

Exercice 1 – La pile sous toutes ses faces

Depuis la découverte de la pile par Alessandro VOLTA en 1800, de nombreux scientifiques ont cherché (et cherchent encore) à fabriquer des piles de plus en plus performantes (transport plus facile, encombrement plus faible, durée de fonctionnement plus longue, intensité débitée plus grande...).

On se propose dans cet exercice d'étudier quelques caractéristiques de trois modèles de piles :

- une pile « classique », celle de J. DANIELL ;
- un accumulateur rechargeable ;
- une pile à combustible.

Les trois parties de cet exercice sont indépendantes.

1. La pile Daniell

Conçue en 1836 par le physicien britannique John DANIELL, elle met en jeu les deux couples $(\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})})$ et $(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Cu}_{(\text{s})})$. Elle offre l'avantage sur la pile de Volta de délivrer un courant constant. Initialement, les deux solutions étaient séparées par une paroi en terre poreuse. Cette paroi fut remplacée par une feuille de parchemin permettant à la pile de débiter un courant plus intense.

Le modèle présenté sur la feuille annexe, à rendre avec la copie, est constitué de deux demi-piles reliées par un pont salin au nitrate de potassium $\text{K}^{+}_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^{-}_{(\text{aq})}$. Les solutions aqueuses de sulfate de zinc et de sulfate de cuivre utilisées ont la même concentration molaire initiale en ions zinc et en ions cuivre : $[\text{Cu}^{2+}] = [\text{Zn}^{2+}] = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$.

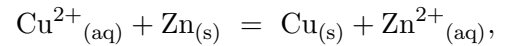
L'électrode positive de cette pile est l'électrode de cuivre.

- 1.1.** Légendez le schéma de la figure 1 de la feuille en annexe, à rendre avec la copie, en indiquant :
 - la nature de chaque électrode ;
 - la nature des ions métalliques présents dans les béchers ;
 - le sens conventionnel du courant et le sens du mouvement des électrons.
- 1.2.** Écrivez les équations des réactions qui se produisent aux électrodes en précisant pour chacune d'elles s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.
- 1.3.** En déduisez l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.
- 1.4.1.** Donner l'expression littérale du quotient de réaction associé à la réaction dont l'équation a été donnée en réponse à la question 1.3.

1.4.2. Calculez sa valeur $Q_{r,i}$, dans l'état initial du système.

1.4.3. Cette valeur est-elle en accord avec la polarité de sa pile indiquée dans l'énoncé ? Justifiez.

Donnée : Pour la réaction d'équation :



la constante d'équilibre vaut $K = 1,9 \times 10^{37}$.

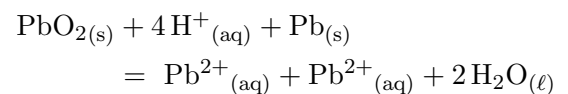
- 1.5.** Comment évoluent les concentrations des ions métalliques dans chacun des béchers ?
- 1.6.** En déduisez le sens du mouvement des ions présents dans le pont salin.

2. L'accumulateur au plomb

L'accumulateur au plomb a été inventé en 1859 par Gaston PLANTÉ. Robuste et bon marché, il peut débiter des courants de très grandes intensités (plusieurs centaines d'ampères). C'est pourquoi il est utilisé pour alimenter les démarreurs des moteurs thermiques (voitures et camions).

Un élément d'accumulateur est constitué de deux électrodes, l'une en plomb $\text{Pb}_{(\text{s})}$, l'autre en plomb recouverte d'oxyde de plomb $\text{PbO}_{2(\text{s})}$. Ces deux électrodes sont immergées dans une solution aqueuse d'acide sulfurique.

L'équation de la réaction de fonctionnement de l'accumulateur en générateur s'écrit :



2.1. Identifiez les deux couples oxydant/réducteur qui interviennent dans le fonctionnement de ce générateur.

On s'intéresse dans ce qui suit à la charge de l'accumulateur. Lors de la charge, l'accumulateur joue le rôle d'électrolyseur. Un générateur de charge, de force électromotrice supérieure à celle de l'accumulateur impose le sens du courant (voir figure 2 de la feuille en annexe, à rendre avec la copie).

