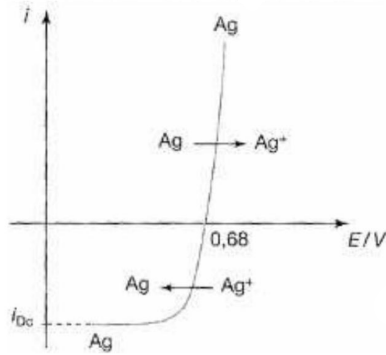


Exercice 1

On donne ci dessous (à gauche) une courbe courant potentiel pour le couple $\text{Ag}^+/\text{Ag}_{(s)}$, dont le potentiel standard vaut 0,8 V, avec une concentration en ions Ag^+ égale à 0,01 mol/L :

1. S'agit-il d'un couple lent ou rapide ?
2. Pourquoi la courbe $i = f(E)$ coupe-t-elle l'axe des abscisses pour $E = 0,68$ V ?
3. Pourquoi n'observe-t-on pas de palier de diffusion anodique ?



1. couple rapide (pas de surtensions)
2. le potentiel d'équilibre est donné par la formule de Nernst, compte-tenu de la concentration en Ag^+ :

$$\begin{aligned} E_{eq} &= E^\circ + 0,06 \log([\text{Ag}^+]) \\ &= 0,8 + 0,06 \log(10^{-2}) \\ &= 0,68 \text{ V} \end{aligned}$$

3. Du côté anodique, $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$
donc pas de palier de diffusion,
pas de pb d'approvisionnement en Ag
limité par la diffusion -

Exercice 2

Il arrive que plusieurs réactions électrochimiques soient en compétition au niveau d'une même électrode. On donne ci-dessus (à droite) l'allure des courbes $j(V)$ enregistrées avec une électrode de platine comme électrode de travail et comme électrolyte :

— a) une solution d'acide sulfurique à 1 mol.L^{-1}

— b) une solution d'acide chlorhydrique à 1 mol.L^{-1}

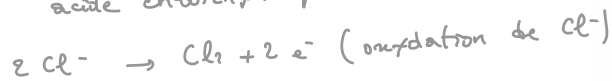
1. Écrire les réactions anodiques réalisées dans les conditions expérimentales ci-dessus.
2. Donner un ordre de grandeur des surtensions du dioxygène d'une part, du dichlore d'autre part sur le platine métal.
3. Compléter la courbe $j(V)$ pour la solution d'acide chlorhydrique quand V varie jusqu'à 2 V .
4. Quel est l'avantage d'utiliser la densité de courant j au lieu de l'intensité i ?

Données : $E^\circ(\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$ $E^\circ(\text{Cl}_2(\text{g})/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ $E^\circ(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{HSO}_4^-) = 2,08 \text{ V}$

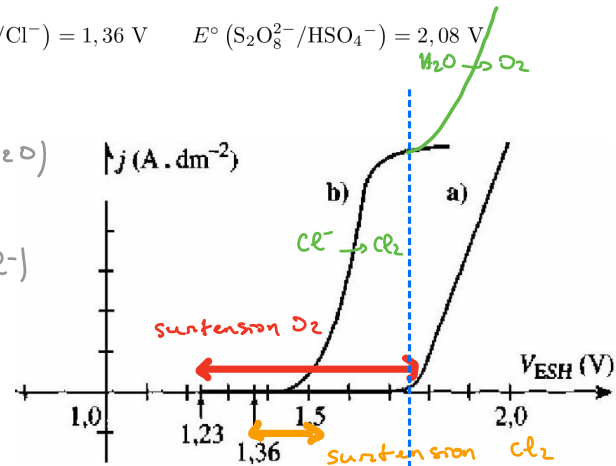
1. acide sulfurique :



acide chlorhydrique :



2. On relève des surtensions de $0,5 \text{ V}$ pour O_2 et $0,1 \text{ V}$ pour Cl_2

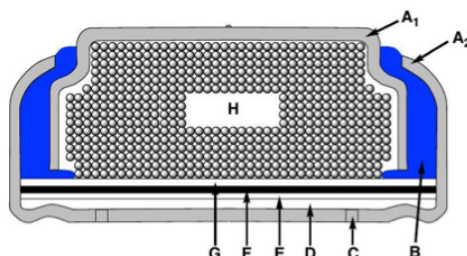


3. cf $\rightarrow$ on ajoute la courbe $\text{H}_2\text{O}/\text{O}_2$ en la translatant verticalement
 $\text{HSO}_4^-/\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ n'intervient pas ($E^\circ > 2 \text{ V}$)

4. la densité de courant est plus fondamentale, indépendante de la taille de l'électrode (un peu comme une capacité thermique molaire vs une capacité thermique).

