Terminale Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M.KUNST-MEDICA	La Salle Avignon – 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

Si l'énoncé demande de...	Il est nécessaire de...
Déterminer le caractère total ou non total d'une transformation.	**Réflexe 1** — Ex. 5 p. 144 • **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 : – si $\tau = 1$, la transformation est totale ; – si $\tau < 1$, la transformation est non totale.
Déterminer le sens d'évolution spontanée d'un système.	**Réflexe 2** — Ex. 9 p. 145 • **Exprimer**, puis calculer le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,i}$. • **Comparer** $Q_{r,i}$ à la constante d'équilibre K : $Q_{r,i} < K$ — K — $Q_{r,i} > K$ — $Q_{r,i}$ Évolution dans le sens direct de l'équation — Évolution dans le sens inverse de l'équation

Si l'énoncé demande de...	Il est nécessaire de...
Déterminer les quantités de matière de produit formé pendant une durée donnée.	**Réflexe 1** — Ex. 7 p. 183 • **Exprimer** la quantité d'électricité Q mise en jeu au cours de l'électrolyse en fonction : – 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.
Déterminer le sens de déplacement des électrons.	**Réflexe 2** — Ex. 5 p. 182 • **Identifier** l'électrode reliée à la borne ⊕ du générateur et celle reliée à la borne ⊖. • **Déterminer** le sens de déplacement des porteurs de charges : dans les fils électriques et les électrodes, les électrons se déplacent de la borne ⊖ du générateur vers la borne ⊕ (aucun électron libre n'existe en solution).
Identifier l'anode et la cathode lors d'une électrolyse.	**Réflexe 3** — Ex. 5 p. 182 • **Écrire** (ou utiliser) les équations des réactions électrochimiques ayant lieu aux électrodes. • **Déduire** la nature des électrodes : – l'**A**node est le lieu d'une oxyd**A**tion (les électrons sont libérés) ; – la **C**athode est le lieu d'une rédu**C**tion (les électrons sont consommés).

Les vidéos du chapitre

https://www.youtube.com/watch?v=OK1wQKtd09U	https://www.youtube.com/watch?v=XGiG3pohbyU	https://www.youtube.com/watch?v=w3lg9HDBMKw
Vidéo : Bilan de cours sens d'évolution d'un système chimique (Stella)	**Vidéo : Bilan de cours piles électrochimiques (Stella)**	**Vidéo : Bilan de cours sur l'électrolyse (Stella)**

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

Exercices d'application : 3-4-5-6-7-8-9-10 p 144 à 145

3 Identifier la présence de réactifs

CORRIGÉ | Exploiter des observations.

Dans un tube à essai, verser une solution de nitrate de calcium et ajouter une solution d'hydroxyde de sodium. Un précipité blanc d'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ (s) se forme (a).

La solution est filtrée (b) puis versée dans deux tubes à essai. Sont ajoutés respectivement, dans le premier tube, 1 mL de solution d'hydroxyde de sodium (test (c)) et dans le second tube, 1 mL de solution de nitrate de calcium (test (d)).

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation correspondant au tube (a).

2. Interpréter les résultats des tests (c) et (d).

3. Conclure quant au caractère total ou non de la transformation correspondant au tube (a).

4 Caractériser une transformation

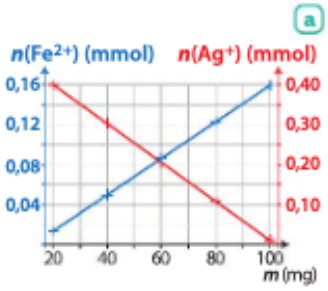
| Exploiter des graphiques.

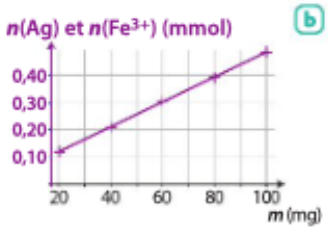
À 50,0 mL d'une solution de nitrate d'argent telle que $[Ag^+] = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}, sont ajoutés, plusieurs fois, une masse $m_0 = 20$ mg de sulfate de fer (II) $FeSO_4$ (s). Ces ajouts se font sans variation de volume. De l'argent Ag (s) et des ions fer (III) Fe^{3+} se forment.

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

1. Écrire l'équation de la réaction.

2. Conclure quant au caractère total ou non de la transformation.



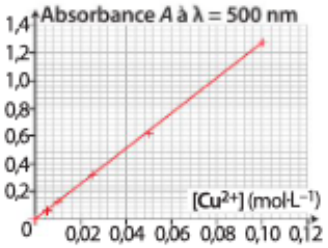


Données
- $M(FeSO_4) = 151{,}9$ g·mol^{-1}.
- Ag^+ (aq)/Ag (s) et Fe^{3+} (aq)/Fe^{2+} (aq).

5 Déterminer un taux d'avancement final

CORRIGÉ | Exploiter des graphiques ; mobiliser ses connaissances.

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



1. Écrire l'équation de la réaction.

2. À l'aide du taux d'avancement, conclure au caractère total ou non de la transformation. Utiliser le réflexe 1

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

6 Calculer un taux d'avancement final

| Exploiter des mesures ; faire des calculs.

Un volume $V_A = 1{,}00$ mL d'acide éthanoïque 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.

Acide éthanoïque
CH_3COOH
$M = 60{,}0\ g \cdot mol^{-1}$
$d = 1{,}05$

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

$$CH_3CO_2H\,(aq) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons CH_3CO_2^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$$

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.

7 Exprimer un quotient de réaction

CORRIGÉ

| Organiser ses connaissances.

Soient les équations des réactions suivantes :

$$PbO\,(s) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons Pb^{2+}\,(aq) + 2\,HO^-\,(aq) \quad (1)$$

$$2\,PbO\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons 2\,Pb^{2+}\,(aq) + 4\,HO^-\,(aq) \quad (2)$$

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 ?

8 Lier équation et quotient de réaction

| Mobiliser ses connaissances.

Parmi les expressions données ci-dessous, associer un quotient de réaction à une équation de réaction.

1. $Cu^{2+}\,(aq) + 2\,Ag\,(s) \rightleftharpoons Cu\,(s) + 2\,Ag^+\,(aq)$

2. $Cu(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Cu^{2+}\,(aq) + 2\,HO^-\,(aq)$

$$\frac{[Cu^{2+}] \times c^\circ}{[Ag^+]^2}\ ;\ \frac{[Ag^+]^2}{[Cu^{2+}] \times c^\circ}\ ;\ \frac{[Cu^{2+}] \times [HO^-]^2}{(c^\circ)^3}$$

9 Prévoir le sens d'évolution spontanée

CORRIGÉ

| Effectuer des calculs ; utiliser un modèle pour prévoir.

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

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

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.

Utiliser le réflexe 2

4. Calculer la valeur du quotient de réaction à l'état final du système. Conclure.

Données

- Couples : $Pb^{2+}\,(aq)$ / Pb (s) ; $Sn^{2+}\,(aq)$ / Sn (s).
- $M(Sn) = 118{,}7\ g \cdot mol^{-1}$.

10 Évaluer une constante d'équilibre

| Effectuer des calculs ; utiliser un modèle pour prévoir.

À 25 °C, dans une fiole jaugée de 250,0 mL, sont dissous totalement une masse $m_1 = 1{,}21$ g de nitrate de fer (III) nonahydraté $Fe(NO_3)_3$, 9 H_2O (s), une masse $m_2 = 0{,}87$ g de sulfate de fer (II) heptahydraté $FeSO_4$, 7 H_2O (s), une masse $m_3 = 0{,}64$ g de nitrate d'argent $AgNO_3$ (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 :

$$Fe^{3+}\,(aq) + Ag\,(s) \rightleftharpoons Fe^{2+}\,(aq) + Ag^+\,(aq)$$

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 °C, au quotient de réaction à l'état initial.