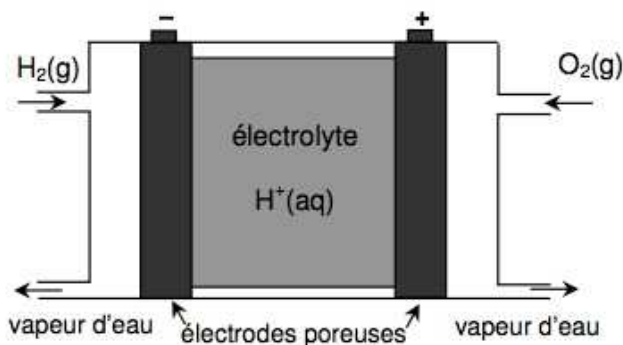
- 2.2.** Sur la figure 2, indiquez l'anode et la cathode de l'accumulateur.
- 2.3.** La transformation est-elle spontanée ou forcée ?
- 2.4.** Écrivez l'équation de la réaction chimique qui modélise dans le sens direct la transformation chimique qui se produit lors de la charge.

2.5. Comment évolue le quotient de cette réaction par rapport à la constante d'équilibre lors de cette transformation ?

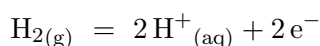
3. La pile à combustible à hydrogène

Si le principe de la pile à combustible est connu depuis 1839 (C. SCHÖNBEIN puis William R. GROVE), ce n'est que dans les années 1950 que Francis T. BACON réalise les premiers prototypes. Les piles à hydrogène alimentaient en électricité les missions Apollo qui permirent aux astronautes américains de se poser sur la Lune. Elles équipent encore actuellement les navettes spatiales. Convertisseur d'énergie non polluant, la pile à hydrogène serait le générateur idéal des voitures à moteur électrique mais le coût de fabrication élevé (les électrodes contiennent du platine qui joue le rôle de catalyseur) et la difficulté de stocker le dihydrogène freinent son développement.

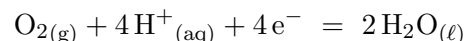
Une cellule de pile à hydrogène est constituée de deux électrodes poreuses séparées par un électrolyte (acide dans le cas présent).



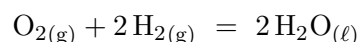
À la borne négative, le dihydrogène réagit selon l'équation :



À la borne positive, le dioxygène réagit selon l'équation :



L'équation de fonctionnement de la pile s'écrit alors :



Des essais montrent qu'une voiture munie d'un moteur électrique alimenté par une pile à hydrogène consomme 2,5 kg de dihydrogène pour parcourir 500 km en 6 h 40 min.

- 3.1. Calculer la quantité de matière de dihydrogène consommée pendant la durée du trajet.
- 3.2. En déduire la quantité d'électrons (en mol) qui circule dans le circuit extérieur (on pourra s'aider d'un tableau descriptif de l'évolution du système).
- 3.3. Calculer la quantité d'électricité totale débitée par la pile, puis l'intensité du courant, supposée constante pendant la durée du trajet.

Remarque : l'intensité calculée, très grande, ne correspond pas à la réalité car, dans une voiture, plusieurs éléments de pile sont montés en série.

Données :

Masse molaire atomique de l'hydrogène :

$$M(\text{H}) = 1,00 \text{ g.mol}^{-1}$$

Le faraday :

$$1 \text{ F} = 9,65 \times 10^4 \text{ C.mol}^{-1}$$

Constante d'Avogadro :

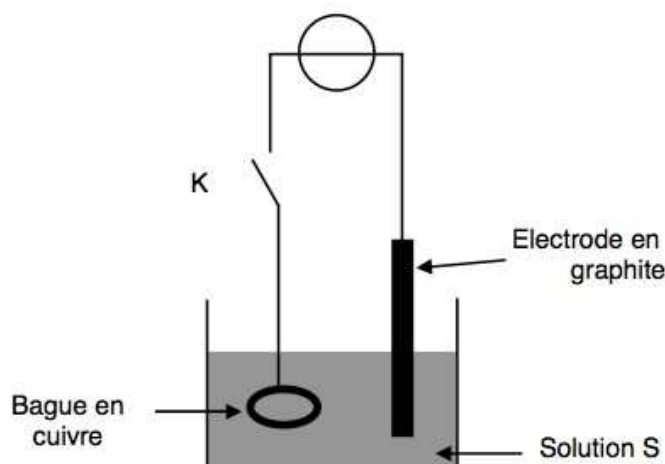
$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Charge électrique élémentaire :

$$e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$$

Exercice 2 – Un bijou peu coûteux

L'argenture est un procédé encore très utilisé qui consiste à déposer une fine couche d'argent sur un métal moins noble, par exemple du cuivre pour la fabrication de bagues bon marché. Le protocole consiste à réaliser une électrolyse en utilisant une solution aqueuse de nitrate d'argent $\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{NO}_3^-_{(aq)}$ afin de déposer sur cette bague en cuivre de l'argent sous forme solide. Le volume de la solution S de nitrate d'argent introduite dans l'électrolyseur sera $V = 500 \text{ mL}$ et sa concentration en soluté apporté $C = 4,00 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. La bague en cuivre, préalablement décapée, est complètement immergée dans la solution et reliée par un fil conducteur à un générateur comme le décrit le schéma ci-contre.



