



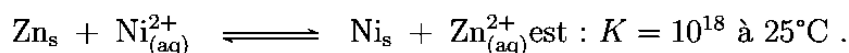
Transformations spontanées dans les piles et récupération de l'énergie

Exercice 1 : Pile Nickel- Zinc

On réalise une pile Nickel- Zinc des couples $Ni_{(aq)}^{2+}/Ni_s$ et $Zn_{(aq)}^{2+}/Zn_s$, en immergeant l'électrode de nickel dans le volume $V = 100 \text{ mL}$ de la solution de sulfate de nickel $Ni_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$, de concentration initiale $[Ni^{2+}]_i = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et l'électrode de zinc dans le volume $V = 100 \text{ mL}$ de la solution de sulfate de zinc $Zn_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$ de concentration initiale $[Ni^{2+}]_i = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

données :

- Masse molaire atomique : $M(Zn) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(Ni) = 58,7 \text{ g.mol}^{-1}$
- Constante de Faraday : $F = 9,65.10^4 \text{ C.mol}^{-1}$
- la constante d'équilibre K associée à la réaction



Quand on branche entre l'électrode de nickel Ni et l'électrode de zinc Zn un conducteur Ohmique (D), un courant électrique d'intensité constante $I = 0,1 \text{ A}$ circule dans le circuit.

1. Calculer le quotient de réaction $Q_{r,i}$, dans le cas initial, et montrer que le système chimique constituant la pile évolue spontanément dans le sens directe.
2. Identifier, en justifiant votre réponse, le sens du courant passant dans le conducteur Ohmique (D).
3. On considère que la masse des électrodes est abondante et que la réaction chimique qui se produit pendant le fonctionnement de la pile est totale.
 - 3.1. Déterminer la durée maximale Δt_{max} du fonctionnement de cette pile.
 - 3.2. Déduire la variation Δm de la masse de l'électrode de nickel Ni .

Exercice 2 : Pile de concentration

Les piles électriques sont des dispositifs électrochimiques qui transforment l'énergie de la réaction chimique en énergie électrique .on cite parmi elles les piles de concentration dont l'énergie provient de la différence des concentrations des ions de deux solutions . Ce type de pile électrique est utilisé essentiellement dans l'industrie au niveau de la galvanisation et l'étude de la corrosion . L'objectif de cet exercice est l'étude d'une pile de concentration cuivre-cuivre . La pile représentée dans la figure (2) est constituée de :

- Un bécher ① contenant un volume $V_1 = 50 \text{ mL}$ de solution (S_1) de sulfate de cuivre $(Cu_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-})$ de concentration C_1 dans laquelle est plongée une partie d'une lame de cuivre (L_1).
- Un bécher ② contenant un volume $V_2 = V_1$ de solution (S_2) de sulfate de cuivre

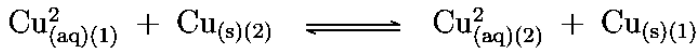
$(\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-})$ de concentration C_2 dans laquelle est plongée une partie d'une lame de cuivre (L_2).

— Un pont ionique qui relie les deux solutions (S_1) et (S_2).

On relie les deux lames de cuivre (L_1) et (L_2) par un conducteur Ohmique de résistance R , un ampèremètre et un interrupteur K .

On représente par $\text{Cu}_{(1)}^{2+}$ les ions $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ dans le bécher ① et par $\text{Cu}_{(2)}^{2+}$ les ions $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ dans le bécher ②.

Lorsqu'on ferme l'interrupteur K , il se produit dans la pile une réaction d'oxydo-réduction d'équation :



On réalise deux expériences (a) et (b) en utilisant les valeurs des concentrations indiquées dans le tableau ci-dessous.