3. À 25 °C, dans un erlenmeyer, sont ajoutées les solutions suivantes :

Solutions	$Fe^{3+}\,(aq)$ + 3 $NO_3^-\,(aq)$	$Fe^{2+}\,(aq)$ + $SO_4^{2-}\,(aq)$	$Ag^+\,(aq)$ + $NO_3^-\,(aq)$
$C\ (mol \cdot L^{-1})$	$1{,}0 \times 10^{-4}$	$5{,}0 \times 10^{-2}$	$1{,}0 \times 10^{-2}$
V (mL)	30,0	50,0	20,0

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

Données

$M(Fe(NO_3)_3) = 241{,}9\ g \cdot mol^{-1}$; $M(FeSO_4) = 151{,}9\ g \cdot mol^{-1}$; $M(AgNO_3) = 169{,}9\ g \cdot mol^{-1}$; $M(H_2O) = 18{,}0\ g \cdot mol^{-1}$.

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

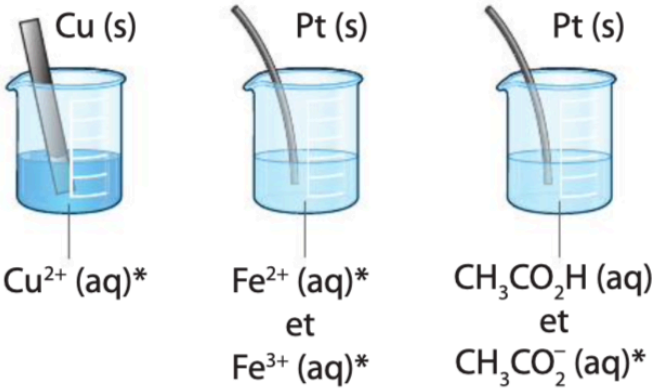
***Lire** la correction de l'AE 9.3*
***Étudier** le « III » du cours.*
***Visionner** la vidéo du cours « piles électrochimiques».*

Exercices d'application : 11-12-13-14-15-16-17-18 p 146

11 CORRIGÉ Reconnaître des demi-piles

| Mobiliser ses connaissances.

- Les systèmes suivants peuvent-il correspondre à des demi-piles ? Justifier.

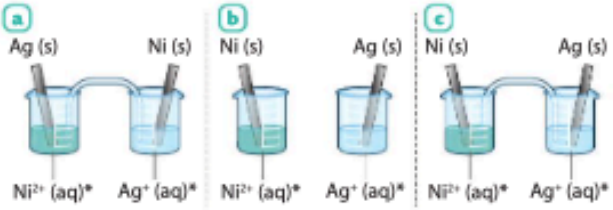


* solution contenant des ions…

12 Identifier une pile

| Mobiliser ses connaissances.

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



* solution contenant des ions…

13 Identifier la polarité

Concours | Exploiter des informations.

Une pile mettant en jeu les couples $Cd^{2+}(aq)$ / $Cd(s)$ et $Ag^+(aq)$ / $Ag(s)$ 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. Utiliser le réflexe 3

3. Déterminer si le transfert d'électrons est direct ou indirect.

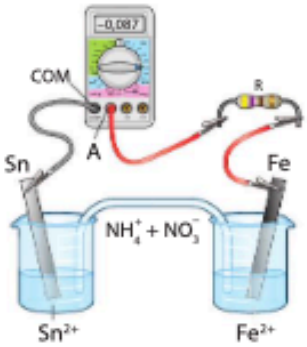
14 Utiliser un ampèremètre

| Interpréter des mesures.

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.



Données

$Sn^{2+}(aq)$ / $Sn(s)$ et $Fe^{2+}(aq)$ / $Fe(s)$.

15 Déterminer la capacité électrique d'une pile

Concours | Effectuer des calculs.

Une pile est réalisée en associant :

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

– une plaque d'argent $Ag(s)$ plongeant dans 50,0 mL d'une solution de nitrate d'argent telle que $[Ag^+] = [Ni^{2+}]$.

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

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

2. Déterminer la capacité électrique de la pile. Utiliser le réflexe 4

Données

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

16 Évaluer des variations de quantités

| Effectuer des calculs.

La pile décrite dans l'exercice 15 est réalisée et fonctionne pendant 3,0 heures en débitant un courant d'intensité constante $I = 10$ mA.

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 $Ag^+(aq)$ pour cette durée.

Données

- Relation entre l'intensité I (en A), la quantité d'électricité débitée Q (en C) et la durée de fonctionnement Δt (en s) : $Q = I \times \Delta t$.
- $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}$ mol^{-1} et $e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C.
- $M(Ni) = 58{,}7$ g·mol^{-1}.

17 Identifier des oxydants et des réducteurs

Concours | Restituer ses connaissances.

1. Les ions hypochlorite $C\ell O^-(aq)$ contenus dans l'eau de Javel sont-ils oxydants ou réducteurs ?

2. Citer un oxydant usuel ne contenant pas l'élément chlore.

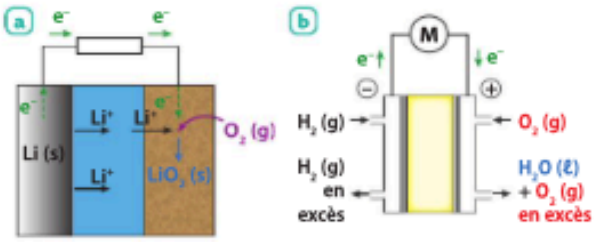
18 Identifier des oxydants et des réducteurs

| Restituer ses connaissances.

1. Dans les piles schématisées ci-après, identifier les oxydants et les réducteurs usuels.

2. La configuration électronique d'un atome de lithium Li est $1s^2 2s^1$. Préciser le bloc du tableau périodique auquel appartient l'élément lithium.

3. Justifier le caractère réducteur du métal lithium.



A faire après l'AE 9.4 : Dépôts métalliques en orfèvrerie et l'AD 9.5 : Le dihydrogène, vecteur énergétique du futur

<u>Lire</u> la correction de l'AE 9.4 et de l'AD 9.5
<u>Étudier</u> le « IV » du cours.
<u>Visionner</u> la vidéo du cours « bilan de cours sur l'électrolyse».

Exercices d'application : 3-4-5-6-7-8-9-10 p 182-183

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

1 La transformation forcée

3 Reconnaître la nature d'une transformation
CORRIGÉ
| 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 $[Ag^+] = 0{,}1\ mol \cdot L^{-1}$;
• 1 g de tournure de cuivre Cu (s).

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

Données
• $2\ Ag^+(aq) + Cu(s) \rightleftharpoons 2\ Ag(s) + Cu^{2+}(aq)$ $K_1 = 2{,}2 \times 10^{15}$.
• $Zn^{2+}(aq) + 2\ Br^-(aq) \rightleftharpoons Zn(s) + Br_2(aq)$ $K_2 = 2{,}5 \times 10^{-62}$.

4 Justifier une transformation forcée
| Extraire et organiser l'information.

La manipulation schématisée ci-dessous est réalisée.

Des ions fer (III) $Fe^{3+}(aq)$ et des ions chlorure $C\ell^-(aq)$ 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), $Fe^{3+}(aq) + 3\ C\ell^-(aq)$ est telle que $[Fe^{3+}] = 2{,}0 \times 10^{-1}\ mol \cdot L^{-1}$. Déterminer le quotient de réaction initial $Q_{r2,i}$ associé à l'équation (2). En déduire le sens d'évolution spontanée du système.

c. Cette évolution est-elle notable ?

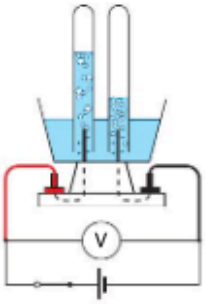
d. Proposer une méthode permettant de faire évoluer le système vers la formation des ions fer (II) $Fe^{2+}(aq)$ et du dichlore $C\ell_2(aq)$.

2 Le fonctionnement d'un électrolyseur

VIDÉO DE COURS Électrolyse – QR Code p. 178 Vidéo

5 Identifier la réaction électrochimique
CORRIGÉ
| Exploiter des schémas ; mobiliser ses connaissances.

L'électrolyse d'une solution d'acide sulfurique $2\ H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ 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

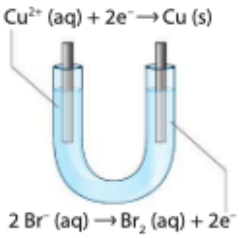
3. Écrire l'équation de la réaction.

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

Données
• $H^+(aq)$ / $H_2(g)$; $O_2(g)$ / $H_2O(\ell)$.
• Les ions sulfate $SO_4^{2-}(aq)$ 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) $Cu^{2+}(aq) + 2\ Br^-(aq)$, en précisant les branchements du générateur, le sens conventionnel du courant et le sens de déplacement des électrons.



