = E^\circ + 0,03 \log c_0 = -0,94 \text{ V}.$$

• **Valeur de pH_1** : frontière B/C.

▷ Équation de solubilité :



▷ Loi d'action des masses : en présence de solide,

$$[\text{Zn}^{2+}] [\text{HO}^-]^2 = K_s \quad \text{soit} \quad [\text{Zn}^{2+}] \frac{K_e^2}{[\text{H}_3\text{O}^+]^2} = K_s$$

▷ Équation de frontière :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = \frac{K_e^2}{K_s} c_0 \quad \text{d'où} \quad 2\text{pH}_1 = 2\text{p}K_e - \text{p}K_s - \log c_0 \quad \text{soit} \quad \text{pH}_1 = 8,8.$$

• **Valeur de pH_2** : frontière C/D.

▷ Équation bilan :



▷ Loi d'action des masses : en présence de solide,

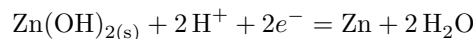
$$\frac{[\text{Zn(OH)}_4^{2-}]}{[\text{HO}^-]^2} = K^\circ \quad \text{soit} \quad \frac{[\text{Zn(OH)}_4^{2-}] [\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_e^2} = K^\circ$$

▷ Équation de frontière :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = \frac{K^\circ K_e^2}{c_0} \quad \text{d'où} \quad 2\text{pH}_2 = 2\text{p}K_e - \log K^\circ + \log c_0 \quad \text{soit} \quad \text{pH}_2 = 11,8.$$

• **Pente de la frontière A/C :**

▷ Demi-équation :



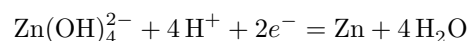
▷ Loi de Nernst :

$$E = E^\circ + \frac{0,06}{2} \log[\text{H}^+]^2 = E^\circ - 0,06 \text{ pH}.$$

La pente est donc de $-0,06 \text{ V}$.

• **Pente de la frontière A/D :**

▷ Demi-équation :



▷ Loi de Nernst :

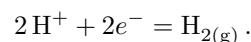
$$E = E^\circ + \frac{0,06}{2} \log ([\text{Zn(OH)}_4^{2-}] [\text{H}^+]^4)$$

▷ Équation de frontière :

$$E = E^\circ + \frac{0,06}{2} \log c_0 - 0,12 \text{ pH}.$$

La pente est donc de $-0,12 \text{ V}$.

3 La demi-équation du couple s'écrit



La loi de Nernst s'écrit

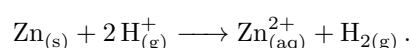
$$E = E^\circ + \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{H}^+]^2}{p_{\text{H}_2}/p^\circ}.$$

En prenant à la frontière $p_{\text{H}_2} = p^\circ = 1 \text{ bar}$, on obtient l'équation de frontière

$$E = E^\circ - 0,06 \text{ pH} = -0,06 \text{ pH}$$

car le potentiel standard du couple est nul. La droite est représentée figure 2.

4 À pH 6 et en solution aqueuse, le point représentatif du système se trouve dans le domaine de corrosion B. Le zinc devrait donc être oxydé et l'eau réduite pour former du dihydrogène, selon l'équation bilan



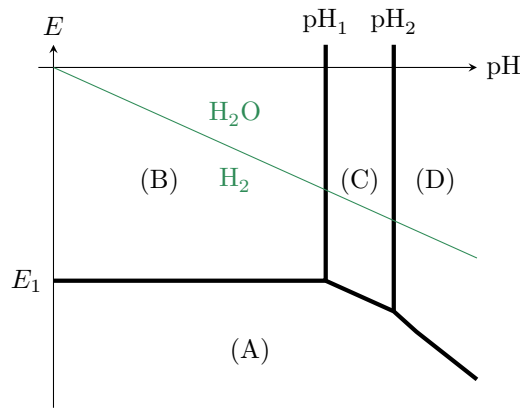


Figure 2 – Diagramme de corrosion du zinc et de l'eau.

On pourrait aussi écrire la réaction de Zn avec l'eau et formation d'hydroxyde HO^- , mais compte tenu du pH de la solution ces ions réagiraient immédiatement avec H^+ , ce qui ramènerait au bilan écrit ci-dessus.

