Spécialité : Corrosion et protection des métaux

Bac S 2007 Amérique du Sud (ancien programme) · Exercice 3 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1 Quels ions sont apparus aux extrémités du clou (zone bleue) et dans sa partie centrale (zone rose) ?

D'après les tests du tableau, l'hexacyanoferrate (III) devient bleu en présence d'ions fer (II), et la phénolphtaléine rosit en présence d'ions hydroxyde.

Extrémités (zone bleue) : ions $\mathrm{Fe^{2+}(aq)}$; partie centrale (zone rose) : ions $\mathrm{HO^-(aq)}$.

MÉTHODE
Le gel contient les deux réactifs tests : chaque couleur observée se lit directement dans le tableau des tubes 1 à 3.

1.2 Écrire la demi-équation électronique traduisant la transformation du métal fer aux extrémités du clou.

Le fer métallique se transforme en ions fer (II) : il cède des électrons, c'est une oxydation.

$$\mathrm{Fe(s) = Fe^{2+}(aq) + 2\,e^-}$$

PIÈGE
Écrire $\mathrm{Fe^{3+}}$: le test bleu met en évidence l'ion fer (II), pas l'ion fer (III).

1.3 À partir de la demi-équation de réduction du dioxygène dissous, en déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui se produit à la surface du clou.

La réduction du dioxygène consomme 4 électrons, l'oxydation d'un atome de fer en libère 2 : on multiplie la demi-équation du fer par 2, puis on additionne.

$$\mathrm{Fe(s) = Fe^{2+}(aq) + 2\,e^-} \quad (\times 2)$$

$$\mathrm{O_2(dissous) + 2\,H_2O(l) + 4\,e^- = 4\,HO^-(aq)}$$

$$\mathrm{2\,Fe(s) + O_2(dissous) + 2\,H_2O(l) = 2\,Fe^{2+}(aq) + 4\,HO^-(aq)}$$

MÉTHODE
Autant d'électrons cédés que captés : ils ne doivent plus apparaître dans l'équation finale. Vérifier ensuite les charges : 0 à gauche, $2 \times 2 - 4 = 0$ à droite.

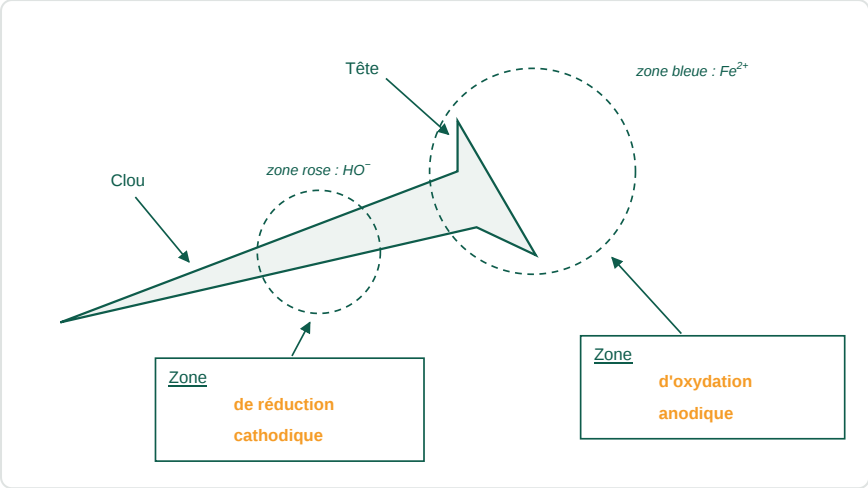
1.4 Compléter la figure 1 de l'annexe en indiquant les zones d'oxydation et de réduction, puis les zones anodique et cathodique.

À la tête du clou, le fer est oxydé : c'est la zone d'oxydation, donc la zone anodique.

Dans la partie centrale, le dioxygène est réduit : c'est la zone de réduction, donc la zone cathodique.

Tête : zone d'oxydation, anodique ; partie centrale : zone de réduction, cathodique.

COMPRENDRE
L'anode est toujours le siège de l'oxydation, la cathode celui de la réduction, dans une pile comme dans un électrolyseur. Les électrons circulent dans le métal du clou, de la tête vers le centre.



