Protection des fondations en acier des éoliennes de mer

Bac 2021 Amérique du Nord Sujet 2 · Exercice 2 **5 points** **Durée conseillée 55 min**

A.1 Exprimer le quotient de réaction initial $Q_{r,i}$.

Données utiles $2\,\mathrm{Al(s)} + 3\,\mathrm{Fe^{2+}(aq)} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{Al^{3+}(aq)} + 3\,\mathrm{Fe(s)}$

Les solides $\mathrm{Al(s)}$ et $\mathrm{Fe(s)}$ n'apparaissent pas dans le quotient de réaction. Avec $c^\circ = 1\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$:

$$Q_{r,i} = \frac{\left(\dfrac{[\mathrm{Al^{3+}}]_i}{c^\circ}\right)^2}{\left(\dfrac{[\mathrm{Fe^{2+}}]_i}{c^\circ}\right)^3} = \frac{[\mathrm{Al^{3+}}]_i^2 \times c^\circ}{[\mathrm{Fe^{2+}}]_i^3}$$

PIÈGE
Oublier les exposants : chaque concentration est élevée à la puissance de son nombre stœchiométrique, 2 pour $\mathrm{Al^{3+}}$ et 3 pour $\mathrm{Fe^{2+}}$.

A.2 Calculer, à l'état initial, la concentration en quantité de matière des ions $\mathrm{Al^{3+}(aq)}$ et celle des ions $\mathrm{Fe^{2+}(aq)}$.

Données utiles chlorure de fer II $(\mathrm{Fe^{2+}(aq)} + 2\,\mathrm{Cl^-(aq)})$, $C_1 = 1{,}0 \times 10^{-1}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; sulfate d'aluminium $(2\,\mathrm{Al^{3+}(aq)} + 3\,\mathrm{SO_4^{2-}(aq)})$, $C_2 = 5{,}0 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$

Une mole de chlorure de fer II apportée libère une mole d'ions $\mathrm{Fe^{2+}}$:

$[\mathrm{Fe^{2+}}]_i = C_1 = 1{,}0 \times 10^{-1}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$

Une mole de sulfate d'aluminium apportée libère deux moles d'ions $\mathrm{Al^{3+}}$:

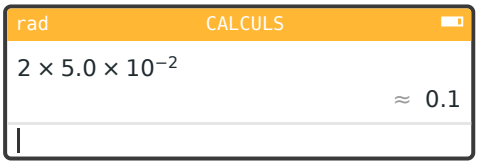
$[\mathrm{Al^{3+}}]_i = 2\,C_2 = 2 \times 5{,}0 \times 10^{-2} = 1{,}0 \times 10^{-1}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$

$$[\mathrm{Fe^{2+}}]_i = [\mathrm{Al^{3+}}]_i = 1{,}0 \times 10^{-1}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$$

PIÈGE
Écrire $[\mathrm{Al^{3+}}]_i = C_2$. La concentration apportée est celle du soluté ; la formule de la solution indique combien d'ions chaque mole de soluté libère.

COMPRENDRE
Les deux solutions restent dans des béchers séparés : il n'y a aucune dilution, les volumes V_1 et V_2 ne servent pas ici. Deux chiffres significatifs, comme C_1 et C_2.

À LA CALCULATRICE



A.3 Calculer la valeur du quotient de réaction initial $Q_{r,i}$ puis en déduire le sens d'évolution spontanée de la transformation.

Données utiles $[\mathrm{Fe^{2+}}]_i = [\mathrm{Al^{3+}}]_i = 1{,}0 \times 10^{-1}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ (A.2) ; $K = 10^{166}$ à 25 °C

$$Q_{r,i} = \frac{[\mathrm{Al^{3+}}]_i^2 \times c^\circ}{[\mathrm{Fe^{2+}}]_i^3} = \frac{(1{,}0 \times 10^{-1})^2 \times 1}{(1{,}0 \times 10^{-1})^3} = 10$$

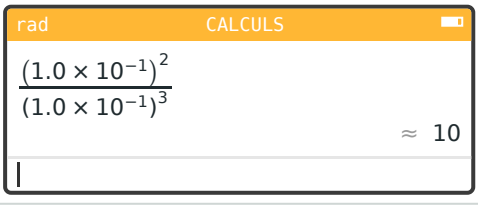
$Q_{r,i} = 10$ est très inférieur à $K = 10^{166}$.