5 La réaction est cinétiquement bloquée car la surtension à la réduction de H^+ sur Zn est élevée. En supposant que la vague d'oxydation de Zn en Zn^{2+} démarre sans surtension à E_1 , alors on a $E < E_1$: le potentiel de la solution se trouve dans la domaine d'immunité de Zn.

Exercice 5 : Corrosion dans les circuits d'eau chaude domestiques



- Interprétation de courbes intensité-potentiel ;
- Anode sacrificielle.

1 D'après la règle du gamma, voir figure 3, l'eau peut oxyder le fer mais pas le cuivre. C'est donc nécessairement le radiateur qui est oxydé, selon la réaction

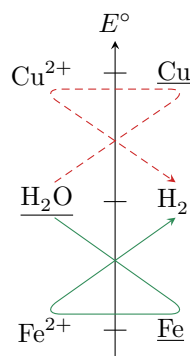
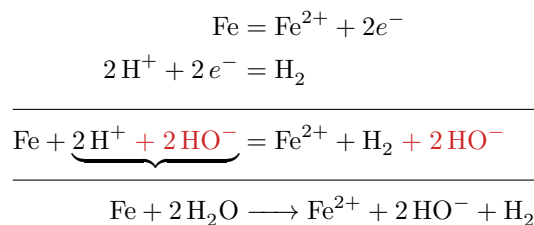


Figure 3 – Règle du gamma dans un radiateur.

2 La réduction a lieu sur le métal où elle est la plus rapide. Pour l'identifier, considérons *séparément* les deux courbes possibles en réduction, et construisons graphiquement le potentiel mixte et le courant de corrosion dans chacun des deux cas : voir figure 4. On constate que le courant de corrosion est très supérieur si la réduction de l'eau a lieu sur le cuivre. Le courant de corrosion réel (et le potentiel mixte réel) sont donc ceux donnés par la courbe correspondant à la réduction de l'eau sur le cuivre.

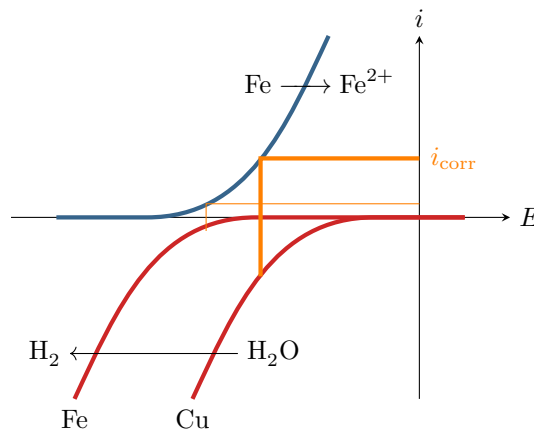


Figure 4 – Courant de corrosion du radiateur.

3 Voir figure 5. La corrosion du radiateur se manifeste surtout à proximité de la jonction car les électrons ont simplement moins de distance à parcourir pour atteindre le cuivre où a lieu la réduction de l'eau.

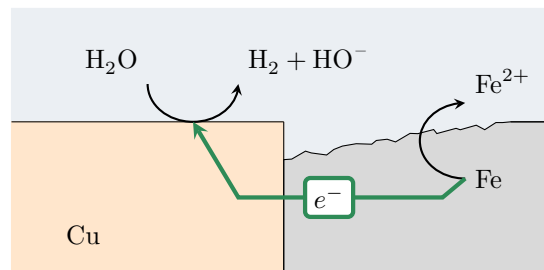


Figure 5 – Mécanisme microscopique de corrosion d'un radiateur.

4 Comme le potentiel standard du couple Mg^{2+}/Mg est nettement inférieur à celui du couple Fe^{2+}/Fe , c'est donc le magnésium qui est oxydé préférentiellement (constante d'équilibre la plus grande, ce qui se traduit graphiquement par le plus grand gamma, voir figure 6). L'anode est dite sacrificielle car elle se dissout en Mg^{2+} , et disparaît au fur et à mesure qu'elle remplit son rôle de protection.

