

Etude d'une pile fer argent-Formule de Nernst

On considère une pile faisant intervenir les couples $(Fe_{(aq)}^{2+}, Fe_{(s)})$ et $(Ag_{(aq)}^+, Ag_{(s)})$

On donne les potentiels standards de Nernst à 25 °C :

$$E^0(Ag_{(aq)}^+, Ag_{(s)}) = 0,80 V$$

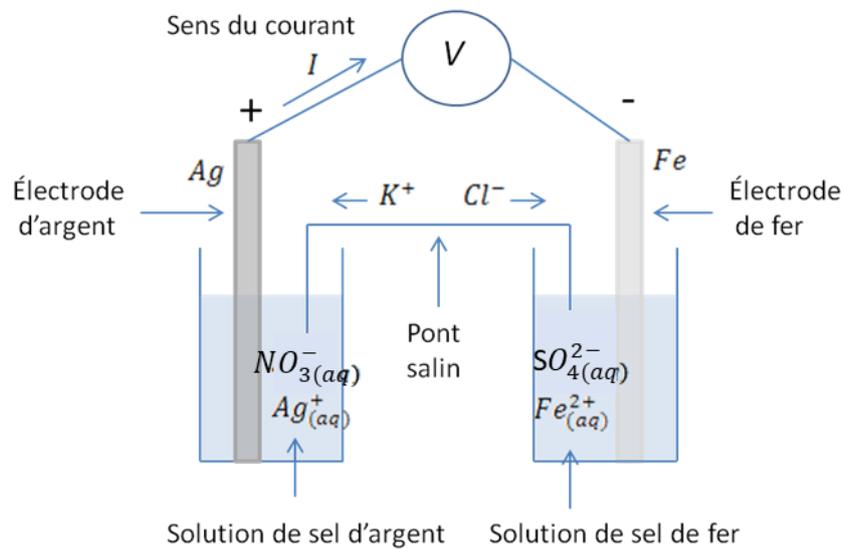
$$E^0(Fe_{(aq)}^{2+}, Fe_{(s)}) = -0,44 V$$

- 1) Faire un schéma légendé de la pile, en faisant apparaître les différents éléments, demi-piles, pont salin, circuit extérieur, borne positive, borne négative, sens positif du courant.
- 2) Définir précisément la cathode et l'anode et établir les réactions qui s'y produisent en précisant s'il s'agit de réduction ou d'oxydation.
- 3) Expliquer le rôle du pont salin
- 4) Exprimer la force électromotrice de la pile à l'aide de la formule de Nernst
- 5) Donner une valeur numérique de cette fém pour les activités des ions $Fe_{(aq)}^{2+}$ et $Ag_{(aq)}^+$ égales à 1 (activités assimilées aux concentrations molaires)
- 6) Etablir l'équation bilan d'oxydo-réduction et calculer sa constante d'équilibre. En déduire que la réaction est totale.
- 7) Quelle est la quantité d'électricité qui a circulé dans la pile après une durée de fonctionnement de 3 H pendant laquelle elle a débité un courant constant de 1,3 mA ?
- 8) Calculer la variation de masse de chacune des électrodes

Données :

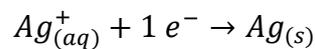
$$M(Ag) = 108 g mol^{-1}, \quad M(Fe) = 55,8 g mol^{-1}, \quad 1 F = 96 500 C mol^{-1}$$

Corrigé :

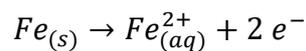


2)

La cathode est l'électrode où a lieu la réduction, ici c'est l'électrode d'argent car l'oxydant du couple de plus fort potentiel est l'ion $Ag^+_{(aq)}$. La réaction qui s'y produit est :



L'anode est l'électrode où a lieu l'oxydation, ici c'est l'électrode de fer. La réaction qui s'y produit est :



3)

Le rôle du pont salin est d'assurer la neutralité électrique des électrolytes

4)

Les potentiels de Nernst associés aux deux couples redox sont respectivement :

$$E(Ag^+_{(aq)}, Ag_{(s)}) = 0,80 + \frac{R T}{1 F} \ln([Ag^+_{(aq)}])$$

$$E(Fe^{2+}_{(aq)}, Fe_{(s)}) = -0,44 + \frac{R T}{2 F} \ln([Fe^{2+}_{(aq)}])$$

La fém est :

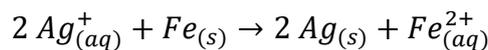
$$e = E(Ag_{(aq)}^+, Ag_{(s)}) - E(Fe_{(aq)}^{2+}, Fe_{(s)}) = 1,24 + \frac{R T}{2 F} \ln \left(\frac{[Ag_{(aq)}^+]^2}{[Fe_{(aq)}^{2+}]} \right)$$

Soit, pour des activités (concentrations molaires) des ions égales à 1 :

$$e = 1,24 V$$

6)

Equation bilan :



Constante d'équilibre : elle s'obtient en écrivant que la fém est nulle.

$$K = \frac{[Fe_{(aq)}^{2+}]}{[Ag_{(aq)}^+]^2} = \exp \left(\frac{2 \times 1,24 \times F}{R T} \right) = \exp \left(\frac{2 \times 1,24 \times 96500}{8,31 \times 293} \right) \approx 4,9 \times 10^{42} \text{ mol}^{-1}$$

La valeur très élevée de cette constante montre que la réaction est totale.

7)

La quantité d'électricité débitée en 3 h est :

$$Q = I \Delta t = 1,3 \times 10^{-3} \times 3 \times 3600 = 14,04 C$$

8)

Le nombre de moles d'électrons ayant été échangé est :

$$n_{e^-} = \frac{Q}{F}$$

Le nombre de moles d'argent déposé est :

$$n_{Ag} = n_{e^-} = \frac{Q}{F}$$

La masse d'argent déposée est donc :

$$m_{Ag} = n_{Ag} M(Ag) = \frac{Q M(Ag)}{F} = \frac{14,04 \times 108}{96500} \approx 15,7 \text{ mg}$$

Le nombre de moles de fer consommé est :

$$n_{Fe} = \frac{n_{e^-}}{2} = \frac{Q}{2 F}$$

La masse d'argent déposée est donc :

$$m_{Fe} = n_{Fe} M(Fe) = \frac{Q M(Fe)}{2 F} = \frac{14,04 \times 55,8}{2 \times 96500} \approx 4,1 \text{ mg}$$