On mesure l'intensité du courant I qui passe dans le conducteur ohmique lorsqu'on ferme l'interrupteur dans chacune des expériences et on note le résultat obtenu dans le même tableau :

| | Expérience (a) | | Expérience (b) | |
|--|----------------|--------------|----------------|--------------|
| Concentration en mol.L^{-1} | $C_1 = 0,010$ | $C_2 = 0,10$ | $C_1 = 0,10$ | $C_2 = 0,10$ |
| Intensité I de courant(en mA) | $I_1 = 14$ | | $I_2 = 0$ | |

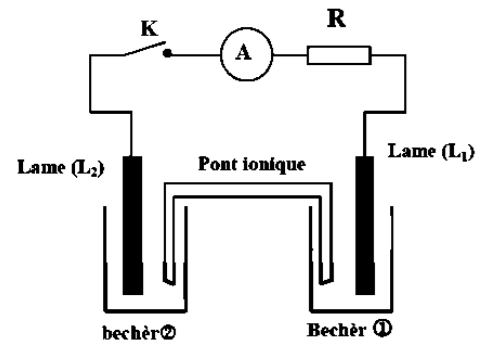


Figure2

Donnée : constante de Faraday : $F = 9,65 \times 10^4 \text{C.mol}^{-1}$.

- Déduire à partir des résultats expérimentaux indiqués dans le tableau ci-dessus la valeur de la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction.
- On s'intéresse à l'expérience (a) et on prend pour origine des dates ($t=0$) l'instant où l'on ferme l'interrupteur.

(a) Indiquer le pôle positif de la pile en justifiant la réponse .

(b) Etablir l'expression de l'avancement x de la réaction qui a eu lieu en fonction du temps t en considérant que l'intensité du courant I_1 reste constante au cours du fonctionnement de la pile.

Calculer le taux d'avancement de la réaction à l'instant $t=30\text{min}$.

(c) Calculer les concentrations $[\text{Cu}_{(1)(\text{aq})}^{2+}]_{\text{eq}}$ et $[\text{Cu}_{(2)(\text{aq})}^{2+}]_{\text{eq}}$ dans les béchers ① et ② lorsque la pile est consommée.

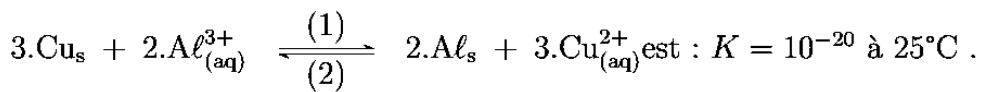
Exercice 3 : Etude de la pile Cuivre-Aluminium

On avait découvert la pile qui met en oeuvre les couples de type "Ion métal/Métal" à une époque où l'évolution du télégraphe nécessitait un besoin de sources de courant électrique continu. L'objectif de cette partie est l'étude de la pile Cuivre-Aluminium.

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

— Constante de Faraday : $F = 9,65.10^4\text{C.mol}^{-1}$

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



On réalise la pile Cuivre – Aluminium en reliant deux demi-piles par un pont salin de chlorure d'ammonium $NH_4^+ + Cl^-$.

La première demi-pile est constituée d'une lame de cuivre partiellement immergée dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre II $Cu^{2+} + SO_4^{2-}$ 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 ($Al^{3+} + 3.Cl^-$) 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 (figure 1).

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 $[Cu^{2+}]$ des ions cuivre II existant dans la première demi-pile en fonction du temps.