Exercice 4 (mines 2022)

Les piles zinc-air sont des accumulateurs tirant leur énergie de l'oxydation du zinc par le dioxygène de l'air ambiant (figure ci-dessous). Ces piles possèdent de hautes densités énergétiques et sont peu chères. Leur format varie des piles boutons pour les audioprothèses à des formats intermédiaires, pouvant être utilisés dans des appareils tels les caméras, jusqu'aux grands formats utilisables dans les véhicules électriques.



A_1 et A_2 : revêtements métalliques, B : joint isolant, C : orifice d'entrée d'air, D : membrane semi-perméable, E : dioxygène (air), F : membrane hydrophobe, G : séparateur, H : poudre de zinc et électrolyte (solution gélifiée de potasse).

1. La réaction de fonctionnement est $2\text{Zn}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{ZnO}_{(s)}$. Retrouver ce bilan en écrivant les réactions aux électrodes. Attention, on est en milieu basique (potasse) et $\text{Zn}(\text{OH})_2$ se déshydrate en ZnO .
2. Identifier l'anode et la cathode de cette pile. Le pôle + est-il A_1 ou A_2 ? Quel est l'ordre de grandeur de la fém ?
3. En utilisant les données ci-dessous, calculer la constante d'équilibre de la réaction $2\text{Zn}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{ZnO}_{(s)}$ à 298K de deux manières différentes.
4. Calculer la durée pendant laquelle cette pile peut fonctionner avec une intensité de $0,8\text{ mA}$ avant d'être déchargée. La masse initiale de zinc est de $0,65\text{ g}$.
5. Calculer l'énergie que peut fournir cette pile avec une tension de fonctionnement de $1,5\text{ V}$. En déduire l'énergie massique (la masse totale de la pile est 1 g).

Données :

Constante de Faraday : $\mathcal{F} = 96500\text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Constante d'Avogadro : $\mathcal{N}_A = 6,02 \cdot 10^{23}\text{ mol}^{-1}$.

Constante des gaz parfaits : $R = 8,314\text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Masse molaire du zinc : $M_{\text{Zn}} = 65\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Potentiels redox standards à $p\text{H} = 0$: $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23\text{ V}$; $E^\circ(\text{ZnO}/\text{Zn}) = -0,43\text{ V}$.

Données thermodynamiques à 298 K (valeurs arrondies).

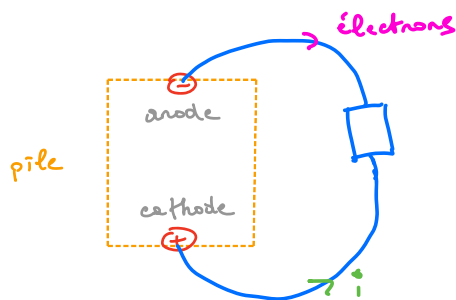
	$\text{Zn}_{(s)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$\text{ZnO}_{(s)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
$\Delta_f H^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	0	0	-350	-300
$S^\circ (\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})$	40	200	40	70

1. • oxydation du zinc : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$
 en milieu basique, Zn^{2+} est précipité par OH^- : $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2$
 et enfin $\text{Zn}(\text{OH})_2$ se déshydrate selon $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$
 tout cela donne $\boxed{\text{Zn} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} + 2e^-}$ (Ox)
- réduction du dioxygène : $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = 2\text{H}_2\text{O}$
 donc en milieu basique $\boxed{\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- = 4\text{OH}^-}$ (Red)
- On retrouve bien le bilan $2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$

2. Anode : oxydation (de Zn), donc l'intérieur de la pile est l'anode
 Cathode : réduction (de O_2), donc la partie en dessous du séparateur (9)
 est la cathode.

Pour une pile, anode = pôle $\ominus$ / cathode = pôle $\oplus$ donc

$$\begin{aligned} A_1 &= \text{pôle } \ominus \\ A_2 &= \text{pôle } \oplus \end{aligned}$$



l'anode libère des électrons,
 conformément à l'équation (ox)
 et la cathode en consomme,
 conformément à l'équation (red)

La fém est la différence de la f entre les potentiels standard,
 donc $e = 1,66 \text{ V}$.

