

Terminale Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M.KUNST-MEDICA MAJ 07/2024	 Frères des Écoles Chrétiennes
Chapitre 9 : Sens d'évolution spontanée ou forcée d'un système chimique		Cours livre p 136 à 140 et p 176 à 177	
Nom : Prénom : Classe :			
Mon livret « plan de travail et parcours d'exercices ». A remettre au professeur le jour du DS avec les feuilles d'exercices Site internet : http://www.lasallesciences.com			

Les « attendus » du chapitre

Bilan	Mon opinion après avoir réalisé les exercices	Avis du professeur après le DS
Cours et l'AE 9.1 : transformation totale ou non ?		
Relier le caractère non total d'une transformation à la présence, à l'état final du système, de tous les réactifs et de tous les produits.		
Mettre en évidence la présence de tous les réactifs dans l'état final d'un système siège d'une transformation non totale, par un nouvel ajout de réactifs.		
AE 9.2 : Une solution rouge sang		
Déterminer le sens d'évolution spontanée d'un système.		
Déterminer un taux d'avancement final à partir de données sur la composition de l'état final et le relier au caractère total ou non total de la transformation.		
Déterminer la valeur du quotient de réaction à l'état final d'un système, siège d'une transformation non totale, et montrer son indépendance vis-à-vis de la composition initiale du système à une température donnée.		

Cours et AE 9.3 : Réaliser une pile

Illustrer un transfert spontané d'électrons par contact entre réactifs et par l'intermédiaire d'un circuit extérieur.		
Justifier la stratégie de séparation des réactifs dans deux demi-piles et l'utilisation d'un pont salin.		
Modéliser et schématiser, à partir de résultats expérimentaux, le fonctionnement d'une pile.		
Déterminer la capacité électrique d'une pile à partir de sa constitution initiale.		
Réaliser une pile, déterminer sa tension à vide et la polarité des électrodes, identifier la transformation mise en jeu, illustrer le rôle du pont salin.		

AE 9.4 : Forcer l'évolution d'un système

Modéliser et schématiser, à partir de résultats expérimentaux, les transferts d'électrons aux électrodes par des réactions électrochimiques.		
Déterminer les variations de quantité de matière à partir de la durée de l'électrolyse et de la valeur de l'intensité du courant.		
Identifier les produits formés lors du passage forcé d'un courant dans un électrolyseur.		

Cours et AD 9.5 : Les voitures « à hydrogène »

Citer des exemples de dispositifs mettant en jeu des conversions et stockages d'énergie chimique (piles, accumulateurs, organismes chlorophylliens) et les enjeux sociétaux associés.		
---	--	--

Les bons réflexes pour les exercices

<p>Si l'énoncé demande de...</p> <p>Déterminer le caractère total ou non total d'une transformation.</p>	<p>Il est nécessaire de...</p> <p>Réflexe 1</p> <ul style="list-style-type: none"> • Déterminer l'avancement maximal x_{\max} et l'avancement final x_f en s'aidant éventuellement d'un tableau d'avancement. • Calculer le taux d'avancement final τ et conclure : <ul style="list-style-type: none"> – si $\tau = 1$, la transformation est totale ; – si $\tau < 1$, la transformation est non totale. 	<p>➔ Ex. 5 p. 144</p>
<p>Déterminer le sens d'évolution spontanée d'un système.</p>	<p>Réflexe 2</p> <ul style="list-style-type: none"> • Exprimer, puis calculer le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,i}$ • Comparer $Q_{r,i}$ à la constante d'équilibre K : <div style="text-align: center; margin-top: 10px;"> </div>	<p>➔ Ex. 9 p. 145</p>
<p>Si l'énoncé demande de...</p> <p>Déterminer les quantités de matière de produit formé pendant une durée donnée.</p>	<p>Il est nécessaire de...</p> <p>Réflexe 1</p> <ul style="list-style-type: none"> • Exprimer la quantité d'électricité Q mise en jeu au cours de l'électrolyse en fonction : <ul style="list-style-type: none"> – de l'intensité I du courant et de la durée Δt de l'électrolyse ; – de la quantité d'électrons $n(e^-)$ échangés et de la constante de Faraday F. • Exprimer la quantité d'électrons circulant dans le circuit électrique en fonction de la quantité de produit formé, à partir des équations des réactions électrochimiques ayant lieu aux électrodes. • En déduire la quantité de produit formé. 	<p>➔ Ex. 7 p. 183</p>
<p>Déterminer le sens de déplacement des électrons.</p>	<p>Réflexe 2</p> <ul style="list-style-type: none"> • Identifier l'électrode reliée à la borne \oplus du générateur et celle reliée à la borne \ominus. • Déterminer le sens de déplacement des porteurs de charges : dans les fils électriques et les électrodes, les électrons se déplacent de la borne \ominus du générateur vers la borne \oplus (aucun électron libre n'existe en solution). 	<p>➔ Ex. 5 p. 182</p>
<p>Identifier l'anode et la cathode lors d'une électrolyse.</p>	<p>Réflexe 3</p> <ul style="list-style-type: none"> • Écrire (ou utiliser) les équations des réactions électrochimiques ayant lieu aux électrodes. • Déduire la nature des électrodes : <ul style="list-style-type: none"> – l'Anode est le lieu d'une oxydAtion (les électrons sont libérés) ; – la Cathode est le lieu d'une réduCtion (les électrons sont consommés). 	<p>➔ Ex. 5 p. 182</p>

Les vidéos du chapitre

https://www.youtube.com/watch?v=OK1wOKtd09U	https://www.youtube.com/watch?v=XGiG3pohbyU	https://www.youtube.com/watch?v=w3lg9HDBMKw
<p>Vidéo : Bilan de cours sens d'évolution d'un système chimique (Stella)</p>	<p>Vidéo : Bilan de cours piles électrochimiques (Stella)</p>	<p>Vidéo : Bilan de cours sur l'électrolyse (Stella)</p>

Le plan de travail (Surligner les étapes réalisées)

A faire après le cours et l'AE 9.1 : transformation totale ou non et l'AE 9.2 : Autour du vinaigre

Lire la correction de l'AE 9.1 et l'AE 9.2

Étudier le « I et II » du cours – « Réactions non totales » et « évolution spontanée d'un système chimique ».

Visionner la vidéo du cours « sens d'évolution d'un système chimique ».

Exercices d'application :

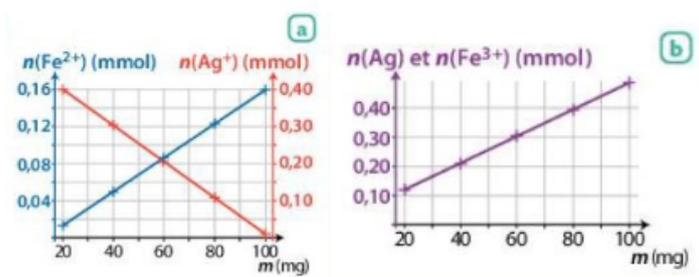
Livret exos révisions chimie : 44 à 51 p 35-37

Exercice 44 : Déterminer si les phrases suivantes correspondent à des réactions totales ou non totales.