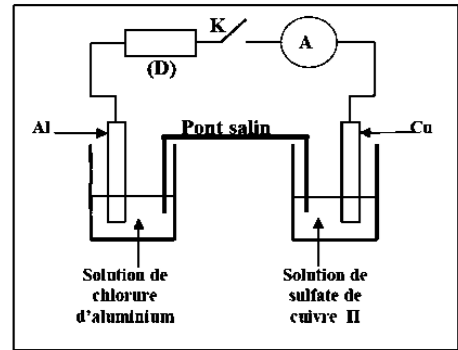


Figure 1

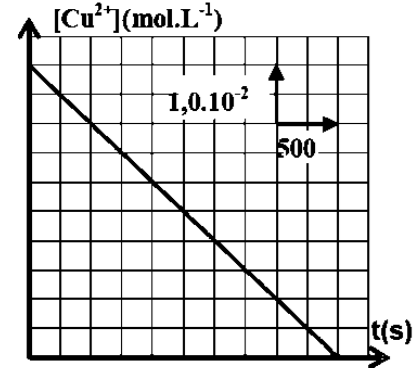


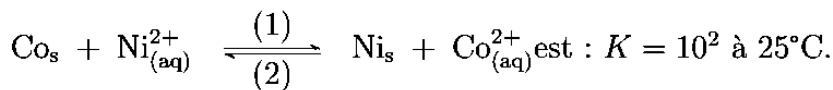
Figure 2

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 $[Cu^{2+}]$ 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 usée 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 usée. Calculer Δm .

Exercice 4 : La pile nickel-cobalt

Le fonctionnement d'une pile chimique est basé sur la transformation d'une partie de l'énergie chimique, résultant des transformations chimiques, en énergie électrique.

On étudie dans cette partie la pile nickel-cobalt. Données : - Masse molaire du Nickel : $M(Ni) = 58,7 \text{ g.mol}^{-1}$. - Constante de Faraday : $1F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C.mol}^{-1}$. La constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction :



On réalise une pile, en plongeant une plaque de nickel dans un bécher contenant un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de sulfate de nickel II : $Ni_{(aq)}^{2+} + SO_4^{2-}$ de concentration molaire initiale $C_1 = [Ni^{2+}]_i = 3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, et une plaque de cobalt dans un autre bécher contenant un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de sulfate de cobalt II : $Co_{(aq)}^{2+} + SO_4^{2-}$ de concentration molaire initiale $C_2 = [Co^{2+}]_i = 3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Les deux solutions sont reliées par un pont salin.

On monte en série avec cette pile un conducteur ohmique, un ampèremètre et un interrupteur. On ferme le circuit ainsi formé à un instant de date $t=0$. Un courant d'intensité I , considérée constante, circule dans le circuit.

1. Choisir, parmi les propositions suivantes, la réponse juste :
 - a) Le sens d'évolution spontanée du système chimique constituant la pile est le sens (2) de l'équation de la réaction.
 - b) L'électrode de cobalt est la cathode.
 - c) Les électrons circulent à travers le pont salin pour maintenir l'électroneutralité des solutions.
 - d) Le sens du courant électrique à l'extérieur de la pile est de l'électrode de nickel vers l'électrode de cobalt.
 - e) L'oxydation se produit à la cathode.
2. Trouver, en fonction de K , F , C_1 , C_2 , V et I , l'expression de la date t_e à laquelle l'équilibre du système chimique est atteint. Calculer la valeur de t_e sachant que $I = 100\text{mA}$.
3. Calculer la variation Δm de la masse de l'électrode de nickel entre les instants de date $t=0$ et $t=t_e$.

Exercice 5 : Etude de la pile Aluminium - Zinc

Les piles électrochimiques sont l'une des applications des réactions d'oxydoréduction. Au cours de leur fonctionnement, une partie de l'énergie chimique produite par ces réactions est transformée en énergie électrique.

On réalise la pile Aluminium - Zinc en plongeant une plaque d'aluminium dans un bécher contenant un volume $V = 100\text{ mL}$ d'une solution aqueuse de chlorure d'aluminium ($\text{Al}^{3+}_{\text{aq}} + 3\text{Cl}^{-2}_{\text{aq}}$) de concentration molaire initiale $C_1 = [\text{Al}^{3+}]_i = 4.5 \times 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$ et une plaque de zinc dans un autre bécher contenant un volume $V = 100\text{ mL}$ d'une solution aqueuse de sulfate de zinc ($\text{Zn}^{2+}_{\text{aq}} + \text{SO}^{2-}_{4(\text{aq})}$) de concentration molaire initiale $C_2 = [\text{Zn}^{3+}]_i = 4.5 \times 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$.