$Q_{r,i} = 10 < K$: le système évolue spontanément dans le **sens direct** de l'équation (consommation de Al et de $\mathrm{Fe^{2+}}$).

COMPRENDRE
$K = 10^{166}$ est gigantesque : la transformation est totale. Le quotient de réaction n'a pas d'unité.

MÉTHODE
Critère d'évolution : $Q_{r,i} < K$, sens direct ; $Q_{r,i} > K$, sens inverse ; $Q_{r,i} = K$, équilibre. Toujours écrire la comparaison avant de conclure.

À LA CALCULATRICE



A.4 En déduire la réaction se produisant à l'électrode d'aluminium.

Dans le sens direct, l'aluminium métallique est consommé et forme des ions Al^{3+} : il perd des électrons, il est oxydé.

À l'électrode d'aluminium : $Al(s) = Al^{3+}(aq) + 3\,e^-$ (oxydation)

COMPRENDRE
À l'autre électrode, les ions fer II captent ces électrons : $Fe^{2+}(aq) + 2\,e^- = Fe(s)$. C'est une réduction.

A.5 L'ampèremètre indique une intensité négative. Montrer que cette valeur négative est cohérente avec la réponse à la question précédente.

Données utiles schéma de la pile : la borne COM de l'ampèremètre est du côté de la plaque de fer

D'après A.4, la plaque d'aluminium libère des électrons. Dans le circuit extérieur, ils vont de la plaque d'aluminium vers la plaque de fer, en traversant la résistance puis l'ampèremètre.

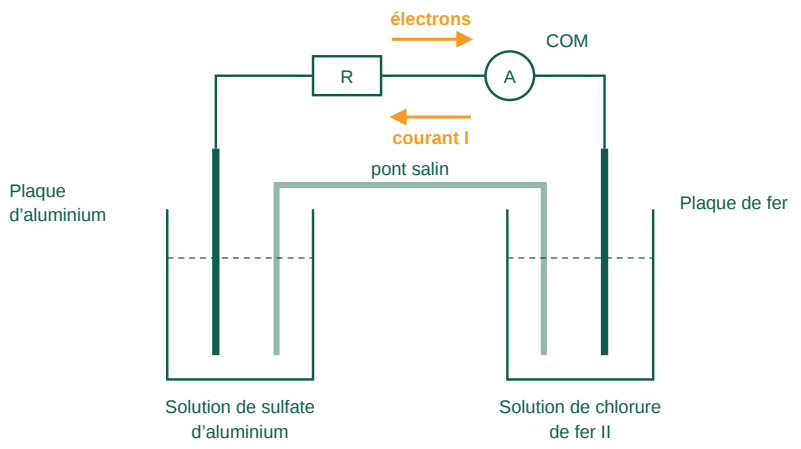
Le courant électrique circule en sens opposé aux électrons : hors de la pile, il va de la plaque de fer vers la plaque d'aluminium. Il entre donc dans l'ampèremètre par la borne COM, reliée à la plaque de fer.

Or un ampèremètre affiche une valeur négative lorsque le courant entre par sa borne COM.

Courant entrant par la borne COM, donc intensité affichée négative : c'est cohérent avec l'oxydation de l'aluminium.

PIÈGE
Confondre le sens des électrons et celui du courant, ou ne pas regarder sur le schéma à quelle plaque la borne COM est reliée.

MÉTHODE
1) Sens des électrons : de l'électrode où a lieu l'oxydation vers l'autre. 2) Sens du courant : l'inverse. 3) Affichage positif si le courant sort par COM, négatif s'il y entre.



A.5 · La pile du sujet, avec le sens des électrons et du courant dans le circuit extérieur

A.6 Identifier l'électrode qui joue le rôle d'anode de la pile.

L'anode est l'électrode où a lieu une oxydation. D'après A.4, l'aluminium est oxydé en ions Al^{3+}.

L'anode est la **plaque d'aluminium** ; la plaque de fer est la cathode.

COMPRENDRE
Tant qu'il reste de l'aluminium, c'est lui qui est oxydé et le fer reste intact : l'aluminium se « sacrifie », d'où le nom d'anode sacrificielle.

B.1 Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique de corrosion de l'aluminium par le dioxygène dissous.

