LES PILES

Exercices · Terminale spécialité physique-chimie

Mademoiselle Physique-Chimie
mademoisellephysiquechimie.com

Nom : _____ Prénom : _____ Classe : _____ Date : _____

Relations utiles

$Q_{max} = n_e \cdot F = e \cdot N_A \approx 9{,}65 \times 10^4\ C{\cdot}mol^{-1}$ · $Q = I \times \Delta t$ · 1 A·h = 3 600 C · $E = Q \times U$ · 1 W·h = 3 600 J

Critère d'évolution : $Q_{r,i} < K \Rightarrow$ sens direct ; $Q_{r,i} > K \Rightarrow$ sens inverse. Anode : oxydation, pôle − ; cathode : réduction, pôle +.

Exercice 1 – Évolution d'un mélange cuivre-argent

Application

On mélange $V_1 = 20$ mL de nitrate d'argent ($Ag^+(aq)$; $NO_3^-(aq)$) à $c_1 = 1{,}0 \times 10^{-1}$ mol·L^{-1} et $V_2 = 20$ mL de nitrate de cuivre ($Cu^{2+}(aq)$; 2 $NO_3^-(aq)$) à $c_2 = 5{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}. On plonge ensuite dans ce mélange un fil de cuivre et un fil d'argent décapés.

1. Calculer les concentrations initiales en ions Cu^{2+} et Ag^+ dans le mélange.

2. Écrire l'équation de la réaction entre Cu(s) et $Ag^+(aq)$.

3. Exprimer le quotient de réaction Qr de cette réaction.

4. Calculer Qr,i.

5. Sachant que $K = 1{,}0 \times 10^{15}$ à 25 °C, en déduire le sens d'évolution spontanée du système.

Exercice 2 – Pile et concentrations

Polarité

On réalise une pile avec les couples $Ag^+(aq)/Ag(s)$ et $Fe^{3+}(aq)/Fe^{2+}(aq)$. Le compartiment de gauche contient Fe^{2+} et Fe^{3+} avec une électrode de platine, celui de droite contient Ag^+ avec une électrode d'argent, reliés par un pont salin. Les concentrations initiales valent $[Ag^+] = [Fe^{2+}] = [Fe^{3+}] = 1{,}0 \times 10^{-1}$ mol·L^{-1}. La constante associée à $Ag^+(aq) + Fe^{2+}(aq) \rightleftharpoons Ag(s) + Fe^{3+}(aq)$ vaut $K = 3{,}2$ à 25 °C.

1. Calculer le quotient de réaction initial.

2. En déduire le sens d'évolution spontanée quand la pile fonctionne.

3. À l'aide des demi-équations, donner la polarité de chaque électrode.

4. On refait la pile avec $[Ag^+] = [Fe^{2+}] = 1{,}0 \times 10^{-1}$ mol·L^{-1} et $[Fe^{3+}] = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}. La polarité de chaque électrode reste-t-elle la même ? Justifier.

Exercice 3 – Chaussures chauffantes

Énergie et durée

Un personnage glisse dans chaque chaussure une pile de tension à vide 12 V reliée à une résistance chauffante. Le courant circule avec une intensité I = 0,50 A dans chaque chaussure.

1. Quel phénomène physique est mis en jeu dans la résistance ?

2. Calculer la puissance dissipée P dans une chaussure.

3. En déduire l'énergie dissipée dans une chaussure au bout de 10 min.

4. La capacité de chaque pile vaut Qmax = 4 320 C. Déterminer la durée maximale de fonctionnement.

Exercice 4 – Pile à combustible

Capacité et durée

Une pile à combustible fournit une intensité constante I = 120 A. Elle comporte 170 cellules élémentaires en série, alimentées par un réservoir de 3,0 kg de dihydrogène. Les couples sont $H^+(aq)/H_2(g)$ et $O_2(g)/H_2O(l)$.

1. Écrire les demi-équations aux électrodes quand la pile débite et en déduire les polarités.