3. première méthode : à partir des $\Delta H^\circ / S^\circ$

$$\Delta_n H^\circ = \sum_i \nu_i \Delta_f H^\circ \quad \text{et} \quad \Delta_n S^\circ = \sum_i \nu_i S_i^\circ$$

$$\text{puis} \quad \Delta_n G^\circ = \Delta_n H^\circ - T \Delta_n S^\circ \quad \text{et} \quad \text{enfin} \quad K^\circ = e^{-\frac{\Delta_n G^\circ}{RT}}$$

A.N: $\Delta_n H^\circ = -700 \text{ kJ/mol}$ $\Delta_n S^\circ = -200 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
 $\Delta_n G^\circ = -640 \text{ kJ/mol}$ $K^\circ = 10^{110}$

deuxième méthode : à partir des potentiels standard

$$K^\circ = 10^{\frac{n(E^\circ_{\text{ox}} - E^\circ_{\text{red}})}{0,06}} \quad \text{avec} \quad E^\circ_{\text{ox}} = E^\circ_{O_2/H_2O} = 1,23 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{red}} = E^\circ_{Zn^{2+}/Zn} = -0,43 \text{ V}$$

$$n = 4 \text{ (nb d'échanges)}$$

l'AN redonne bien (à peu de choses près)
 le même résultat : $4 \times (1,23 + 0,43) \approx 110$

4. $m = 0,65 \text{ g}$ de Zn, donc $n_{Zn} = \frac{m}{M_{Zn}} = 0,01 \text{ mol}$ de Zn.

Or, il y a 2 e⁻ échangés pour 1 Zn consommé, donc $n_{e^-} = 2 n_{Zn} = 0,02 \text{ mol}$

D'où $q = n_{e^-} \cdot F \approx 1930 \text{ C}$ et $q = i \Delta t$, d'où Δt . A.N: $\Delta t = 2,4 \cdot 10^6 \text{ s}$
 env. 30 jours

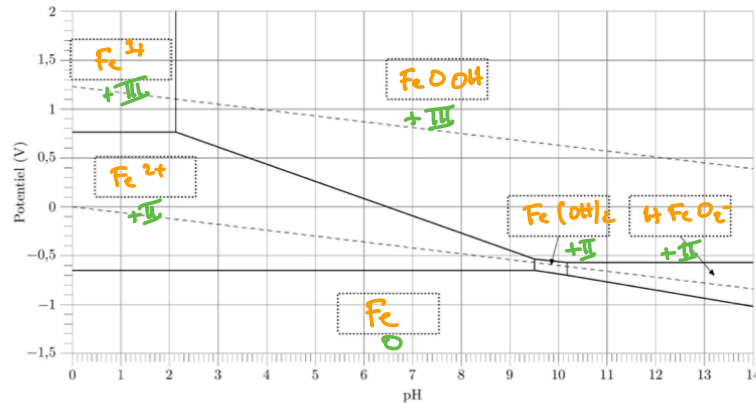
5. Sous une tension $U = 1 \text{ V}$, l'énergie disponible est $W = q \cdot U$

A.N: $W = 2,9 \text{ kJ}$, d'où l'énergie massique $w = \frac{W}{m_{\text{pile}}} = 2,9 \text{ MJ/kg}$

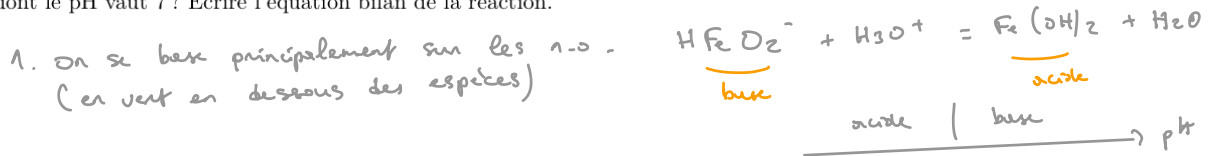
Exercice 5 (centrale 2022)

La coque des bouées Waverider est faite d'acier AISI 316, un alliage de fer, de carbone (moins de 1%) et de chrome. L'oxydation du chrome permet la formation d'une couche superficielle de passivation et rend en principe l'acier « inoxydable », donc apte à demeurer longtemps en milieu marin. Cependant, la présence d'ions chlorures entraîne une dégradation locale de la couche de passivation, déclenchant irrémédiablement la corrosion du fer. On s'intéresse d'abord aux aspects thermodynamiques, puis cinétiques, et enfin à la protection contre la corrosion.

On donne ci-dessous un diagramme potentiel-pH du fer pour une concentration en espèces dissoutes $c_0 = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$. Les espèces prises en compte sont $\text{Fe}_{(s)}$, $\text{FeOOH}_{(s)}$, $\text{Fe}(\text{OH})_{2(s)}$, $\text{Fe}_{(aq)}^{2+}$, $\text{Fe}_{(aq)}^{3+}$ et HFeO_2^- . Les frontières associées aux couples d'oxydoréduction de l'eau ont été superposées en pointillés gris.



