



Série des exercices : Les piles _ 2BAC SMF

Exercice 01

4 On associe par un pont salin une demi-pile obtenue en introduisant une plaque de zinc fraîchement décapée dans $V = 100\text{mL}$ d'une solution de sulfate de zinc (II), $\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$, de concentration $C = 0,10\text{mol.L}^{-1}$ et une demi-pile obtenue en introduisant une tige d'argent dans $V' = 100\text{mL}$ d'une solution de nitrate d'argent, $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$, de concentration $C' = 5,0 \cdot 10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$. Lors du fonctionnement de cette pile, la masse de l'électrode d'argent augmente alors que celle de l'électrode de zinc diminue. Cette pile fonctionne pendant 5,0 heures en débitant un courant d'intensité considéré comme constante $I = 15\text{mA}$.

Donnée : $\mathcal{F} = 9,65 \cdot 10^4 \text{C.mol}^{-1}$; $M(\text{Ag}) = 108\text{g.mol}^{-1}$

1- Écrire l'équation de fonctionnement de cette pile en précisant le sens d'évolution de ce système.

2- Quelle est la quantité d'électricité alors mise en jeu?

3- Quelle est la variation de la masse de l'électrode d'argent pendant cette expérience?

4- Quelle est la variation correspondante de la concentration des ions zinc (II) dans l'autre demi-pile? Déterminer la concentration finale en ions zinc (II).

5- Déterminer la capacité de cette pile.



Exercice 02

5 Les piles électrochimique sont conçues à obtenir de l'énergie électrique à partir de l'énergie chimique que produit une réaction d'oxydoréduction.

On s'intéresse dans cet exercice à la pile nickel-cobalt.

Données :

$$1F = 9,65.10^4 C.mol^{-1}$$

$$M(Ni) = 58,7g.mol^{-1}$$

La constante d'équilibre associée à la réaction : $Ni_{(aq)}^{2+} + Co_{(s)} \xrightleftharpoons[(2)]{(1)} Ni_{(s)} + Co_{(aq)}^{2+}$ est $K = 10^2$ à $25^\circ C$.

On réalise une pile en introduisant une plaque de nickel dans un bécher contenant un volume $V = 100mL$ d'une solution aqueuse de sulfate de nickel II $Ni_{(aq)}^{2+} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ et

de concentration molaire initiale $C = [Ni_{(aq)}^{2+}]_i = 3.10^{-2} mol.L^{-1}$ et, une plaque de cobalt dans un autre bécher contenant un volume $V = 100mL$, d'une solution aqueuse de sulfate de cobalt II $Co_{(aq)}^{2+} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ de volume $V = 100mL$ et de concentration initiale $C = [Co_{(aq)}^{2+}]_i = 3.10^{-2} mol.L^{-1}$.

On relie les deux solutions par un pont salin et on monte en série, entre les deux électrodes de la pile, un ampèremètre et un interrupteur.

Lorsqu'on ferme le circuit à l'instant $t_0 = 0$, il est alors traversé par un courant électrique dont l'intensité est considérée constante I .

1- Choisir la bonne réponse parmi les propositions qui suivent:

- a- Le sens spontané de l'évolution du système chimique formant la pile est le sens (2).
- b- L'électrode de cobalt est la cathode.
- c- Les électrons circulent dans le pont salin pour assurer la neutralité électrique.
- d- A L'extérieur de la pile, le sens du courant électrique est de l'électrode de nickel vers l'électrode de cobalt.
- e- L'oxydation se fait à la cathode.