1.4 · Figure 1 de l'annexe complétée

2.1 Dans la boîte de Pétri (2), le clou est entouré d'une zone rose et la lame de zinc d'une zone blanche. Lequel des deux métaux est oxydé ? Justifier.

Le précipité blanc autour de la lame révèle des ions $\mathrm{Zn}^{2+}(\mathrm{aq})$: $\mathrm{Zn}(\mathrm{s}) = \mathrm{Zn}^{2+}(\mathrm{aq}) + 2\,\mathrm{e}^-$.

Aucune zone bleue n'apparaît autour du clou : il ne s'est pas formé d'ions Fe^{2+}.

C'est le zinc qui est oxydé ; le fer ne l'est pas.

COMPRENDRE
La zone rose autour de tout le clou montre que le dioxygène est réduit à la surface du fer, grâce aux électrons venus du zinc par le contact entre les deux métaux.

2.2 Expliquer pourquoi les constructeurs de bateaux fixent des blocs de zinc sur la coque en acier des navires.

L'eau de mer est un milieu humide et salé qui favorise la corrosion du fer de l'acier. Comme dans la boîte (2), lorsque le zinc est en contact avec le fer, c'est le zinc qui s'oxyde à sa place.

Les blocs de zinc se corrodent à la place de la coque en acier, qui est ainsi protégée.

COMPRENDRE
On parle d'anode sacrificielle : le bloc de zinc est consommé peu à peu et doit être remplacé régulièrement.

2.3.1 Le voltmètre (COM sur la coque en acier, V sur le bloc de zinc) indique -320 mV. En déduire les polarités de la pile {coque en acier, eau de mer, bloc de zinc}.

Données utiles $U = -320$ mV

Le voltmètre mesure $U = V_{\mathrm{Zn}} - V_{\mathrm{acier}}$ (borne V moins borne COM).

$U < 0$ donc $V_{\mathrm{Zn}} < V_{\mathrm{acier}}$: le zinc est au potentiel le plus bas.

Pôle $-$: le bloc de zinc ; pôle $+$: la coque en acier.

PIÈGE
Inverser les bornes : un voltmètre affiche une valeur positive seulement si sa borne V est reliée au pôle $+$. Ici la valeur est négative, donc la borne V est sur le pôle $-$.

2.3.2 La protection de la coque est-elle assurée ? Justifier.

Au pôle $-$ d'une pile, les électrons partent vers le circuit extérieur : il s'y produit une oxydation. C'est donc le zinc qui est oxydé, $\mathrm{Zn}(\mathrm{s}) = \mathrm{Zn}^{2+}(\mathrm{aq}) + 2\,\mathrm{e}^-$, et non le fer de la coque, qui reçoit les électrons.

Oui : le zinc est l'anode de la pile, il s'oxyde à la place de l'acier.

3.1 Compléter la figure 2 de l'annexe : lieu du dépôt de zinc, demi-équation sur la plaque de fer, sens de déplacement des électrons, polarités du générateur, demi-équation sur la lame de zinc.

Le zinc doit se déposer sur la plaque de fer : les ions zinc y sont réduits, $\mathrm{Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- = Zn(s)}$.

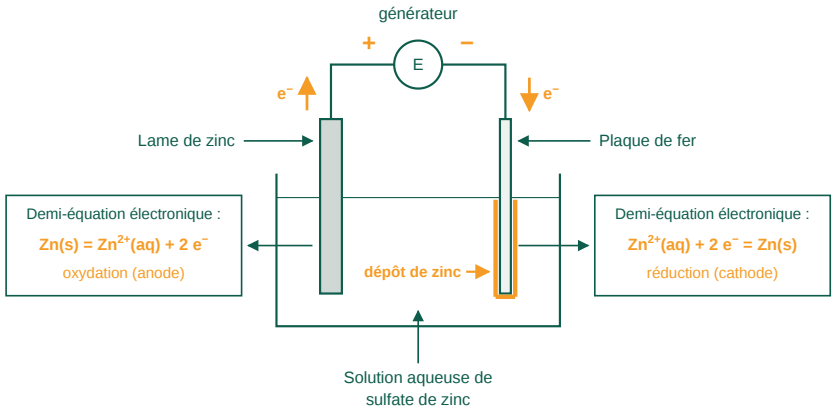
Cette réduction consomme des électrons : ils arrivent sur la plaque de fer, qui est donc reliée au pôle $-$ du générateur.