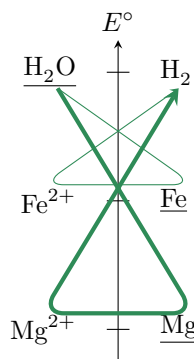


Figure 6 – Règle du gamma dans un chauffe-eau.

On peut aussi retrouver ce résultat en constatant que si l'eau oxydait le fer, alors les ions Fe^{2+} formés seraient en mesure d'oxyder le magnésium ... ce qui reformerait du fer métallique, en plus des ions Mg^{2+} .

5 Considérons qu'en $\Delta t = 5$ ans une masse $\frac{3}{4}m = 400$ g de magnésium a été consommée, ce qui correspond à une quantité de matière $n = \frac{3}{4}m/M_{Mg}$. Oxyder 1 mol de magnésium Mg en Mg^{2+} nécessite 2 mol d'électrons. La charge électrique totale ayant atteint l'anode de magnésium vaut donc

$$Q = 2 \times \frac{3m}{4M_{Mg}} \times \mathcal{F} = I \Delta t \quad \text{soit} \quad I = \frac{3m \mathcal{F}}{2 M_{Mg} \Delta t} = 1,9 \cdot 10^{-2} \text{ A .}$$

6 Oxyder 1 mol de Fe en Fe^{2+} nécessite également 2 mol d'électrons. La quantité de matière de fer préservée est donc égale à la quantité de matière de magnésium consommée, ce qui correspond à une masse m' telle que

$$\frac{m'}{M_{\text{Fe}}} = \frac{3m/4}{M_{\text{Mg}}} \quad \text{soit} \quad m' = \frac{3}{4}m \frac{M_{\text{Fe}}}{M_{\text{Mg}}} = 860 \text{ g.}$$

Toutefois, le résultat peut être à nuancer par le fait que l'oxydation du magnésium peut être plus rapide que celle du fer.

Exercice 6 : Prévention de la corrosion d'une bouée

Centrale MP 2022 | 💡 2 | ✂️ 2



- ▷ Diagramme de corrosion ;
- ▷ Interprétation de courbes intensité-potential ;
- ▷ Anode sacrificielle.

I.A - Thermodynamique de la corrosion du fer

1 **Classique** • **Classement redox** : déterminons le nombre d'oxydation du fer dans chacun des espèces prises en compte sur le diagramme.

- ▷ $\text{NO}(\text{Fe}) = 0$;
- ▷ $\text{NO}(\text{Fe}^{2+}) = +\text{II}$;
- ▷ $\text{NO}(\text{Fe}^{3+}) = +\text{III}$;
- ▷ $\text{NO}(\text{FeOOH})$ doit vérifier la relation

$$\text{NO}(\text{FeOOH}) + \underbrace{2 \times (-2)}_{\text{O}} + \underbrace{1}_{\text{H}} = \underbrace{0}_{\text{charge}} \quad \text{d'où} \quad \text{NO}(\text{FeOOH}) = +\text{III}$$

- ▷ $\text{NO}(\text{Fe}(\text{OH})_2)$ doit vérifier la relation

$$\text{NO}(\text{Fe}(\text{OH})_2) + \underbrace{2 \times (-2)}_{\text{O}} + \underbrace{2 \times 1}_{\text{H}} = \underbrace{0}_{\text{charge}} \quad \text{d'où} \quad \text{NO}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = +\text{II}$$

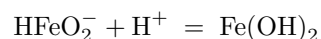
- ▷ $\text{NO}(\text{HFeO}_2^-)$ doit vérifier la relation

$$\text{NO}(\text{HFeO}_2^-) + \underbrace{2 \times (-2)}_{\text{O}} + \underbrace{1}_{\text{H}} = \underbrace{-1}_{\text{charge}} \quad \text{d'où} \quad \text{NO}(\text{HFeO}_2^-) = +\text{II}$$

Parler de nombre d'oxydation « d'une molécule » est un abus de langage : le NO caractérise un élément, ici sous-entendu, au sein de l'édifice.