2- Montrer que la durée Δt_e nécessaire à atteindre l'état d'équilibre chimique a pour expression :

$$\Delta t_e = \frac{2CV.F}{I} \cdot \frac{K - 1}{K + 1}$$

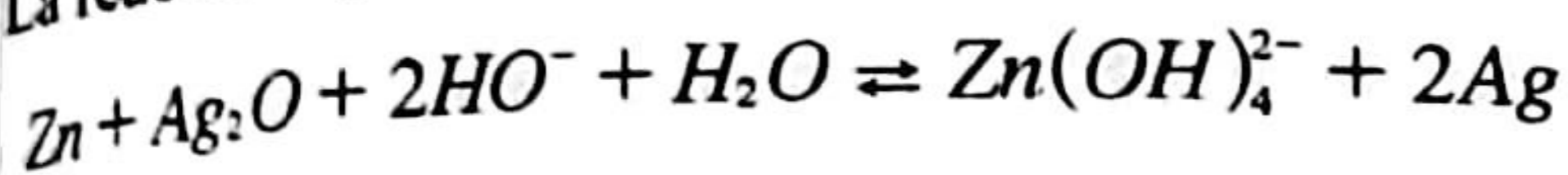
Calculer Δt_e sachant que $I = 100mA$.

3- Calculer la variation Δm de la masse de nickel entre les instants $t_0 = 0$ et $t = t_e$



Exercice 03

7 Une pile bouton de diamètre 1cm et d'épaisseur 4mm , produit un courant électrique d'intensité $I = 100\mu\text{A}$ pendant une durée $\Delta t = 10^3\text{h}$ au cours de laquelle la tension entre l'anode et la cathode est considérée constante $U = 1,6\text{V}$. Son fonctionnement fait intervenir les deux couples suivants : $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}/\text{Zn}$ et $\text{Ag}_2\text{O}/\text{Ag}$. La réaction ayant lieu dans cette pile a pour équation :



Données

Les couples intervenants sont : $\text{Ag}_2\text{O}/\text{Ag}$ et $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}/\text{Zn}$

$F = 96500\text{C.mol}^{-1}$; $M(\text{Ag}) = 108\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 65\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16\text{g.mol}^{-1}$.

- 1- Ecrire la demi-équation au niveau de chaque électrode.
- 2- Déterminer la quantité d'électricité fournie par la pile.
- 3- Calculer l'énergie volumique de la pile en Wh/cm^3 .
- 4- Déterminer la masse minimale de chacun des réactifs.

Exercice 04

8 Un accumulateur nickel-cadmium exploite les deux couples redox $\text{NiO}(\text{OH})/\text{Ni}(\text{OH})_2$ et $\text{Cd}(\text{OH})_2/\text{Cd}$. Les réactions ont lieu en milieu basique, et le cadmium subit une oxydation.

- 1- Donner les deux demi-équations des réactions se produisant aux électrodes.
- 2- Écrire l'équation de la réaction de fonctionnement.
- 3- Quelle est la borne négative ? et la borne positive?



Exercice 05

9 Les accumulateurs au plomb peuvent être utilisés dans les véhicules. Ils résultent généralement de l'association d'éléments plus petits produisant chacun environ une fem de $2V$.

Sur un accumulateur, on peut relever les indications suivantes : $12V$, $40 AH$, $250 A$.

Les couples utilisés sont $PbO_2/PbSO_4$ et $PbSO_4/Pb$

Données : masse molaire atomique (en $g.mol^{-1}$) : $M(Pb) = 207$, $M(PbO_2) = 239$
 $M(H_2SO_4) = 98$

1- Quelle est la signification de chacune des indications figurant sur l'accumulateur ?

2- Dans l'accumulateur étudié, combien y a-t-il de sous-piles et comment les a-t-on associées ?

3- En milieu fortement acidifié (par de l'acide sulfurique), le plomb s'y oxyde en Pb^{2+} qui donne ensuite un précité : $PbSO_4$.

Écrire les équations ses produisant aux électrodes.

4- Préciser l'équation globale de fonctionnement et les électrodes positive et négative.