1. Compléter ce diagramme potentiel-pH en attribuant à chaque domaine une espèce contenant Fe.
2. A partir du diagramme, déterminer le potentiel standard du couple $\text{Fe}_{(aq)}^{2+}/\text{Fe}_{(s)}$ et le $\text{p}K_s$ de $\text{Fe}(\text{OH})_{2(s)}$.
3. Sans utiliser le diagramme, déterminer la pente de la frontière séparant Fe^{2+} et $\text{FeOOH}_{(s)}$.
4. Que se passe-t-il quand une pièce de fer est laissée à l'abandon dans une solution aqueuse saturée en dioxygène et dont le pH vaut 7 ? Ecrire l'équation bilan de la réaction.



2. • $\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$ donc $E = E^\circ + \frac{0,06}{2} \log([\text{Fe}^{2+}])$

d'où $E_{\text{lim}} = E^\circ + 0,03 \log(c_0)$

A.N : $E_{\text{lim}} = -0,65 \text{ V}$ et $c_0 = 10^{-6} \text{ mol/L}$ donne $\underline{E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,47 \text{ V}}$



$K_s = [\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-]^2$ avec $[\text{Fe}^{2+}] = c_0$.

A.N : sur la frontière, $\text{pH} = 8,5 \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_s}{10^{-\text{pH}}} = 10^{-4,5} \text{ mol/L}$

et $\underline{K_s = 10^{-15}}$

$$3. \text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+} \quad \text{donc} \quad E = E^\circ + 0,06 \log \left(\frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]} \right)$$

↑
 $E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}}$

avec $[\text{Fe}^{2+}] = c_0$ et $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{FeO}(\text{OH})_{(s)} + \text{H}_2\text{O}$
donc $K_s = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$

↑
de $\text{FeO}(\text{OH})$

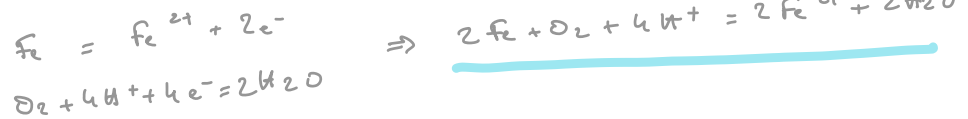
donc où $E = E^\circ + 0,06 \log \left(\frac{K_s}{c_0 [\text{OH}^-]^3} \right)$ or, $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}^+]}$

$$\text{donc} \quad E = E^\circ + 0,06 \log \left(\frac{K_s}{c_0 K_e^3 [\text{H}^+]^3} \right) = \frac{c_{\text{Fe}}}{c_{\text{H}^+}} + 3 \times 0,06 \log ([\text{H}^+])$$

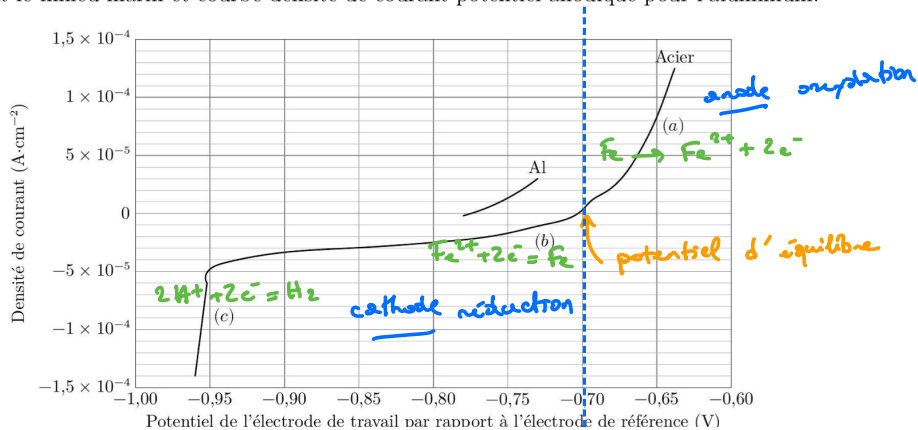
$$= \frac{c_{\text{Fe}}}{c_{\text{H}^+}} - 0,18 \text{ pH}$$

Donc pente de $-0,18 \text{ V (upH)}$

4. Domaines de Fe et O₂ disjoints, donc oxydation de Fe par O₂ en Fe²⁺
(voir Fe³⁺, on écrit ici la réaction pour Fe²⁺) :



Dans une étude publiée en 2016 dans la revue Ocean Engineering, Kim et al. analysent la corrosion de l'acier dans une solution aqueuse de chlorure de sodium modélisant l'eau de mer, saturée en dioxygène et de pH égal à 8,2. Afin de relever la courbe courant-potentiel d'une pièce d'acier, ils utilisent une contre électrode en platine et une électrode de référence au calomel saturé, de potentiel $E_{\text{ref}} = 0,25 \text{ V}$. La courbe obtenue, en raisonnant en densité de courant, est représentée ci-dessous : courbe densité de courant-potentiel d'une pièce d'acier plongeant dans une solution modélisant le milieu marin et courbe densité de courant-potentiel anodique pour l'aluminium.