On relie les deux solutions par un pont salin. On monte entre les pôles de la pile, un conducteur ohmique (D), un ampèremètre et un interrupteur K (figure 1).

Données :

- La masse de la partie de la plaque d'aluminium immergée dans la solution de chlorure d'aluminium, à l'instant de la fermeture du circuit, est $m_0 = 1,35\text{g}$,
- La masse molaire de l'aluminium $M(\text{Al}) = 27\text{g.mol}^{-1}$,
- La constante de Faraday : $1F = 9,65 \times 10^4\text{C.mol}^{-1}$.
- La constante d'équilibre associée à la réaction :

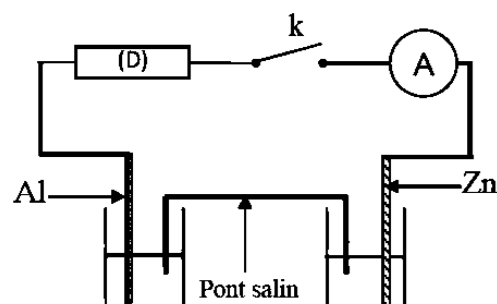
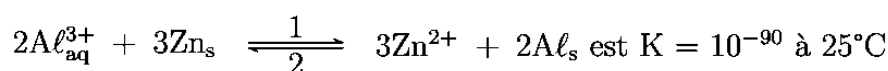


Figure 1



On ferme l'interrupteur K à l'instant $t = 0$; un courant d'intensité considérée constante : $I = 10\text{ mA}$ circule dans le circuit.

1. Calculer le quotient de réaction Q_{ri} à l'état initial et en déduire le sens d'évolution spontanée du système chimique.
2. Représenter le schéma conventionnel de la pile étudiée en justifiant sa polarité.
3. Trouver, lorsque la pile est totalement épuisée :
4. La concentration des ions aluminium dans la solution de chlorure d'aluminium.
5. la durée Δt du fonctionnement de la pile.

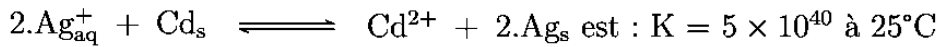
Exercice 6 : : Etude de la pile Cadmium – Argent

On étudie la pile Cadmium – Argent qui fait intervenir les deux couples ox/red : Ag_{aq}^+/Ag_s et Cd_{aq}^{2+}/Cd_s

Données :

- Constante de Faraday : $1F = 9,65 \times 10^4 C.mol^{-1}$

- La constante d'équilibre K associée à la réaction :



- La masse molaire du Cadmium : $M(Cd) = 112,4 g.mol^{-1}$

- La partie immergée de l'électrode consommable est en excès.

On réalise cette pile, en plongeant une lame d'argent dans un bécher contenant un volume $V = 250$ mL d'une solution aqueuse de nitrate d'argent ($Ag_{aq}^+ + NO_{3(aq)}^-$) de concentration molaire initiale $C_1 = [Ag^+]_i = 0.400 mol.L^{-1}$, et une lame de cadmium dans un autre bécher contenant un volume $V = 250$ mL d'une solution aqueuse de nitrate de cadmium ($Cd_{aq}^{2+} + 2.NO_{3(aq)}^-$) de concentration molaire initiale $C_2 = [Cd^{2+}]_i = 0.200 mol.L^{-1}$. On relie ensuite les deux solutions par un pont salin. On branche entre les électrodes de la pile un conducteur ohmique monté en série avec un ampèremètre et un interrupteur.

1– Choisir la proposition juste parmi les affirmations suivantes :

a– Les transformations se produisant dans les piles sont forcées.

b– Les transformations se produisant dans les piles sont forcées.

c– Le sens spontané d'évolution du système chimique constituant la pile est le sens inverse de l'équation de la réaction.

d– L'oxydation se produit au niveau de la cathode.

2– On ferme le circuit à un instant choisi comme origine des dates ($t = 0$). Un courant, d'intensité $I = 215 mA$ considérée constante, circule alors dans le circuit.