1. On utilise une double-flèche dans l'écriture de l'équation chimique.
2. Un des réactifs a totalement disparu à la fin.
3. À l'état final, il y a coexistence des réactifs et des produits.
4. Le taux d'avancement final est $\tau = 72 \%$.
5. Les réactifs réagissent entre eux, mais les produits ne réagissent entre eux, mais les produits ne réagissent pas entre eux.

Exercice 45 : À 50,0 mL d'une solution de nitrate d'argent telle que $[\text{Ag}^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, sont ajoutés, plusieurs fois, une masse $m_0 = 20 \text{ mg}$ de sulfate de fer (II) $\text{FeSO}_4(\text{s})$. Ces ajouts se font sans variation de volume. De l'argent $\text{Ag}(\text{s})$ et des ions fer (III) Fe^{3+} se forment.

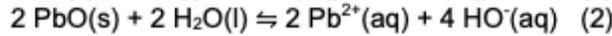
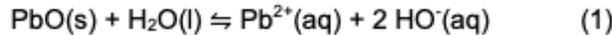
Les graphes (a) et (b) indiquent l'évolution des quantités des différentes espèces en fonction de la masse m introduite.



Données : $M(\text{FeSO}_4) = 151,9 \text{ g.mol}^{-1}$, couples : $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ et $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.

1. Écrire l'équation de la réaction.
2. Conclure quant au caractère total ou non de la transformation.

Exercice 46 : Soient les équations des réactions suivantes :



1. Exprimer les quotients de réaction Q_{r1} et Q_{r2} associés aux équations (1) et (2).
2. L'expression du quotient de réaction dépend-elle de l'écriture de l'équation de réaction ?

Exercice 47 : À un volume $V = 20 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate de plomb (II) telle que $[\text{Pb}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ est ajouté, sans variation de volume, à $25 \text{ }^\circ\text{C}$, 200 mg de poudre d'étain Sn(s) .

À l'état final, $[\text{Sn}^{2+}]_f = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. À $25 \text{ }^\circ\text{C}$, la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction est égale à $0,33$.

Données : $M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g.mol}^{-1}$, couples : $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})/\text{Pb(s)}$ et $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})/\text{Sn(s)}$.

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation.
2. Calculer la valeur du quotient de réaction à l'état initial du système considéré.
3. En déduire le sens d'évolution spontanée du système.
4. Calculer la valeur du quotient de réaction à l'état final du système. Conclure.

Exercice 48 : À $25 \text{ }^\circ\text{C}$, dans une fiole jaugée de $250,0 \text{ mL}$, sont dissous totalement une masse $m_1 = 1,21 \text{ g}$ de nitrate de fer (III) nonahydraté $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9 \text{ H}_2\text{O(s)}$, une masse $m_2 = 0,87 \text{ g}$ de sulfate de fer (II) heptahydraté $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O(s)}$, une masse $m_3 = 0,64 \text{ g}$ de nitrate d'argent $\text{AgNO}_3(\text{s})$ et de la poudre d'argent Ag(s) est ajoutée. On complète au trait de jauge avec de l'eau distillée. La transformation est modélisée par deux réactions opposées. L'équation s'écrit : $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Ag(s)} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ag}^+(\text{aq})$

Données : $M(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 241,9 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{FeSO}_4) = 151,9 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{AgNO}_3) = 169,9 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

1. Calculer le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,i}$.
2. Sachant que la masse d'argent diminue, comparer la constante d'équilibre K , à $25 \text{ }^\circ\text{C}$, au quotient de réaction à l'état initial.
3. À $25 \text{ }^\circ\text{C}$, dans un erlenmeyer, sont ajoutées les solutions suivantes :

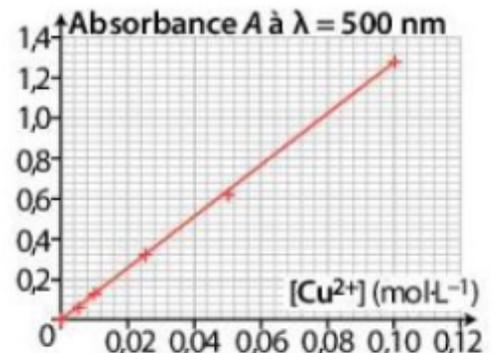
Solutions	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{NO}_3^-(\text{aq})$	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$
C (mol.L⁻¹)	$1,0 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$
V (mL)	30,0	50,0	20,0

De l'argent Ag(s) se forme. Déterminer un encadrement de la constante d'équilibre K .

Exercice 49 : Un fil de cuivre Cu(s) de masse $m_{\text{Cu}} = 5,0 \text{ g}$ est plongé dans une solution de volume $V = 100 \text{ mL}$ contenant des ions argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$ telle que $[\text{Ag}^+] = 0,075 \text{ mol.L}^{-1}$. La solution se colore en bleu et un dépôt d'argent se forme sur le cuivre. L'absorbance, à $\lambda = 800 \text{ nm}$, de la solution obtenue est égale à $0,47$.

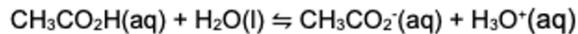
Données : $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag(s)}$; $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu(s)}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

1. Écrire l'équation de la réaction.
2. À l'aide du taux d'avancement, conclure au caractère total ou non de la transformation.



Exercice 50 : Un volume $V_A = 1,00$ mL d'acide éthanóïque pur est versé dans une fiole jaugée de volume $V = 500,0$ mL. On ajuste au trait de jauge avec de l'eau distillée. Le pH de la solution est égal à 3,1.

L'acide éthanóïque réagit avec de l'eau suivant la réaction d'équation :



1. Calculer l'avancement maximal de la réaction.
2. Calculer le taux d'avancement final.
3. Conclure quant au caractère total ou non de la transformation.



Exercice 51 : Le sulfate de baryum BaSO_4 , opaque aux rayons X, est utilisé en radiologie. À 25°C , on prépare une solution de volume $V = 2,0$ L en introduisant une masse $m = 5,0$ g de $\text{BaSO}_4(\text{s})$ dans de l'eau. La dissolution du sulfate de baryum dans l'eau a pour équation : $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

Données : Constante d'équilibre à 25°C : $K = 10^{-9,9}$, $M(\text{BaSO}_4) = 233,4$ g.mol⁻¹.

1. Montrer, qu'à 25°C , du sulfate de baryum $\text{BaSO}_4(\text{s})$ se dissout.
2. À l'état final, $[\text{Ba}^{2+}]_f = 1,1 \times 10^{-5}$ mol.L⁻¹. En déduire que la transformation n'est pas totale.