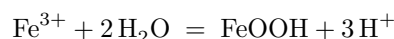
• **Classement acido-basique** : classons par basicité croissante les espèces de même nombre d'oxydation.

- ▷ on constate directement que $\text{Fe}(\text{OH})_2$ est un hydroxyde formé à partir de Fe^{2+} , il est donc plus basique ;
- ▷ il est possible de relier HFeO_2^- et $\text{Fe}(\text{OH})_2$ par une demi-équation acido-basique de la forme



d'où on déduit que $\text{Fe}(\text{OH})_2$ est l'acide du couple ;

- ▷ il est possible de relier FeOOH et Fe^{3+} par une demi-équation de la forme



ce qui montre que Fe^{3+} est l'acide du couple.

Rappelons que la nature acide ou basique n'a ici de sens qu'au sein d'un couple acide-base : $\text{Fe}(\text{OH})_2$ est une espèce amphotère, pouvant se comporter ou bien en acide ou bien en base.

Pour l'identification, rappelons que l'on compare à la « forme canonique » d'une demi-équation acido-basique $\text{AH} = \text{A}^- + \text{H}^+$.

• **Tableau récapitulatif** :

NO croissant ↑	+III	Fe ³⁺		FeOOH		
	+II	Fe ²⁺	Fe(OH) ₂	FeOOH ⁻		
	0	Fe				
		—————→ basicité croissante				

- **Conclusion** : on en déduit l'attribution des domaines sur le diagramme de la figure 7.

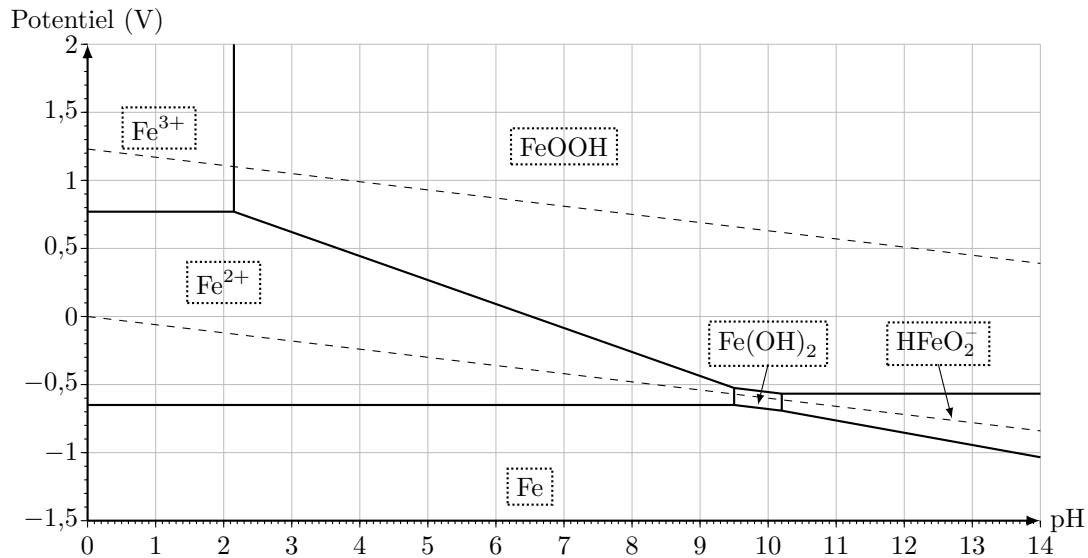


Figure 7 – Diagramme potentiel-pH du fer complété.

- 1 **Classique** • Étude de la frontière entre Fe²⁺ et Fe : la loi de Nernst s'écrit

$$E_N = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^\circ + \frac{0,06}{2} \log[\text{Fe}^{2+}]$$

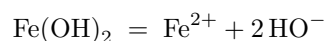
et sur la frontière $[\text{Fe}^{2+}] = C_{\text{tra}} = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d'où

$$E_{\text{fr}} = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^\circ + 0,03 \times (-6)$$

Graphiquement, $E_{\text{fr}} = -0,65 \text{ V}$, d'où on déduit

$$E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^\circ = E_{\text{fr}} + 0,18 = -0,47 \text{ V}.$$