2. En déduire l'équation de la réaction de fonctionnement.

3. Calculer la quantité de matière de dihydrogène consommée par une cellule.

4. Calculer la capacité électrique d'une cellule.

5. En déduire la durée de fonctionnement de la pile.

Données : M(H) = 1,0 g·mol^{-1} ; F = 96 500 C·mol^{-1}.

Exercice 5 – Pile cuivre-aluminium

Modélisation

Deux demi-piles sont reliées par un pont salin. L'une contient une lame d'aluminium de masse 1,0 g dans 50 mL de solution de sulfate d'aluminium avec $[Al^{3+}] = 5{,}0 \times 10^{-1}$ mol·L^{-1}. L'autre contient une lame de cuivre de masse 8,9 g dans 50 mL de solution de sulfate de cuivre avec $[Cu^{2+}] = 5{,}0 \times 10^{-1}$ mol·L^{-1}. Un ampèremètre indique que, à l'extérieur de la pile, le courant circule de la lame de cuivre vers la lame d'aluminium. La réaction de fonctionnement est :

$3\,Cu^{2+}(aq) + 2\,Al(s) \rightleftharpoons 3\,Cu(s) + 2\,Al^{3+}(aq)$ (1)

1. Schématiser la pile et indiquer ses polarités.

2. Écrire les demi-équations aux électrodes.

3. Déterminer Qr,i.

4. Sachant que $K = 10^{200}$ pour (1), le sens d'évolution observé est-il cohérent ?

5. Déterminer les quantités de matière des espèces présentes à l'état initial.

6. Déterminer la quantité d'électricité maximale Qmax.

Données : $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}$ mol^{-1} ; $e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C ; M(Al) = 27,0 g·mol^{-1} ; M(Cu) = 63,5 g·mol^{-1} ; couples $Cu^{2+}(aq)/Cu(s)$ et $Al^{3+}(aq)/Al(s)$.

Exercice 6 – Durée de fonctionnement d'une pile diiode-zinc

Problème

Une pile est formée de deux compartiments reliés par un pont salin. Le compartiment 1 contient une électrode de zinc dans une solution d'ions Zn^{2+} ($1{,}0 \times 10^{-1}$ mol·L^{-1}). Le compartiment 2 contient une électrode de platine, inattaquable, dans 100 mL de solution de diiode I_2 ($1{,}0 \times 10^{-1}$ mol·L^{-1}) et d'ions iodure I^- ($5{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}). La pile débite dans un résistor avec un courant constant I = 50 mA, le courant sortant de la pile par l'électrode de platine.

Après une durée Δt, on titre le diiode restant dans le compartiment 2 par une solution de thiosulfate de sodium ($2\ Na^+(aq) + S_2O_3^{2-}(aq)$) de concentration $2{,}0 \times 10^{-1}$ mol·L^{-1}. L'équation du titrage est $2\ S_2O_3^{2-}(aq) + I_2(aq) \rightarrow S_4O_6^{2-}(aq) + 2\ I^-(aq)$. L'équivalence, repérée par la décoloration de la solution brune, est obtenue pour $V_E = 14{,}7$ mL.

1. Repérer le sens du courant et identifier les polarités.

2. Écrire les demi-équations aux électrodes.

3. Calculer la durée de fonctionnement Δt de la pile.

Données : couples $I_2(aq)/I^-(aq)$ et $Zn^{2+}(aq)/Zn(s)$; $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}$ mol^{-1} ; $e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C.

Exercice 7 – Pile citron

Type bac

On plante un trombone recouvert de zinc et une pièce recouverte de cuivre dans un citron. Une lampe, reliée d'un côté au trombone et de l'autre à la pièce, s'allume. Un voltmètre branché aux bornes de la pile affiche 0,84 V ; sa borne V est du côté du cuivre et sa borne COM du côté du trombone.

1. Préciser ce que représente la valeur mesurée.

2. Déterminer la polarité de la pile au niveau du trombone et de la pièce. Justifier.

3. Un dégagement de dihydrogène se produit pendant l'utilisation. Écrire les demi-équations aux électrodes en indiquant la nature de chacune.

