

DS n°3 corrigé

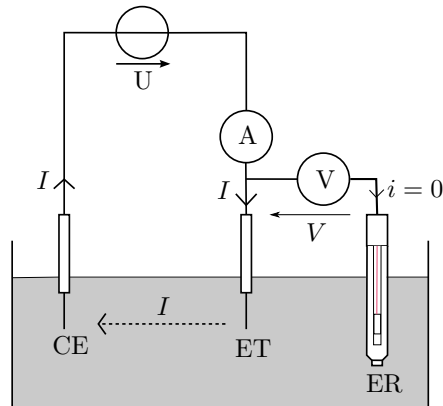
1 Centrale Psi 2020 : Aluminium et alliage 2024

1. Nous savons que la densité de l'aluminium est plus faible que celle de l'acier, mais on va le confirmer en calculant la masse volumique de Al. Dans la structure cfc, il y a en moyenne 4 atomes par maille (8 aux sommets partagés par 8 mailles et 6 au centre des faces partagés par 2 mailles). D'autre part, le contact s'effectue selon la diagonale d'une face : $a\sqrt{2} = 4r(\text{Al})$. On en déduit l'expression de la masse volumique puis sa valeur :

$$\rho(\text{Al}) = \frac{4M(\text{Al})}{N_A \{2\sqrt{2}r(\text{Al})\}^3} = 2,7 \cdot 10^3 \text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

La densité de l'aluminium est donc de 2.7 : les alliages d'aluminium sont plus légers que l'acier, d'où leur intérêt en aéronautique pour limiter la consommation de carburant.

2. Schéma du montage à 3 électrodes :



- ET = électrode de travail. C'est la courbe $i = f(E)$ de cette électrode qui est étudiée.
- CE = contre-électrode. Cette électrode est nécessaire pour avoir un circuit fermé.
- ER = électrode de référence. Elle permet de connaître le potentiel de l'électrode de travail par rapport à une référence fixe. Le courant qui y circule est négligeable devant celui qui circule dans l'électrode de travail.

Avec seulement deux électrodes, la seule tension accessible est la différence de potentiel entre ET et CE, ce qui interdit de pouvoir remonter au potentiel de ET.

3. Les demi-équations électroniques du couple H^+/H_2 sont les suivantes :

$$\begin{cases} 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2 & \text{en milieu acide} \\ 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{HO}^- & \text{en milieu basique} \end{cases}$$

4. Il s'agit de calculer le potentiel de Nernst du couple H^+/H_2 à $\text{pH} = 14$ et pour une activité de $\text{H}_{2(\text{g})}$ égale à 1.

D'après la loi de Nernst, il vient $E(\text{pH} = 14) = -0,06 \times 14 = -0,84\text{V}$.

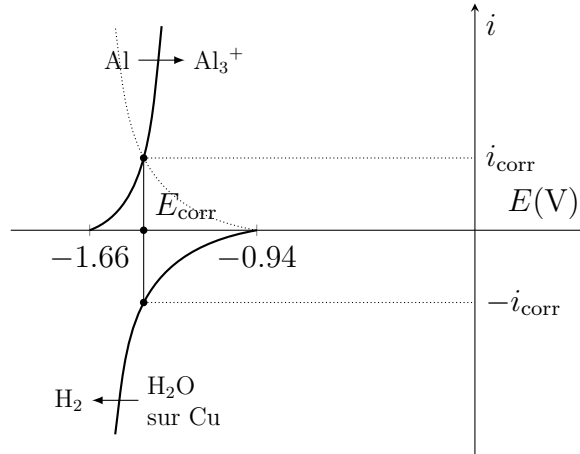
Compte tenu des surtensions cathodiques sur le cuivre et sur l'aluminium, on retrouve bien les valeurs de $-0,94\text{V}$ et de $-1,84\text{V}$ indiquées sur le graphe de la figure 12.

5. Les deux couples mis en jeu sont Al^{3+}/Al et $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$. Donc



L'étude des courbes montre qu'il y a un blocage cinétique relatif à l'éventuelle réduction de l'eau sur l'aluminium. Celle-ci se fait donc sur le cuivre qui joue alors le rôle de cathode (et ne se corrode donc pas).

6. On repère le potentiel de corrosion en s'assurant que le courant d'oxydation est égal à l'opposé du courant de réduction. le potentiel de corrosion vaut environ -1.5V.



L'ensemble des deux électrodes et de l'électrolyte forme une pile (dite de corrosion) en court-circuit lorsque les deux métaux sont en contact.

7. Déterminons le pH de début de précipitation. Sur la frontière, on a $[\text{Al}^{3+}] = c_t$ d'où

$$K_s = c_t[\text{OH}^-]^3 \implies [\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ mol.l}^{-1}$$

On trouve donc $\text{pH} = 3$, en conformité avec le diagramme E-pH proposé.

8. Le précipité $\text{Al}(\text{OH})_3$ se forme à partir de $\text{pH}=3$ et alors l'aluminium se couvre d'une couche d'hydroxyde ce qui empêche l'eau d'atteindre la surface d'aluminium (principe de la passivation).

MAIS l'énoncé nous dit lors de la description des phénomènes que le pH au fond de la piqûre est inférieur à 3, donc le précipité ne se forme pas et la passivation n'a pas lieu ...