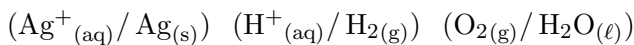
Une électrode de graphite (considéré comme inerte) plongée dans la solution, permet la circulation d'un courant électrique. L'électrolyse commence lors de la fermeture de l'interrupteur K. Le générateur délivre alors pendant une durée notée Δt un courant électrique d'intensité I constante.

Au niveau de l'électrode de graphite, on observe un dégagement gazeux et sur l'électrode constituée par la bague, seul un dépôt d'argent apparaît distinctement.

On considèrera que les anions nitrate NO_3^- (aq) ne subissent aucune transformation chimique au cours de l'électrolyse. Ils contribuent seulement au passage du courant électrique dans l'électrolyseur.

Données :

Couples oxydo-réducteurs :



Le faraday :

$$1 \text{ F} = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$M(\text{Ag}) = 107,9 \quad M(\text{H}) = 1,0 \quad M(\text{O}) = 16,0$$

1. Bilan de l'électrolyse

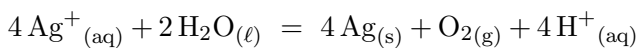
1.1. La bague en cuivre constitue-t-elle l'anode ou la cathode pour cette électrolyse ? Justifier votre réponse.

Doit-elle être reliée à la borne positive ou négative du générateur de tension présent dans le montage ?

1.2. Quelle autre demi-équation d'oxydoréduction est susceptible de se produire à l'électrode constituée de la bague en cuivre ?

1.3. Écrire la demi-équation d'oxydoréduction susceptible de se produire à l'électrode de graphite.

1.4. À l'aide des questions précédentes, justifier l'équation suivante traduisant le bilan de l'électrolyse :



1.5. La durée de l'électrolyse est $\Delta t = 80 \text{ min}$ et l'intensité du courant vaut $I = 24 \text{ mA}$.

1.5.1. Déterminer la quantité $n(e^-)$ d'électrons échangée pendant cette durée.

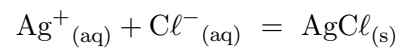
1.5.2. Déterminer la quantité initiale d'ions Ag^+ , $n_i(\text{Ag}^+)$, présents à la fermeture de l'interrupteur. Compléter le tableau d'avancement en annexe à rendre avec la copie.

1.5.3. En déduire l'avancement x de la réaction au bout de la durée de fonctionnement Δt .

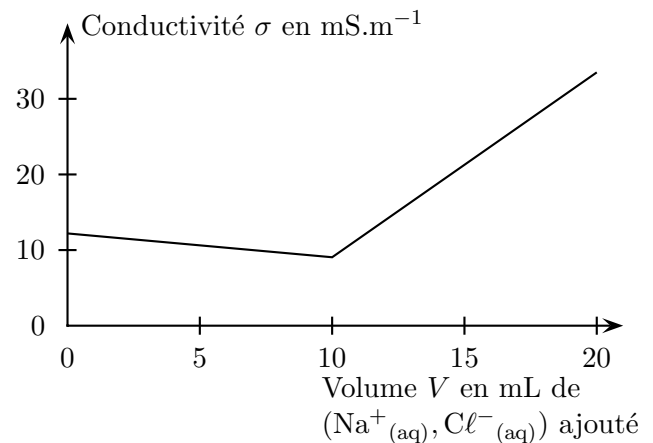
1.5.4. Déterminer la masse d'argent $m(\text{Ag})$ déposée sur la bague en cuivre.

2. Détermination de la masse d'argent déposée sur la bague de cuivre

On propose de vérifier la valeur de la masse d'argent déposée sur la bague électrolysée en utilisant la réaction support de dosage suivante :



Cette réaction est totale, rapide et univoque. On réalise un titrage par conductimétrie en récupérant toute la solution S de nitrate d'argent contenue dans l'électrolyseur que l'on place dans un récipient adapté. Cette solution a un volume $V = 500 \text{ mL}$ (on admet que ce volume n'a pas varié après les diverses réactions aux électrodes). On mesure la conductivité du mélange après chaque ajout de la solution titrante de chlorure de sodium de concentration en soluté apporté $C_1 = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On obtient la courbe ci-dessous :



Pendant le titrage, on négligera les variations de volume du mélange.