4. En déduire l'équation de réaction de la pile citron.

5. Préciser d'où proviennent les ions $H^+(aq)$.

6. À partir de citrons, de trombones et de pièces, proposer un dispositif délivrant une tension environ deux fois plus grande.

Données : couples $Zn^{2+}(aq)/Zn(s)$ et $H^+(aq)/H_2(g)$.

Exercice 8 – Pile à combustible au méthanol

Type bac

Une micropile DMFC (Direct Methanol Fuel Cell) fonctionne avec du méthanol liquide, de l'eau et le dioxygène de l'air. Sa tension de fonctionnement est de 0,50 V et son rendement d'environ 40 %. Couples : $CO_2(g)/CH_3OH(l)$ et $O_2(g)/H_2O(l)$. Les ions H^+ traversent l'électrolyte, du compartiment du méthanol vers celui du dioxygène.

1. Écrire les demi-équations électroniques et montrer que l'équation de fonctionnement est $2\ CH_3OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 4\ H_2O(l) + 2\ CO_2(g)$.

2. Schématiser la pile avec son résistor R et indiquer le sens de circulation des électrons dans R et celui du courant I.

3. L'énergie fournie vaut $E = Q \times U$, avec 1 W·h = 3 600 J. Calculer le volume de méthanol liquide à prévoir pour que la micropile assure la même autonomie qu'une batterie Li-ion de 7,98 W·h.

Données : $M(CH_3OH) = 32{,}0\ g\cdot mol^{-1}$; masse volumique du méthanol $0{,}792\ g\cdot cm^{-3}$; $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}\ mol^{-1}$; $e = 1{,}60 \times 10^{-19}$ C.

Exercice 9 – Un écran alimenté par des piles citron

Calculs

Pour chaque pile citron, une pièce de cuivre et un trombone recouvert de zinc sont piqués dans un citron dont le jus acide contient des ions $H^+(aq)$. Le trombone est déplié et seule une longueur L = 2 cm est plantée. Le trombone est assimilé à un cylindre de rayon R = 0,50 mm, la couche de zinc a une épaisseur e = 100 µm. La surface en contact avec le citron est $S = 2\pi RL + \pi R^2$.

La masse de zinc déposée sur un trombone permet-elle d'alimenter un écran pendant $\Delta t = 5$ min avec une intensité I = 10 mA ?

Données : $M(Zn) = 65{,}4\ g\cdot mol^{-1}$; $\rho(Zn) = 7{,}14\ g\cdot cm^{-3}$; $Q = I \times \Delta t$; $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}\ mol^{-1}$; $e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C ; couples $Zn^{2+}(aq)/Zn(s)$ et $H^+(aq)/H_2(g)$.

Exercice 10 – Avion hybride

Pile à combustible

Un concept d'avion hybride utilise, lors du roulage au sol, du dihydrogène pour produire de l'électricité. Le dispositif comporte deux électrodes séparées par une solution ionique : le dihydrogène arrive à l'électrode 1, le dioxygène à l'électrode 2 où de l'eau se forme, et un moteur M est branché entre les deux.

1. Nommer le type de dispositif qui produit l'électricité à partir du dihydrogène.

2. Établir les équations des réactions aux électrodes 1 et 2.

3. Schématiser le dispositif et indiquer le sens de circulation des électrons et le sens conventionnel du courant.

4. Le dispositif débite I = 100 A pendant $\Delta t = 8{,}0$ h. Calculer la charge Q débitée, la masse de dihydrogène consommée, puis le volume correspondant.

5. Commenter la valeur obtenue et proposer une forme de stockage du dihydrogène.

Données : couples $H^+(aq)/H_2(g)$ et $O_2(g)/H_2O(l)$; $\rho(H_2(g)) = 9{,}0 \times 10^{-2}\ kg\cdot m^{-3}$; $M(H) = 1{,}0\ g\cdot mol^{-1}$; $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}\ mol^{-1}$; $e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C ; volume moyen de kérosène dans un Airbus A380 : 320 m³.

