Spécialité : Comment protéger la coque d'un bateau de la corrosion

Bac S 2013 Métropole (ancien programme) · Exercice 4 **5 points** **Durée conseillée 50 min**

1 Question préalable : écrire la demi-équation de l'oxydation du fer métallique en n'utilisant que les couples du document 2.

Le seul couple du fer dans le document 2 est $\mathrm{Fe^{2+}/Fe}$. Le fer métallique, réducteur de ce couple, est oxydé en cédant deux électrons :

$$\mathrm{Fe = Fe^{2+} + 2\,e^-}$$

PIÈGE
Placer les électrons du côté du fer : on écrirait alors une réduction. Dans une oxydation, les électrons apparaissent du côté de l'oxydant formé.

2 Question préalable : citer, en justifiant, les métaux du document 2 capables de protéger la coque en acier. Pourquoi l'anode est-elle dite « sacrificielle » ?

Données utiles $E^\circ(\mathrm{Fe^{2+}/Fe}) = -0{,}447\ \mathrm{V}$; $E^\circ(\mathrm{Zn^{2+}/Zn}) = -0{,}760\ \mathrm{V}$; $E^\circ(\mathrm{Al^{3+}/Al}) = -1{,}67\ \mathrm{V}$; $E^\circ(\mathrm{Mg^{2+}/Mg}) = -2{,}37\ \mathrm{V}$

D'après le document 2, de deux métaux en contact, c'est celui dont le couple a le plus faible potentiel standard qui s'oxyde. Un métal protège donc le fer si son potentiel standard est inférieur à $-0{,}447\ \mathrm{V}$:

- zinc : $-0{,}760\ \mathrm{V} < -0{,}447\ \mathrm{V}$;
- aluminium : $-1{,}67\ \mathrm{V} < -0{,}447\ \mathrm{V}$;
- magnésium : $-2{,}37\ \mathrm{V} < -0{,}447\ \mathrm{V}$.

Le plomb, l'étain et le nickel ont un potentiel supérieur à celui du fer : à leur contact, le fer s'oxyderait.

Le bloc protecteur est le siège de l'oxydation (c'est l'anode) : ses atomes passent en solution sous forme d'ions, il est rongé à la place de la coque. On le « sacrifie », et il faut le remplacer régulièrement.

Zinc, aluminium et magnésium ; l'anode est dite sacrificielle car elle est consommée par oxydation à la place du fer.

PIÈGE
Les potentiels sont négatifs : « plus faible » veut dire plus négatif. Le nickel ($-0{,}257$ V) a un potentiel supérieur à celui du fer et ne le protège pas.

COMPRENDRE
Le métal le plus réducteur cède ses électrons en premier : tant qu'il reste du zinc, le fer de la coque n'est pas attaqué.

3 Problème : quelle masse totale d'anode en zinc faut-il répartir sur la coque pour la protéger un an, une anode étant remplacée quand elle a perdu 50 % de sa masse ? Exercer un regard critique sur le résultat.

Données utiles $j = 0{,}1\ \text{A}\cdot\text{m}^{-2}$; $S = 40\ \text{m}^2$; $\Delta t = 1$ an ; $M = 65{,}4\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; charge d'une mole d'électrons : $q = 9{,}65\times10^4$ C ; $I = \dfrac{Q}{\Delta t}$

Démarche. Le courant de protection fixe la charge échangée en un an ; cette charge vient des électrons libérés par l'oxydation du zinc, ce qui donne la quantité puis la masse de zinc consommée.

Intensité. j est une intensité par unité de surface : $I = j \times S = 0{,}1 \times 40 = 4$ A.

Charge en un an. $\Delta t = 365 \times 24 \times 3600 = 3{,}15\times10^7$ s, d'où $Q = I \times \Delta t = 1{,}26\times10^8$ C.

Électrons. $n(\text{e}^-) = \dfrac{Q}{q} = \dfrac{1{,}26\times10^8}{9{,}65\times10^4} = 1{,}31\times10^3$ mol.

Zinc consommé. $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2\,\text{e}^-$: une mole de zinc libère deux moles d'électrons, donc $n(\text{Zn}) = \dfrac{n(\text{e}^-)}{2}$ et $m_{\text{Zn}} = n(\text{Zn}) \times M = \dfrac{j\,S\,\Delta t}{2\,q} \times M$:

$$m_{\text{Zn}} = \frac{0{,}1 \times 40 \times 3{,}15\times10^7}{2\times9{,}65\times10^4} \times 65{,}4 = 4{,}27\times10^4\ \text{g}$$

Masse à poser. Les 43 kg environ consommés ne doivent représenter que la moitié de la masse installée :

$$m_{\text{totale}} = 2\,m_{\text{Zn}} = 8{,}5\times10^4\ \text{g} \approx 85\ \text{kg}$$

Avec un seul chiffre significatif (celui de j) : $m_{\text{totale}} \approx 9\times10^1$ kg.

Regard critique. Cette masse dépasse de loin celle du petit bloc visible sur la photographie : il faut plusieurs anodes réparties sur les 40 m² de coque, comme le suggère l'énoncé. L'ordre de grandeur reste plausible pour un bateau de cette taille, mais il est approximatif : j est une valeur moyenne à un chiffre, qui dépend de l'eau et de l'état de la coque, et on a supposé un zinc pur.

$m_{\text{totale}} = \dfrac{j\,S\,\Delta t}{q} \times M \approx 9\times10^1$ kg (85 kg), à répartir en plusieurs anodes.

PIÈGE
Oublier le facteur 2 de la demi-équation du zinc, ou s'arrêter à 43 kg : c'est la masse consommée, et l'anode doit en contenir le double.

COMPRENDRE
Un résultat n'est pas plus précis que la donnée la moins précise, ici j à un chiffre significatif. On garde tous les chiffres dans les calculs intermédiaires et on arrondit à la fin.

MÉTHODE
En électrochimie : $I = j\,S$, puis $Q = I\,\Delta t$, puis $n(\text{e}^-) = Q/q$, puis la quantité de métal par la demi-équation, enfin $m = n\,M$.

À LA CALCULATRICE