A faire après le cours et l'AE 9.3 : réaliser une pile

Lire la correction de l'AE 9.3

Étudier le « III » du cours – « Cas des réactions d'oxydoréduction »

Visionner la vidéo du cours « piles électrochimiques ».

Exercices d'application :

Livret exos révisions chimie : 55 à 59 p 38-39

Exercice 59 : La pile décrite dans l'exercice 58 est réalisée et fonctionne pendant 3,0 heures en débitant un courant d'intensité constante $I = 10$ mA.

Données : $Q = I \times \Delta t$ (I l'intensité (en A), Q la quantité d'électricité débitée (en C) et Δt une durée (en s))

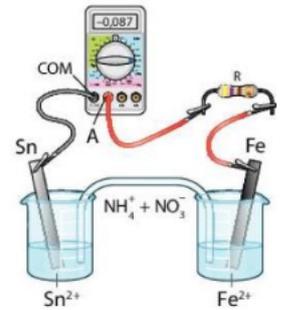
$M(\text{Ni}) = 58,7$ g.mol⁻¹ ; $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ mol⁻¹ et $e = 1,6 \times 10^{-19}$ C.

1. Déterminer la quantité d'électricité débitée par la pile pendant 3,0 heures.
2. En déduire la variation de la masse de l'électrode de nickel et celle de la concentration en ion argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$ pour cette durée.

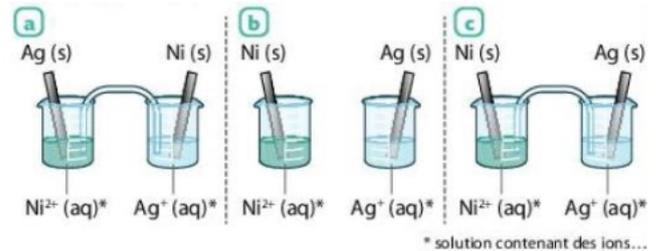
Exercice 55 :

Données : Couples : $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})/\text{Sn}(\text{s})$ et $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$.

1. Déterminer le sens du courant dans le circuit extérieur de la pile ci-contre.
2. En déduire l'équation de la réaction de fonctionnement.
3. Justifier la stratégie de séparation des réactifs dans deux demi-piles.



Exercice 56 : Parmi les schémas ci-dessous, indiquer celui (ou ceux) qui correspond(ent) à une pile argent-nickel constituée des couples oxydant/réducteur $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ et $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})/\text{Ni}(\text{s})$.



Exercice 57 : Une pile mettant en jeu les couples $\text{Cd}^{2+}(\text{aq})/\text{Cd}(\text{s})$ et $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ permet d'actionner une petite hélice. La tension mesurée est négative si la borne COM du voltmètre est reliée à l'électrode d'argent.

1. Schématiser le montage et préciser les bornes de la pile.
2. En déduire l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.
3. Déterminer si le transfert d'électrons est direct ou indirect.

Exercice 58 : Une pile est réalisée en associant :

- Une plaque de nickel $\text{Ni}(\text{s})$ de masse $m = 25 \text{ g}$ plongeant dans $50,0 \text{ mL}$ d'une solution sulfate de nickel telle que $[\text{Ni}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$;
- Une plaque d'argent $\text{Ag}(\text{s})$ plongeant dans $50,0 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate d'argent telle que $[\text{Ag}^+] = [\text{Ni}^{2+}]$.

Lors du fonctionnement de la pile, les ions argent Ag^+ sont réduits.

Données : $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})/\text{Ni}(\text{s})$ et $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$; $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g.mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ et $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

1. Écrire l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.
2. Déterminer la capacité électrique de la pile.

Lire la correction de l'AE 9.4 et de l'AD 9.5

Étudier le « IV » du cours – « transformations forcées – électrolyse »

Visionner la vidéo du cours « bilan de cours sur l'électrolyse ».

Exercices d'application :

Livret Hachette éducation : 3-4-5-6-7-8-9-10 p 182-183

Donnée

La charge d'une mole d'électrons est égale à $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1 La transformation forcée

3 Reconnaître la nature d'une transformation

Utiliser un modèle pour prévoir.

• Pour chacun des deux systèmes ❶ et ❷, indiquer s'il est nécessaire de réaliser une électrolyse pour obtenir une quantité notable de produits.

❶ • 5 mL de solution d'ions argent (I) telle que $[\text{Ag}^+] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
• 1 g de tournure de cuivre $\text{Cu}(\text{s})$.

❷ • 5 mL de solution d'ions bromure telle que $[\text{Br}^-] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
• 5 mL de solution d'ions zinc (II) telle que $[\text{Zn}^{2+}] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Données

• $2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \quad K_1 = 2,2 \times 10^{15}$.
• $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Br}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s}) + \text{Br}_2(\text{aq}) \quad K_2 = 2,5 \times 10^{-62}$.

4 Justifier une transformation forcée

Extraire et organiser l'information.

La manipulation schématisée ci-dessous est réalisée.



Des ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ et des ions chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$ sont formés.

1. En utilisant les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles, écrire l'équation (1) de la réaction qui se produit dans le tube. La constante d'équilibre K_1 , à 25°C , associée à cette équation est égale à $1,0 \times 10^{21}$.

2. a. Écrire l'équation (2) de la réaction opposée. En déduire la constante d'équilibre K_2 associée à cette équation.

b. Une solution de chlorure de fer (III), $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^-(\text{aq})$ est telle que $[\text{Fe}^{3+}] = 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Déterminer le quotient de réaction initial $Q_{r,2,i}$ associé à l'équation (2). En déduire le sens d'évolution spontanée du système.

c. Cette évolution est-elle notable ?

d. Proposer une méthode permettant de faire évoluer le système vers la formation des ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et du dichlore $\text{Cl}_2(\text{aq})$.

2 Le fonctionnement d'un électrolyseur

VIDÉO DE COURS Électrolyse – QR Code p. 178



5 Identifier la réaction électrochimique

Exploiter des schémas ; mobiliser ses connaissances.

L'électrolyse d'une solution d'acide sulfurique $2 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ est réalisée à l'aide du montage schématisé ci-contre.

1. Déterminer le sens de déplacement des électrons.

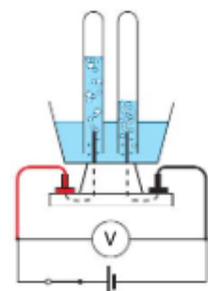
Utiliser le réflexe 2

2. Identifier l'anode et la cathode.

Utiliser le réflexe 3

3. Écrire l'équation de la réaction.

4. Comparer, en justifiant, les volumes de gaz dégagés aux deux électrodes.



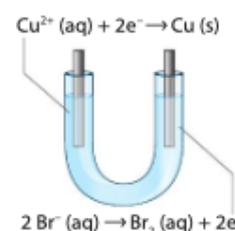
Données

• $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g}) ; \text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
• Les ions sulfate $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ne réagissent pas.