2.1. Déterminer, à l'aide de la courbe ci-dessus, le volume V_E de la solution de chlorure de sodium versée à l'équivalence.

2.2. Exprimer la quantité de matière des ions argent restants $n_r(\text{Ag}^+)$ dans la solution S en fonction de C_1 et V_E .

2.3. Exprimer la quantité de matière d'ions argent $n_c(\text{Ag}^+)$ consommés lors de l'électrolyse en fonction de C_1 , V_E et $n_i(\text{Ag}^+)$ (calculé à la question 1.5.2). Calculer $n_c(\text{Ag}^+)$.

2.4. En déduire que la masse d'argent $m(\text{Ag})$ déposée sur la bague en cuivre est de $0,11 \text{ g}$.

2.5. Votre réponse est-elle cohérente avec celle donnée à la question 1.5.4 ? Proposer une explication permettant de justifier l'écart possible.

ANNEXE – Exercice 1

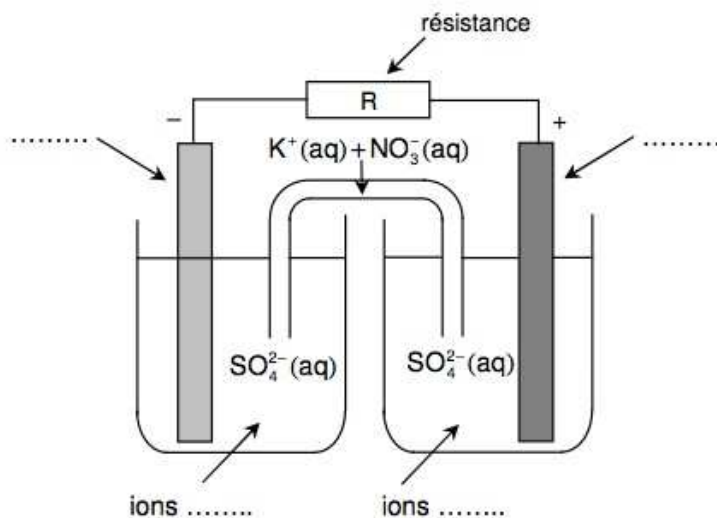


Figure 1

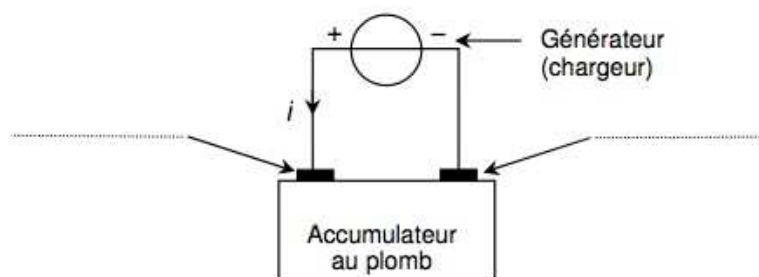


Figure 2

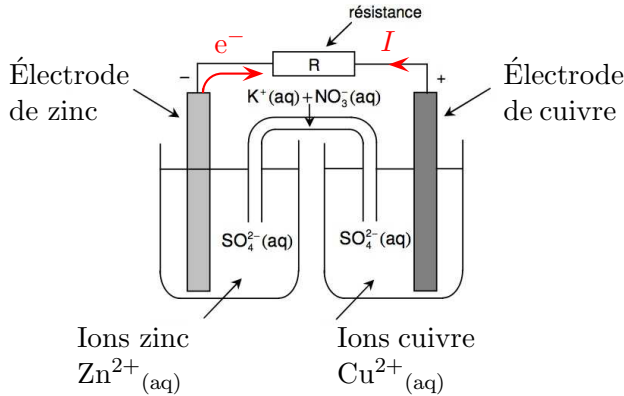
ANNEXE – Exercice 2

Équation de la transformation $4 \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = 4 \text{Ag}_{(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})} + 4 \text{H}^+_{(\text{aq})}$						
État	Avancement	$n(\text{Ag}^+)$	$n(\text{H}_2\text{O})$	$n(\text{Ag})$	$n(\text{O}_2)$	$n(\text{H}^+)$
État initial	$x = 0$		Excès			Excès
État final	x		Excès			Excès