7 Déterminer une quantité de matière

CORRIGÉ

| 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) $Sn^{2+}(aq) + 2\ C\ell^{-}(aq)$ est réalisée pendant 30 minutes à une intensité constante du courant électrique maintenue égale à 0,80 A.

1. Un dépôt d'étain Sn (s) se forme sur une électrode. Écrire l'équation de la réaction électrochimique et nommer l'électrode.

2. 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.

3. Déterminer la quantité d'étain n(Sn), puis la masse m(Sn), qui se dépose au cours de l'électrolyse.

Utiliser le réflexe 1

Données

- Les électrodes utilisées sont inattaquables.
- $O_2(g)$ / $H_2O(\ell)$; $Sn^{2+}(aq)$ / Sn (s).
- $M(Sn) = 118{,}7\ g \cdot mol^{-1}$.

8 Estimer la durée d'une électrolyse

| Effectuer des calculs ; mobiliser ses connaissances.

Pour produire du dihydrogène H_2 (g), l'électrolyse de l'eau, en milieu acide, est réalisée à 25 °C. Un électrolyseur parcouru par un courant d'intensité constante $I = 10$ kA permet de produire un volume de dihydrogène $V(H_2)_{produit} = 3\,686$ L. Le rendement η de l'électrolyse est égal à 0,80.

L'équation de la réaction est :

$$2\ H_2O(\ell) \rightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$$

1. Déterminer la borne du générateur à laquelle est reliée l'électrode où se dégage le dihydrogène H_2 (g).

2. Estimer la durée Δt de l'électrolyse.

Données

- $H^+(aq)$ / $H_2(g)$; $O_2(g)$ / $H_2O(\ell)$.
- Volume molaire : $V_m = 24{,}5\ L \cdot mol^{-1}$.
- Rendement de l'électrolyse : $\eta = \dfrac{V(H_2)_{produit}}{V(H_2)_{maximal}}$.
- Le volume $V(H_2)_{maximal}$ serait le volume de dihydrogène produit s'il n'y avait aucune perte d'énergie.

3 La conversion et le stockage d'énergie

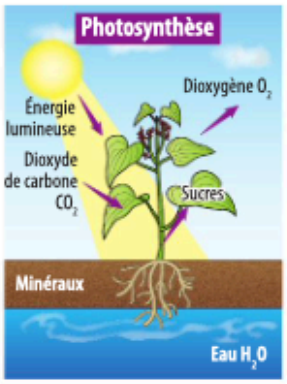
9 Déterminer un type de conversion

CORRIGÉ

| Exploiter des informations.

Lors de la photosynthèse des végétaux, la chlorophylle utilise l'énergie lumineuse pour transformer le dioxyde de carbone CO_2 (g) et l'eau $H_2O(\ell)$ en glucide comme le glucose $C_6H_{12}O_6$ (aq), et en dioxygène O_2 (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.



1. Écrire les demi-équations électroniques des couples : O_2 (g) / $H_2O(\ell)$ et CO_2 (g) / $C_6H_{12}O_6$ (aq).

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

3. 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.

1. a. Au cours de la décharge, le plomb Pb (s) et le dioxyde de plomb PbO_2 (s) sont respectivement oxydé et réduit en ions plomb (II) $Pb^{2+}(aq)$. 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 Pb (s), d'autres sont oxydés en dioxyde de plomb PbO_2 (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 °C, on prépare une solution de volume $V = 2{,}0$ L en introduisant une masse $m = 5{,}0$ g de $BaSO_4(s)$ dans de l'eau. La dissolution du sulfate de baryum dans l'eau a pour équation : $BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

1. Montrer, qu'à 25 °C, du sulfate de baryum $BaSO_4(s)$ se dissout.

2. À l'état final, $[Ba^{2+}]_f = 1{,}1 \times 10^{-5}$ mol·L^{-1}. En déduire que la transformation n'est pas totale.

Données

Constante d'équilibre à 25 °C : $K = 10^{-9{,}9}$; $M(BaSO_4) = 233{,}4$ g·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 avec K

1. Sachant que $[Ba^{2+}]_i = [SO_4^{2-}]_i = 0$, le quotient de réaction à l'état initial est égal à :

$$Q_{r,i} = \frac{[Ba^{2+}]_i \times [SO_4^{2-}]_i}{(c°)^2} = 0$$

À 25 °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.**

• **On utilise le Réflexe 1.**

Détermination de x_f et x_{max}

Calcul de τ

2. L'avancement final est égal à :

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

L'avancement maximal est : $x_{max} = \dfrac{m}{M(BaSO_4)} = \dfrac{5{,}0 \text{ g}}{233{,}4 \text{ g·mol}^{-1}} = 2{,}1 \times 10^{-2}$ mol

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

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

2 Exercice résolu

Traitement de l'eau d'une piscine

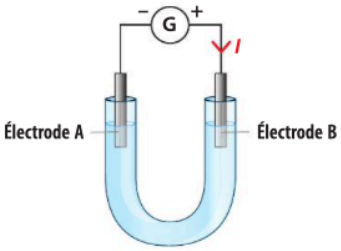
| Proposer une hypothèse.

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 $Na^+(aq) + C\ell^-(aq)$, 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 $C\ell_2(g)$ à une électrode et un dégagement de dihydrogène $H_2(g)$ à l'autre.

1. a. 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.

b. Cette électrode est-elle l'anode ou la cathode ? Justifier la réponse.

2. Pourquoi l'électrolyseur au sel est-il utilisé pour le traitement de l'eau des piscines ?



Données

Couples oxydant/réducteur mis en jeu : $H_2O(\ell)$ / $H_2(g)$; $C\ell_2(g)$ / $C\ell^-(aq)$.

Solution rédigée

• **On utilise le Réflexe 2.**

Identification des électrodes reliées aux bornes ⊖ ou ⊕ du générateur

Recherche du déplacement des électrons

1. a. L'électrode B est reliée à la borne ⊕ 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 :

$$2\,C\ell^-(aq) \rightarrow C\ell_2(g) + 2\,e^-$$

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

• **On utilise le Réflexe 3.**

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

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

2. L'électrolyseur au sel produit du dichlore $C\ell_2(g)$. On peut émettre l'hypothèse que ce gaz se dissout en partie dans l'eau de la piscine et favorise sa désinfection.

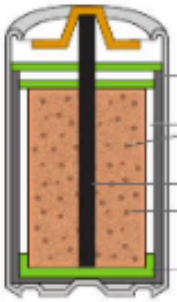
2 Exercice résolu

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 $Q = 6$ 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 Zn(s) et 4,9 g de dioxyde de manganèse 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 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 Zn^{2+}(aq) / Zn(s) et MnO_2(s) / MnO_2H(s).

Données
- L'électrode de carbone C(s) inerte est ajoutée pour assurer la conduction électrique du dioxyde de manganèse.
- Charge élémentaire : $e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C.
- 1 Ah = 3 600 C.
- Masses molaires :
$M(Zn) = 65{,}4\ g \cdot mol^{-1}$; $M(MnO_2) = 86{,}9\ g \cdot mol^{-1}$.

Solution rédigée

- On utilise le Réflexe 3.

Détermination de la polarité 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.

Détermination du sens de circulation des électrons

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

Écriture des équations des réactions électrochimiques

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

$$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-$$

À l'électrode de carbone graphite, les électrons arrivent et sont captés par le dioxyde de manganèse MnO_2(s) qui est réduit. L'équation de la réaction électrochimique s'écrit : $MnO_2(s) + H^+(aq) + 1\ e^- \rightarrow MnO_2H(s)$

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

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

$$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-$$
$$MnO_2(s) + H^+(aq) + 1\ e^- \rightarrow MnO_2H(s) \quad (\times 2)$$
$$\mathbf{Zn(s) + 2\ MnO_2(s) + 2\ H^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ MnO_2H(s)}$$

- On utilise le Réflexe 4.

Détermination du réactif limitant

2. Les quantités initiales de réactifs sont :

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

et $n_i(MnO_2) = \dfrac{m(MnO_2)}{M(MnO_2)} = \dfrac{4{,}9\ g}{86{,}9\ g \cdot mol^{-1}} = 5{,}6 \times 10^{-2}\ mol$

Le dioxyde de manganèse MnO_2(s) est le réactif limitant car $\dfrac{n_i(Zn)}{1} > \dfrac{n_i(MnO_2)}{2}$.