6 Compléter un dispositif d'électrolyse

Faire un schéma adapté.

• Recopier puis compléter le dispositif relatif à l'électrolyse d'une solution de bromure de cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Br}^-(\text{aq})$, en précisant les branchements du générateur, le sens conventionnel du courant et le sens de déplacement des électrons.



7 Déterminer une quantité de matière

Interpréter des observations ; effectuer des calculs.

Les casseroles en cuivre sont étamées, c'est-à-dire recouvertes d'un dépôt d'étain Sn (s), afin d'éviter de retrouver des traces d'élément cuivre dans les aliments. Ce dépôt peut être réalisé, par électrolyse ou par bain d'étain en fusion.



Le Rétamage, Marius Roy (1833-1921).

L'électrolyse d'une solution aqueuse acidifiée de chlorure d'étain (II) $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$ est réalisée pendant 30 minutes à une intensité constante du courant électrique maintenue égale à 0,80 A.

- Un dépôt d'étain Sn (s) se forme sur une électrode. Écrire l'équation de la réaction électrochimique et nommer l'électrode.
- Sur l'autre électrode, se dégage un gaz qui ravive une allumette incandescente. Écrire l'équation de la réaction électrochimique ayant lieu sur cette électrode.
- Déterminer la quantité d'étain $n(\text{Sn})$, puis la masse $m(\text{Sn})$, qui se dépose au cours de l'électrolyse.

Utiliser le réflexe 1

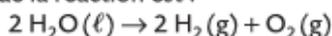
Données

- Les électrodes utilisées sont inattaquables.
- $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell) ; \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Sn}(\text{s})$.
- $M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

8 Estimer la durée d'une électrolyse

Effectuer des calculs ; mobiliser ses connaissances.

Pour produire du dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$, l'électrolyse de l'eau, en milieu acide, est réalisée à 25 °C. Un électrolyseur parcouru par un courant d'intensité constante $I = 10 \text{ kA}$ permet de produire un volume de dihydrogène $V(\text{H}_2)_{\text{produit}} = 3 \text{ 686 L}$. Le rendement η de l'électrolyse est égal à 0,80. L'équation de la réaction est :



- Déterminer la borne du générateur à laquelle est reliée l'électrode où se dégage le dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$.
- Estimer la durée Δt de l'électrolyse.

Données

- $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g}) ; \text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- Volume molaire : $V_m = 24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Rendement de l'électrolyse : $\eta = \frac{V(\text{H}_2)_{\text{produit}}}{V(\text{H}_2)_{\text{maximal}}}$.
- Le volume $V(\text{H}_2)_{\text{maximal}}$ serait le volume de dihydrogène produit s'il n'y avait aucune perte d'énergie.

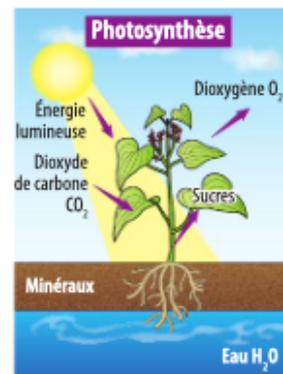
3 La conversion et le stockage d'énergie

9 Déterminer un type de conversion

Exploiter des informations.

Lors de la photosynthèse des végétaux, la chlorophylle utilise l'énergie lumineuse pour transformer le dioxyde de carbone $\text{CO}_2(\text{g})$ et l'eau $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ en glucide comme le glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq})$, et en dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$.

Lors de la respiration des végétaux, le dioxygène consommé oxyde le glucose en dioxyde de carbone. Cette réaction est la réaction opposée à celle ayant lieu lors de la photosynthèse.



- Écrire les demi-équations électroniques des couples : $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$ et $\text{CO}_2(\text{g}) / \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq})$.

- En déduire l'équation de la réaction ayant lieu lors de la respiration des végétaux.

- a. En l'absence de lumière, la photosynthèse n'a pas lieu. Expliquer le rôle joué par la lumière.

- b. Déterminer le type de conversion d'énergie qui se produit lors de la photosynthèse.

10 Étudier le fonctionnement d'un accumulateur

Faire un schéma adapté.

Dans les accumulateurs au plomb utilisés par exemple dans l'automobile, des cycles de décharge et de charge se succèdent. Lors de la décharge, l'accumulateur se comporte comme une pile et lors de la charge, il se comporte comme un électrolyseur permettant de régénérer les réactifs.



- a. Au cours de la décharge, le plomb $\text{Pb}(\text{s})$ et le dioxyde de plomb $\text{PbO}_2(\text{s})$ sont respectivement oxydé et réduit en ions plomb (II) $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$. Écrire les équations des réactions électrochimiques se produisant respectivement à l'anode et à la cathode de la pile.

- b. En déduire l'équation de fonctionnement de la pile.

- c. Déterminer le type de conversion d'énergie réalisée.

2. Au cours de la charge, des ions plomb (II) sont réduits en plomb $\text{Pb}(\text{s})$, d'autres sont oxydés en dioxyde de plomb $\text{PbO}_2(\text{s})$. Répondre aux questions 1. a, b et c pour la charge de l'accumulateur.

3. Représenter par un cycle le principe d'un accumulateur et expliquer l'intérêt que présente ce type de dispositif.

Faire les exercices résolus sans correction, puis corriger

Préparer une suspension de sulfate de baryum

Mobiliser et organiser ses connaissances ; effectuer des calculs.

Le sulfate de baryum BaSO_4 , opaque aux rayons X, est utilisé en radiologie. À $25\text{ }^\circ\text{C}$, on prépare une solution de volume $V = 2,0\text{ L}$ en introduisant une masse $m = 5,0\text{ g}$ de $\text{BaSO}_4(\text{s})$ dans de l'eau. La dissolution du sulfate de baryum dans l'eau a pour équation : $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

- Montrer, qu'à $25\text{ }^\circ\text{C}$, du sulfate de baryum $\text{BaSO}_4(\text{s})$ se dissout.
- À l'état final, $[\text{Ba}^{2+}]_f = 1,1 \times 10^{-5}\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. En déduire que la transformation n'est pas totale.

Données

Constante d'équilibre à $25\text{ }^\circ\text{C}$: $K = 10^{-9,9}$; $M(\text{BaSO}_4) = 233,4\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

> Radiographie d'un intestin grâce à l'utilisation du sulfate de baryum.



Solution rédigée

- On utilise le **Réflexe 2**.

Expression et calcul de $Q_{r,i}$

Comparaison de $Q_{r,i}$ avec K

- On utilise le **Réflexe 1**.

