

# DEC3

## Exercice 2

1) Calculons les no du zinc dans les différentes espèces considérées :

$$\textcircled{A} \text{ Zn} : \text{no}(\text{Zn}) = 0$$

$$\textcircled{B} \text{ Zn}^{2+} : \text{no}(\text{Zn}) = +\text{II}$$

$$\textcircled{C} \text{ Zn}(\text{OH})_2 : \text{no}(\text{Zn}) = +\text{II}$$

$$\text{car } \text{no}(\text{Zn}) + 2 \times (-\text{II}) + 2 \times \text{I} = 0$$

$$\textcircled{D} \text{ Zn}(\text{OH})_4^{2-} : \text{no}(\text{Zn}) = +\text{II}$$

$$\text{car } \text{no}(\text{Zn}) + 4 \times (-\text{II}) + 4 \times \text{I} = -\text{II}$$

On a donc  $A = \text{Zn}$

Ensuite,  $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} = \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^-$ , donc  $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$  est plus basique que  $\text{Zn}(\text{OH})_2$



Ainsi  $B = \text{Zn}^{2+} \quad | \quad C = \text{Zn}(\text{OH})_2 \quad | \quad D = \text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$

(on retrouve que  
+ il y a de O, plus  
on est à droite)

La zone A est zone d'immunité  
C de passivation  
des zones B et D sont zones de corrosion.

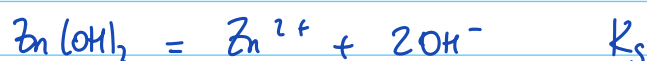
2)  $E_1$  frontière  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn} : \text{Zn}^{2+} + 2e^- = \text{Zn}$

$$E(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = E^\circ(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) + \frac{0,06}{2} \log([\text{Zn}^{2+}])$$

à la frontière  $[\text{Zn}^{2+}] = c_0 = 1.10^{-6} \text{ mol/L}$

$$\text{Donc } E_1 = E^\circ + \frac{0,06}{2} \times (-6) = \underline{\underline{-0,94 \text{ V}}}$$

pH<sub>1</sub> frontière  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}(\text{OH})_2$



À la frontière,  $[Zn^{2+}] = c_0$  et  $Zn(OH)_2$  existe, donc on peut écrire

$$K_S = [Zn^{2+}] [OH^-]^2 = c_0 \frac{K_e^2}{[H_3O^+]^2}$$

$$\text{ce } [H_3O^+] = \sqrt{\frac{c_0 K_e^2}{K_S}} \quad \text{ce } \underline{pH_1 = 8,8}$$

pH<sub>2</sub> frontière  $Zn(OH)_2 / Zn(OH)_4^{2-}$



$$\text{À la frontière } K^\circ = \frac{c_0}{[HO^-]^2} = \frac{c_0 [H_3O^+]^2}{K_e^2}$$

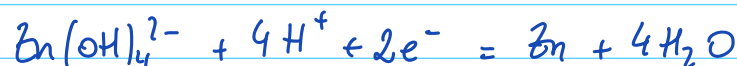
$$\text{Donc } [H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_e K_e^2}{c_0}} \quad \text{ce } \underline{pH_2 = 11,8}$$

pente A/C frontière  $Zn(OH)_2 / Zn$



$$\text{On a donc à la frontière } E(Zn(OH)_2 / Zn) = E^\circ(Zn(OH)_2 / Zn) - \underline{0,06 \text{ pH}}_{\text{pente}}$$

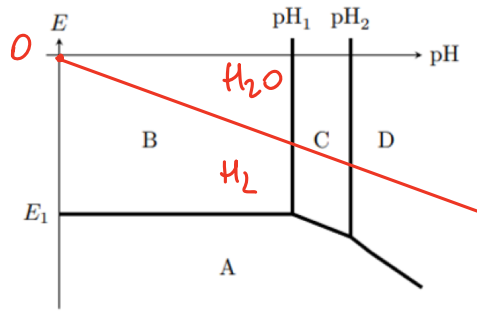
pente A/D frontière  $Zn(OH)_4^{2-} / Zn$



On a donc à la frontière

$$\begin{aligned} E(Zn(OH)_4^{2-} / Zn) &= E^\circ(Zn(OH)_4^{2-} / Zn) + \frac{0,06}{2} \log([H_3O^+]^4) \\ &= E^\circ - \underline{0,12 \text{ pH}}_{\text{pente}} \end{aligned}$$

3)

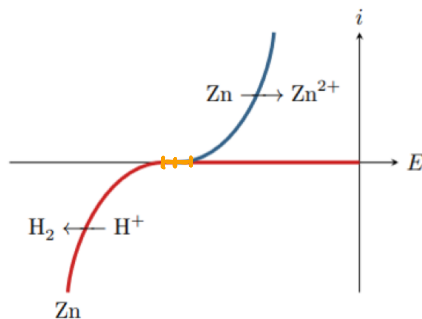


4) d'eau et le zinc n'ont pas de domaine en commun, on s'attend donc à ce qu'ils se décomposent ensemble, ce qui produirait entre autres du  $H_2$  gazeux.

À  $pH = 6$ , on produit du  $Zn^{2+}$ , et on a donc



5)



On voit que le couple  $H_2O/H_2$  est très lent sur le zinc : le surpotentiel à vide est tel que le potentiel mixte impose  $i=0 \Rightarrow$  il y a donc blocage anodique

6) cf  $\Rightarrow$