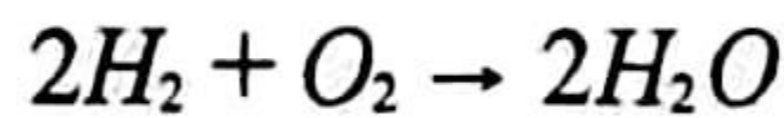
5- La réaction étant totale, quelles masses minimales en réactifs faut-il prévoir ?

6- Quelle est la durée théorique de fonctionnement de cet accumulateur s'il débite en permanence un courant d'intensité $I = 10A$?



Exercice 06

10 Les piles à combustible, utilisées depuis longtemps notamment pour des missions spatiales, sont actuellement envisagées pour remplacer les moteurs à explosion dans les véhicules. Une telle pile exploite la réaction d'oxydoréduction entre du dihydrogène gazeux et du dioxygène gazeux; elle produit ainsi de l'eau liquide. selon la réaction bilan suivante :



On donne : $R = 8,314(SI)$: Constante des gaz parfaits.

$$T(K) = 273,15 + \theta(^{\circ}C) \quad M(H) = 1g.mol^{-1} \quad M(O) = 16g.mol^{-1}$$

Les gaz sont supposés parfaits. eau=1kg/L

- 1- quels couples Redox sont mis en jeu ici ?
- 2- La réaction libère environ $250kJ$ par mole d'eau liquide produite à $25^{\circ}C$. Une pile d'engin spatial libère au total environ 150 L d'eau. Quelle énergie peut être libérée par la pile ?
- 3- La pile a été conçue pour emmagasiner une énergie chimique totale initiale de $5.10^5 W.h.$. Quel est le taux global de conversion de l'énergie chimique en énergie électrique?
- 4- Quels volumes faut-il emporter en gaz réactifs, sachant que, pour limiter leur encombrement, ils sont pressurisés sous 300 bars et refroidis à $10^{\circ}C$?



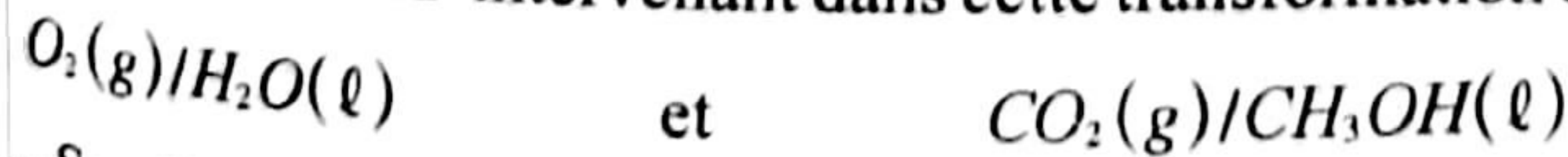
Exercice 07

11 Une pile à combustible est formée par deux compartiments séparés par un électrolyte jouant le rôle de pont ionique et de deux électrodes A et B.

Cette pile est alimentée par le méthanol liquide et le dioxygène (voir figure).

Données :

- Constante de Faraday $F = 96500 C \cdot mol^{-1}$.
- Masse volumique du méthanol liquide: $\rho = 0,79 g \cdot cm^{-3}$;
- Masse molaire du méthanol: $M(CH_3OH) = 32 g \cdot mol^{-1}$;
- Couples *ox/red* intervenant dans cette transformation :