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

D'après l'équation de la réaction électrochimique :
$MnO_2(s) + H^+(aq) + e^- \rightarrow MnO_2H(s)$, on a $n(e^-)_{max} = n_i(MnO_2)$.

Calcul de la capacité électrique maximale Q_{max}

Donc $Q_{max} = n(e^-)_{max} \times N_A \times e = n_i(MnO_2) \times N_A \times e$

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

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

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

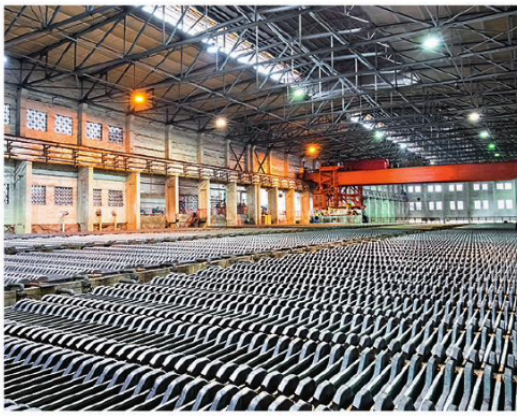
1 Exercice résolu

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 : $F = 9{,}65 \times 10^4\ C \cdot mol^{-1}$.
- Masse molaire du zinc : $M(Zn) = 65{,}4\ g \cdot mol^{-1}$.
- Couples oxydant / réducteur mis en jeu : $Zn^{2+}(aq)$ / Zn (s) ; $S_2O_8^{2-}(aq)$ / $SO_4^{2-}(aq)$; $H^+(aq)$ / $H_2(g)$; $O_2(g)$ / $H_2O(\ell)$; $Pb^{2+}(aq)$ / Pb (s).

Solution rédigée

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

$$Pb(s) \rightarrow Pb^{2+}(aq) + 2\,e^-$$
$$2\,H_2O(\ell) \rightarrow O_2(g) + 4\,H^+(aq) + 4\,e^-$$
$$2\,SO_4^{2-}(aq) \rightarrow S_2O_8^{2-}(aq) + 2\,e^-$$

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 : $2\,H_2O(\ell) \rightarrow O_2(g) + 4\,H^+(aq) + 4\,e^-$

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

$$Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Zn(s)$$

L'équation de la réaction s'en déduit :

$$2\,Zn^{2+}(aq) + 2\,H_2O(\ell) \rightarrow 2\,Zn(s) + O_2(g) + 4\,H^+(aq)$$

- 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 :

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

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

D'où $m(Zn) = \dfrac{I \times \Delta t \times M(Zn)}{2 \times F} = \dfrac{115 \times 10^3\ A \times (24 \times 3\,600)\ s \times 65{,}4\ g \cdot mol^{-1}}{2 \times 9{,}65 \times 10^4\ A \cdot s \cdot mol^{-1}}$

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

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.

1 La transformation non totale

Exercice interactif

Si erreur, revoir § 1, p. 136.

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

2 L'évolution spontanée d'un système

Exercice interactif

Si erreur, revoir § 2, p. 137.

4. Le quotient de la réaction Q_r :	s'exprime en mol · L^{-1}.	dépend de l'écriture de l'équation de la réaction.	varie au cours de la transformation.
5. Soit l'équation : $Cu^{2+}(aq) + 2\,Ag(s) \rightleftharpoons Cu(s) + 2\,Ag^{+}(aq)$ Le quotient de réaction associé s'écrit :	$Q_r = \frac{[Cu^{2+}] \times c^{\circ}}{[Ag^{+}]^2}$.	$Q_r = \frac{[Ag^{+}]^2}{[Cu^{2+}] \times c^{\circ}}$.	$Q_r = \frac{[Ag^{+}]^2 \times [Cu]}{[Cu^{2+}] \times [Ag]^2}$.
6. Soit l'équation : $CH_3CO_2H(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons CH_3CO_2^{-}(aq) + H_3O^{+}(aq)$ 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 $3,0 \times 10^5$.	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.

1 La transformation forcée

Exercice interactif

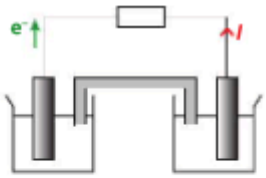
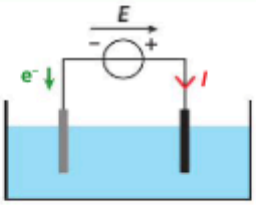
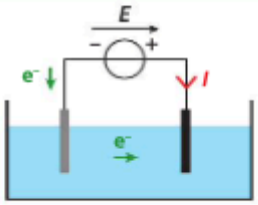
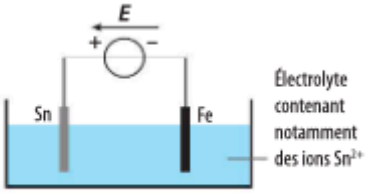
Si erreur, revoir § 1 p. 176

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. $Cu(s) + Fe^{2+}(aq) \rightleftharpoons Cu^{2+}(aq) + Fe(s)$ 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

Exercice interactif

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 :	$Q = 60$ C.	$Q = 1$ C.	$Q = 600$ C.

3 La conversion et le stockage d'énergie

Exercice interactif

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.

Faire les exercices suivants de fin de chapitre

Exercice 1 (Type bac) : L'aspirine

L'aspirine peut se présenter sous de multiples formes (comprimés simples ou effervescents, poudre soluble...), chacune renfermant de l'acide acétylsalicylique, principe actif. Par la suite, cet acide est noté AH et l'ion acétylsalicylate A^- .

L'exercice qui suit a pour but d'étudier le comportement de la molécule AH en solution aqueuse. La réaction entre la molécule AH et l'eau modélise la transformation étudiée.

Données:

Conductivités molaires ioniques à 25 °C

Espèces chimiques	H_3O^+	HO^-	A^-
λ en $mS.m^2.mol^{-1}$	35,0	19,9	3,6

Masse molaire moléculaire de l'acide acétylsalicylique AH : M = 180 $g.mol^{-1}$

Par dissolution d'une masse précise d'acide acétylsalicylique pur, on prépare un volume V_S = 500,0 mL d'une solution aqueuse d'acide acétylsalicylique, notée S, de concentration molaire en soluté apporté $c_S = 5,55 \times 10^{-3}$ $mol.L^{-1}$.

1. Étude de la transformation chimique par une mesure de pH

À 25 °C, la mesure du pH de la solution S à l'équilibre donne 2,9.

1.1. Déterminer, à l'équilibre, la concentration $[H_3O^+]_{éq}$ en ions oxonium dans la solution S préparée.

1.2. L'acide acétylsalicylique AH réagit avec l'eau. Écrire l'équation de la réaction modélisant cette transformation chimique.

1.3. Déterminer l'avancement final x_f de la réaction (on pourra s'aider d'un tableau descriptif de l'évolution du système).

1.4. Déterminer l'avancement maximal x_{max} de la réaction.

1.5. Déterminer le taux d'avancement final τ de la réaction. La transformation étudiée est-elle totale ?

2. Détermination de la constante d'équilibre de la réaction par conductimétrie

À 25 °C, on mesure la conductivité σ de la solution S à l'aide d'un conductimètre. On obtient σ = 44 $mS.m^{-1}$.

La conductivité de la solution est liée à la concentration des ions par la relation :

$$\sigma = \lambda_{H_3O^+} . [H_3O^+]_{eq} + \lambda_{A^-} . [A^-]_{eq} \qquad \text{relation (1)}$$

2.1. Exprimer l'avancement final x_f de la réaction entre l'acide AH et l'eau en fonction de σ, des conductivités molaires ioniques utiles et du volume V_S (on pourra s'aider du tableau descriptif de l'évolution du système comme à la question 1.3.).

2.2. En déduire la valeur de x_f.

2.3. Calculer les concentrations molaires à l'équilibre des espèces AH, A^- et H_3O^+.

2.4. Donner l'expression de la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction entre l'acide AH et l'eau, puis la calculer.