Exercice 1 – La pile sous toutes ses faces

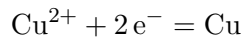
1. La pile Daniell

1.1. Figure 1 de l'annexe :

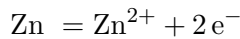


1.2. Équations se produisant aux électrodes :

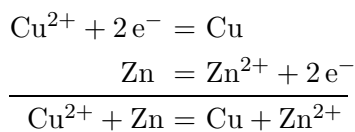
- À l'électrode de cuivre, borne \oplus , les électrons sont consommés, il s'agit d'une réduction (cathode) :



- À l'électrode de zinc, borne \ominus , les électrons sont émis, il s'agit d'une oxydation (anode) :



1.3. Équation de fonctionnement de la pile :



1.4.1. Quotient de réaction :

$$Q_r = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

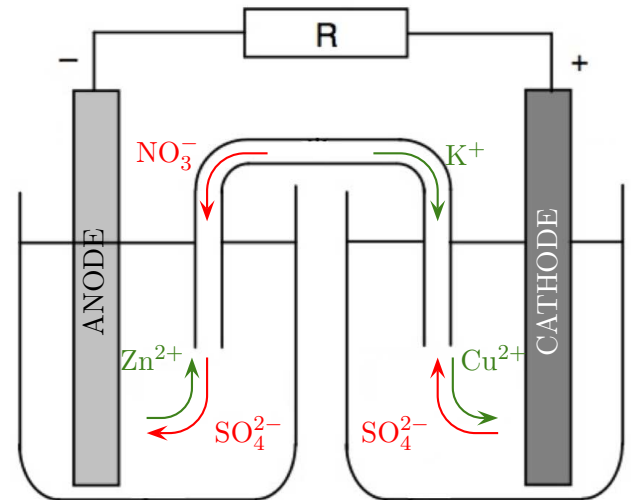
1.4.2. Calcul de $Q_{r,i}$ dans l'état initial :

$$Q_{r,i} = \frac{0,1}{0,1} = 1$$

1.4.3. $Q_{r,i} < K$ donc la réaction va évoluer dans le sens direct. Or la polarité de la pile implique une évolution dans le sens direct : il y a accord.

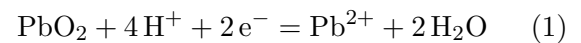
1.5. La concentration d'ions cuivre (II) diminue, celle d'ions zinc (II) augmente.

1.6. Sens de circulation des anions et des cations :

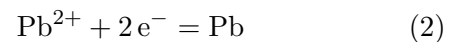


2. L'accumulateur au plomb

2.1. Pour identifier les couples oxydant/réducteur, il faut trouver les demi-équations électroniques correspondant à ces couples. À l'électrode d'oxyde de plomb $\text{PbO}_2(s)$:

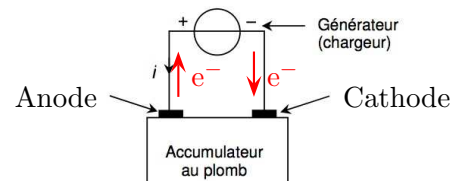


donc on a le couple $(\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+})$. À l'électrode de plomb Pb :



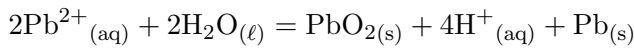
donc le couple $(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb})$.

2.2. L'anode est l'électrode où se produit une oxydation, et donc une production d'électrons; ces électrons vont produit vont alors se diriger vers la borne \oplus du générateur forçant la réaction. L'anode est donc côté \oplus , et par élimination la cathode où se produit une réduction, une consommation d'électrons, est du côté \ominus . On reporte cela sur la figure 2 de l'annexe :



2.3. La transformation est forcée, le générateur imposant un sens d'évolution inverse du sens naturel, spontané.

2.4. La réaction qui se produit lors de la charge est inverse de celle lors du fonctionnement en générateur. Cette réaction de charge a donc comme équation :



2.5. Lors de cette transformation, comme on est dans une situation d'évolution forcée, le quotient de réaction Q_r n'évolue pas jusqu'à atteindre sa valeur d'équilibre K ; bien au contraire, en supposant un état initial totalement déchargé donc d'équilibre tel que $Q_{r,i} = K$, le quotient de réaction va voir sa valeur s'éloigner de K . Une évolution dans le sens direct correspond toujours à une augmentation du quotient de réaction, donc finalement on doit constater une valeur de Q_r qui augmente en s'éloignant de K .