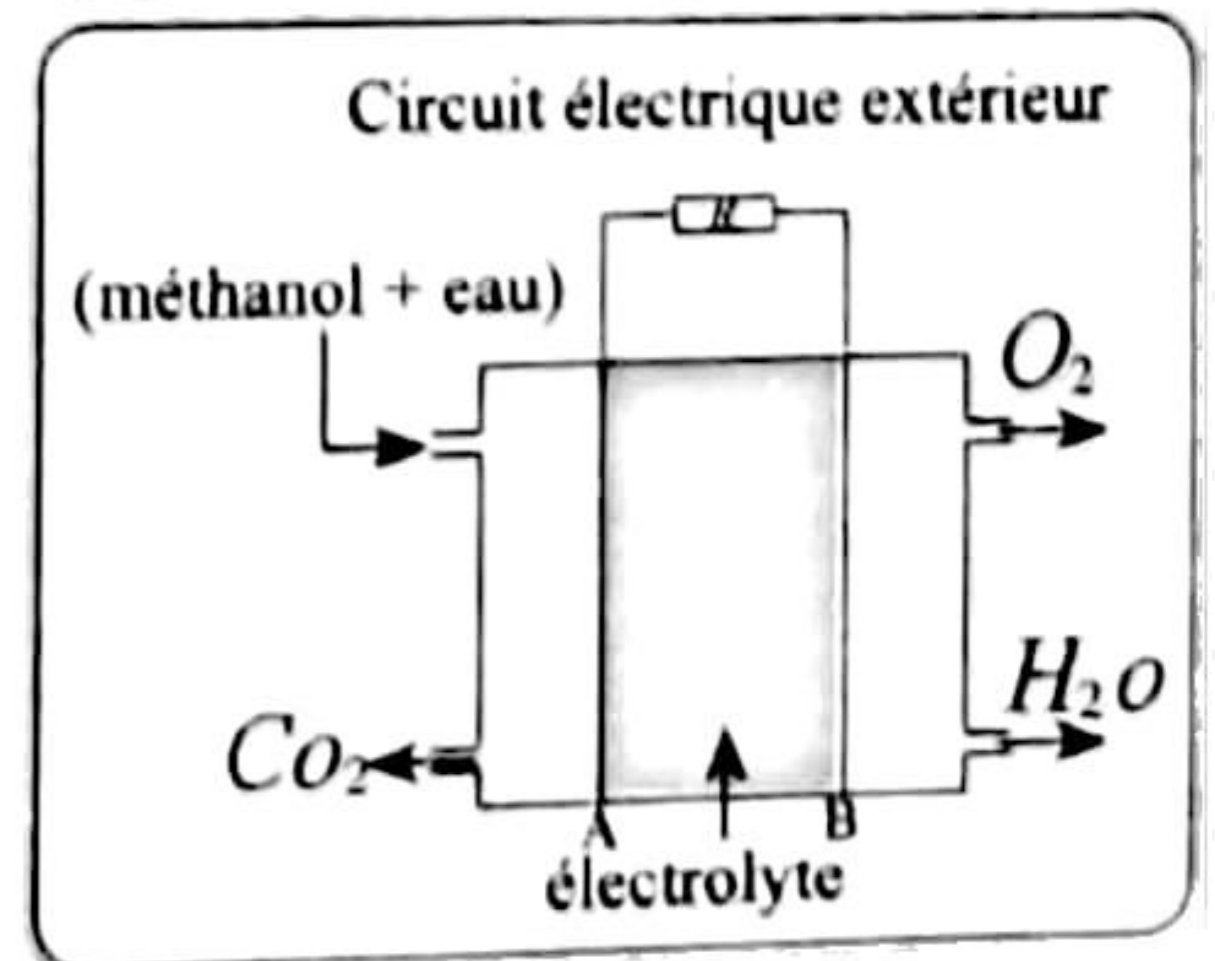


- Sur l'une des électrodes, il se produit pendant le fonctionnement de cette pile, la

transformation suivante : $CH_3OH + H_2O \rightarrow CO_2 + aH^+ + b.e^-$.

- 1- Déterminer les coefficients a et b .
- 2- Sur lequel des deux électrodes A et B se produit cette transformation? Justifier.
- 3- Écrire l'équation modélisant la transformation qui a eu lieu sur l'autre électrode.
Attribuer à chaque électrode le nom qui lui correspond.
- 4- Cette pile fournit au circuit extérieur un courant d'intensité $I = 4,5A$ pendant une durée $\Delta t = 1h30$ min de fonctionnement.