3. Précision des deux techniques utilisées : pH-métrie et conductimétrie.

Le pH-mètre utilisé donne une valeur de pH précise à 0,1 unité de pH près, et le conductimètre donne une valeur de conductivité précise à 1 mS. m^{-1} près.
La valeur du pH est donc comprise entre 2,8 et 3,0 et celle de la conductivité entre 43 mS. m^{-1} et 45 mS. m^{-1}.

Le tableau ci-dessous indique les valeurs de l'avancement final de la réaction calculées pour ces différentes valeurs de pH et de conductivité :

	pH = 2,8	pH = 3,0	σ = 43 mS. m^{-1}	σ = 45 mS. m^{-1}
x_f (en mol)	$7,9 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^{-4}$	$5,6 \times 10^{-4}$	$5,8 \times 10^{-4}$

Conclure brièvement sur la précision des deux techniques, sans procéder à un calcul d'erreur relative.

Exercice 2 (type bac) : Constante d'équilibre

1. LA TRANSFORMATION CHIMIQUE ÉTUDIÉE

L'acide éthanoïque CH_3CO_2H, également appelé acide acétique, réagit de façon limitée avec l'eau selon l'équation chimique : $CH_3CO_2H_{(aq)} + H_2O_{(l)} = CH_3CO_2^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$

1.1. Donner la définition d'un acide selon Brönsted.

1.2. Dans l'équation ci-dessus, identifier puis écrire les deux couples acide/base mis en jeu.

1.3. Exprimer la constante d'équilibre K associée à l'équation de cet équilibre chimique.

2. ÉTUDE pH-MÉTRIOUE

Une solution d'acide éthanoïque, de concentration molaire initiale $c_1 = 2,7.10^{-3}$ mol.L^{-1} et de volume V_1 = 100 mL a un pH de 3,70 à 25°C.

2.1. Déterminer la quantité de matière initiale d'acide éthanoïque n_1.

2.2. Donner le tableau d'avancement en fonction de n_1, x_{max} ou x_f. Exprimer puis calculer l'avancement maximal théorique noté x_{max}. Justifier la réponse. La réaction est : $CH_3CO_2H_{(aq)} + H_2O_{(l)} = CH_3CO_2^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$

2.3. Déduire, de la mesure du pH, la concentration molaire finale en ions oxonium de la solution d'acide éthanoïque. Exprimer puis calculer l'avancement final expérimental de la réaction noté x_f

2.4. Donner l'expression littérale du taux d'avancement final τ_1 de la réaction. Vérifier, en posant l'opération, que τ_1 est égal à $7,4.10^{-2}$. La transformation étudiée est-elle totale ? Justifier la réponse.

2.4.1. Exprimer puis calculer la concentration molaire finale en ions éthanoate $CH_3CO_2^-{}_{(aq)}$.

2.4.2. Exprimer la concentration molaire finale effective de l'acide éthanoïque $[CH_3CO_2H]_f$. Calculer sa valeur.

2.5. Vérifier, en posant l'opération, que la valeur de la constante d'équilibre K_1 associée à l'équation de cet équilibre chimique est égale à $1,6.10^{-5}$.

3. ÉTUDE CONDUCTIMÉTRIQUE

On mesure ensuite, à 25°C, la conductivité d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $c_2 = 1{,}0.10^{-1}$ mol.L^{-1}. Le conductimètre indique : $\sigma = 5{,}00.10^{-2}$ S.m^{-1}.
On rappelle l'équation de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau : $CH_3CO_2H_{(aq)} + H_2O_{(l)} = CH_3CO_2^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$

3.1. On néglige toute autre réaction chimique. Citer les espèces ioniques majoritaires présentes dans cette solution. Donner la relation liant leur concentration molaire.

3.2. Donner l'expression littérale de la conductivité σ de la solution en fonction des concentrations molaires finales en ions oxonium et en ions éthanoate.

3.3. Donner l'expression littérale permettant d'obtenir les concentrations molaires finales ioniques en fonction de σ, $\lambda_{H_3O^+}$, $\lambda_{CH_3CO_2^-}$. Déterminer la valeur de la concentration molaire finale en ions oxonium et éthanoate en mol.m^{-3}, puis en mol.L^{-1} .

Données: $\lambda_{H_3O^+} = 35{,}9.10^{-3}$ S.m².mol^{-1} $\lambda_{CH_3CO_2^-} = 4{,}1.10^{-3}$ S.m².mol^{-1}

3.4. L'expérimentateur affirme que dans le cas présent, la solution d'acide éthanoïque est suffisamment concentrée pour pouvoir faire les approximations suivantes :

Approximation 1 : la concentration molaire finale en ions éthanoate est négligeable devant la concentration initiale en acide éthanoïque. Ceci se traduit par l'inégalité : $[CH_3CO_2^-]_f < \frac{c_2}{50}$
Approximation 2 : la concentration molaire finale en acide éthanoïque est quasiment égale à la concentration molaire initiale en acide éthanoïque : $[CH_3CO_2H]_f \approx c_2$

3.4.1. Comparer les valeurs de c_2 et $[CH_3CO_2^-]_f$ (question 3.3.). L'approximation n°1 est-elle justifiée ?

3.4.2. En supposant que l'approximation n°2 soit vérifiée, que peut-on dire de la dissociation de l'acide ? En déduire si la transformation chimique est totale, limitée ou très limitée. Justifier la réponse.

3.4.3. En tenant compte de l'approximation n°2, vérifier, en posant l'opération, que la valeur de la constante d'équilibre K_2 associée à l'équation de cet équilibre chimique est égale à $1{,}56.10^{-5}$.

3.4.4. Le taux d'avancement final pour la solution considérée est donné par l'expression : $\tau_2 = \frac{[CH_3CO_2^-]_f}{c_2}$
Vérifier, en posant l'opération, que le taux d'avancement final de la réaction τ_2 est égal à $1{,}25.10^{-2}$.

4. CONCLUSION : COMPARAISON DES RÉSULTATS OBTENUS

On vient d'étudier deux solutions d'acide éthanoïque de concentrations initiales différentes.

	Concentration molaire initiale d'acide éthanoïque	Constante d'équilibre	Taux d'avancement final
Étude pHmétrique	$c_1 = 2{,}7.10^{-3}$ mol.L^{-1}	$K_1 = 1{,}6.10^{-5}$	$\tau_1 = 7{,}40.10^{-2}$
Étude conductimétrique	$c_2 = 1{,}0.10^{-1}$ mol.L^{-1}	$K_2 \approx 1{,}6.10^{-5}$	$\tau_2 = 1{,}25.10^{-2}$

4.1. La constante d'équilibre K dépend-elle de la concentration initiale en acide éthanoïque? Justifier la réponse à partir du tableau.

4.2. Le taux d'avancement final d'une transformation chimique limitée dépend-il de l'état initial du système chimique ? Justifier la réponse à partir du tableau.

4.3. Un élève propose les deux affirmations suivantes. Préciser si elles sont justes ou fausses, une justification est attendue.
Affirmation 1 : Plus l'acide est dissocié et plus le taux d'avancement final τ est grand.
Affirmation 2 : Plus la solution d'acide éthanoïque est diluée, moins l'acide est dissocié.

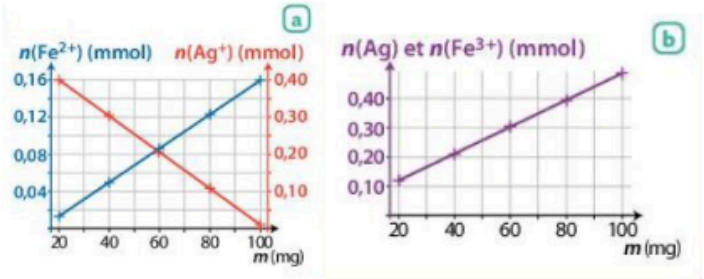
Faire les exercices du livret révisions Chimie Bac

Faire les exercices n° 44 à 59 et les exercices type bac 10, 11 et 12 .
Compléter la fiche « Compétences Chimie »

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 τ = 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 $[Ag^+] = 1,0 \times 10^{-2}$ mol.L^{-1}, sont ajoutés, plusieurs fois, une masse m_0 = 20 mg desulfate de fer (II) $FeSO_4(s)$. Ces ajouts se font sans variation de volume. De l'argent Ag(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 : $M(FeSO_4)$ = 151,9 g.mol^{-1}, couples : $Ag^+(aq)/Ag(s)$ et $Fe^{3+}(aq)/Fe^{2+}(aq)$.