3. La pile à combustible à hydrogène

3.1. Quantité de dihydrogène :

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M(\text{H}_2)} = \frac{2,5 \cdot 10^3}{1,00 \times 2} = 1,3 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

3.2. Pour chaque molécule de dihydrogène consommé, $y = 2$ électrons sont échangés, tels que l'indiquent les coefficients stœchiométriques de la

demi-équation d'oxydation du dihydrogène à la borne négative. La quantité d'électrons qui circule dans le circuit extérieur est donc :

$$n_{e^-} = yn_{\text{H}_2} = 2 \times 1,3 \cdot 10^3 = 2,5 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

3.3. La quantité d'électricité correspond à une mole d'électrons est le Faraday, donc la quantité d'électricité totale débitée par la pile est :

$$Q = n_{e^-} \mathcal{F} = 2,5 \cdot 10^3 \times 9,65 \cdot 10^4 = 2,4 \cdot 10^8 \text{ C}$$

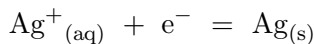
L'intensité I du courant, dans l'hypothèse où elle reste constante, est donnée par :

$$I = \frac{Q}{\Delta t} = \frac{2,4 \cdot 10^8}{6 \times 3600 + 40 \times 60} = 10 \text{ kA}$$

Cette intensité est très élevée ; cependant, dans l'hypothèse d'une tension de l'ordre du volt aux bornes des éléments de la pile à combustible placés en parallèle, cela correspondrait à une puissance de l'ordre de 10 kW, ce qui est assez peu pour un véhicule.

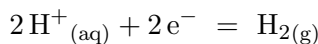
Exercice 2 – Un bijou peu coûteux

1.1. La bague en cuivre constitue la cathode de l'électrolyse. En effet, des ions argent vont être réduits et se déposer à sa surface, selon la demi-équation :



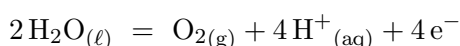
Afin de réaliser cette demi-équation, cette cathode doit être reliée au pôle \ominus du générateur. Les électrons vont partir de ce pôle du générateur et arriver via les fils à la cathode, afin d'être consommés lors de la réduction.

1.2. D'autres réductions sont possibles, en particulier la réduction de l'eau, avec le couple $(\text{H}^{+}_{(\text{aq})} / \text{H}_{2(\text{g})})$:



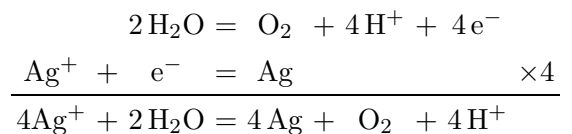
Cette réaction est rendue possible par la dissociation de l'eau, selon la réaction d'autoprotolyse $2\text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})} + \text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$. Fort heureusement, cette réaction parasite est fortement ralentie par des effets cinétiques, raison pour laquelle on ne note pas de dégagement gazeux à cette électrode.

1.3. À l'électrode de graphite, une anode, on a une oxydation ; parmi les couples proposés, le seul réducteur disponible pour une oxydation est l'eau $\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$:



On a bien le dégagement gazeux ($\text{O}_{2(\text{g})}$) annoncé.

1.4. Conformément aux questions précédentes, on connaît les deux demi-équations en jeu, il ne reste plus qu'à les additionner en multipliant l'une d'entre elles par quatre :



1.5.1. Quantité d'électricité Q ayant circulé :

$$I = \frac{Q}{\Delta t} \Leftrightarrow Q = I\Delta t$$

Quantité d'électrons échangée, la charge d'une mole d'électron étant par définition le Faraday F :

$$Q = n_{e^-} F \Leftrightarrow n_{e^-} = \frac{Q}{F}$$

En regroupant les deux formules précédentes :

$$n_{e^-} = \frac{I\Delta t}{F}$$

Application numérique :

$$n_{e^-} = \frac{0,024 \times 80 \times 60}{96500} = 1,2 \text{ mmol}$$

1.5.2. Quantité initiale d'ions argent :

$$\begin{aligned} n_i(\text{Ag}^+) &= CV \\ &= 4,00 \times 10^{-3} \times 0,500 \\ &= 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \\ &= 2,00 \text{ mmol} \end{aligned}$$

Le tableau d'avancement complet est en fin de correction.