- Étude de la frontière entre Fe(OH)₂ et Fe²⁺ : l'équation de dissolution du précipité s'écrit



ce qui donne lorsque l'équilibre est atteint

$$[\text{Fe}^{2+}] [\text{HO}^-]^2 = K_s.$$

En utilisant le produit ionique de l'eau pour introduire ensuite le pH, il vient

$$[\text{Fe}^{2+}] \frac{K_e^2}{[\text{H}^+]^2} = K_s.$$

Sur la frontière, $[\text{Fe}^{2+}] = C_{\text{tra}} = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, ce qui conduit à

$$C_{\text{tra}} \frac{K_e^2}{[\text{H}^+]_{\text{fr}}^2} = K_s. \quad \text{soit} \quad -\log C_{\text{tra}} - 2 \log K_e + 2 \log [\text{H}^+]_{\text{fr}} = -\log K_s$$

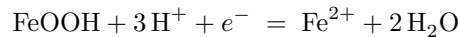
soit finalement

$$pK_s = -\log C_{\text{tra}} - 2\log K_e - 2pH_{\text{fr}} = 6 + 28 - 2pH_{\text{fr}}$$

Graphiquement, $pH_{\text{fr}} = 9,5$, d'où on déduit

$$pK_s = 15.$$

3 **Classique** La demi-équation relative au couple redox étudié s'écrit



ce qui permet d'écrire la loi de Nernst,

$$E_N = E_{\text{FeOOH/Fe}^{2+}}^\circ + \frac{0,06}{1} \log \frac{1 \times [\text{H}^+]^3}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

Sur la frontière, $[\text{Fe}^{2+}] = C_{\text{tra}} = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, ce qui conduit à

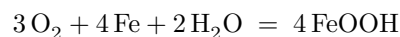
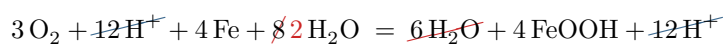
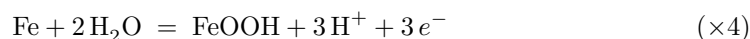
$$E_N = E_{\text{FeOOH/Fe}^{2+}}^\circ + \frac{0,06}{1} \times 3 \log[\text{H}^+] - 0,06 \log C_{\text{tra}},$$

et ainsi

$$E_N = E_{\text{FeOOH/Fe}^{2+}}^\circ + 0,36 - 0,18 \text{ pH}$$

d'où on identifie une **pente de $-0,18 \text{ V}$ par unité de pH .**

4 Le dioxygène O_2 présent dans l'eau et le fer Fe ont des domaines disjoints, ils réagissent donc de manière quantitative. À $\text{pH} 7$, les couples à considérer sont respectivement $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ et FeOOH/Fe , car la droite frontière du couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ se trouve dans le domaine de stabilité de FeOOH à cette valeur de pH . L'équation de la réaction s'écrit donc



I.B - Cinétique de la corrosion de l'acier

5 **Cours** Il s'agit d'un montage à trois électrodes, schématisé figure 8.

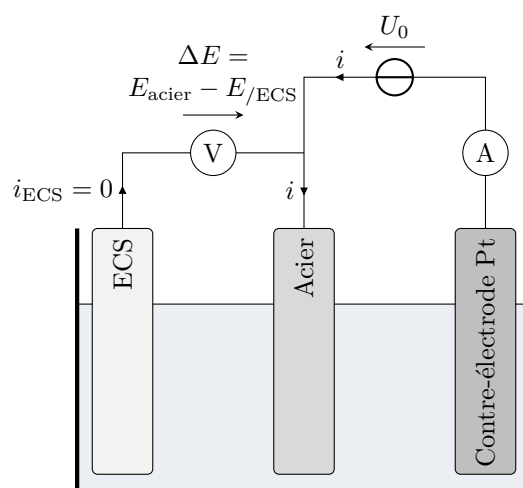
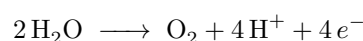
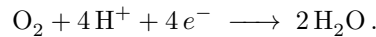


Figure 8 – Montage à trois électrodes.