Détermination de x_f et x_{max}

Calcul de τ

- Sachant que $[\text{Ba}^{2+}]_i = [\text{SO}_4^{2-}]_i = 0$, le quotient de réaction à l'état initial est égal à :

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Ba}^{2+}]_i \times [\text{SO}_4^{2-}]_i}{(c^\circ)^2} = 0$$

- À $25\text{ }^\circ\text{C}$, le système évolue dans le sens direct de l'équation de la réaction car $Q_{r,i} < K$. **Du sulfate de baryum se dissout.**

- L'avancement final est égal à :

$$x_f = [\text{Ba}^{2+}]_f \times V = 1,1 \times 10^{-5}\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 2,0\text{ L} = 2,2 \times 10^{-5}\text{ mol}$$

$$\text{L'avancement maximal est : } x_{\text{max}} = \frac{m}{M(\text{BaSO}_4)} = \frac{5,0\text{ g}}{233,4\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,1 \times 10^{-2}\text{ mol}$$

$$\text{Le taux d'avancement est : } \tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{2,2 \times 10^{-5}\text{ mol}}{2,1 \times 10^{-2}\text{ mol}} = 1,0 \times 10^{-3}$$

- $\tau < 1$: la transformation n'est pas totale.

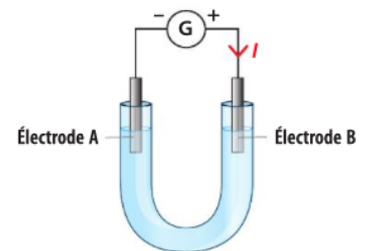
2 Exercice résolu

Traitement de l'eau d'une piscine

Proposer une hypothèse.

Dans certaines piscines, on ajoute du chlorure de sodium (sel) à l'eau. Après pompage, l'eau salée est traitée par électrolyse. Pour étudier le fonctionnement d'un électrolyseur au sel, on réalise l'expérience suivante : dans un tube en U contenant une solution de chlorure de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$, on plonge deux électrodes A et B reliées aux bornes d'un générateur de tension continue. Il se produit, entre autres, un dégagement de dichlore $\text{Cl}_2(\text{g})$ à une électrode et un dégagement de dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$ à l'autre.

- Identifier l'électrode à laquelle a lieu le dégagement de dichlore. Justifier la réponse à partir du déplacement des électrons et en écrivant l'équation de la réaction électrochimique ayant lieu à cette électrode.
 - Cette électrode est-elle l'anode ou la cathode ? Justifier la réponse.
- Pourquoi l'électrolyseur au sel est-il utilisé pour le traitement de l'eau des piscines ?



Données

Couples oxydant/réducteur mis en jeu : $\text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{H}_2(\text{g})$; $\text{Cl}_2(\text{g}) / \text{Cl}^-(\text{aq})$.

Solution rédigée

- On utilise le **Réflexe 2**.

Identification des électrodes reliées aux bornes \ominus ou \oplus du générateur

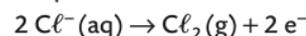
Recherche du déplacement des électrons

- On utilise le **Réflexe 3**.

Déduction de la nature de l'électrode à partir de l'équation de la réaction électrochimique

- L'électrode B est reliée à la borne \oplus du générateur.

Les électrons sont produits à cette électrode (le sens de déplacement des électrons est l'inverse du sens conventionnel du courant). L'équation de la réaction électrochimique se produisant à cette électrode s'écrit :



Il se forme donc du dichlore à l'électrode B.

- L'équation de la réaction électrochimique montre que les ions chlorure sont oxydés : **l'électrode B est donc l'anode.**

- L'électrolyseur au sel produit du dichlore $\text{Cl}_2(\text{g})$. On peut émettre l'hypothèse que ce gaz se dissout en partie dans l'eau de la piscine et favorise sa désinfection.

2 Exercice résolu

Une pile saline utilisable pour observer les étoiles ?

Utiliser un modèle pour expliquer ; comparer à une valeur de référence.

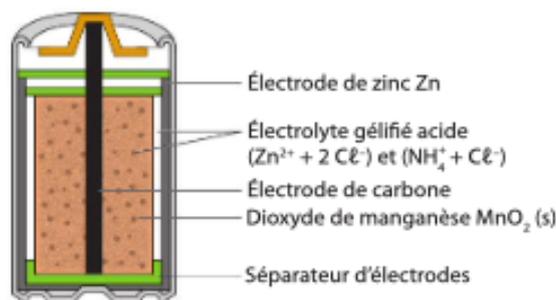
Afin d'éviter la buée sur les optiques des télescopes, les astronomes amateurs utilisent des résistances chauffantes. Pour fonctionner, l'une d'elles nécessite une quantité d'électricité $Q = 6 \text{ Ah}$.

Des astronomes veulent alimenter cette résistance à l'aide d'une pile saline décrite ci-contre. Cette pile saline contient entre autres, 3,5 g de zinc $\text{Zn}(s)$ et 4,9 g de dioxyde de manganèse $\text{MnO}_2(s)$ en poudre. En branchant la borne COM sur l'électrode de carbone C(s), la tension mesurée est égale à $-1,5 \text{ V}$.

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

2. Déterminer la capacité électrique Q_{max} de cette pile.

3. La pile saline permet-elle aux astronomes amateurs d'alimenter la résistance chauffante ?



> La pile saline fait intervenir les couples oxydant / réducteur $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(s)$ et $\text{MnO}_2(s) / \text{MnO}_2\text{H}(s)$.

Données

- L'électrode de carbone C(s) inerte est ajoutée pour assurer la conduction électrique du dioxyde de manganèse.
- Charge élémentaire : $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.
- $1 \text{ Ah} = 3\,600 \text{ C}$.
- Masses molaires : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{MnO}_2) = 86,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solution rédigée

• On utilise le Réflexe 3.

Détermination de la polarité de la pile

Détermination du sens de circulation des électrons

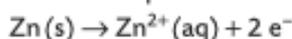
Écriture des équations des réactions électrochimiques

Écriture de l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile

1. L'électrode de carbone graphite est la borne positive de la pile car elle a été branchée à la borne COM du voltmètre et la tension mesurée est négative.

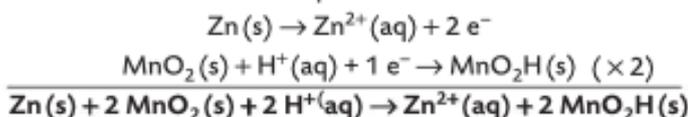
Les électrons circulent donc de l'électrode de zinc vers l'électrode de carbone.

L'électrode de zinc fournit les électrons au circuit extérieur, le zinc s'oxyde. L'équation de la réaction électrochimique s'écrit :



À l'électrode de carbone graphite, les électrons arrivent et sont captés par le dioxyde de manganèse $\text{MnO}_2(s)$ qui est réduit. L'équation de la réaction électrochimique s'écrit : $\text{MnO}_2(s) + \text{H}^+(\text{aq}) + 1 e^{-} \rightarrow \text{MnO}_2\text{H}(s)$

En combinant les deux équations des réactions électrochimiques, l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile s'écrit :



• On utilise le Réflexe 4.