Exercice 11 – Pile rechargeable nickel-cadmium

Type bac

Une pile Ni-Cd est formée de deux demi-piles reliées par un pont salin, avec les couples $Ni^{2+}(aq)/Ni(s)$ et $Cd^{2+}(aq)/Cd(s)$. La demi-pile au nickel contient 20,0 mL de solution gélifiée de sulfate de nickel avec $[Ni^{2+}]_i = 1{,}0 \times 10^{-1}$ mol·L^{-1}. La demi-pile au cadmium contient le même volume de solution avec $[Cd^{2+}]_i = [Ni^{2+}]_i$. Chaque électrode a une masse initiale de 2,0 g. Avec la borne COM d'un voltmètre reliée à l'électrode de cadmium, on mesure U = +0,15 V.

1. Écrire l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.

2. Donner l'expression de $Q_{r,i}$, puis la calculer.

3. Sachant que $K = 4{,}5 \times 10^{6}$ à 25 °C, prévoir le sens d'évolution spontanée.

4. Schématiser la pile et indiquer le sens de circulation des électrons. Le transfert spontané d'électrons est-il direct ou indirect ?

5. Indiquer le rôle du pont salin et justifier la nécessité de séparer les réactifs dans deux demi-piles.

6. Calculer la capacité électrique Q_{max} de la pile.

7. Batteries lithium-ion : (a) le dioxygène gazeux est-il oxydant ou réducteur ? (b) La configuration électronique du lithium est $1s^2 2s^1$: justifier son caractère réducteur. (c) La capacité d'une batterie de téléphone est de 4 320 C et le lithium est le réactif limitant : déterminer la masse de lithium qu'elle contient.

Données : $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}$ mol^{-1} ; $e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C ; $M(Ni) = 58{,}7$ g·mol^{-1} ; $M(Cd) = 112{,}4$ g·mol^{-1} ; $M(Li) = 6{,}94$ g·mol^{-1} ; couple Li^+/Li.

✦ Pour revoir Q_r et K

Exercice 12 – La pluie d'or

Pour revoir Qr et K

Les ions iodure $I^-(aq)$ et plomb(II) $Pb^{2+}(aq)$ forment l'iodure de plomb $PbI_2(s)$: $Pb^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq) \rightleftharpoons PbI_2(s)$, avec $K(25\ °C) = 7{,}4 \times 10^{7}$. On dissout totalement dans l'eau distillée $m_1 = 5{,}0$ g d'iodure de potassium KI(s) et $m_2 = 5{,}0$ g de nitrate de plomb $Pb(NO_3)_2(s)$, le volume de solution étant V = 50,0 mL.

1. Déterminer s'il se forme des cristaux d'iodure de plomb.

2. À l'état final A, $[Pb^{2+}] = 1{,}5 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1} et $[I^-] = 3{,}0 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1}. Calculer le taux d'avancement final et le quotient $Q_{r,A}$, puis conclure.

3. Le mélange est plongé dans un bain-marie à 70 °C (état B). (a) Donner la valeur de $Q_{r,B}$ avant toute nouvelle transformation. (b) La solution devient limpide : comparer $Q_{r,B}$ à K(70 °C). (c) En déduire l'influence de la température sur K pour cette réaction.

4. La solution limpide est refroidie dans un bain de glace : une « pluie d'or » de cristaux apparaît. Proposer une explication.

5. La solution est filtrée et on ajoute une pointe de spatule de nitrate de plomb au filtrat. Discuter du sens d'évolution du système à l'aide de Qr.

Données : $M(Pb(NO_3)_2) = 331$ g·mol^{-1} ; $M(KI) = 166$ g·mol^{-1}.

Exercice 13 – Solubilité du carbonate d’argent

Pour revoir Qr et K

On dissout n = 0,10 mol de carbonate d’argent dans une fiole jaugée de V = 500 mL ; la dissolution n’est pas totale. Équation : $Ag_2CO_3(s) \rightleftharpoons 2\ Ag^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$, avec K(25 °C) = $8{,}1 \times 10^{-18}$. La solubilité est la masse maximale de soluté que l’on peut dissoudre par litre de solution.