question 5
complète
sur le
schéma -

5. Quelles sont les réactions électrochimiques se produisant sur les portions repérées par les lettres (a), (b) et (c) ?

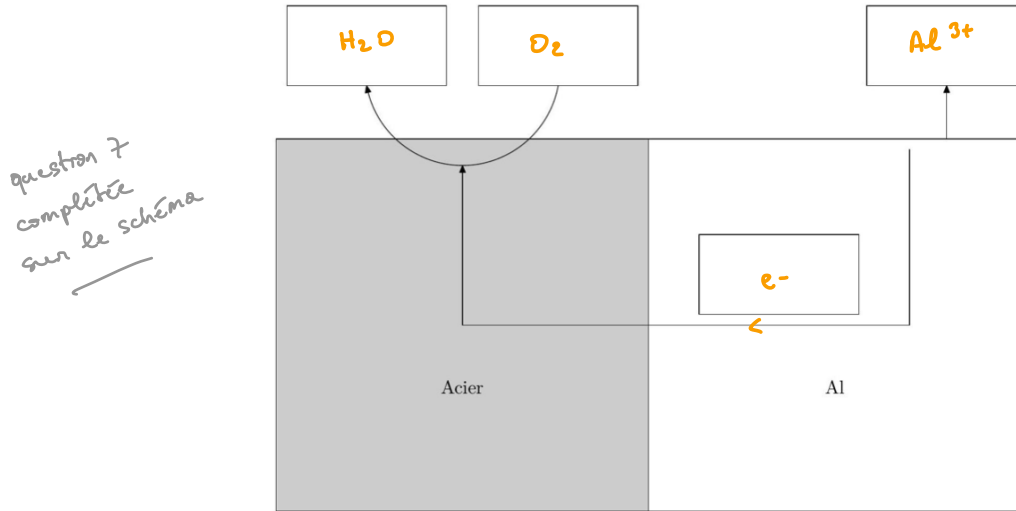
6. Estimer numériquement la surtension cathodique associée au couple H⁺/H₂.

$$2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2 \quad \text{donc} \quad E = E^\circ + \frac{0,06}{2} \log ([\text{H}^+]^2) = -0,06 \text{ pH}$$

Donc à pH = 8,2, $E_{\text{eq}} = -0,5 \text{ V}$ et le courant passe pour un potentiel de -0,35V
(par rapport à l'ECS) donc en fait -0,7V $\Rightarrow$ surtension de 0,2V
($-0,2 \text{ V}$ en algébrisant)

Pour protéger de la corrosion la coque en acier inoxydable du Waverider, on lui associe une anode sacrificielle en aluminium. L'aluminium s'oxyde en Al^{3+} . Pour comprendre le rôle de la pièce d'aluminium, on s'appuie sur la figure ci-dessus, sur laquelle la courbe densité de courant-potentiel anodique d'une pièce d'aluminium a été juxtaposée à celle de l'acier.

7. Afin de décrire les phénomènes se produisant lorsque l'acier en contact avec l'aluminium est laissé à l'abandon dans un milieu marin, compléter le schéma de la figure ci-dessous en portant dans chaque cadre rectangulaire le nom d'une espèce physico-chimique.



On suppose que les pièces d'acier et d'aluminium présentent la même surface active et que les réactions électrochimiques s'y répartissent uniformément.

8. Estimer numériquement la densité de courant de corrosion j_{corr} associée à cette situation, en $\text{A} \cdot \text{cm}^{-2}$.

Dans ces conditions, une certaine épaisseur Δe_{Al} d'aluminium est consommée pendant une durée Δt .

9. Déterminer l'expression de $\Delta e_{\text{Al}}/\Delta t$ en fonction de j_{corr} , $\mathcal{F}$, ρ_{Al} , M_{Al} , puis calculer numériquement l'épaisseur d'aluminium consommée en une année.