Détermination du réactif limitant

2. Les quantités initiales de réactifs sont :

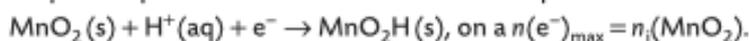
$$n_i(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{3,5 \text{ g}}{65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5,4 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{et } n_i(\text{MnO}_2) = \frac{m(\text{MnO}_2)}{M(\text{MnO}_2)} = \frac{4,9 \text{ g}}{86,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5,6 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Le dioxyde de manganèse $\text{MnO}_2(s)$ est le réactif limitant car $\frac{n_i(\text{Zn})}{1} > \frac{n_i(\text{MnO}_2)}{2}$.

Écriture de la relation entre $n(e^-)_{\text{max}}$ et $n(\text{réactif limitant})$

D'après l'équation de la réaction électrochimique :



Donc $Q_{\text{max}} = n(e^-)_{\text{max}} \times N_A \times e = n_i(\text{MnO}_2) \times N_A \times e$

$$Q_{\text{max}} = 5,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} \times 1,6 \times 10^{-19} \text{ C} = 5,4 \times 10^3 \text{ C}$$

$$\text{soit } Q_{\text{max}} = \frac{5,4 \times 10^3 \text{ C} \times 1 \text{ Ah}}{3\,600 \text{ C}} \text{ donc } Q_{\text{max}} = 1,5 \text{ Ah.}$$

Calcul de la capacité électrique maximale Q_{max}

3. $Q_{\text{max}} < Q$, donc les astronomes amateurs ne peuvent pas alimenter la résistance chauffante avec une unique pile saline.

1 Exercice résolu

Production industrielle de zinc

| Effectuer des calculs.

La dernière étape de la production industrielle du zinc est une électrolyse. Elle a lieu dans des cuves en ciment revêtues de PVC ; le bain est maintenu à une température de 30 à 40 °C. On utilise une anode en plomb Pb(s) et une cathode en aluminium Al(s) immergées dans un mélange de solutions de sulfate de zinc $Zn^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ et d'acide sulfurique $2 H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$. Un gaz se forme à l'anode. Le zinc se dépose sur la cathode. Il est récupéré toutes les 48 ou 72 heures. *La production journalière, par cellule qui contient jusqu'à 86 cathodes, peut atteindre 3 t.* Le zinc obtenu est très pur (99,995 %) : il contient moins de 50 ppm d'impuretés, la principale étant le plomb. Il n'a pas besoin de subir un raffinage ultérieur.

D'après <https://www.Lelementarium.fr/element-fiche/zinc/>



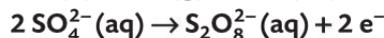
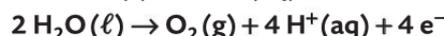
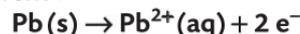
1. a. Modéliser, par des équations de réactions électrochimiques, les oxydations susceptibles de se produire à l'anode.
- b. Quelle est *a priori* celle qui permet de rendre compte de l'observation décrite dans l'énoncé ?
2. Établir l'équation de la réaction.
3. Vérifier l'information en italique de l'énoncé.

Données

- Lors de la production, l'intensité du courant imposé peut atteindre 115 kA pour chaque cellule.
- Constante de Faraday : $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Masse molaire du zinc : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Couples oxydant / réducteur mis en jeu : $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$; $S_2O_8^{2-}(aq) / SO_4^{2-}(aq)$; $H^+(aq) / H_2(g)$; $O_2(g) / H_2O(l)$; $Pb^{2+}(aq) / Pb(s)$.

Solution rédigée

1. a. Les équations des réactions électrochimiques modélisant les oxydations possibles à l'anode s'écrivent :



b. Un gaz se forme à l'anode : il peut s'agir du dioxygène $O_2(g)$; on peut donc supposer que l'équation de la réaction électrochimique qui rend compte du phénomène observé est : $2 H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^-$

2. Le zinc se dépose sur la cathode selon la réaction électrochimique d'équation



L'équation de la réaction s'en déduit :



• On utilise le Réflexe 1.

Expression de la charge électrique

Expression de la quantité d'électrons

Détermination de la quantité puis de la masse de produit

3. La quantité d'électricité Q mise en jeu dans une cellule d'électrolyse traversée par un courant électrique d'intensité I pendant une durée Δt est telle que :

$$Q = I \times \Delta t = n(e^-) \times F.$$

L'équation de la réaction électrochimique montre que la quantité d'électrons échangés est le double de celle de zinc formé :

$$n(e^-) = 2 \times n(\text{Zn}).$$

On en déduit : $Q = I \times \Delta t = 2 \times n(\text{Zn}) \times F = 2 \times \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} \times F.$

$$D'où m(\text{Zn}) = \frac{I \times \Delta t \times M(\text{Zn})}{2 \times F} = \frac{115 \times 10^3 \text{ A} \times (24 \times 3600) \text{ s} \times 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \times 9,65 \times 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$\text{donc } m(\text{Zn}) = 3,4 \times 10^6 \text{ g} = 3,4 \text{ t.}$$

La production journalière pour une cellule est donc égale à 3,4 tonnes, ce qui est cohérent avec la valeur fournie dans l'énoncé.

Répondre au QCM de fin de chapitre

Pour chaque question, indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s), puis vérifier la correction p. 462.

A

B

C

1 La transformation non totale



Si erreur, revoir § 1, p. 136.

<p>1. On mélange 1 mol d'ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et 2 mol d'ions argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$. On obtient 0,80 mol d'ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$. Donnée : $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{s})$</p>	La transformation est non totale.	La transformation est modélisée par deux réactions opposées l'une de l'autre.	La transformation est totale.
<p>2. Le taux d'avancement final de la réaction décrite en 1. vaut :</p>	$\tau = \frac{0,80}{1,0} = 0,80.$	$\tau = \frac{1,0}{0,80} = 1,2.$	$\tau = 80 \%$.
<p>3. À l'état d'équilibre de la transformation décrite en 1. :</p>	$v_{\text{app}}(\text{Fe}^{3+}) = v_{\text{disp}}(\text{Fe}^{3+})$	microscopiquement, il n'y a plus de réaction.	le système chimique n'évolue plus.

2 L'évolution spontanée d'un système



Si erreur, revoir § 2, p. 137.