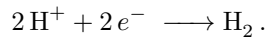
6 **Classique** Les espèces électroactives dans le système sont l'eau, active en oxydation et en réduction, et le dioxygène, actif uniquement en réduction. On en déduit que la branche (a), anodique, ne peut que d'écrire l'oxydation de l'eau en dioxygène :



Par suite, la branche (b), cathodique, correspond à la réduction du dioxygène dissous en eau, selon la réaction électrochimique inverse de la précédente :

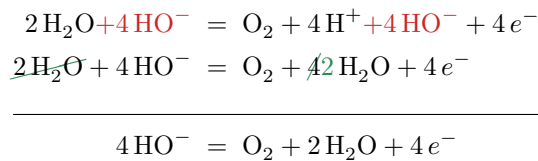


Enfin, la branche (c) est le mur du solvant, correspond à la réduction de l'eau en dihydrogène :

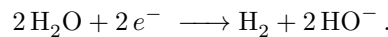


La façon dont interviennent les couples de l'eau est ici différente de celle discutée à plusieurs reprises en classe, où nous considérons toujours de manière implicite l'eau non saturée en dioxygène et acidifiée ... or l'eau de mer est au contraire saturée en dioxygène dissous, qui peut donc être actif en réduction.

Par ailleurs, l'eau étant légèrement basique, il faudrait en toute rigueur écrire les équations de réaction électrochimiques avec HO^- plutôt que H^+ . On aurait dans ce cas pour le couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$



et pour le couple $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$



7 En prolongeant le mur du solvant jusqu'à l'axe des abscisses, on relève $\Delta E \sim -0,95\text{ V}$ pour un courant nul. Comme $E_{\text{ECS}} = 0,25\text{ V}$, on a donc $E_{\text{acier}} = -0,70\text{ V}$. Par ailleurs, le potentiel de Nernst de ce couple vaut

$$E_{\text{N}} = E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^\circ + \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{H}^+]^2}{p_{\text{H}_2}/p^\circ} = -0,06 \text{ pH} = -0,50\text{ V}$$

d'où on déduit la valeur de la surtension cathodique

$$\eta_{\text{c}} = -0,2\text{ V}.$$

8 **Difficile** La portion de courbe sur laquelle la cinétique électrochimique est limitée par le transfert de matière correspond au palier de diffusion lorsque la vitesse d'écoulement est nulle, et aux portions de courbes linéaires sous agitation.

9 Le dioxygène dissout étant consommé, la zone immédiatement au voisinage de l'électrode s'appauvrit en O_2 . L'écoulement permet de renouveler le dioxygène présent dans cette zone plus efficacement que la seule diffusion, et ce d'autant plus que la vitesse d'écoulement est rapide.

I.C - Protection par anode sacrificielle

10 **Cours** La courbe relative à l'aluminium qui est représentée sur la figure 2 de l'énoncé est simplement la branche anodique. On identifie alors un potentiel mixte pour la réaction d'oxydation de l'aluminium combinée à la réduction du dioxygène dissous *sur la pièce d'acier*, aux environs de $\Delta E_{\text{m}} \simeq -0,75\text{ V}$, voir figure 10. On en déduit que les électrons libérés au niveau de la pièce d'aluminium migrent dans la jonction jusqu'à la pièce d'acier, comme schématisé figure 9.

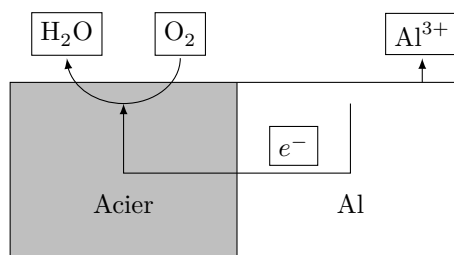


Figure 9 – Mécanisme microscopique de la protection de l'acier par une anode sacrificielle d'aluminium.