8. On exploite les courbes (densité de) courant potentiel pour déterminer le potentiel de corrosion (potentiel mixte d'abandon) :

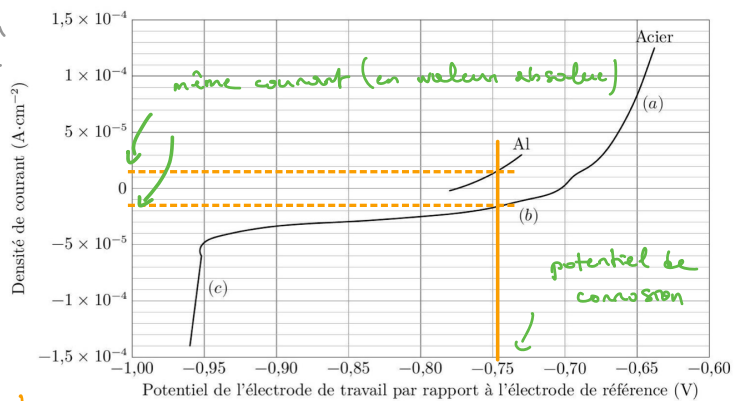
On trouve un potentiel de corrosion de $\sim -0,75 \text{ V}$ et un courant de $1,5 \cdot 10^{-5} \text{ A/cm}^2$

9. En notant S la surface de l'anode sacrificielle :

variati- volume $\rightarrow \Delta V = S \Delta e$

$\Delta n, \Delta V = \frac{\Delta m}{\rho_{\text{Al}}}$ *variati- masse*

Et $\Delta m = M_{\text{Al}} - n A e \leftarrow \begin{matrix} \text{pté (en mol)} \\ \text{Al consommé} \end{matrix}$



Et enfin $n_{Al} = \frac{n_{e^-}}{3}$ (car $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$)

et $n_{e^-} = \frac{q}{F}$ avec $q = i \Delta t$ et $i = j S$

En rassemblant tout : $\Delta e = \frac{\Delta V}{S} = \frac{\Delta m}{S \rho_{Al}} = \frac{M_{Al} n_{Al}}{S \rho_{Al}} = \frac{M_{Al} n_{e^-}}{3 S \rho_{Al}} = \frac{M_{Al} q}{3 S \rho_{Al} F}$

$$\text{soit } \Delta e = \frac{M_{Al} j \cancel{\Delta t}}{3 \cancel{S} \rho_{Al} F} \quad \text{et donc} \quad \boxed{\frac{\Delta e}{\Delta t} = \frac{M_{Al} j}{3 \rho_{Al} F}}$$

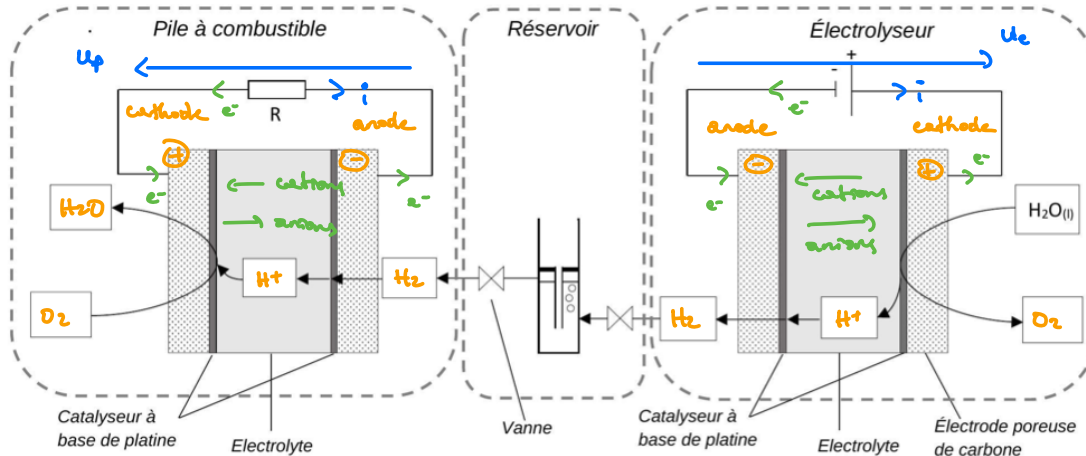
A.N : $\frac{\Delta e}{\Delta t} = 5,14 \cdot 10^{-12} \text{ m.s}^{-1}$

soit une vitesse de corrosion
d'environ 0,162 mm par an.

Exercice 6 (e3a 2020)

Nous nous intéresserons dans cette partie au couplage entre une pile à combustible et un électrolyseur. L'étude de ce système combiné a pour objectif d'appréhender les problématiques de production et d'utilisation du dihydrogène comme source d'énergie.