2.1– Exprimer, à un instant t , le quotient de réaction Q_r en fonction de l'avancement x de la réaction.

2.2– Calculer Q_r à l'instant $t = 10h$.

2.3– Calculer Δm , la variation de la masse de l'électrode de cadmium entre l'instant $t = 0$ et l'instant où la pile est usée.



Exercice 7 : Accumulateur Argent / Fer

Les accumulateurs sont des convertisseurs d'énergie. Contrairement aux piles, dont les réactifs se détruisent de manière irréversible au cours du fonctionnement, les réactifs des accumulateurs peuvent être régénérés par une opération de recharge.

Dans cet exercice on étudiera, d'une façon simplifiée, la décharge de l'accumulateur Argent/Fer. On réalise l'accumulateur schématisé dans la figure 3 :

- S_1 est une solution aqueuse de sulfate de fer(II) $Fe_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$ de concentration molaire initiale $C_1 = 0,2 mol.L^{-1}$ et de volume $V_1 = 100 mL$.

- S_2 est une solution aqueuse de nitrate d'argent $Ag_{(aq)}^+ + NO_{3(aq)}^-$ de concentration molaire initiale $C_2 = C_1$ et de volume $V_1 = V_2$.

Données : - Le faraday : $1F = 9,65.10^4 C.mol^{-1}$,

- Les couples Ox/Red : Ag^+/Ag ; Fe^{2+}/Fe .

L'accumulateur est branché aux bornes d'une lampe à l'instant $t = 0$. L'intensité du courant dans le circuit est considérée constante : $I = 150 mA$.

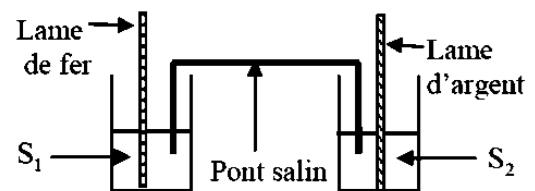


Figure 3

1. La réaction spontanée est la réduction des ions argent et l'oxydation du fer. Écrire l'équation bilan lors du fonctionnement de l'accumulateur.

2. Montrer que la concentration $[Ag^+]$ à un instant t de fonctionnement est : $[Ag^+]_t = 0,2 -$

$1, 55 \times 10^{-5} \cdot t$ avec t en seconde et la concentration en $mol.L^{-1}$ (on considérera que les espèces métalliques sont en excès).

- Déterminer la durée t_d de fonctionnement de l'accumulateur et la concentration finale des ions fer(II) : $[Fe^{2+}]$

Exercice 8 : Pile chrome-argent.

La pile chrome-argent est composée de deux compartiments liés par un pont salin. Le compartiment(1) est constitué d'une lame de chrome plongée dans un volume $V=100$ mL d'une solution aqueuse de nitrate de chrome (III) $Cr_{(aq)}^{3+} + 3.NO_{3(aq)}^-$ de concentration molaire initiale $[Cr_{(aq)}^{3+}] = C_1 = 0,100 mol.L^{-1}$. Le compartiment(2) est constitué d'une lame d'argent plongée dans le volume V d'une solution aqueuse de nitrate d'argent $Ag_{(aq)}^+ + NO_{3(aq)}^-$ de concentration molaire initiale $[Ag_{(aq)}^+] = C_1$

Données :

- Couples intervenant dans la réaction : $Ag_{(aq)}^+/Ag(S)$; $Cr_{(aq)}^{3+}/Cr(S)$
- Constante de Faraday : $1F = 9,65.10^4 C.mol^{-1}$;
- Masse molaire : $M(Cr) = 52g.mol^{-1}$.



On monte en série avec la pile un conducteur ohmique (D), un ampèremètre (A) et un interrupteur K.