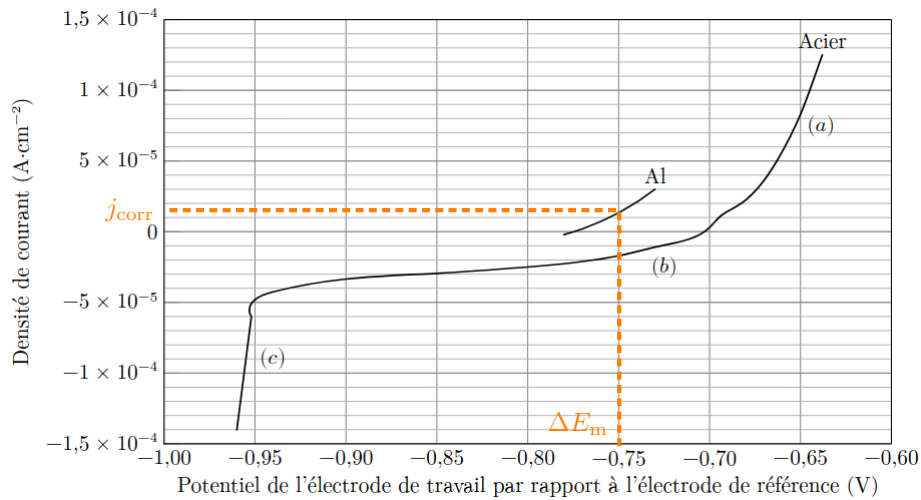


Figure 10 – Courbe densité de courant-potentiel.

11 **Cours** Pour une abscisse $\Delta E = \Delta E_m$, on lit sur l'axe des ordonnées de la figure 10 une densité de courant de corrosion

$$j_{\text{corr}} \sim 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ A} \cdot \text{cm}^{-2} = 1,5 \cdot 10^{-1} \text{ A} \cdot \text{m}^{-1} .$$

12 Notons S la surface active commune des pièces d'acier et d'aluminium. La densité de courant j_{corr} est reliée à l'intensité par

$$j_{\text{corr}} = \frac{i_{\text{corr}}}{S} = \frac{Q}{S \Delta t} = \frac{n_e \mathcal{F}}{S \Delta t}$$

avec n_e le nombre de mole d'électrons échangés lors de la réaction de corrosion. Or la corrosion d'une mole de Al en Al^{3+} libère 3 mol d'électrons, ce qui indique que la quantité de matière d'électrons libérés s'écrit

$$n_e = 3n_{\text{Al corrodé}} = \frac{3m_{\text{Al corrodé}}}{M_{\text{Al}}} = \frac{3\rho_{\text{Al}} \times S \Delta e_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}}$$

En regroupant les deux expressions, il vient

$$j_{\text{corr}} = \frac{\mathcal{F}}{S \Delta t} \times \frac{3\rho_{\text{Al}} \times S \Delta e_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}}$$

$$\boxed{\frac{\Delta e_{\text{Al}}}{\Delta t} = \frac{M_{\text{Al}}}{3\rho_{\text{Al}} \mathcal{F}} j_{\text{corr}} .}$$

En une année, $\Delta t = 365 \times 24 \times 3600 = 3,1 \cdot 10^7$ s, l'épaisseur d'aluminium consommée vaut

$$\Delta e_{\text{Al}} = 0,16 \text{ mm} .$$

13 **Difficile** L'épaisseur d'aluminium consommée en trois ans serait donc de 0,5 mm, ce qui ne semble clairement pas justifier de changer l'anode sacrificielle ... mais c'est oublier l'influence de la surface active. En effet, l'électrode d'aluminium doit protéger toute la bouée, de surface active $\pi d^2 = 15 \cdot 10^3 \text{ cm}^2$, ce qui nous place très loin de l'hypothèse de même surface active utilisée à la question précédente. L'égalité des courants de corrosion anodique et cathodique s'écrit alors

$$i_{\text{corr}} = j_{\text{Al}} S_{\text{Al}} = j_{\text{acier}} S_{\text{acier}} \quad \text{d'où} \quad j_{\text{Al}} = \frac{S_{\text{acier}}}{S_{\text{Al}}} j_{\text{acier}} \gg j_{\text{acier}} .$$

Ainsi, l'anode sacrificielle d'aluminium se consomme beaucoup plus vite en réalité.

La densité de courant de corrosion réelle n'étant pas connue, les données numériques fournies ne permettent pas d'aller plus loin dans la discussion quantitative.