

Exercice V-3 : Pile Zinc-Argent**Énoncé**

On considère la pile schématisée par : $1 \text{ Ag} / \text{Ag}^+(c) // \text{Zn}^{2+}(c') / \text{Zn} \ 2$ avec $c = 0,18 \text{ mol/L}$ et $c' = 0,30 \text{ mol/L}$, les deux compartiments ayant le même volume.

- 1) Déterminer le potentiel de chacune des électrodes ;
En déduire la polarité réelle de la pile et l'équation bilan de sa réaction de fonctionnement.
Préciser le sens de migration des électrons.
- 2) Déterminer la composition de la pile lorsqu'elle ne débite plus.

Données :

- $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$;
- $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$.

Correction :

1) En appliquant la formule de Nernst :

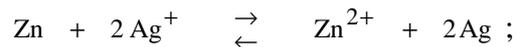
$$E_1 = 0,80 + 0,06 \log [\text{Ag}^+] = 0,76 \text{ V}$$

et

$$E_2 = -0,76 + 0,06 \log [\text{Zn}^{2+}] = -0,78 \text{ V}$$

- La lame d'argent est le pôle positif : il va y avoir réduction des ions Ag^+ ; il s'agit de la **cathode** électrode siège d'une réduction, quelque soit la polarité de l'électrode !).
- La lame de zinc est le pôle négatif : il va y avoir oxydation des ions Zn^{2+} ; il s'agit de l'**anode** (électrode siège d'une oxydation, , quelque soit la polarité de l'électrode !).

L'équation bilan de sa réaction de fonctionnement :



$$\text{de constante } K = 10^{\frac{0,80 + 0,76}{0,06} \times 2} = 10^{52}$$

Les électrons, lors du fonctionnement de la pile (la pile doit être en court-circuit ou débiter à travers une résistance) se déplacent de la lame de zinc (électrode où ils sont produit et au potentiel le plus bas) vers la lame d'argent (électrode où ils sont consommés et au potentiel le plus élevé) à l'extérieur de la pile *via* le conducteur métallique.

2) Lorsque la pile ne débite plus, il y a égalité des potentiels des deux lames :

$$E_{\text{éq}} = 0,80 + 0,06 \log(0,18 - 2x) = -0,76 + \frac{0,06}{2} \log(0,30 + x)$$

avec x la concentration d'ions Zn^{2+} formés.

On trouve :

$$x = 0,09 \text{ mol. L}^{-1},$$

$$\text{donc } [\text{Zn}^{2+}] = 0,39 \text{ mol. L}^{-1}$$

$$\text{et } [\text{Ag}^+] = \sqrt{\frac{[\text{Zn}^{2+}]}{K}} = 6,2 \cdot 10^{-27} \text{ mol. L}^{-1}$$