Le système expérimental étudié est composé d'une cellule d'électrolyse alimentant en continu une pile à combustible en dihydrogène. Une telle pile peut donc, en théorie, fonctionner indéfiniment tant que l'on apporte le combustible à l'anode et le comburant à la cathode. Ci-dessous un schéma simplifié du dispositif :

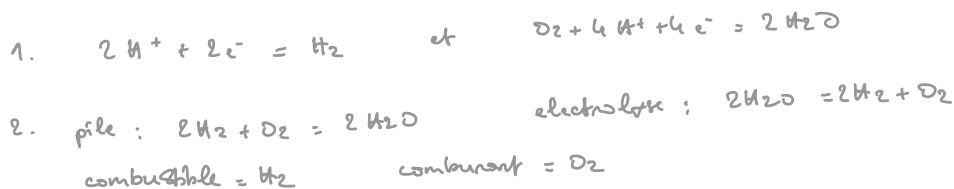


Les deux cellules électrochimiques sont séparées par un réservoir à eau à deux compartiments permettant de réguler, à l'aide de vannes, le flux de dihydrogène envoyé vers la pile. Elles possèdent toutes les deux comme électrolyte une membrane polymère échangeuse de protons appelée communément PEM (Proton Exchange Transfert).

La pile fonctionne en « respiration » : le dioxygène provient de l'air qui est en contact direct avec la cathode par le biais de perforations pratiquées dans le châssis côté cathodique. Le compartiment anodique est équipé d'un diffuseur poreux pour permettre au dihydrogène de se répartir uniformément sur toute la surface de l'anode.

1. Écrire les demi-équations de réaction associées aux couples $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$ et $O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$.
2. Écrire l'équation de réaction associée au fonctionnement de la pile à combustible et celle associée au fonctionnement de l'électrolyseur. Quel composé joue le rôle de comburant pour la pile ? de combustible ?
3. Compléter le schéma du dispositif expérimental présenté ci dessus en indiquant :
 - les espèces réagissant aux électrodes
 - la polarité de chaque électrode tout en précisant si elle joue le rôle de cathode ou d'anode
 - la nature et le sens de circulation des porteurs de charge dans les électrolytes et dans les fils électriques
 - les tensions (notés U_e et U_p respectivement pour l'électrolyseur et la pile) aux bornes de la résistance (convention récepteur) et du générateur (convention générateur).

question 3
complétée
sur la
figure
ci-dessous

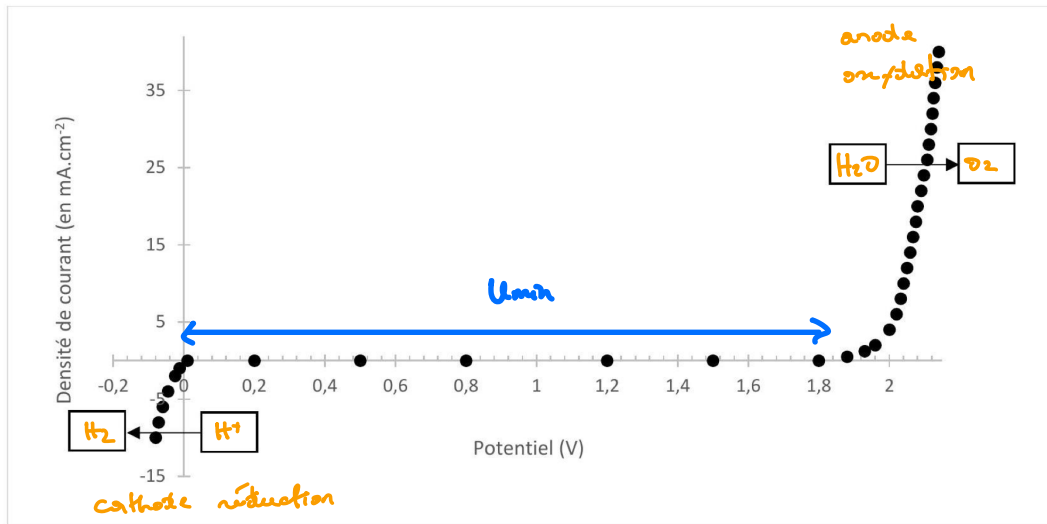


La courbe courant-potentiel de fonctionnement de la cellule d'électrolyse du dispositif expérimental est donnée ci-dessous. Les réactions d'oxydation et de réduction ont lieu à l'interface électrolyte/catalyseur au Pt.

4. Indiquer les noms des espèces intervenant. Préciser pourquoi on n'observe pas de plateau de diffusion pour les espèces électroactives.

5. Déterminer numériquement la constante d'équilibre K_e (298 K) associée à la réaction de fonctionnement de l'électrolyseur à température ambiante. Justifier la nécessité d'imposer une tension U_e entre les électrodes à l'aide d'un générateur de tension.

