

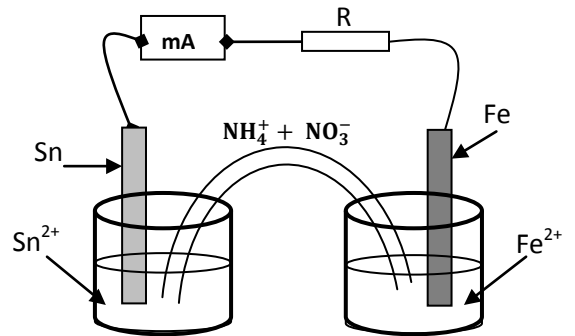
Exercice n°1 :

1. Schématiser la pile associée à l'équation chimique : $\text{Pb} + \text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + \text{Fe}$
2. Donner le symbole de la pile de la pile étudiée.
3. La mesure de la f.é.m. donne $E = -0,27\text{V}$.
 - a. Préciser la polarité de la pile.
 - b. Représenter par des flèches le sens du courant dans le circuit extérieur.
 - c. Ecrire l'équation de la transformation chimique qui se produit quand la pile fonctionne.

Exercice n°2 :

Dans le circuit représenté ci-contre, le courant circule de la lame d'étain (Sn) vers la lame de fer (Fe).

1. Donner le symbole de cette pile et écrire l'équation de sa réaction associée.
2. Préciser la polarité de la pile.
3. Préciser la nature et le sens de déplacement des porteurs de charges dans les différentes parties du circuit.
4. a- Ecrire les demi-équations qui se produisent au niveau de chaque électrode de la pile.
b- En déduire l'équation de la réaction spontanée qui se produit au sein de la pile.



Exercice n°3 :

On réalise la pile avec le couple Fe^{2+}/Fe placé à gauche et le couple Zn^{2+}/Zn placé à droite. Lorsque la pile débite un courant, on observe une décoloration progressive de la solution verdâtre contenant les ions Fe^{2+} .

1. Ecrire l'équation de la réaction chimique associée à la pile.
2. Déduire les équations des demi-réactions qui se produisent dans chaque compartiment et l'équation de la réaction qui a lieu quand la pile débite.
3. Préciser le signe de la force électromotrice (f.é.m.) de la pile.

Exercice n°4 :

On relie par un pont salin une demi-pile formée d'une lame de nickel plongeant dans une solution de nitrate de nickel ($\text{Ni}^{2+}; 2\text{NO}_3^-$), de volume $V_1=50\text{mL}$ et de concentration $C_1=0,01\text{mol.L}^{-1}$ à une demi-pile formée d'une lame de fer plongeant dans une solution de sulfate de fer ($\text{Fe}^{2+}; \text{SO}_4^{2-}$), de volume $V_2=50\text{mL}$ et de concentration $C_2=0,05\text{mol.L}^{-1}$. L'électrode positive est celle du nickel et elle placée à droite.

1. Représenter le schéma et donner le symbole de cette pile.
2. Ecrire les équations des demi-réactions qui se produisent dans chaque compartiment.
3. En déduire l'équation de la réaction spontanée qui se produit quand la pile fonctionne.
4. À un instant ultérieure t_1 , le nombre d'ions Ni^{2+} a varié de 10^{-4}mol .

Calculer, à l'instant t_1 , les concentrations en ions Ni^{2+} et Fe^{2+} .

Exercice n°5:

On forme une pile à l'aide de deux demi-piles (A) et (B) :

- Demi-pile (A) placée à droite : elle est constituée d'une plaque de Cobalt qui plonge dans une solution contenant des ions Co^{2+} de concentration 1mol.L^{-1} .
- Demi-pile (B) placée à gauche : elle est constituée d'une plaque de Fer qui plonge dans une solution contenant des ions Fe^{2+} de concentration 1mol.L^{-1} .

1. a. Représenter le schéma annoté de la pile et donner son symbole.
- b. Ecrire l'équation de la réaction chimique associée à cette pile.
2. La constante d'équilibre de cette réaction est $K=2 \cdot 10^5$.
- a. Quelle est l'équation de la réaction qui se produit spontanément ?
- b. En déduire la polarité de la pile ?
3. Calculer, lorsque la pile sera complètement usée, les concentrations de Co^{2+} et Fe^{2+} .

Exercice n°6 :

À l'aide d'un pont salin au chlorure de potassium, on réalise la pile dont la réaction associée est :



La constante d'équilibre de cette réaction est $K = 1,47$.

Les concentrations initiales en ions Sn^{2+} et Pb^{2+} sont $[\text{Sn}^{2+}]_0 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{Pb}^{2+}]_0 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1. a. Schématiser avec toutes précisions nécessaires cette pile.
- b. Donner le symbole de cette pile.
- c. Quel est le rôle du pont salin ? Peut-on le remplacer par un fil conducteur en cuivre ?
2. On relie les deux électrodes de cette pile à un résistor.
- a. Préciser en justifiant le sens dans lequel va évoluer spontanément la réaction (1) ?
- b. En déduire l'équation de la réaction spontanée qui se produit dans la pile.
- c. Préciser en le justifiant la polarité des deux électrodes.
- d. Quel est le signe de la f.é.m. initiale E_0 de cette pile ?
3. À partir de l'instant initial ($t=0$), on relie les deux électrodes de cette pile au résistor et on laisse la pile fonctionnée suffisamment longtemps jusqu'à l'instant ($t=t_1$) où elle sera complètement usée.

Déterminer à cet instant :

- ✓ la valeur de la f.é.m. E_f .
 - ✓ les valeurs des concentrations $[\text{Sn}^{2+}]_f$ et $[\text{Pb}^{2+}]_f$.
4. Partant des conditions initiales de la question précédente (3°/), on ajoute quelques millilitres d'eau distillée dans le compartiment de gauche.

La pile peut-elle encore débiter du courant électrique. Si oui, dans quel sens ?

Exercice n°7 :

On réalise une pile électrochimique constituée de deux demi-piles (A) et (B) reliées par un pont salin. La demi-pile (A) est composée d'une lame de cuivre plongée dans une solution de sulfate de cuivre. La demi-pile (B) est composée d'une lame de zinc plongée dans une solution de sulfate de zinc.

Les volumes de solutions des deux compartiments valent $V=50\text{mL}$.

Cette pile est caractérisée par une force électromotrice initiale de valeur $E_i = -1,10\text{V}$.

Le symbole de la pile est : $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}(0,1 \text{ mol.L}^{-1}) || \text{Zn}^{2+}(0,1 \text{ mol.L}^{-1}) | \text{Zn}$.

1. a. Représenter le schéma annoté de cette pile.
- b. Ecrire l'équation de la réaction associée à cette pile.
- c. Préciser, en le justifiant, la polarité des bornes de la pile.
2. Après une certaine durée de fonctionnement de la pile, et à l'instant $t=t_1$, on constate la formation d'un dépôt métallique de masse $m=127\text{mg}$ au niveau de l'une des électrodes.
- a. Ecrire l'équation de la réaction qui se produit effectivement au niveau de chacune des électrodes de la pile. En déduire l'équation bilan de la réaction spontanée qui se produit.
- b. Déterminer la quantité de matière n du métal déposé.
- c. En déduire les concentrations molaires en ions Zn^{2+} et Cu^{2+} à l'instant t_1 .

On donne les masses molaires : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$.