



CHIMIE / Unité :3
Le sens d'évolution d'un système chimique peut-il être inversé ?

Exercices

Transformations spontanées dans les piles et récupération d'énergie

Exercice 1

On considère la pile symbolisée par : $\text{Cu} / \text{Cu}^{2+} (1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) // \text{Fe}^{2+} (1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) / \text{Fe}$

- 1- Ecrire l'équation chimique associée à cette pile.
 - 2- Faire un schéma de la pile sur lequel on précisera le sens du courant électrique et celui du mouvement des électrons dans le circuit extérieur.
 - 3- Ecrire l'équation de la réaction chimique spontanée lorsque la pile débite dans un circuit extérieur
 - d- Calculer les concentrations atteintes par Cu^{2+} et Fe^{2+} lorsque la pile cesse de débiter du courant électrique.
- On supposera que les volumes des solutions de droite et de gauche restent constants et égaux. Les électrodes ne disparaissent au cours du fonctionnement

Exercice 2

On relie par un pont salin une demi-pile formée d'une lame de nickel plongeant dans une solution de nitrate de nickel (Ni^{2+} ; 2NO_3^-), de volume $V_1=50\text{mL}$ et de concentration $C_1=0,01\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à une demi-pile formée d'une lame de fer plongeant dans une solution de sulfate de fer (Fe^{2+} ; SO_4^{2-}), de volume $V_2=50\text{mL}$ et de concentration $C_2=0,05\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. 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. A 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 3

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 $1\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- 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 $1\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

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

Exercice 4

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 deux solutions ont le même volume $V=50\text{mL}$ et la même concentration $C=0,1\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

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

- 1- Représenter le schéma annoté de cette pile.
- 2- Ecrire l'équation de la réaction associée à cette pile.
- 3- Préciser, en le justifiant, la polarité des bornes de la pile.
- 4- Après une certaine durée de fonctionnement de la pile, en circuit fermé, un dépôt métallique de masse $m=127\text{mg}$ se forme au niveau de la lame de cuivre.
- 4-1- Ecrire l'équation de la transformation qui se produit effectivement au niveau de chacune des électrodes de la pile. En déduire l'équation bilan de la réaction chimique spontanée qui se produit.
- 4-2- Déterminer la quantité de matière n_{Cu} de cuivre déposé
- 4-3- Justifier l'augmentation de la concentration molaire en ions Zn^{2+} dans la solution de (B).
- 4-4- Calculer la nouvelle concentration molaire en ions Zn^{2+} dans la solution de (B).

On donne : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

On supposera que les volumes des solutions dans les compartiments A et B restent constant et qu'aucune des deux électrodes ne disparaît au cours du fonctionnement



CHIMIE / Unité :3
Le sens d'évolution d'un système chimique peut-il être inversé ?

Exercices

Transformations spontanées dans les piles et récupération d'énergie

Exercice 1

On réalise une pile en utilisant le matériel et les produits suivants :

- un bêcher contenant le volume $V_1 = 20\text{mL}$ d'une solution aqueuse de nitrate d'argent

$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$ de concentration molaire $C = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$;

- un bêcher contenant le volume $V_2 = 20\text{mL}$ d'une solution aqueuse de nitrate de cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$ de concentration molaire $C = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$;

- un fil de cuivre ; un fil d'argent ;

- un pont salin contenant une solution aqueuse saturée de nitrate de potassium $\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}^-_{(\text{aq})}$.

Données :

Données : - Constante de Faraday : $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$

Constante d'équilibre associée à l'équation : $2\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cu}_{(\text{s})} \rightleftharpoons 2\text{Ag}_{(\text{s})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ est $K = 2,2 \cdot 10^{15}$.

On relie les électrodes de la pile à un conducteur ohmique en série avec un ampèremètre, et on observe le passage d'un courant électrique dans le circuit extérieur de la pile.

1- Calculer la valeur du quotient de la réaction $Q_{r,i}$ dans l'état initial du système chimique. En déduire le sens spontané de l'évolution de ce système.