1. Établir le tableau d’avancement.

2. Exprimer K en fonction de l’avancement final xf et du volume V.

3. Déterminer la solubilité du carbonate d’argent dans l’eau à 25 °C.

Données : $M(Ag_2CO_3) = 275{,}8\ g\cdot mol^{-1}$.

Exercice 14 – Durée de fonctionnement d'une pile cuivre-aluminium

Bac 2004 · Antilles

Une pile est composée de deux demi-piles reliées par un pont salin (papier filtre imbibé d'une solution de chlorure de potassium). La première demi-pile est constituée d'une lame d'aluminium de masse $m_1 = 1{,}0$ g qui plonge dans 50 mL de solution de sulfate d'aluminium ($2\,Al^{3+}(aq) + 3\,SO_4^{2-}(aq)$) de concentration en ion aluminium $[Al^{3+}] = 5{,}0 \times 10^{-1}$ mol·L^{-1}. La seconde est constituée d'une lame de cuivre de masse $m_2 = 8{,}9$ g qui plonge dans 50 mL de solution de sulfate de cuivre ($Cu^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$) de concentration $[Cu^{2+}] = 5{,}0 \times 10^{-1}$ mol·L^{-1}. On associe à cette pile un ampèremètre et une résistance en série.

1. Réaliser le schéma annoté de la pile.

2. L'ampèremètre indique que le courant circule de la plaque de cuivre vers la plaque d'aluminium à l'extérieur de la pile. Préciser, en le justifiant, la polarité de la pile. Compléter votre schéma en indiquant cette polarité.

3. L'équation d'oxydoréduction de fonctionnement de la pile est : **$3\,Cu^{2+}(aq) + 2\,Al(s) = 3\,Cu(s) + 2\,Al^{3+}(aq)$** (1). Écrire les équations des réactions se produisant à chaque électrode.

4. La constante d'équilibre associée à l'équation (1) est $K = 10^{200}$.

4.1. Déterminer le quotient initial de réaction du système ainsi constitué.

4.2. Le sens d'évolution du système étudié est-il cohérent ?

5. Étude de la pile en fonctionnement.

5.1. Déterminer les quantités de matière initiales en moles des réactifs de l'équation chimique (1). Compléter le tableau descriptif de l'évolution du système (annexe ci-dessous, à rendre avec la copie). En déduire la valeur de l'avancement maximal.

5.2. Calculer la quantité maximale d'électricité que peut débiter cette pile.

Données : $F = 9{,}6 \times 10^4$ C·mol^{-1} ; $M(Al) = 27{,}0$ g·mol^{-1} ; $M(Cu) = 63{,}5$ g·mol^{-1} ; couples redox : $Cu^{2+}(aq)/Cu(s)$ et $Al^{3+}(aq)/Al(s)$.

Annexe – Tableau descriptif du système (à rendre avec la copie)

Équation	$3\,Cu^{2+}(aq)$	$+\,2\,Al(s)$	$= 3\,Cu(s)$	$+\,2\,Al^{3+}(aq)$
État du système				
État initial ($x = 0$)	…	…	14×10^{-2}	$2{,}5 \times 10^{-2}$
En cours de transformation (x)	…	…	…	…
État final ($x = x_{max}$)	…	…	…	…

Exercice 15 – Des piles qui évoluent

Bac 2011 · La Réunion

En mars 1800, le physicien italien Alessandro Volta (1745-1827) invente la pile. Elle est composée d'un empilement de petits disques de cuivre et de zinc alternés, chaque disque étant séparé d'un autre par un bout de carton imbibé de saumure, eau salée de formule ($Na^+(aq) + Cl^-(aq)$). La pile Volta est rapidement abandonnée car la tension à ses bornes chute trop rapidement : on fabrique alors la pile à deux liquides séparés, la pile Daniell. La pile argent-zinc, utilisée notamment en horlogerie, a permis de remplacer des piles au mercure. Pour la fabriquer, il est nécessaire de produire du zinc de façon industrielle par électrolyse.