La lame de zinc est reliée au pôle $+$, qui attire les électrons : le zinc y est oxydé, $\mathrm{Zn(s) = Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-}$.

Dépôt sur la plaque de fer (cathode, pôle $-$) ; électrons de la lame de zinc vers le pôle $+$, puis du pôle $-$ vers la plaque de fer.

PIÈGE
Raisonner comme pour une pile. Dans une électrolyse, le générateur impose le sens du courant : l'électrode reliée à son pôle $-$ est la cathode.

COMPRENDRE
Chaque ion $\mathrm{Zn^{2+}}$ consommé sur le fer est remplacé par un ion formé à la lame de zinc : la concentration du bain reste constante, la lame de zinc s'amincit.



3.1 · Figure 2 de l'annexe complétée

3.2.1 Calculer la masse de zinc à déposer.

Données utiles $V = 1{,}0 \times 10^3\ \mathrm{cm^3}$; $\rho = 7{,}14\ \mathrm{g \cdot cm^{-3}}$

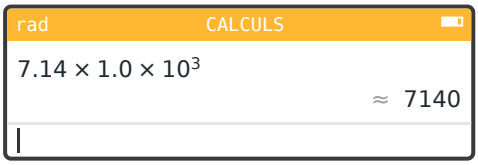
$$m = \rho \times V$$

$$m = 7{,}14 \times 1{,}0 \times 10^3 = 7{,}1 \times 10^3\ \mathrm{g}$$

$$\boxed{m = 7{,}1 \times 10^3\ \mathrm{g} = 7{,}1\ \mathrm{kg}}$$

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme V et I, les données les moins précises. On garde $7{,}14 \times 10^3$ g dans les calculs suivants pour ne pas cumuler les arrondis.

À LA CALCULATRICE



3.2.2 En déduire la quantité d'électrons (en mol) devant traverser le circuit.

Données utiles $m = 7{,}14 \times 10^3$ g (3.2.1) ; $M = 65{,}4\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$

D'après $\mathrm{Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- = Zn(s)}$, il faut 2 moles d'électrons pour déposer 1 mole de zinc :

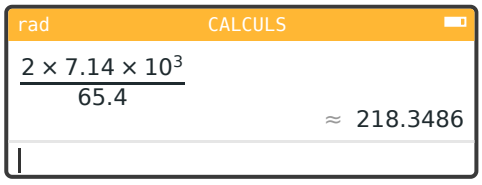
$$n(\mathrm{e^-}) = 2\,n(\mathrm{Zn}) = \frac{2\,m}{M}$$

$$n(\mathrm{e^-}) = \frac{2 \times 7{,}14 \times 10^3}{65{,}4} = 218\ \mathrm{mol}$$

$$\boxed{n(\mathrm{e^-}) = 2{,}2 \times 10^2\ \mathrm{mol}}$$

PIÈGE
Oublier le facteur 2 : la quantité d'électrons est le double de la quantité de zinc déposée.

À LA CALCULATRICE



3.2.3 En déduire la durée de l'électrolyse.

Données utiles $n(\mathrm{e}^-) = 218$ mol (3.2.2) ; $I = 1{,}0$ kA ; $F = 96\,500$ C · mol^{-1}

La charge qui traverse le circuit s'écrit $Q = n(\mathrm{e}^-) \times F$ et $Q = I \times \Delta t$, d'où

$$\Delta t = \frac{n(\mathrm{e}^-) \times F}{I}$$

$$\Delta t = \frac{218 \times 96\,500}{1{,}0 \times 10^3} = 2{,}1 \times 10^4 \text{ s}$$

$\Delta t = 2{,}1 \times 10^4$ s, soit environ $5{,}9$ h.

PIÈGE
Laisser l'intensité en kA : $I = 1{,}0 \times 10^3$ A, sinon la durée est mille fois trop grande.

COMPRENDRE
Le faraday $F = N_A \times e$ est la charge d'une mole d'électrons : $6{,}02 \times 10^{23} \times 1{,}60 \times 10^{-19} \approx 9{,}63 \times 10^4$ C · mol^{-1}.

À LA CALCULATRICE

