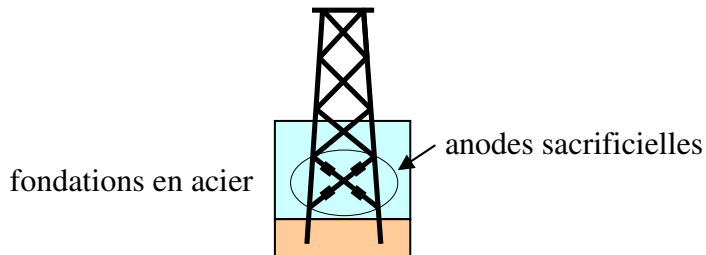


Protection des fondations en acier des éoliennes en mer

Un projet de parc éolien en mer, celui des îles d'Yeu et de Noirmoutier, prévoit l'installation de soixante-deux éoliennes.

La méthode de protection contre la corrosion des structures immergées de ces éoliennes a été débattue. La « protection cathodique » envisagée initialement consistait à placer des anodes dites « sacrificielles », composées essentiellement d'aluminium, sur les fondations en acier (95 % de fer) des éoliennes. En effet, la réaction des anodes sacrificielles avec le dioxygène dissous dans l'eau permet par transformation électrochimique de protéger le fer de la corrosion.

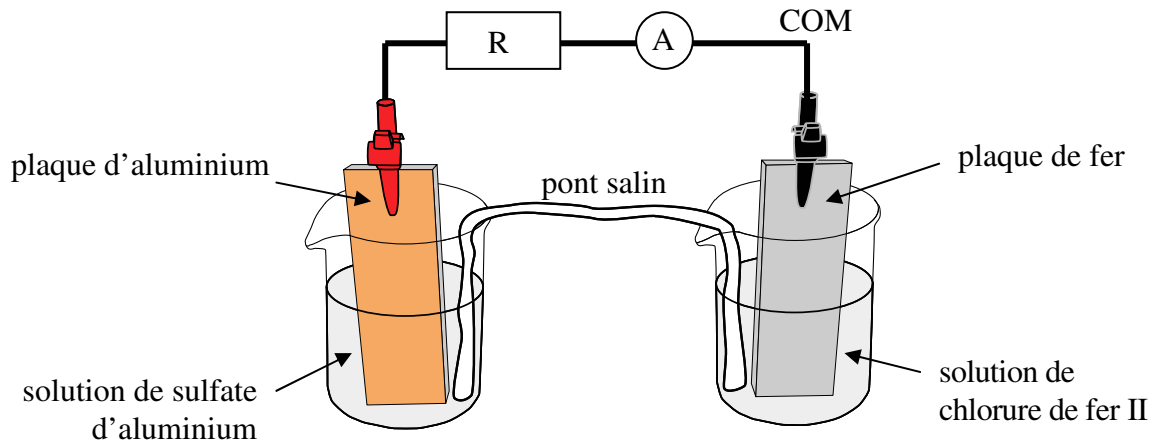
Finalement, après concertation, le constructeur du parc lui a préféré un système de protection dit « par courant imposé » qui permet d'éviter le rejet de métaux dans l'environnement.



Dans cet exercice, on s'intéresse seulement au processus de protection cathodique.

1 Protection du fer par l'aluminium

On souhaite vérifier qu'en milieu oxydant on peut protéger le fer de l'oxydation en le mettant en contact électrique avec de l'aluminium qui joue alors le rôle d'anode sacrificielle. Par oxydation, le fer métallique donne des ions Fe II (Fe^{2+}) et l'aluminium métallique donne des ions Al^{3+} . On réalise la pile suivante :

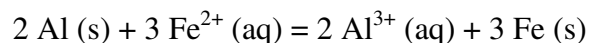


Dans un bécher, on verse un volume $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ de solution aqueuse de chlorure de fer II ($\text{Fe}^{2+}_{\text{aq}} + 2 \text{Cl}^{-}_{\text{aq}}$) de concentration apportée en quantité de matière $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, puis on y plonge une plaque de fer.

Dans un second bécher, on verse un volume $V_2 = 50,0 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate d'aluminium ($2 \text{Al}^{3+}_{\text{aq}} + 3 \text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}$) de concentration apportée en quantité de matière $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, puis on y plonge une plaque d'aluminium.