A un instant de date $t_0 = 0$ on ferme le circuit, l'ampèremètre indique alors le passage d'un courant électrique d'intensité positive constante I_0 lorsque sa borne COM est reliée à l'électrode de chrome. Au cours du fonctionnement de la pile, la masse de l'une des électrodes diminue de 52 mg après une durée $\Delta t = t_1 - t_0$ de fonctionnement.

1. Écrire l'équation bilan lors du fonctionnement de la pile.
2. Déterminer l'avancement de la réaction du fonctionnement de la pile à l'instant t_1 .
3. Déduire à l'instant t_1 la concentration molaire des ions chrome Cr^{3+} .
4. Sachant que l'intensité du courant est $I_0 = 50mA$, trouver la valeur de l'instant t_1 .

Exercice 9 : Pile diiode-zinc

On étudie la pile diiode-zinc qui fait intervenir les deux couples ox/red : $Zn_{(aq)}^{2+}/Zn(S)$ et $I_{2(aq)}/I_{(S)}^-$. On la constitue de deux compartiments liés par un pont salin (papier filtre imbibé d'une solution de chlorure de potassium $K_{(aq)}^+ + Cl_{(S)}^-$).

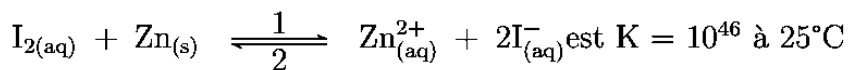
Le premier compartiment est constitué d'une lame de zinc plongée dans un volume $V = 100$ mL d'une solution aqueuse de sulfate de zinc $Zn_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$ de concentration molaire initiale $[Zn_{(aq)}^{2+}]_i = C_0 = 0,10 mol.L^{-1}$. Le deuxième compartiment est constitué d'une lame de platine (Pt) plongée dans un volume $V=100$ mL d'un mélange (S) contenant une solution aqueuse du diiode $I_{2(aq)}$ et une solution d'iodure de potassium $K_{(aq)}^+ + I_{(aq)}^-$ dont les concentrations molaires initiales dans (S) sont : $[I_{2(aq)}]_i = C_1 = 0,10 mol.L^{-1}$ et $[I_{(aq)}^-]_i = C_2 = 5 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$.

La partie immergée de la lame de zinc est en excès et lorsque la pile fonctionne l'électrode de platine ne subit aucune réaction.

Données :

- Le faraday : $1F = 9,65.10^4 C.mol^{-1}$;
- La constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction :





. On monte en série avec la pile un conducteur ohmique (D), un ampèremètre (A) et un interrupteur K.

A un instant de date $t_0 = 0$, on ferme le circuit, l'ampèremètre indique alors le passage d'un courant électrique d'intensité considérée constante $I_0 = 70 \text{ mA}$.

1. Indiquer en justifiant le sens d'évolution spontanée du système chimique.
2. Ecrire l'équation de la réaction qui se produit au niveau de la cathode.
3. On laisse fonctionner la pile pendant la durée $\Delta t = t_1 - t_0$. Pour déterminer la quantité de matière de diiode consommée pendant cette durée, on dose le diiode restant dans le deuxième compartiment de la pile avec une solution incolore de thiosulfate de sodium $2.Na_{(aq)}^{+} + S_2O_{3(aq)}^{2-}$ de concentration molaire en soluté apporté $C_1 = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$. Le volume de la solution de thiosulfate de sodium versé à l'équivalence est $V_E = 20,0 \text{ mL}$.
L'équation modélisant la réaction du dosage s'écrit : $I_{2(aq)} + 2.S_2O_{4(aq)}^{2-} \rightarrow S_4O_{6(aq)}^{2-} + 2I_{(aq)}^{-}$
Montrer que la quantité de matière $n_C(I_2)$ de diiode consommé lors du fonctionnement de la pile est : $n_C(I_2) = 7 \text{ mmol}$.
4. Trouver l'expression de la durée $\Delta t = t - t_0$ de fonctionnement de la pile en fonction de I_0 , F et $n_C(I_2)$. Calculer sa valeur.
5. Calculer la concentration molaire des ions zinc dans le premier compartiment juste après la durée $\Delta t = t - t_0$ de fonctionnement de la pile.