1.5.3. Dans le tableau d'avancement, derrière colonne, on lit la quantité d'électrons échangée :

$$n_{e^-} = 4x \quad \Leftrightarrow \quad x = \frac{n_{e^-}}{4}$$

Application numérique :

$$x = \frac{0,0012}{4} = 0,30 \text{ mmol}$$

1.5.4. Masse d'argent déposée :

$$n(\text{Ag}) = 4x \quad \text{et} \quad m(\text{Ag}) = n(\text{Ag})M(\text{Ag})$$

Application numérique :

$$\begin{aligned} m(\text{Ag}) &= 4xM(\text{Ag}) \\ &= 4 \times 0,30 \times 10^{-3} \times 107,9 \\ &= 0,13 \text{ g} \end{aligned}$$

2.1. Le volume équivalent V_E se lit à l'intersection des deux segments de droites, dit point d'inflexion. Lecture graphique : $V_E = 10,0 \text{ mL}$.

2.2. À l'équivalence, les réactifs ont été introduits en proportions stœchiométriques :

$$n_r(\text{Ag}^+) = n_{\text{versé}}(\text{Cl}^-) \quad \Rightarrow \quad n_r(\text{Ag}^+) = C_1 V_E$$

2.3. Voici le point clé de l'exercice, qui doit être parfaitement expliqué. D'une quantité initiale n_i , nous avons une quantité consommée n_c et une quantité restante n_r :

$$n_i(\text{Ag}^+) = n_c(\text{Ag}^+) + n_r(\text{Ag}^+)$$

En isolant $n_c(\text{Ag}^+)$ et en remplaçant $n_r(\text{Ag}^+)$:

$$\begin{aligned} n_c(\text{Ag}^+) &= n_i(\text{Ag}^+) - n_r(\text{Ag}^+) \\ &= n_i(\text{Ag}^+) - C_1 V_E \end{aligned}$$

Application numérique :

$$\begin{aligned} n_c(\text{Ag}^+) &= 0,0020 - 0,100 \times 0,0100 \\ &= 0,0010 \text{ mol} \\ &= 1,0 \text{ mmol} \end{aligned}$$

2.4. Masse d'argent déposé :

$$\begin{aligned} m(\text{Ag}) &= n_c(\text{Ag}^+)M(\text{Ag}) \\ &= 1,0 \times 10^{-3} \times 107,9 \\ &= 0,11 \text{ g} \end{aligned}$$

2.5. La valeur est légèrement inférieure à celle donnée dans la question 1.5.4 :

$$\frac{0,13 - 0,11}{0,11} = 18\%$$

La différence provient très certainement de réactions d'oxydoréduction parasites : oxydation ou réduction de l'eau ou d'autres espèces.

	$4 \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = 4 \text{Ag}_{(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})} + 4 \text{H}^+_{(\text{aq})}$	n_{e^-}
État initial	2,00 Excès 0 0 Excès	0
État final	$2,00 - 4x$ Excès $4x$ x Excès	$4x$

* *
*

Grille DS8**Exercice 1 – Pile .../11**

- Légende figure 1
- Cu \oplus réduction, Zn \ominus oxydation
- Équation + Q_r
- Évolution sens direct, $[\text{Cu}^{2+}] \searrow$ et $[\text{Zn}^{2+}] \nearrow$
- ($\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$) et (Pb^{2+}/Pb), justifiés
- Légende figure 2
- Charge : réaction forcée (charge)
- Décharge : réaction inverse, Q_r qui s'éloigne de K
- $n_{\text{H}_2} = 1,3 \times 10^3 \text{ mol} + n_{e^-} = 2 n_{\text{H}_2} = 2,5 \times 10^3 \text{ mol}$
- $Q = n_{e^-} \mathcal{F} = 2,4 \times 10^8 \text{ C}$
- $I = Q/\Delta t = 10 \text{ kA}$

Exercice 2 – Bijou .../9

- Bague = cathode, justifié $\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$
- $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$ et $2\text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^-$
- Demi-équations écrites + tableau d'avanc^{mt} annexe
- $n_{e^-} = I\Delta t/\mathcal{F} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- $n_i(\text{Ag}^+) = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + x = n_{e^-}/4 = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- $m(\text{Ag}) = 0,13 \text{ g}$
- $V_E = 10 \text{ mL}$ et $n_r(\text{Ag}^+) = C_1 V_E$
- $n_c(\text{Ag}^+) = n_i(\text{Ag}^+) - n_r(\text{Ag}^+) = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- $m(\text{Ag}) = 0,108 \text{ g}$, inférieur réduction(s) parasite(s)