<p>4. Le quotient de la réaction Q_r :</p>	s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.	dépend de l'écriture de l'équation de la réaction.	varie au cours de la transformation.
<p>5. Soit l'équation : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{Ag}^+(\text{aq})$ Le quotient de réaction associé s'écrit :</p>	$Q_r = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \times c^\circ}{[\text{Ag}^+]^2}$	$Q_r = \frac{[\text{Ag}^+]^2}{[\text{Cu}^{2+}] \times c^\circ}$	$Q_r = \frac{[\text{Ag}^+]^2 \times [\text{Cu}]}{[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{Ag}]^2}$
<p>6. Soit l'équation : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ À 25 °C, la constante d'équilibre associée est $K = 6,3 \times 10^{-4}$. Le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,i}$ d'un système est égal à $3,0 \times 10^5$.</p>	La transformation évolue dans le sens direct de l'équation.	La transformation évolue dans le sens inverse de l'équation.	La transformation n'évolue pas car l'état d'équilibre est atteint.

3 Le transfert spontané d'électrons



Si erreur, revoir § 3, p. 138.

<p>7. Lors de son fonctionnement, la pile décrite ci-dessous :</p> <p style="text-align: center;">$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \quad \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$</p>	évolue par transfert direct d'électrons entre ses réactifs.	évolue vers un état d'équilibre.	évolue par transfert indirect d'électrons.
<p>8. Dans la pile décrite en 7., les électrons circulent :</p>	de l'électrode de zinc vers l'électrode d'argent.	de l'électrode d'argent vers l'électrode de zinc.	dans les solutions.
<p>9. Pour la pile décrite en 7., l'équation de la réaction électrochimique s'écrit :</p>	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$ sur l'électrode de zinc.	$\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ sur l'électrode de zinc.	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$ sur l'électrode d'argent.
<p>10. L'équation de la réaction de fonctionnement de la pile décrite en 7. est :</p>	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{Ag}^+(\text{aq})$	$\text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag}(\text{s})$	$2 \text{Zn}(\text{s}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{s})$
<p>11. Un réducteur usuel peut être du :</p>	dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$.	dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$.	dichlore $\text{Cl}_2(\text{g})$.

1 La transformation forcée



Si erreur, revoir § 1 p. 176

1. Dans une transformation forcée, le transfert d'électrons est imposé par :	le générateur.	l'électrode.	l'électrolyte.
2. Lors d'une électrolyse, la circulation du courant est assurée :	uniquement par les électrons.	uniquement par les ions.	par les électrons et les ions.
3. Une transformation est limitée si :	la constante d'équilibre K est grande.	la constante d'équilibre K est petite.	le quotient de réaction $Q_{r,i}$ est proche de la constante d'équilibre K .
4. $\text{Cu}(s) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}(s)$ La constante d'équilibre K associée à cette équation à 25 °C est égale à $4,1 \times 10^{-27}$. On peut dire que :	la quantité de fer formée est faible.	la quantité de fer formée peut être importante.	le passage d'un courant peut forcer le système chimique à aller jusqu'à l'épuisement du réactif limitant.

2 Le fonctionnement d'un électrolyseur



Si erreur, revoir § 2 p. 177

5. Le dispositif qui permet de produire de l'électricité à partir d'une réaction chimique est :	une pile.	un électrolyseur.	un panneau solaire.
6. Le schéma de fonctionnement d'un électrolyseur est :			
7. On observe pour l'électrolyse suivante : 	une diminution de la masse de l'électrode d'étain Sn (s).	une augmentation de la masse de l'électrode d'étain Sn (s).	un dépôt d'étain Sn (s) sur l'électrode de fer.
8. La quantité d'électrons échangés au cours de la transformation est :	$n(e^-) = \frac{Q}{F}$	$n(e^-) = \frac{F}{Q}$	$n(e^-) = Q \times F$
9. La quantité d'électricité Q mise en jeu au cours d'une électrolyse de 10 minutes dont l'intensité I du courant est de 100 mA est égale à :	$Q = 60 \text{ C.}$	$Q = 1 \text{ C.}$	$Q = 600 \text{ C.}$

3 La conversion et le stockage d'énergie



Si erreur, revoir § 3 p. 177

10. L'électrolyse :	permet de convertir de l'énergie électrique en énergie chimique.	permet de convertir de l'énergie chimique en énergie électrique.	nécessite un apport d'énergie.
11. Un accumulateur :	permet de convertir de l'énergie électrique en énergie chimique.	permet de convertir de l'énergie chimique en énergie électrique.	permet de stocker de l'énergie chimique.

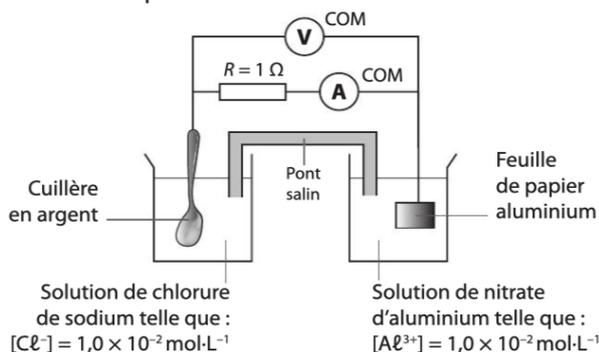
Préparation à l'ECE

La version intégrale de cette ECE, réalisable en activité expérimentale, est disponible dans la version numérique. La version proposée ci-dessous, permet à l'élève de travailler en autonomie les compétences RÉA et VAL.

L'éclat des objets recouverts d'argent $\text{Ag}(s)$ (bijoux, orfèvrerie, etc.) s'altèrent au fil du temps du fait de l'apparition d'un film noir de sulfure d'argent $\text{Ag}_2\text{S}(s)$. La formation de ce solide résulte de l'action conjuguée du dioxygène atmosphérique et du sulfure d'hydrogène H_2S (présent dans l'atmosphère).



En réalisant le montage ci-dessous, l'intensité I du courant mesurée est positive.



➤ Schéma du montage expérimental

MATÉRIEL ET PRODUITS DISPONIBLES



- Objet argenté recouvert de sulfure d'argent $\text{Ag}_2\text{S}(s)$.
- Feuille d'aluminium.
- Saladier en verre.
- Solution de chlorure de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$.

1. **RÉA** Déterminer la polarité de la pile, le sens de circulation des électrons et le sens conventionnel du courant.
2. **VAL** Qu'afficherait l'ampèremètre si le pont salin était supprimé ?
3. **VAL** Est-il envisageable d'éliminer le dépôt noir de sulfure d'argent et de redonner l'éclat à l'objet argenté ? Justifier en analysant l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.
4. **VAL** En utilisant le matériel et les solutions, proposer et justifier un protocole, réalisable facilement chez soi, qui permet de redonner à un objet argenté son éclat original.

Données

- $\text{Ag}_2\text{S}(s) / \text{Ag}(s) ; \text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al}(s)$.
- $\text{Ag}_2\text{S}(s) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 e^- \rightarrow 2 \text{Ag}(s) + \text{H}_2\text{S}(\text{aq})$

Préparation à l'ECE

De nombreuses entreprises métallisent des surfaces (automobile, outillage, etc). Il est possible de diminuer la concentration en nickel des effluents de ces entreprises en réalisant une électrolyse. La cuve à électrodéposition contient une anode en titane et une cathode en carbone.