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 :

$$PbO(s) + H_2O(l) \leftrightharpoons Pb^{2+}(aq) + 2\ HO^-(aq) \quad (1)$$
$$2\ PbO(s) + 2\ H_2O(l) \leftrightharpoons 2\ Pb^{2+}(aq) + 4\ HO^-(aq) \quad (2)$$

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 mL d'une solution de nitrate de plomb (II) telle que $[Pb^{2+}] = 1,0 \times 10^{-2}$ mol.L^{1} est ajouté, sans variation de volume, à 25 °C, 200 mg de poudre d'étain Sn(s).
À l'état final, $[Sn^{2+}]_f = 2,5 \times 10^{-3}$ mol.L^{-1}. À 25 °C, la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction est égale à 0,33.

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

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 °C, dans une fiole jaugée de 250,0 mL, sont dissous totalement une masse m_1 = 1,21 g de nitrate de fer (III) nonahydraté $Fe(NO_3)_3$, 9 $H_2O(s)$, une masse m_2 = 0,87 g de sulfate de fer (II) heptahydraté $FeSO_4$, 7 $H_2O(s)$, une masse m_3 = 0,64 g de nitrate d'argent $AgNO_3(s)$ 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 : $Fe^{3+}(aq) + Ag(s) \leftrightharpoons Fe^{2+}(aq) + Ag^+(aq)$

Données : $M(Fe(NO_3)_3)$ = 241,9 g.mol^{-1}, $M(FeSO_4)$ = 151,9 g.mol^{-1} ; $M(AgNO_3)$ = 169,9 g.mol^{-1} ; $M(H_2O)$ = 18,0 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 °C, au quotient de réaction à l'état initial.
3. À 25 °C, dans un erlenmeyer, sont ajoutées les solutions suivantes :

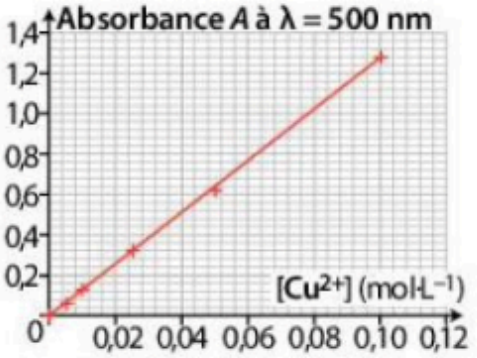
Solutions	$Fe^{3+}(aq) + 3\ NO_3^-(aq)$	$Fe^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	$Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$
C (mol.L^{-1})	$1,0 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$
V (mL)	30,0	50,0	20,0

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

Données : $Ag^+(aq)/Ag(s)$; $Cu^{2+}(aq)/Cu(s)$; M(Cu) = 63,5 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 éthanoïque 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 éthanoïque réagit avec de l'eau suivant la réaction d'équation :

$$CH_3CO_2H(aq) + H_2O(l) \leftrightharpoons CH_3CO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

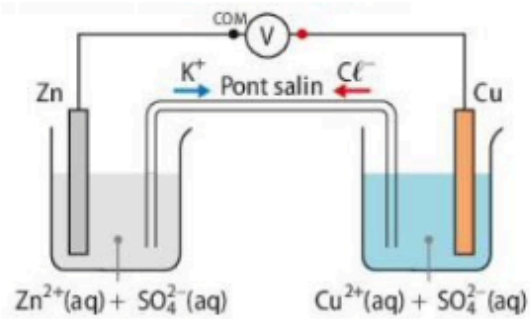
1. Calculer l'avancement maximal de la réaction.
2. Calculer le taux d'avancement final.
3. Conclure quant au caractère total ou non de la transformation.

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 $BaSO_4(s)$ dans de l'eau. La dissolution du sulfate de baryum dans l'eau a pour équation : $BaSO_4(s) \leftrightharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

Données : Constante d'équilibre à 25 °C : $K = 10^{-9,9}$, $M(BaSO_4) = 233,4\ g.mol^{-1}$.

1. Montrer, qu'à 25 °C, du sulfate de baryum $BaSO_4(s)$ se dissout.
2. À l'état final, $[Ba^{2+}]_f = 1,1 \times 10^{-5}\ mol.L^{-1}$. En déduire que la transformation n'est pas totale.

Exercice 52 : On considère la pile Daniell représentée ci-contre. Branché comme indiqué sur le schéma, le voltmètre indique une tension U = 1,1 V.



1. Identifier les polarités de la pile.
2. Reproduire le schéma de la pile reliée à une résistance, indiquer le sens du courant et des porteurs de charge dans le circuit.
3. Écrire les demi-équations électroniques se produisant à chaque électrode.
4. En déduire l'équation de fonctionnement de la pile lorsqu'elle débite du courant.

Exercice 53 : On considère deux équilibres chimiques d'équations :

$$Cu(s) + 2\,Ag^+(aq) \leftrightarrows Cu^{2+}(aq) + 2\,Ag(s) \quad \textbf{(1)}$$
$$Cu^{2+}(aq) + 2\,Ag(s) \leftrightarrows Cu(s) + 2\,Ag^+(aq) \quad \textbf{(2)}$$

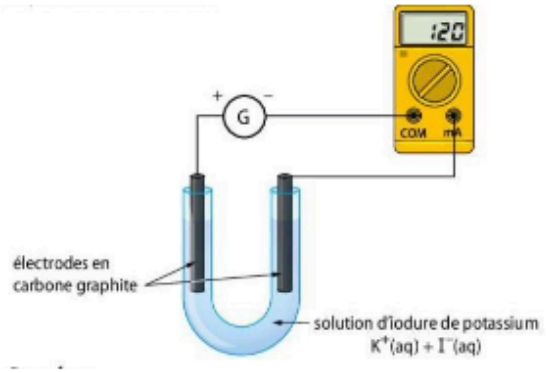
- On verse dans un bécher un même volume V = 50 mL de solutions aqueuses de sulfate de cuivre ($Cu^{2+}(aq)$, $SO_4^{2-}(aq)$) et de nitrate d'argent ($Ag^+(aq)$, $NO_3^-(aq)$).
  La solution de sulfate de cuivre est bleue, celle de nitrate d'argent, incolore.
- On plonge ensuite une lame d'argent et une lame de cuivre dans le bécher. Après le mélange, on observe un dépôt gris et une coloration bleue plus intense.

1. Parmi les deux réactions proposées, quelle est celle associée à la transformation chimique observée ?

On verse la solution dans un électrolyseur que l'on branche à un générateur délivrant une tension continue.

2. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation ;
3. Qu'observera-t-on dans l'électrolyseur ?

Exercice 54 : On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse d'iodure de potassium ($K^+(aq)$, $I^-(aq)$) dans un tube en U dans lequel on place des électrodes de graphite reliées à un générateur de tension continue et un ampèremètre selon le dispositif expérimental fourni ici.

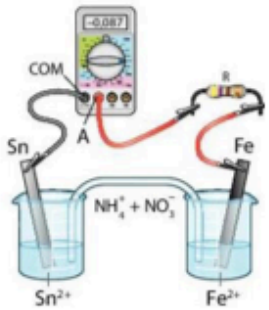


Données : Couples : $K^+(aq)/K(s)$; $I_2(aq)/I^-(aq)$; $H_2O(l)/H_2(g)$; $O_2(g)/H_2O(l)$.

1. Préciser le sens du courant et le sens de circulation des électrons.
2. Quelles sont les demi-équations d'oxydoréduction susceptibles de se produire : **a.** À la cathode ? **b.** À l'anode ?
3. On observe un dégagement gazeux à la cathode, mais pas à l'anode. En déduire la réaction se déroulant effectivement à chaque électrode.

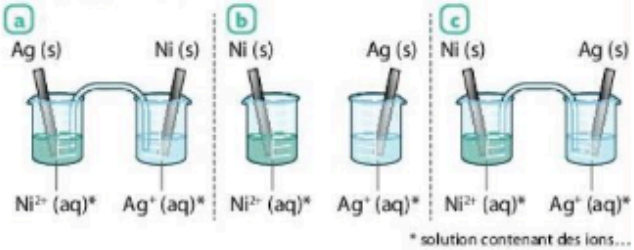
Exercice 55 :

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



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 argentnickel constituée des couples oxydant/réducteur $Ag^+(aq)/Ag(s)$ et $Ni^{2+}(aq)/Ni(s)$.