2- On fait fonctionner la pile pendant une longue durée jusqu'à ce qu'il s'épuise. Déterminer la valeur de la quantité d'électricité qui traverse le conducteur ohmique depuis le début de fonctionnement de la pile jusqu'à son épuisement, sachant que le réactif limitant est l'ion Ag^+ .

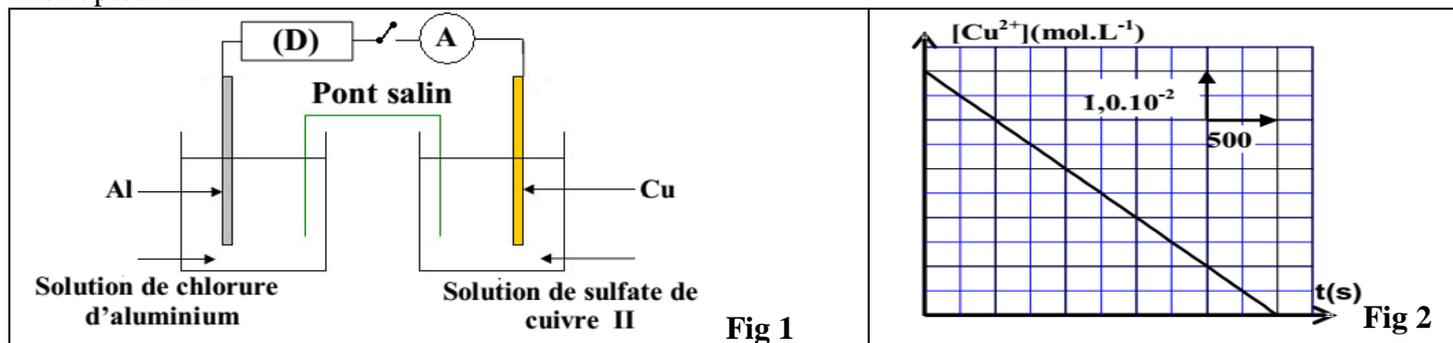
Exercice 2

On réalise la pile Cuivre – Aluminium en reliant deux demi-piles par un pont salin de chlorure d'ammonium ($\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$).

- La première demi-pile est constituée d'une lame de cuivre partiellement immergée dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre II ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) de concentration C_0 et de volume $V = 50 \text{ mL}$.

- La deuxième demi-pile est constituée d'une lame d'aluminium partiellement immergée dans une solution aqueuse de chlorure d'aluminium ($\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$) de même concentration C_0 et de même volume V .

On branche entre les pôles de la pile un conducteur Ohmique (D), un ampèremètre et un interrupteur K.



Données : - Constante de Faraday : $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$

- Masse molaire atomique de l'élément aluminium : $M = 27\text{g.mol}^{-1}$.

- Constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction entre le métal cuivre et les ions aluminium :

$2\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{Cu}_{(\text{s})} \rightleftharpoons 2\text{Al}_{(\text{s})} + 3\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ est $K = 10^{-20}$

A l'instant $t=0$ on ferme le circuit, un courant électrique d'intensité constante I circule alors dans le circuit.

La courbe de la figure 2 représente la variation de la concentration $[\text{Cu}^{2+}]$ des ions cuivre II existant dans la première demi-pile en fonction du temps.

1- 1.1- En utilisant le critère d'évolution spontanée, déterminer le sens d'évolution du système chimique constituant la pile.

1.2- Donner la représentation conventionnelle de la pile étudiée.

2- 2.1- Exprimer la concentration $[\text{Cu}^{2+}]$ à un instant t en fonction de t, C_0, I, V et F .

2.2- En déduire la valeur de l'intensité I du courant électrique qui passe dans le circuit.

3- La pile est entièrement utilisée à une date t_c . Déterminer, en fonction de t_c, F, I et M , la variation Δm de la masse de la lame d'aluminium lorsque la pile est entièrement utilisée.

Calculer Δm .