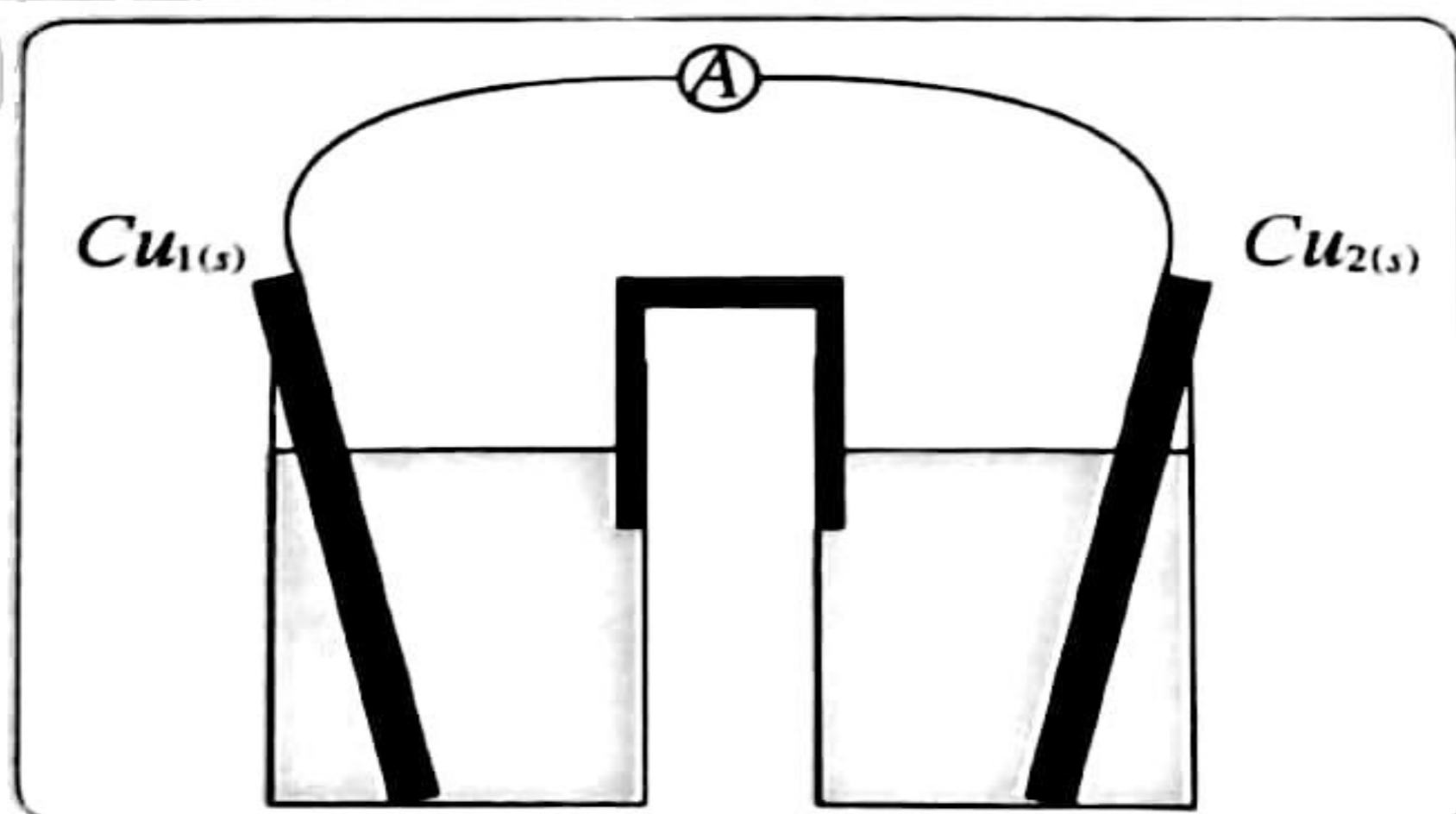
Trouver le volume V de méthanol consommé.