Les deux béchers sont reliés par un pont salin et les deux plaques métalliques sont reliées par un ampèremètre et une résistance montés en série.

L'équation de la réaction qui modélise la transformation susceptible de se produire s'écrit :



La constante d'équilibre K associée à cette réaction à $25 \text{ }^\circ\text{C}$ est égale à 10^{166} .

- 1.1 Exprimer le quotient de réaction initial Q_{r_i}
- 1.2 Calculer, à l'état initial, la valeur de la concentration en quantité de matière des ions Al^{3+} (aq) et celle des ions Fe^{2+} (aq).
- 1.3 Calculer la valeur du quotient de réaction initial Q_{r_i} ; puis en déduire le sens d'évolution spontanée de la transformation.
- 1.4 En déduire la réaction se produisant à l'électrode d'aluminium.

L'ampèremètre figurant sur le schéma indique une valeur d'intensité électrique négative.

- 1.5 Montrer que cette valeur négative est cohérente avec la réponse à la question précédente.

L'anode est l'électrode siège d'une oxydation. La cathode est l'électrode siège d'une réduction.

- 1.6 Identifier l'électrode qui joue le rôle d'anode dans la pile.

2 Masse d'aluminium nécessaire à la protection de la structure métallique d'une éolienne

Le dioxygène dissous dans l'eau réagit préférentiellement avec l'aluminium de l'anode sacrificielle plutôt qu'avec le fer de la structure immergée de l'éolienne.

On souhaite évaluer la masse d'aluminium nécessaire à la protection de la structure d'une éolienne, c'est à dire à la protection cathodique.

Données

- couples oxydant/réducteur mis en jeu : Al^{3+} (aq) / Al (s) ; O_2 (aq) / HO^- (aq)
- demi-équation du couple O_2 (aq) / HO^- (aq) : O_2 (aq) + 2 H_2O (l) + 4 e^- = 4 HO^- (aq)
- constante de Faraday $F = 96,5 \cdot 10^3$ C.mol⁻¹
- constante d'Avogadro $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹
- charge élémentaire $e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ C
- masse molaire de l'aluminium $M(Al) = 27,0$ g.mol⁻¹
- la capacité électrique Q d'une pile est reliée à l'intensité I du courant électrique débité et à la durée de fonctionnement Δt par la relation : $Q = I \cdot \Delta t$

- 2.1 Ecrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique de corrosion de l'aluminium par le dioxygène dissous.

L'étude théorique des transferts d'électrons entre l'anode en aluminium et la structure d'une éolienne montre qu'une protection efficace correspond à un courant électrique d'intensité I de l'ordre de 400 A.

- 2.2 En explicitant le raisonnement, calculer la masse d'aluminium nécessaire à la « protection cathodique » pendant une durée de 25 ans.
- 2.3 Citer au moins un argument expliquant que le constructeur ait finalement renoncé à la protection par anode sacrificielle.

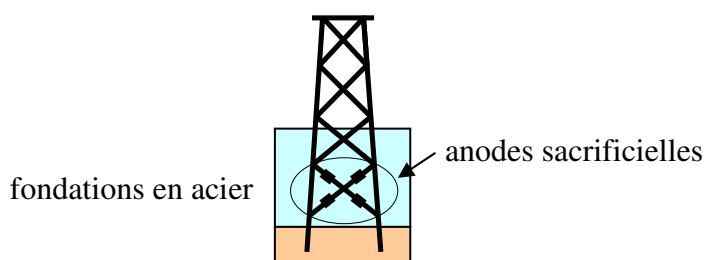
Corrigé

Protection des fondations en acier des éoliennes en mer

Un projet de parc éolien en mer, celui des îles d'Yeu et de Noirmoutier, prévoit l'installation de soixante-deux éoliennes.

La méthode de protection contre la corrosion des structures immergées de ces éoliennes a été débattue. La « protection cathodique » envisagée initialement consistait à placer des anodes dites « sacrificielles », composées essentiellement d'aluminium, sur les fondations en acier (95 % de fer) des éoliennes. En effet, la réaction des anodes sacrificielles avec le dioxygène dissous dans l'eau permet par transformation électrochimique de protéger le fer de la corrosion.