1re partie : la pile Volta

I.1 Volta utilisait de l'eau salée plutôt que de l'eau « pure » pour imbiber le carton entre chaque disque. Quelle propriété de l'eau salée faisait-il ainsi intervenir ?

I.2 Quelle est la nature des porteurs de charges qui peuvent se déplacer dans ce disque de carton imbibé ?

I.3 L'équation de fonctionnement de cette pile s'écrit : **$Zn(s) + 2\ H_2O(l) = Zn^{2+}(aq) + H_2(g) + 2\ HO^-(aq)$**

I.3.1 Sachant que l'une des demi-équations est $Zn(s) = Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-$, trouver l'autre demi-équation.

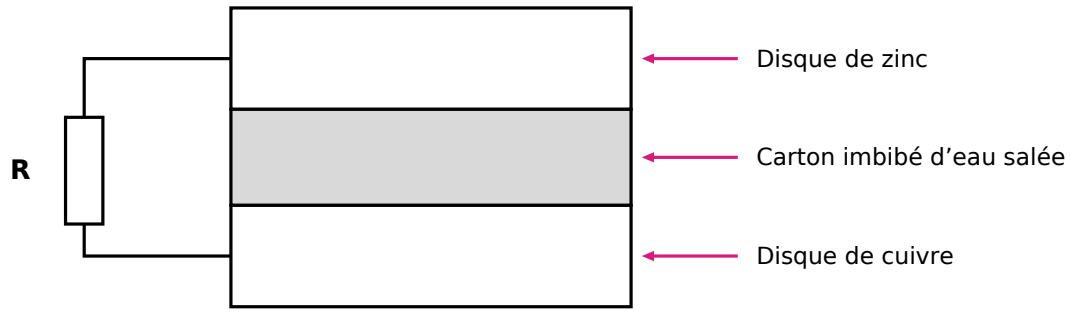
I.3.2 Rappeler la définition d'un réducteur, puis indiquer quel est le réactif qui est réducteur dans cette pile.

I.4 On peut représenter le fonctionnement d'un élément de cette pile débitant dans un conducteur ohmique, de résistance R, par le schéma de l'annexe ci-dessous (à rendre avec la copie).

I.4.1 Compléter le schéma de l'annexe en indiquant le sens de déplacement des électrons dans le circuit, la borne positive et la borne négative de la pile.

I.4.2 Quel appareil pourrait-on ajouter dans le montage pour mesurer l'intensité du courant dans le conducteur ohmique ? Comment le brancherait-on ?

Annexe – Schéma de la pile (à rendre avec la copie)



Document : schéma de la pile

Exercice 15 – Des piles qui évoluent (suite)

Bac 2011 · La Réunion

2e partie : production de zinc

Le zinc peut être préparé par électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de zinc ($Zn^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$) acidifiée avec de l'acide sulfurique ($2\ H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$). On observe alors un dépôt de zinc sur la cathode et un dégagement gazeux de dioxygène sur l'anode. Les électrodes utilisées sont inertes et l'ion sulfate ne participe pas aux réactions électrochimiques.

Données : couples redox : $Zn^{2+}(aq)/Zn(s)$, $H^+(aq)/H_2(g)$, $O_2(g)/H_2O(l)$; $N_A = 6{,}0 \times 10^{23}\ mol^{-1}$; $1\ F = 9{,}65 \times 10^4\ C{\cdot}mol^{-1}$; $e = 1{,}6 \times 10^{-19}\ C$; $M(Zn) = 65{,}4\ g{\cdot}mol^{-1}$.

I.5.1 Faire le schéma de l'électrolyse d'une solution de sulfate de zinc qui pourrait être réalisée en laboratoire. Préciser la nature et le sens de déplacement des porteurs de charges dans le circuit électrique à l'extérieur de l'électrolyseur ainsi que la polarité du générateur.

