

1 Sur la droite d'apparition de $\text{Zn(OH)}_{2(s)}$, $[\text{Zn}^{2+}] = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} = c_{\text{tra}}$ et $[\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = K_s$. On en déduit : $[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_s}{c_{\text{tra}}}} = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \boxed{\text{pH}_1 = 9}$.

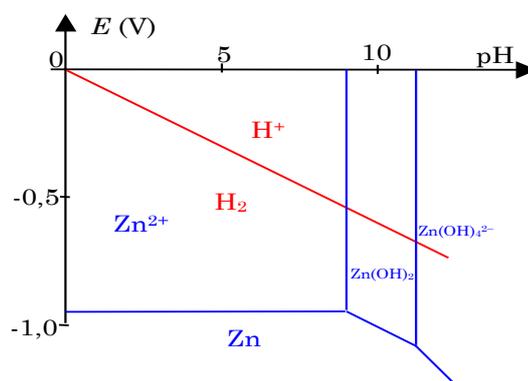
Sur la droite de disparition de $\text{Zn(OH)}_{2(s)}$, $[\text{Zn(OH)}_4^{2-}] = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} = c_{\text{tra}}$ et $\frac{[\text{Zn(OH)}_4^{2-}]}{[\text{OH}^-]^2} = K = 10^{-0,5}$. Il

vient : $[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{c_{\text{tra}}}{K}} = 10^{-2,75} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \boxed{\text{pH}_2 = 11,3}$

D'après la formule de Nernst : $E_1 = E^\circ + 0,03 \log[\text{Zn}^{2+}]$ avec $[\text{Zn}^{2+}] = c_{\text{tra}}$. $\boxed{E_1 = -0,94 \text{ V}}$

2 La demi-réaction rédox relative au couple H^+/H_2 s'écrit : $\boxed{2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2}$

$$\boxed{E = E^\circ + 0,03 \log[\text{H}^+]^2 = -0,06 \text{pH}}$$



3 Zone d'immunité : domaine d'existence de Zn_s .

Zone de corrosion : domaine de prédominance des espèces dissoutes Zn^{2+} et Zn(OH)_4^{2-} .

Zone de passivité : domaine d'existence de Zn(OH)_2 .

4 a) A $\text{pH} = 6$, le zinc s'oxyde en Zn^{2+} : $\boxed{\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-}$.

L'eau est réduite et, puisque $\text{pH} = 6$, $\boxed{2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{HO}^-}$

b) A $\text{pH} = 6$: $\boxed{E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,94 \text{ V}}$ et $\boxed{E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,36 \text{ V}}$

c) Aucun dégagement gazeux n'est observé car le potentiel du couple H^+/H_2 pour lequel on observe réellement le dégagement gazeux sur le zinc est :

$$\boxed{E_{\text{H}_2\uparrow} = E_{\text{H}^+/\text{H}_2} + \eta_c = -0,36 - 0,75 = -1,11 \text{ V} < -0,94 \text{ V}}$$

5 a) D'après la formule de Nernst : $\boxed{E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 + 0,03 \log[\text{Fe}^{2+}] = -0,44 - 0,18 = -0,62 \text{ V}}$

b) Ce potentiel est plus élevé que celui du couple Zn^{2+}/Zn ($-0,94 \text{ V}$). Le zinc est plus réducteur que le fer.

$\boxed{\text{Le zinc joue donc le rôle d'anode}}$ et s'oxyde en Zn^{2+} : $\boxed{\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-}$

Le fer joue le rôle de cathode où l'eau est réduite en H_2 : $\boxed{2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{HO}^-}$.

c) Le zinc empêche l'oxydation du fer car il est plus réducteur. Il joue le rôle d'anode et cède les électrons nécessaires à la réduction de l'eau au niveau du fer. Le fer « prend appui » sur le zinc pour abaisser son potentiel, ce qui lui permet de se trouver dans sa zone d'immunité.

6 a) A la surface de la tôle, le zinc est oxydé selon : $\boxed{\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-}$

Le dioxygène est réduit selon : $\boxed{\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightarrow 4\text{HO}^-}$

b) La présence simultanée d'ions zinc et d'ions hydroxyde explique la formation, au niveau de la rayure, d'hydroxyde de zinc.