Exercice 10 : Etude de la pile plomb-fer

On étudie la pile plomb-fer qui fait intervenir les deux couples ox/red : Pb^{2+}/Pb et Fe^{2+}/Fe .

On la constitue de deux compartiments liés par un pont salin.

Le premier compartiment est constitué d'une lame de plomb plongée dans un volume $V=100 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de nitrate de plomb $Pb_{(aq)}^{2+} + 2.NO_{3(aq)}^{-}$ de concentration molaire initiale $[Pb^{2+}]_i = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Le deuxième compartiment est constitué d'une lame de fer plongée dans un volume $V=100 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de chlorure de fer (II) : $Fe_{(aq)}^{2+} + 2.Cl_{(aq)}^{-}$ de concentration molaire initiale $[Fe^{2+}]_i = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

La partie immergée de la lame de fer dans la solution est en excès.

Données :

- Le faraday : $1F = 9,65.10^4 \text{ C.mol}^{-1}$;
- Masse molaire $M(Pb) = 207 \text{ g/mol}$



On monte en série avec la pile un conducteur ohmique (D), un ampèremètre (A) et un interrupteur K.

A un instant de date $t_0 = 0$, on ferme le circuit, l'ampèremètre indique alors le passage d'un courant électrique d'intensité I_0 considérée constante. On négligera l'oxydation des ions $Fe_{(aq)}^{2+}$ par le dioxygène dissous dans l'eau.

Au cours du fonctionnement de la pile, la masse de la lame de plomb a augmenté de $2,07 \text{ mg}$ après une durée de fonctionnement $\Delta t = t_1 - t_0$.

1. Donner le nombre d'affirmations fausses parmi les affirmations suivantes :
 - a) La réduction se produit au niveau de l'électrode de fer.
 - b) L'oxydation se produit au niveau de l'électrode de plomb.
 - c) La lame de fer représente la cathode et c'est le pôle négatif de la pile.
 - d) La lame de plomb représente l'anode et c'est le pôle négatif de la pile.

2. Ecrire l'équation bilan lors du fonctionnement de la pile.
3. Déterminer à l'instant t_1 le quotient de réaction lors du fonctionnement de la pile .
4. Sachant que l'intensité du courant est $I_0 = 2\text{mA}$, trouver la valeur de l'instant t_1 .

Exercice 11 : Etude de la pile nickel - argent

On étudie une pile électrochimique faisant intervenir les deux couples ox/red suivants : $\text{Ni}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Ni}_{(\text{s})}$ et $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+/\text{Ag}_{(\text{s})}$. On la constitue de deux compartiments liés par un pont salin.

Le premier compartiment est constitué d'une lame nickel de masse $m_1 = 1,5\text{g}$ plongée entièrement dans un volume $V = 100\text{mL}$ d'une solution aqueuse contenant des ions nickel de concentration molaire initiale $[\text{Ni}^{2+}]_i = 0,1\text{mol.L}^{-1}$. Le deuxième compartiment est constitué d'une lame d'argent plongée dans un volume $V = 100\text{mL}$ d'une solution aqueuse contenant des ions d'argent de concentration molaire initiale $[\text{Ag}^+]_i = 0,1\text{mol.L}^{-1}$

Données :

- Le faraday : $1F = 9,65.10^4\text{C.mol}^{-1}$;
- Masse molaire $M(\text{Ni}) = 58,7\text{ g/mol}$



Au cours du fonctionnement de la pile il y a réduction des ions Ag^+ .

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction lors du fonctionnement de la pile.
2. Déterminer la capacité de la pile (charge Q_{max} que celle-ci peut débiter).
3. Reliée à un circuit électrique, cette pile débite un courant d'intensité constante $I = 200\text{mA}$ pendant 30 min. Trouver la nouvelle concentration des ions Ni^{2+}