Exercice 57 : Une pile mettant en jeu les couples $Cd^{2+}(aq)/Cd(s)$ et $Ag^+(aq)/Ag(s)$ 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 Ni(s) de masse m = 25 g plongeant dans 50,0 mL d'une solution sulfate de nickel telle que $[Ni^{2+}] = 1,0 \times 10^{-1}$ mol.L^{-1} ;
- Une plaque d'argent Ag(s) plongeant dans 50,0 mL d'une solution de nitrate d'argent telle que $[Ag^+] = [Ni^{2+}]$.

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

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

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

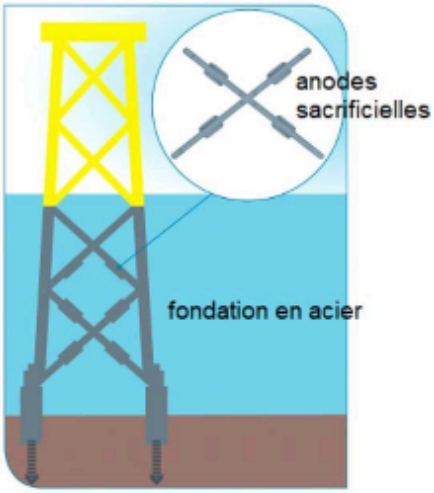
Exercice 59 : La pile décrite dans l'exercice 58 est réalisé et fonctionne pendant 3,0 heures en débitant un courant d'intensité constante I = 10 mA.

Données : Q = I x Δt (I l'intensité (en A), Q la quantité d'électricité débitée (en C) et Δt une durée (en s))
M(Ni) = 58,7 g.mol^{-1} ; N_A = 6,02 x 10^{23} mol^{-1} et e = 1,6 x 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 Ag^+(aq) pour cette durée.

TYPE BAC 10 : PROTECTION DES FONDATIONS

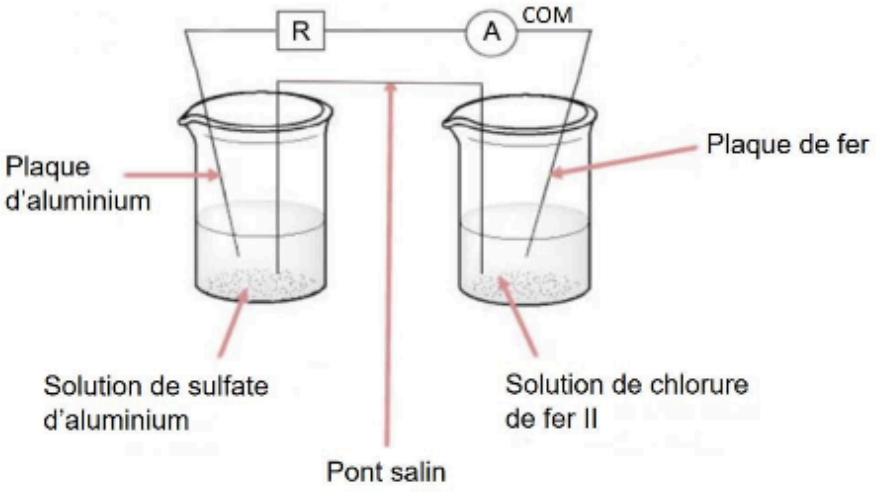
Un projet de parc éolien en mer, celui des îles d'Yeu et de Noirmoutier, prévoit l'installation de soixante-deux éoliennes.
La méthode de protection contre la corrosion des structures immergées de ces éoliennes a été débattue. La « protection cathodique » envisagée initialement consistait à placer des anodes dites « sacrificielles », composées essentiellement d'aluminium, sur les fondations en acier (95 % de fer) des éoliennes. En effet, la réaction des anodes sacrificielles avec le dioxygène dissous dans l'eau permet par transformation électrochimique de protéger le fer de la corrosion.
Finalement, après concertation, le constructeur du parc lui a préféré un système de protection dit « par courant imposé » qui permet d'éviter le rejet de métaux dans l'environnement.



Dans cet exercice, on s'intéresse seulement au processus de protection cathodique.

1. Protection du fer par l'aluminium

On souhaite vérifier qu'en milieu oxydant on peut protéger le fer de l'oxydation en le mettant en contact électrique avec de l'aluminium qui joue alors le rôle d'anode sacrificielle. Par oxydation, le fer métallique donne des ions Fe II (Fe^{2+}) et l'aluminium métallique donne des ions Al^{3+}. On réalise la pile suivante :



Dans un bécher, on verse un volume V_1 = 50,0 mL de solution aqueuse de chlorure de fer II (Fe^{2+}(aq) + 2 Cl^-) de concentration apportée en quantité de matière $C_1 = 1,0 \times 10^{-1}$ mol·L^{-1}, puis on y plonge une plaque de fer.
Dans un second bécher, on verse un volume V_2 = 50,0 mL d'une solution de sulfate d'aluminium (2 Al^{3+}(aq) + 3 SO_4^{2-}(aq)) de concentration apportée en quantité de matière $C_2 = 5,0 \times 10^{-2}$ mol.L^{-1}, puis on y plonge une plaque d'aluminium.
Les deux béchers sont reliés par un pont salin et les deux plaques métalliques sont reliées par un ampèremètre et une résistance montés en série.
L'équation de la réaction qui modélise la transformation susceptible de se produire s'écrit :

$$2\ Al(s) + 3\ Fe^{2+}(aq) \rightleftarrows 2\ Al^{3+}(aq) + 3\ Fe(s)$$

La constante d'équilibre K associée à cette réaction à 25 °C est égale à 10^{166}.

1.1. Exprimer le quotient de réaction initial Qr,i.

1.2. Calculer, à l'état initial, la valeur de la concentration en quantité de matière des ions Al^{3+}(aq) et celle des ions Fe^{2+}(aq).
1.3. Calculer la valeur du quotient de réaction initial Qr,i puis en déduire le sens d'évolution spontanée de la transformation.

1.4. En déduire la réaction se produisant à l'électrode d'aluminium.
L'ampèremètre figurant sur le schéma indique une valeur d'intensité électrique négative.

1.5. Montrer que cette valeur négative est cohérente avec la réponse à la question précédente. L'anode est l'électrode siège d'une oxydation. La cathode est l'électrode siège d'une réduction.

1.6. Identifier l'électrode qui joue le rôle d'anode dans la pile.

B. Masse d'aluminium nécessaire à la protection de la structure métallique d'une éolienne

Le dioxygène dissous dans l'eau réagit préférentiellement avec l'aluminium de l'anode sacrificielle plutôt qu'avec le fer de la structure immergée de l'éolienne.
On souhaite évaluer la masse d'aluminium nécessaire à la protection de la structure d'une éolienne, c'est-à-dire à la protection cathodique.

Données :

- Couples oxydant/réducteur mis en jeu : Al^{3+}(aq)/Al(s) ; O_2(aq)/HO^-(aq)
- Demi-équation du couple O_2(aq)/HO^-(aq) : $O_2(aq) + 2\ H_2O + 4\ e^- = 4\ HO^-(aq)$
- Constante de Faraday $F = 96,5 \times 10^3$ C·mol^{-1}
- Constante d'Avogadro $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ mol^{-1}
- Charge élémentaire $e = 1,602 \times 10^{-19}$ C
- Masse molaire de l'aluminium M_{Al} = 27,0 g·mol^{-1}
- La capacité électrique Q d'une pile est reliée à l'intensité I du courant électrique débité et à la durée de fonctionnement Δt par la relation : $Q = I \cdot \Delta t$

2.1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique de corrosion de l'aluminium par le dioxygène dissous.
L'étude théorique des transferts d'électrons entre l'anode en aluminium et la structure d'une éolienne montre qu'une protection efficace correspond à un courant électrique d'intensité I de l'ordre de 400 A.

2.2. En explicitant le raisonnement, calculer la masse d'aluminium nécessaire à la « protection cathodique » pendant une durée de 25 ans.

2.3. Citer au moins un argument expliquant que le constructeur ait finalement renoncé à la protection par anode sacrificielle.