6. Déterminer graphiquement la tension minimale U_e à appliquer pour observer la formation de dihydrogène.



4. pas de plateaux de diffusion car c'est le solvant (H₂O) qui est électrolysé $\Rightarrow$ pas de pb d'approvisionnement

$$5. K^{\circ} = 10^{\frac{n(E^{\circ}_{ox} - E^{\circ}_{red})}{0,06}}$$

$$E^{\circ}_{ox} = E^{\circ}_{H^+/H_2} = 0 \text{ V}$$

$$E^{\circ}_{red} = E^{\circ}_{O_2/H_2O} = 1,23 \text{ V}$$

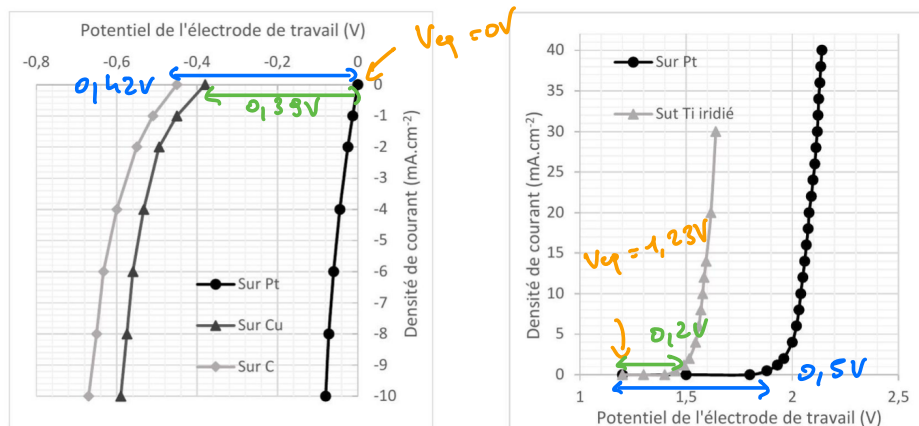


$$A.N : K^{\circ} = 6 \cdot 10^{-84}$$

réaction thermodynamiquement défavorisée $\Rightarrow$ forcée par le générateur

6. On relève une tension $U_{min} \approx 1,8 \text{ V}$ pour forcer l'électrolyse (sur-tension principalement du côté anodique)

La tension U_e à appliquer étant relativement importante des expériences ont été menées afin d'optimiser le dispositif expérimental. Des courbes courant-potentiel ont ainsi été tracées pour plusieurs électrodes de travail de nature différente.



7. Donner l'expression littérale de $E_{eq}(H^+/H_2)$ puis calculer sa valeur numérique sachant qu'au cours de l'expérience on suppose que la pression partielle en dihydrogène à la surface de l'électrode de travail est $P(H_2) = 1$ bar et que le pH de la solution (acide fort) vaut 0.

8. Déterminer graphiquement les surtensions « seuils » cathodiques pour chacune des trois électrodes (Pt, Cu et C). Sur laquelle de ces trois électrodes la réduction de l'eau est-elle cinétiquement favorisée? Mêmes questions à l'anode. En déduire un matériau pour l'anode et un matériau pour la cathode permettant de minimiser la tension U_e (et donc l'énergie) à appliquer pour observer la formation de dihydrogène.

9. Pour le système optimisé à la question précédente, il a été observé que $7,7 \cdot 10^{-2}$ L de $H_{2(g)}$ s'est formé, sous une pression de $P(H_2)_r = 1,0 \cdot 10^5$ Pa et une température de $T_r = 298$ K, dans le réservoir (la vanne permettant au dihydrogène d'aller vers la pile étant fermée) en 10 minutes avec un courant de 1A. Vérifier la cohérence de ces données.

7. $2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$ $E = E^\circ + \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{[H^+]^2}{P_{H_2}} \right)$ A.N: $E = 0V$
8. cathode : surtensions de 0V (platine)
0,33V (cuivre)
0,42V (carbone)
- anode : surtensions de 0,15V (platine)
0,2V (Ti iridié)
- Pour minimiser les surtensions (et donc la tension à appliquer), on choisit le platine à la cathode et le Titane iridié à l'anode
9. 10 min avec un courant de 1A $\Rightarrow q = 600C$
donc $n_{e^-} = \frac{q}{F} = 6,2 \cdot 10^{-3}$ mol d' e^- échangés, et $2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$ donc
 $n_{H_2} = n_{e^-} / 2 = 3,1 \cdot 10^{-3}$ mol
on a $V_m = \frac{V}{n} = \frac{RT}{P} \approx 25L/mol$ avec 1 bar (298K).
D'où $V_{H_2} = n_{H_2} V_m \approx 0,077L$ On retrouve bien le volume annoncé.