

Préparation au DS n° 6

Corrosion — solution

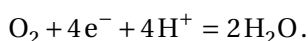
Chauffe-eau (CCINP TSI 2021)

Électrode sacrificielle de magnésium

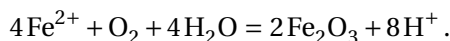
Q 1. Le fer est au degré II dans Fe^{2+} et III dans Fe_2O_3 . On en déduit l'équation électrochimique pour le couple $\text{Fe}_2\text{O}_3/\text{Fe}^{2+}$:



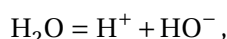
Pour le couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$, on a



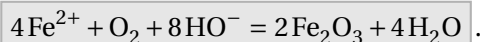
On écrit le bilan de la réaction de Fe^{2+} avec O_2 en éliminant les électrons, d'où



La réaction se déroulant en milieu alcalin ($\text{pH} > 7$), les ions HO^- sont prépondérants devant les ions H^+ . On aurait donc dû équilibrer les charges avec HO^- ; il suffit d'éliminer les ions H^+ du bilan avec



d'où



Q 2. Degré d'oxydation du magnésium dans les espèces considérées :

espèce	Mg(s)	Mg^{2+}	$\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$
n.o.(Mg)	0	+II	+II

Le plus bas degré d'oxydation correspond au domaine de plus bas potentiel, d'où la position de Mg sur le diagramme.

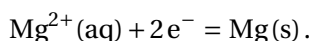
L'hydroxyde $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$ n'existe pas si

$$[\text{Mg}^{2+}][\text{HO}^-]^2 < K_s$$

soit pour les faibles concentrations en HO^- donc les pH faibles. Le couple $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}(\text{OH})_2$ forme d'ailleurs un couple acide-base, où Mg^{2+} est l'acide et $\text{Mg}(\text{OH})_2$ la base.

Le domaine de Mg^{2+} est donc celui à pH faible (« à gauche »), tandis que celui de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ est à pH élevé (« à droite »).

Q 3. La réaction électrochimique est



La formule de Nernst s'écrit alors

$$E = E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) + 0,03 \log \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{c^\circ}.$$

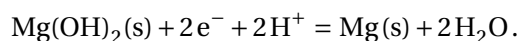
À la frontière, on a $[\text{Mg}^{2+}]_{\text{fr}} = C_t$, d'où

$$E_{\text{fr}} = E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) + 0,03 \log \frac{C_t}{c^\circ}.$$

On calcule $E_{\text{fr}} = -2,55 \text{ V}$.

Cette valeur est en accord avec le diagramme.

Q 4. L'équation électrochimique est



La formule de Nernst s'écrit alors

$$E = E^\circ(\text{Mg}(\text{OH})_2/\text{Mg}) + 0,03 \log \frac{[\text{H}^+]^2}{(c^\circ)^2}$$

soit à la frontière

$$E_{\text{fr}} = E^\circ(\text{Mg}(\text{OH})_2/\text{Mg}) - 0,06\text{pH}.$$

La pente de la frontière est de $-0,06 \text{ V/ph}$.

Q 5. Le domaine de l'eau est au-dessus de la droite

$$E = -0,06\text{pH}.$$

Le domaine du dioxygène est au-dessus de la droite

$$E = 1,23 - 0,06\text{pH}.$$

Ces deux domaines sont disjoints de celui du magnésium Mg(s).

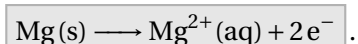
Le magnésium n'est stable ni dans l'eau ni dans le dioxygène.

Q 6. Une anode est une électrode siège d'une **oxydation**.

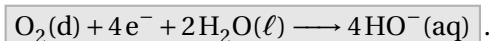
Q 7. Le magnésium se fait oxyder, passant du degré 0 dans Mg(s) au degré +II dans $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$.

L'électrode de magnésium est donc une **anode**.

Q 8. La demi-équation d'oxydo-réduction qui se déroule au niveau de l'anode est donc



Au niveau de la cathode se produit la réduction du dioxygène selon



Q 9. Complétons les légendes du schéma :

1	2	3	4
$\text{O}_2(\text{d})$	$\text{HO}^-(\text{aq})$	cathode	$\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$

5	6	7
anode	sens des électrons	sens du courant

Q 10. L'électrode de magnésium se fait oxyder, protégeant ainsi la cuve en acier : on parle d'électrode sacrificielle car elle se fait consommer, se « sacrifiant » pour le bien de la cuve!

Q 11. L'intensité sortant de la cuve est $I = j_e S_c$. Pendant Δt , la charge échangée est donc

$$Q = I \Delta t = j_e S_c \Delta t.$$

La quantité d'électrons échangés (en mole) est

$$n(e^-) = \frac{Q}{F} = \frac{j_e S_c \Delta t}{F}.$$

Compte tenu de la stœchiométrie de l'échange électro-

nique, la quantité de magnésium consommé est

$$n(\text{Mg}) = \frac{n(e^-)}{2} = \frac{j_e S_c \Delta t}{2F}.$$

La masse de magnésium s'écrit de deux façon :

$$m(\text{Mg}) = n(\text{Mg}) M(\text{Mg}) = \rho(\text{Mg}) V$$

d'où

$$\Delta t = \frac{2F \rho(\text{Mg}) V}{j_e S_c M(\text{Mg})}.$$

On calcule

$$\Delta t = \frac{2 \times 96500 \times 1,74 \times 10^3 \times 2 \times 10^{-4}}{50 \times 10^{-3} \times 3 \times 24,2 \times 10^{-3}} = 1,8 \times 10^7 \text{ s}$$

soit $\Delta t \approx 210 \text{ jours}$.