Exercice 08

12



Attention:

On veillera bien dans cet exercice à faire attention aux indices 1 et 2 des demi-piles, les deux couples rédox pour cette pile étant identiques à savoir $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$

On donne l'équation bilan de la transformation associée au fonctionnement de cette pile, à savoir :

$$Cu^{2+}_{1(aq)} + Cu_{2(s)} = Cu^{2+}_{2(aq)} + Cu_{1(s)}$$

On précise d'autre part que la valeur du quotient de réaction à l'équilibre (constante d'équilibre) vaut : $Q_{r,eq} = K = 1$.

$$[Cu^{2+}]_{1,i} = C_{O1} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L} \quad ; \quad [Cu^{2+}]_{2,i} = C_{O2} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

1- D'après l'équation-bilan de la transformation, déterminer les polarités de cette pile ainsi que le sens de circulation des électrons et celui du courant.

2- Donner l'expression littérale du quotient de réaction de cette transformation. En déduire la valeur du quotient de réaction initiale $Q_{r,i}$ compte tenu des valeurs de l'énoncé. Justifier alors le sens d'évolution du système et en conséquence le sens de l'écriture choisi pour l'équation-bilan.

3- Compte tenu de la valeur du quotient de réaction à l'équilibre, que peut-on dire des concentrations en ions Cu^{2+} dans chacune des demi-piles?

4- Compléter le tableau d'avancement suivant :

| | $Cu_{2(s)} + Cu^{2+}_{1(aq)} \rightarrow Cu_{1(s)} + Cu^{2+}_{2(aq)}$ | | | |
|-------------------------|---|-----------------------|--------------|-----------------------|
| Etat initial $x = 0$ | <u>excès</u> | $n_{01} = C_{O1} V_0$ | <u>excès</u> | $n_{02} = C_{O2} V_0$ |
| Etat final $x = x_{eq}$ | | | | |

Compte tenu de la question 3. Et en utilisant le tableau d'avancement, déterminer la valeur de l'avancement à l'équilibre x_{eq} .

5- Déterminer la quantité d'électricité qui aura circulé jusqu'à obtenir l'état d'équilibre.



Exercice 09

13 Il est possible de réaliser une pile à partir d'une lame de zinc et de l'air ambiant, plus précisément le dioxygène. En milieu basique, le dioxygène peut oxyder du zinc métallique. Il se forme alors de l'oxyde de zinc (II).

1- Préciser les deux couples Redox qui interagissent ici.

2- Donner l'équation de la réaction d'oxydoréduction étudiée. On rappelle que l'étude est faite en milieu alcalin (basique).

3- La pile débite un courant d'intensité constante $I = 1\text{mA}$. Sa capacité électrique est de 50Ah . Sa fem est $E = 1,2\text{V}$.

Calculer la durée de fonctionnement théorique de cette pile.

4- Quelle masse de zinc a disparu en fin de fonctionnement ? on donne la masse molaire du zinc atomique : $M = 65,4\text{g.mol}^{-1}$.

5- Quel volume d'air a été consommé ?

Dans les conditions de fonctionnement le volume molaire gazeux est 24L et l'air est supposé constitué de 80% de diazote et de 20% dioxygène.



Exercice 10

14 Les piles électrochimiques les plus simples à réaliser, dites de première espèce, sont des piles constituées, de deux couples de type M^{n+}/M où M est un métal.

On réalise une pile de ce type en immergeant une électrode de nickel Ni dans un volume $V_1 = 100mL$ de solution aqueuse de sulfate de nickel ($Ni^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$) et une électrode de cobalt Co dans un volume $V_2 = 100mL$ de sulfate de cobalt ($Co_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$).

Les deux solutions sont reliées par un pont salin de nitrate d'ammonium ($NH_4^+ + NO_3^-$) gélifié.

Un voltmètre dont la borne (COM) reliée à l'électrode de nickel indique le résultat:
 $U = -90mV$.