I.5.2 Indiquer les formules chimiques de toutes les espèces présentes à l'état initial dans la solution.

I.5.3 Écrire les demi-équations des réactions susceptibles de se produire aux électrodes compte tenu des observations et sachant que l'eau subit une oxydation à l'anode.

I.5.4 Indiquer l'anode et la cathode sur le schéma précédent.

I.6 Écrire l'équation de la réaction de cette électrolyse.

I.7 S'agit-il d'une transformation spontanée ou forcée ? Justifier.

I.8 Dans l'industrie, l'intensité du courant est $I = 4{,}3 \times 10^4\ A$ et la tension maintenue entre les électrodes est de 3,5 V.

I.8.1 Calculer la quantité d'électricité Q qui traverse l'électrolyseur en 24 heures.

I.8.2 Montrer que la quantité d'électrons qui circulent pendant cette même durée est $n(e^-) = 3{,}9 \times 10^4\ mol$.

I.8.3 Calculer alors n(Zn)f, la quantité de zinc formé, puis m(Zn)f, la masse de zinc produit en 24 heures.

I.8.4 Vérifier que la concentration en ions zinc dans la solution au bout des 24 h est $[Zn^{2+}]f = 6{,}1\ mol{\cdot}L^{-1}$, sachant qu'elle était de $10\ mol{\cdot}L^{-1}$ à l'état initial, pour un volume $V = 5{,}0\ m^3$ de solution dans la cuve.

✦ Exercice inédit

Exercice 16 – La pile Leclanché

Exercice inédit

Inventée en 1866 par l'ingénieur français Georges Leclanché, la pile « saline » zinc-carbone équipe encore de nombreuses lampes de poche et télécommandes. Son boîtier cylindrique est en zinc. Au centre se trouve un barreau de graphite, conducteur inattaquable, entouré d'un mélange de dioxyde de manganèse $MnO_2(s)$ et de carbone. L'électrolyte est une pâte gélifiée de chlorure d'ammonium ($NH_4^+(aq)$; $Cl^-(aq)$). Un voltmètre, borne COM reliée au boîtier de zinc et borne V reliée au barreau de graphite, indique U = +1,5 V pour une pile neuve de type R20 débitant très peu.

1. Que peut-on dire de la polarité des électrodes ? Justifier à l'aide du signe de la tension.

2. Schématiser la pile en indiquant le pôle + et le pôle −, l'anode et la cathode, le sens de circulation des électrons et celui du courant dans une lampe branchée entre les bornes.

3. Écrire la demi-équation de la réaction ayant lieu au niveau du boîtier de zinc, puis celle ayant lieu au niveau du dioxyde de manganèse. En déduire l'équation de la réaction de fonctionnement en milieu acide, avec les ions $H^+(aq)$.

4. L'ion ammonium est l'acide du couple $NH_4^+(aq)/NH_3(aq)$. Quel est son rôle dans la pile ? Réécrire l'équation de fonctionnement en faisant apparaître NH_4^+ et NH_3.

5. Le boîtier contient une masse de zinc m = 5,0 g utilisable, le dioxyde de manganèse étant en excès. Calculer la quantité de matière d'électrons échangés, puis la capacité électrique Qmax de la pile, en coulombs puis en ampères-heures.

6. La pile alimente une lampe de poche qui débite un courant d'intensité constante I = 0,25 A. Calculer la durée maximale de fonctionnement.

7. L'énergie fournie vaut E = Q × U. Calculer l'énergie électrique que peut fournir cette pile, en joules puis en watts-heures (1 W·h = 3 600 J), avec U = 1,5 V.

8. Au cours de l'utilisation, le zinc est consommé. Expliquer pourquoi une pile Leclanché très usée risque de fuir.

Données : couples $MnO_2(s)/MnO(OH)(s)$ et $Zn^{2+}(aq)/Zn(s)$; $MnO_2(s) + H^+(aq) + e^- = MnO(OH)(s)$; M(Zn) = 65,4 g·mol^{-1} ; F = 9,65 × 10^4 C·mol^{-1}.