L'équation de la réaction qui a lieu dans la cuve à électrodéposition s'écrit :



MATÉRIEL ET PRODUITS DISPONIBLES

- Solution aqueuse de chlorure de nickel (II) telle que $[\text{Ni}^{2+}] = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Électrode en titane et électrode en carbone.
- Grand béccher pour électrolyse.
- Générateur de tension continue.
- Ampèremètre et fils électriques.

1. **RÉA** Réaliser un schéma détaillé du montage permettant de diminuer, par électrolyse, la concentration en ions nickel (II) d'une solution aqueuse.
2. **ANA-RAIS** Prévoir les observations qui pourront être faites lors de cette électrolyse.

Donnée

Les ions nickel (II) donnent une coloration verte aux solutions qui les contiennent.

Livret exercices de révisions chimie bac

Type bac 10 : PROTECTION DES FONDATIONS (p 39)

Type bac 11 : PILE A COMBUSTIBLE (p 41)

Type bac 12 : PILE CUIVRE - ARGENT (p 42)

Exercices livre Hachette éducation : n° 17 et 18 p187

17
CORRIGÉ

15 min

Obtention de lithium et de dichlore par électrolyse

Extraire et exploiter des informations ; effectuer des calculs.



> Lithium métallique

une cellule d'électrolyse produit $m(\text{Li}) = 275 \text{ kg}$ de lithium et $m(\text{Cl}_2) = 1\,400 \text{ kg}$ de dichlore par jour. L'énergie électrique E consommée par la cellule est de 30 à 35 kWh par kilogramme de lithium. On donne ci-contre le schéma simplifié de l'électrolyseur.

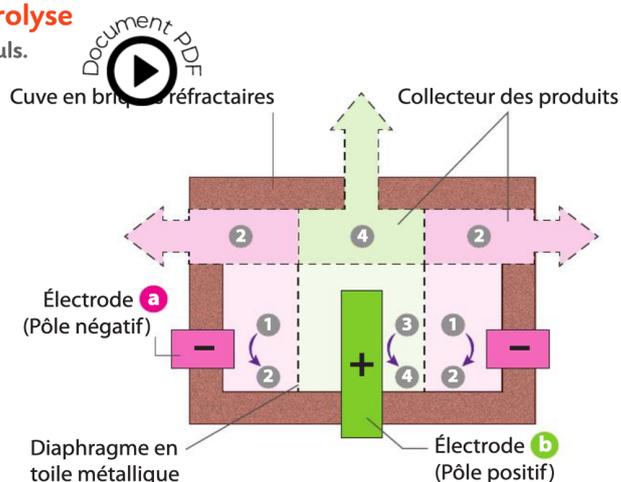
1. Nommer les espèces chimiques ① à ④ et affecter les termes d'anode et de cathode aux électrodes a et b.

Utiliser le réflexe 3

2. Estimer la surface S de l'électrode où est formé le lithium.

Coup de pouce QR Code p. 178

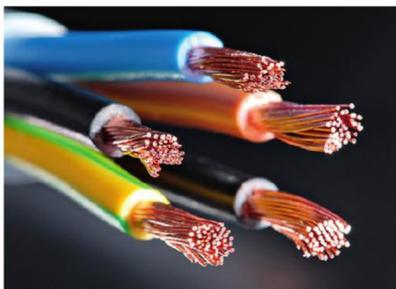
L'électrolyse du chlorure de lithium $\text{LiCl}(\ell)$ permet de produire du lithium $\text{Li}(s)$ et du dichlore $\text{Cl}_2(g)$. Pour des densités de courant j de 6 à 7 $\text{kA}\cdot\text{m}^{-2}$ et une tension U de 6 à 7,5 V,



Données

- $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$;
- $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M(\text{Li}) = 7,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Densité de courant $j : j = \frac{I}{S}$ avec I l'intensité du courant et S la surface de l'électrode.
- Couples oxydant / réducteur : Li^+ / Li et $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$.

- Après extraction du cuivre d'un minerai, on peut obtenir des lingots de cuivre, d'une pureté d'environ 99 %. Cette pureté n'est pas suffisante pour l'utilisation du cuivre comme conducteur électrique qui nécessite une pureté supérieure à 99,95 %.



- Les lingots de cuivre peuvent être purifiés en réalisant une électrolyse. Lors de cet électroraffinage, l'anode est constituée d'un lingot de cuivre à purifier et la cathode est en cuivre. Le bain d'électrolyse est une solution contenant de l'acide sulfurique $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, et des ions cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$.
- Aucun dégagement gazeux n'est observé lors de cette électrolyse et les ions sulfate $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ sont électro-inactifs
- L'association d'une anode et d'une cathode est appelée une cellule d'électrolyse. La durée de vie des anodes est de 3 à 4 semaines. La tension appliquée est faible, de l'ordre de 0,30 V. La consommation électrique par tonne de cuivre à purifier est de l'ordre de 250 kWh.

- Schématiser et légender une cellule d'électrolyse branchée aux bornes d'un générateur et permettant l'obtention de cuivre purifié.
- Indiquer le sens conventionnel du courant électrique et le sens de déplacement des électrons. **Utiliser le réflexe 2**
- À partir des couples fournis en données, écrire toutes les équations des réactions susceptibles de se produire à l'anode et à la cathode. **Utiliser le réflexe 3**
- À l'aide de la réponse à la question 3, justifier que l'équation de la réaction chimique modélisant la transformation se produisant lors de l'électrolyse s'écrit :
$$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$$
- Expliquer le principe de l'électroraffinage du cuivre. Justifier notamment l'expression « électrolyse à anode soluble ».
- Vérifier la durée de vie d'une anode sachant que $I = 350\text{ A}$ et que la masse moyenne d'une anode est de 280 kg. **Utiliser le réflexe 1**
- Vérifier la valeur de la consommation électrique donnée.

Données

- Couples oxydant/réducteur :
 $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g}) ; \text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) / \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) ;$
 $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s}) ; \text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell).$
- $M(\text{Cu}) = 63,5\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$
- $F = 96\,500\text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}.$
- Énergie électrique $E : E = U \times I \times \Delta t$
avec E en kWh, U en V, I en kA et Δt en h.

Faire le DS de l'année N-1

**Se mettre en situation durant 1h et faire le DS type de l'année N-1 si disponible en ligne.
Comparer sa copie avec la correction.**

Préparer la pochette de révisions

Elle doit contenir le livret « Parcours d'exercices et l'ensemble des exercices faits dans le chapitre, les fiches de révisions réalisées.

Après mes révisions, je me sens dans l'état d'esprit suivant pour aborder le devoir surveillé :