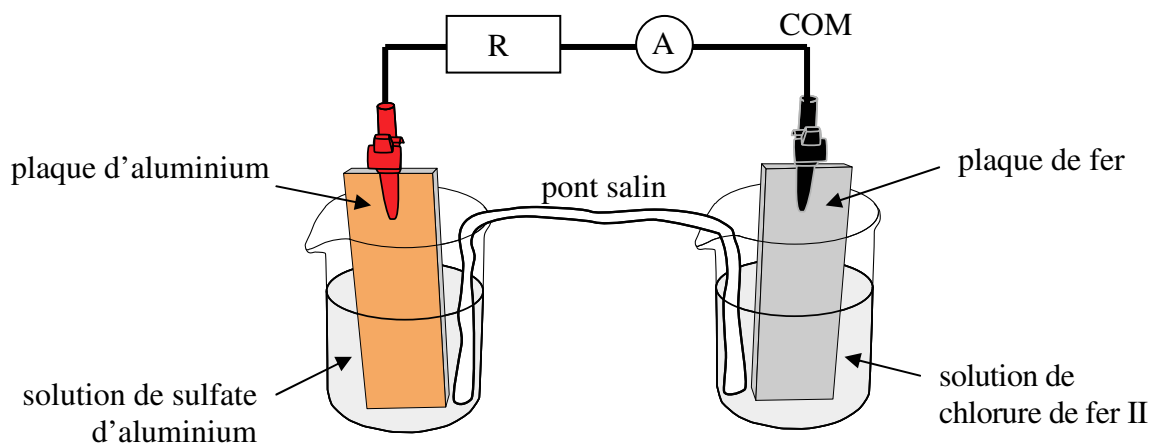
Finalement, après concertation, le constructeur du parc lui a préféré un système de protection dit « par courant imposé » qui permet d'éviter le rejet de métaux dans l'environnement.



Dans cet exercice, on s'intéresse seulement au processus de protection cathodique.

1 Protection du fer par l'aluminium

On souhaite vérifier qu'en milieu oxydant on peut protéger le fer de l'oxydation en le mettant en contact électrique avec de l'aluminium qui joue alors le rôle d'anode sacrificielle. Par oxydation, le fer métallique donne des ions Fe II (Fe^{2+}) et l'aluminium métallique donne des ions Al^{3+} . On réalise la pile suivante :

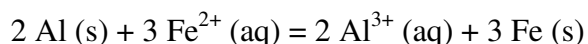


Dans un bécher, on verse un volume $V_1 = 50,0$ mL de solution aqueuse de chlorure de fer II ($\text{Fe}^{2+}_{\text{aq}} + 2 \text{Cl}^{-}_{\text{aq}}$) de concentration apportée en quantité de matière $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis on y plonge une plaque de fer.

Dans un second bécher, on verse un volume $V_2 = 50,0$ mL d'une solution de sulfate d'aluminium ($2 \text{Al}^{3+}_{\text{aq}} + 3 \text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}$) de concentration apportée en quantité de matière $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis on y plonge une plaque d'aluminium.

Les deux béchers sont reliés par un pont salin et les deux plaques métalliques sont reliées par un ampèremètre et une résistance montés en série.

L'équation de la réaction qui modélise la transformation susceptible de se produire s'écrit :



La constante d'équilibre K associée à cette réaction à 25 °C est égale à 10^{166} .

1.1 Exprimer le quotient de réaction initial Q_{r_i}

$$Q_{r_i} = \frac{a_i(\text{Al}^{3+})^2 * a_i(\text{Fe})^3}{a_i(\text{Al})^2 * a_i(\text{Fe}^{2+})^3} = \frac{\left(\frac{[\text{Al}^{3+}]_i}{c^\circ}\right)^2 * 1^3}{1^2 * \left(\frac{[\text{Fe}^{2+}]_i}{c^\circ}\right)^3} = \frac{[\text{Al}^{3+}]_i^2 * c^\circ}{[\text{Fe}^{2+}]_i^3}$$

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

$$[\text{Al}^{3+}] = 2 * C_2 = 2 * 5,0 \cdot 10^{-2} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

1.3 Calculer la valeur du quotient de réaction initial Q_{r_i} ; puis en déduire le sens d'évolution spontanée de la transformation.