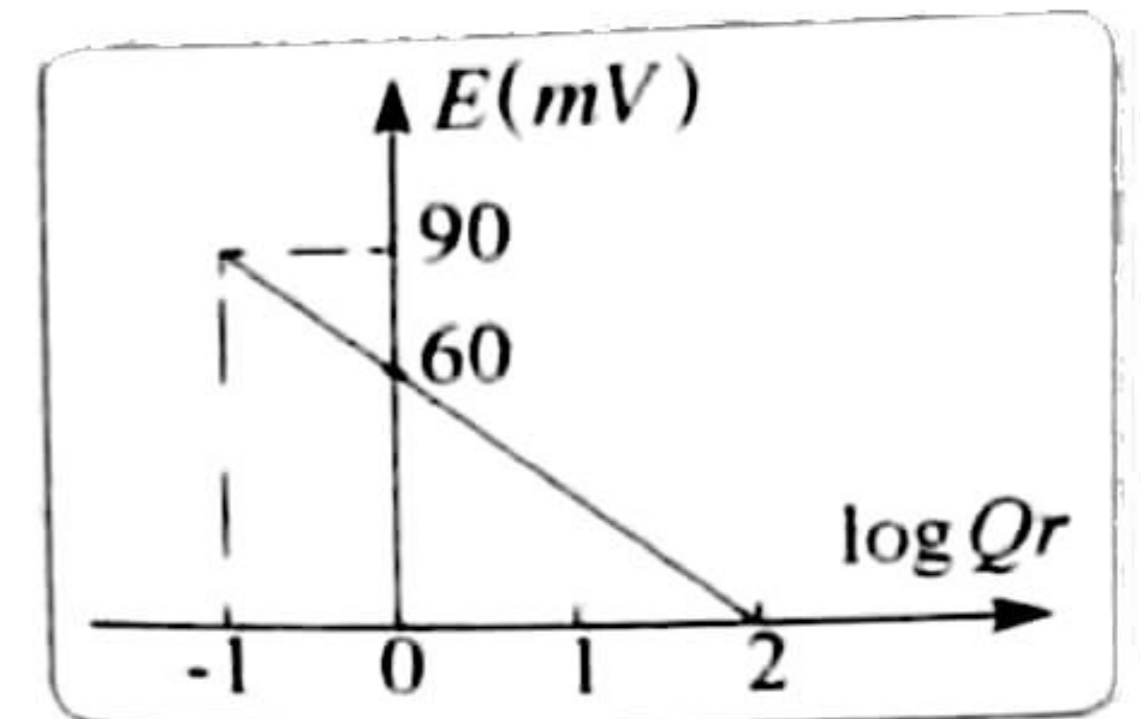
$$IF = 96500C.mol^{-1}, M(Co) = 58,9g.mol^{-1}, M(Ni) = 58,7g.mol^{-1}.$$

- 1- Donner la définition d'une pile électrochimique.
- 2- Déterminer la polarité de cette pile et sa force électromotrice.
- 3- Représenter le schéma conventionnel de cette pile.
- 4- Écrire l'équation de réaction au niveau de chaque électrode et en déduire l'équation-bilan.
- 5- On relie maintenant les deux électrodes par un ampèremètre et on laisse la pile fonctionner pendant une durée $\Delta t = 20h$, en débitant un courant d'intensité constante $I = 30mA$.
 - 5.1- Représenter le schéma de la pile en précisant le sens et la nature des porteurs de charge.
 - 5.2- Calculer la variation de masse de chacune des électrodes.



5.3- La figure ci-contre représente les variations de la f.e.m E de la pile mesurée au cours du fonctionnement de la pile, en fonction $\log Q_r$, Q_r étant le quotient de réaction.

- Calculer $Q_{r,i}$, quotient de réaction à l'état initial.
- Déterminer la constante d'équilibre K de la réaction étudiée.



Ajitfham
Academy