Note .../20**Grille DS8****Exercice 1 – Pile .../11**

- Légende figure 1
- Cu \oplus réduction, Zn \ominus oxydation
- Équation + Q_r
- Évolution sens direct, $[\text{Cu}^{2+}] \searrow$ et $[\text{Zn}^{2+}] \nearrow$
- ($\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$) et (Pb^{2+}/Pb), justifiés
- Légende figure 2
- Charge : réaction forcée (charge)
- Décharge : réaction inverse, Q_r qui s'éloigne de K
- $n_{\text{H}_2} = 1,3 \times 10^3 \text{ mol} + n_{e^-} = 2 n_{\text{H}_2} = 2,5 \times 10^3 \text{ mol}$
- $Q = n_{e^-} \mathcal{F} = 2,4 \times 10^8 \text{ C}$
- $I = Q/\Delta t = 10 \text{ kA}$

Exercice 2 – Bijou .../9

- Bague = cathode, justifié $\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$
- $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$ et $2\text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^-$
- Demi-équations écrites + tableau d'avanc^{mt} annexe
- $n_{e^-} = I\Delta t/\mathcal{F} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- $n_i(\text{Ag}^+) = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + x = n_{e^-}/4 = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- $m(\text{Ag}) = 0,13 \text{ g}$
- $V_E = 10 \text{ mL}$ et $n_r(\text{Ag}^+) = C_1 V_E$
- $n_c(\text{Ag}^+) = n_i(\text{Ag}^+) - n_r(\text{Ag}^+) = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- $m(\text{Ag}) = 0,108 \text{ g}$, inférieur réduction(s) parasite(s)

Note .../20**Grille DS8****Exercice 1 – Pile .../11**

- Légende figure 1
- Cu \oplus réduction, Zn \ominus oxydation
- Équation + Q_r
- Évolution sens direct, $[\text{Cu}^{2+}] \searrow$ et $[\text{Zn}^{2+}] \nearrow$
- ($\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$) et (Pb^{2+}/Pb), justifiés
- Légende figure 2
- Charge : réaction forcée (charge)
- Décharge : réaction inverse, Q_r qui s'éloigne de K
- $n_{\text{H}_2} = 1,3 \times 10^3 \text{ mol} + n_{e^-} = 2 n_{\text{H}_2} = 2,5 \times 10^3 \text{ mol}$
- $Q = n_{e^-} \mathcal{F} = 2,4 \times 10^8 \text{ C}$
- $I = Q/\Delta t = 10 \text{ kA}$

Exercice 2 – Bijou .../9

- Bague = cathode, justifié $\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$
- $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$ et $2\text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^-$
- Demi-équations écrites + tableau d'avanc^{mt} annexe
- $n_{e^-} = I\Delta t/\mathcal{F} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- $n_i(\text{Ag}^+) = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + x = n_{e^-}/4 = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- $m(\text{Ag}) = 0,13 \text{ g}$
- $V_E = 10 \text{ mL}$ et $n_r(\text{Ag}^+) = C_1 V_E$
- $n_c(\text{Ag}^+) = n_i(\text{Ag}^+) - n_r(\text{Ag}^+) = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- $m(\text{Ag}) = 0,108 \text{ g}$, inférieur réduction(s) parasite(s)

Note .../20**Grille DS8****Exercice 1 – Pile .../11**

- Légende figure 1
- Cu \oplus réduction, Zn \ominus oxydation
- Équation + Q_r
- Évolution sens direct, $[\text{Cu}^{2+}] \searrow$ et $[\text{Zn}^{2+}] \nearrow$
- ($\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$) et (Pb^{2+}/Pb), justifiés
- Légende figure 2
- Charge : réaction forcée (charge)
- Décharge : réaction inverse, Q_r qui s'éloigne de K
- $n_{\text{H}_2} = 1,3 \times 10^3 \text{ mol} + n_{e^-} = 2 n_{\text{H}_2} = 2,5 \times 10^3 \text{ mol}$
- $Q = n_{e^-} \mathcal{F} = 2,4 \times 10^8 \text{ C}$
- $I = Q/\Delta t = 10 \text{ kA}$

Exercice 2 – Bijou .../9

- Bague = cathode, justifié $\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$
- $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$ et $2\text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^-$
- Demi-équations écrites + tableau d'avanc^{mt} annexe
- $n_{e^-} = I\Delta t/\mathcal{F} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- $n_i(\text{Ag}^+) = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + x = n_{e^-}/4 = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- $m(\text{Ag}) = 0,13 \text{ g}$
- $V_E = 10 \text{ mL}$ et $n_r(\text{Ag}^+) = C_1 V_E$
- $n_c(\text{Ag}^+) = n_i(\text{Ag}^+) - n_r(\text{Ag}^+) = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- $m(\text{Ag}) = 0,108 \text{ g}$, inférieur réduction(s) parasite(s)

Note .../20