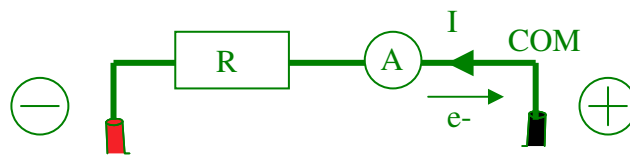
$$Q_{r_i} = \frac{[\text{Al}^{3+}]_i^2 * c^\circ}{[\text{Fe}^{2+}]_i^3} = \frac{0,10^2}{0,10^3} = 10$$

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

$Q_{r_i} < K(T) \rightarrow$ évolution de la transformation dans le sens direct de l'équation de réaction
 $2 \text{ Al (s)} + 3 \text{ Fe}^{2+} \text{ (aq)} = 2 \text{ Al}^{3+} \text{ (aq)} + 3 \text{ Fe (s)}$
 le métal aluminium Al se transforme en ions aluminium Al^{3+}

L'ampèremètre figurant sur le schéma indique une valeur d'intensité électrique négative.

1.5 Montrer que cette valeur négative est cohérente avec la réponse à la question précédente.



le courant circule du pôle + vers le pôle - et les électrons circulent en sens inverse
 l'électrode d'aluminium cède des e^- au circuit \rightarrow l'aluminium est oxydé ($\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$)

L'anode est l'électrode siège d'une oxydation. La cathode est l'électrode siège d'une réduction.

1.6 Identifier l'électrode qui joue le rôle d'anode dans la pile.

l'électrode d'aluminium est le siège d'une oxydation

2 Masse d'aluminium nécessaire à la protection de la structure métallique d'une éolienne

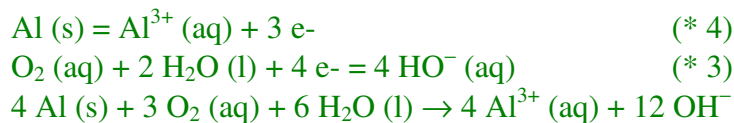
Le dioxygène dissous dans l'eau réagit préférentiellement avec l'aluminium de l'anode sacrificielle plutôt qu'avec le fer de la structure immergée de l'éolienne.

On souhaite évaluer la masse d'aluminium nécessaire à la protection de la structure d'une éolienne, c'est à dire à la protection cathodique.

Données

- couples oxydant/réducteur mis en jeu : $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al}(\text{s})$; $\text{O}_2(\text{aq}) / \text{HO}^-(\text{aq})$
- demi-équation du couple $\text{O}_2(\text{aq}) / \text{HO}^-(\text{aq})$: $\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{e}^- = 4 \text{HO}^-(\text{aq})$
- constante de Faraday $F = 96,5 \cdot 10^3 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$
- constante d'Avogadro $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- charge élémentaire $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- masse molaire de l'aluminium $M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- la capacité électrique Q d'une pile est reliée à l'intensité I du courant électrique débité et à la durée de fonctionnement Δt par la relation : $Q = I \cdot \Delta t$

- 2.1 Ecrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique de corrosion de l'aluminium par le dioxygène dissous.



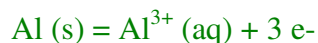
L'étude théorique des transferts d'électrons entre l'anode en aluminium et la structure d'une éolienne montre qu'une protection efficace correspond à un courant électrique d'intensité I de l'ordre de 400 A.

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

énoncé

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

$$Q = 400 \cdot 25 \cdot 365 \cdot 24 \cdot 3600 = 3,15 \cdot 10^{11} \text{ C}$$



$$Q = 3 \cdot m(\text{Al}) \cdot F / M(\text{Al})$$

$$m(\text{Al}) = Q \cdot M(\text{Al}) / (3 \cdot F)$$

$$m(\text{Al}) = 3,15 \cdot 10^{11} \cdot 27,0 / (3 \cdot 96,5 \cdot 10^3) = 2,94 \cdot 10^7 \text{ g} (= 2,94 \cdot 10^4 \text{ kg} = 29,4 \text{ t})$$

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

l'oxydation de l'anode rejette en mer des ions aluminium écotoxiques