Données utiles couples $Al^{3+}(aq)$ / $Al(s)$ et $O_2(aq)$ / $HO^-(aq)$; $O_2(aq) + 2\,H_2O + 4\,e^- = 4\,HO^-(aq)$

Oxydation de l'aluminium : $Al(s) = Al^{3+}(aq) + 3\,e^- \quad (\times 4)$

Réduction du dioxygène : $O_2(aq) + 2\,H_2O(l) + 4\,e^- = 4\,HO^-(aq) \quad (\times 3)$

Les deux demi-équations mettent alors en jeu 12 électrons ; on les additionne :

$$4\,Al(s) + 3\,O_2(aq) + 6\,H_2O(l) \longrightarrow 4\,Al^{3+}(aq) + 12\,HO^-(aq)$$

PIÈGE
Laisser des électrons dans l'équation finale, ou additionner les demi-équations sans les multiplier.

MÉTHODE
Chercher le plus petit multiple commun des nombres d'électrons (ici 12), multiplier chaque demi-équation, additionner. Vérifier ensuite les éléments et les charges : 0 à gauche, $4 \times 3 - 12 = 0$ à droite.

B.2 En explicitant le raisonnement, calculer la masse d'aluminium nécessaire à la « protection cathodique » pendant une durée de 25 ans.

Données utiles $I = 400$ A ; $\Delta t = 25$ ans ; $F = 96{,}5 \times 10^3$ C · mol^{-1} ; $M_{Al} = 27{,}0$ g · mol^{-1} ; $Q = I \cdot \Delta t$

Durée : $\Delta t = 25 \times 365 \times 24 \times 3600 = 7{,}884 \times 10^8$ s.

Charge électrique débitée : $Q = I \cdot \Delta t$.

Cette charge est transportée par une quantité $n(e^-)$ d'électrons : $Q = n(e^-) \cdot F$, d'où $n(e^-) = \dfrac{I \cdot \Delta t}{F}$.

D'après $Al(s) = Al^{3+}(aq) + 3\,e^-$, chaque mole d'aluminium oxydée fournit 3 moles d'électrons : $n(Al) = \dfrac{n(e^-)}{3}$.

Masse d'aluminium consommée : $m(Al) = n(Al) \cdot M_{Al}$, soit

$$m(Al) = \frac{I \cdot \Delta t \cdot M_{Al}}{3\,F} = \frac{400 \times 7{,}884 \times 10^8 \times 27{,}0}{3 \times 96{,}5 \times 10^3} = 2{,}9 \times 10^7 \text{ g}$$

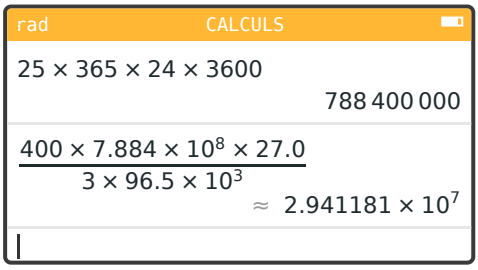
$m(Al) = 2{,}9 \times 10^7$ g $= 2{,}9 \times 10^4$ kg, soit environ 29 tonnes par éolienne.

PIÈGE
Oublier le facteur 3 (trois électrons par atome d'aluminium) donne une masse trois fois trop grande. Laisser la durée en années est l'autre erreur fréquente : $Q = I \cdot \Delta t$ exige des secondes.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs : la durée (25 ans) n'en a que deux et l'intensité est donnée « de l'ordre de 400 A ». $F = N_A \times e$ est la charge d'une mole d'électrons ; N_A et e sont donc inutiles ici.

MÉTHODE
Chaîne à retenir pour toute pile ou électrolyse : $Q = I \cdot \Delta t$, puis $n(e^-) = Q/F$, puis la demi-équation à l'électrode pour passer à la quantité de matière, enfin $m = n \cdot M$.

À LA CALCULATRICE



B.3 Citer au moins un argument expliquant que le constructeur ait finalement renoncé à la protection par anode sacrificielle.

Données utiles $m(Al) \approx 29$ t par éolienne (B.2) ; parc de 62 éoliennes

- La masse d'aluminium à consommer est considérable : environ 29 tonnes par éolienne en 25 ans, à multiplier par 62 éoliennes.
- Cet aluminium est rejeté dans la mer sous forme d'ions Al^{3+} : c'est un rejet de métaux dans l'environnement, que la protection par courant imposé évite.

Trop d'aluminium consommé (environ 29 t par éolienne) et rejet de métaux dans l'eau de mer.

COMPRENDRE
Un seul argument suffit, mais il doit s'appuyer sur l'exercice : le résultat de B.2 ou la phrase d'introduction sur le rejet de métaux.