TYPE BAC 11 : PILE À COMBUSTIBLE

Les piles à combustible, type hydrogène-oxygène, présentent deux avantages : faire appel à des réactifs (dioxygène de l'air et dihydrogène) disponibles en grande quantité et être non polluantes car libérant de l'eau.

Le principe de fonctionnement est simple : la cellule de réaction est composée de deux électrodes séparées par un électrolyte (exemple : l'acide phosphorique H_3PO_4). Elle est alimentée en H_2 et en O_2 en continu. Le fonctionnement de la pile repose sur une réaction d'oxydoréduction au niveau des électrodes.

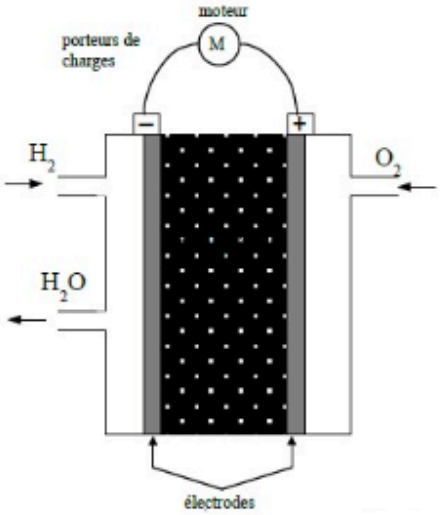
Données:

Masses molaires atomiques : M(H) = 1,0 $g.mol^{-1}$; M(O) = 16,0 $g.mol^{-1}$

Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ mol^{-1}

Charge électrique élémentaire : $e = 1,6 \times 10^{-19}$ C

Faraday : 1 F = 96 500 $C.mol^{-1}$



I – SCHÉMA DE LA PILE À COMBUSTIBLE

1.1. Quelle est la nature des porteurs de charges à l'extérieur de la pile ?

1.2. Recopier et légender le schéma de la pile en indiquant le sens conventionnel de circulation du courant électrique et le sens de circulation des porteurs de charges, à l'extérieur de la pile (en ajoutant des flèches bien orientées).

II – RÉACTION D'OXYDORÉDUCTION

Les couples d'oxydoréduction mis en jeu dans la réaction sont : $H^+_{(aq)}$ / $H_{2(g)}$ et $O_{2(g)}$ / $H_2O_{(l)}$

2.1. Écrire les demi-équations électroniques pour chaque couple mis en jeu, quand la pile débite. **2.2.** En déduire l'équation de la réaction modélisant la transformation ayant lieu dans la cellule de réaction.

Le réactif qui est réduit est appelé le "combustible" de la pile.

2.3. Parmi les espèces chimiques présentes dans les couples, laquelle constitue le combustible ? Justifier la réponse en définissant la réaction de réduction.

2.4. Préciser le nom de l'électrode où se produit la réduction. Cette électrode est-elle le pôle positif ou négatif de la pile ?

III – VÉHICULE MOTORISÉ

Dans un véhicule motorisé fonctionnant grâce à une pile à combustible, on estime à 1,5 kg la masse de dihydrogène nécessaire pour parcourir 250 km.

3.1. Calculer la quantité de matière de dihydrogène $n(H_2)$ correspondant à cette masse, puis le volume de dihydrogène $V(H_2)$ en mètre-cube (m^3), dans les conditions où le volume molaire V_m est égal à 24 $L.mol^{-1}$.

3.2. Justifier le fait que les piles à combustible ne soient pas encore utilisées dans les voitures, en utilisant la réponse à la question 3.1.

3.3. Rappelons la loi des gaz parfaits : $P.V = n.R.T$

Avec : P (pression du gaz); V (volume du gaz); n (quantité de matière de gaz) ; R (constante des gaz parfaits) ; T (température du gaz) .

Proposer un moyen de réduire l'espace occupé par ce gaz, à température ambiante, pour la quantité de matière n de gaz calculée précédemment. Justifier la réponse à l'aide de la loi précédente.

IV – NAVETTE SPATIALE

Dans la navette spatiale, les piles à combustibles débitent un courant d'intensité I = 200 A.

4.1. Calculer la charge électrique Q libérée en 24 heures.
4.2. En déduire la quantité de matière n_P des porteurs de charge, ayant circulé dans le circuit de la navette, pendant 24 heures et la quantité de matière $n(H_2)$ de dihydrogène consommée.

TYPE BAC 12 : PILE CUIVRE-ARGENT

Données :

- Réaction entre le métal cuivre et l'ion argent (I) : $2\,Ag^+_{(aq)} + Cu_{(s)} = 2\,Ag_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$ - Constante d'équilibre associée : $K = 2{,}2.10^{15}$
- Couleur des ions en solution : $Ag^+_{(aq)}$ incolore
  $NO_3^-{}_{(aq)}$ incolore
  $Cu^{2+}_{(aq)}$ bleue
- Unités : 1 Faraday = $96{,}5.10^3$ C.mol^{-1} ; 1 A.h = $3{,}6.10^3$ C
- Masse molaire du cuivre : 63,5 g.mol^{-1} - La capacité, noté C , d'une pile est la quantité maximale d'électricité qu'elle peut fournir avant d'être usée.

I. Étude d'une réaction d'oxydoréduction lorsque les deux réactifs sont directement en contact.

1. Un bécher contient un volume V_1 = 20 mL de solution de nitrate d'argent de concentration $C_1 = 1{,}0.10^{-1}$ mol.L^{-1}.

On ajoute V_2 = 20 mL de solution de nitrate de cuivre de concentration $C_2 = 5{,}0.10^{-2}$ mol.L^{-1}.
On obtient une solution dans laquelle coexistent les ions Ag^+ , Cu^{2+} et NO_3^- . Calculer les concentrations initiales des $[Ag^+]_i$ et $[Cu^{2+}]_i$ dans le becher.

2. On plonge ensuite dans le bécher un fil de cuivre et un fil d'argent bien décapés.

2.1. Écrire l'expression littérale du quotient de réaction Q_r correspondant à la réaction dont l'équation est écrite dans les données ci-dessus.
2.2. Calculer la valeur notée $Q_{r,i}$ du quotient de réaction dans l'état initial du système.
2.3. Pourquoi peut-on en déduire que le système évolue spontanément dans le sens direct de l'équation ?
2.4. Quelle observation expérimentale devrait, après quelques minutes, venir confirmer le sens d'évolution de la transformation ?
2.5. Le cuivre est en excès. Lorsque le système a atteint son état d'équilibre, la concentration en Cu^{2+} est de $5{,}00.10^{-2}$ mol.L^{-1} . Montrer que les ions Ag^+ sont à l'état de trace en calculant leur concentration. Conclure sur le caractère de la transformation.

II. Constitution et étude d'une pile :

On dispose du matériel suivant :

- Un bécher contenant un volume V_1= 20 mL de solution de nitrate d'argent de concentration $C_1 = 1{,}0.10^{-1}$ mol.L^{-1}.
- Un bécher contenant un volume V_2= 20 mL de solution de nitrate de cuivre de concentration $C_2 = 5{,}0.10^{-2}$ mol.L^{-1}.
- Un fil de cuivre, de masse m = 1,0 g et un fil d'argent, bien décapés et équipés d'un dispositif de connexion électrique. - Un pont salin contenant une solution ionique saturée de nitrate de potassium.

1. Faire un schéma annoté de la pile qu'il est possible de constituer à partir du matériel disponible.

2. Un ampèremètre en série avec un conducteur ohmique de résistance R = 100 W est placé entre les bornes de la pile. Le conducteur est parcouru par un courant de très faible intensité dans le sens de l'argent vers le cuivre.

2.1. En déduire le sens de circulation des électrons dans le conducteur ohmique.

2.2. Interpréter alors le fonctionnement de la pile en écrivant les deux demi-équations aux électrodes.

2.3. Le sens de la réaction spontanée est-il en accord avec celui déterminé dans la partie A question 2.3. ?

2.4. Quel(s) rôle(s) joue le pont salin ? Indiquer sur votre schéma le mouvement des porteurs de charge dans le pont.

3. On laisse fonctionner le système pendant une durée suffisamment longue pour que la pile ne débite plus.

3.1. Construire le tableau descriptif de l'évolution du système (tableau d'avancement de la transformation).

3.2. Quel est le réactif limitant ?

3.3. Quelle est la concentration en ion cuivre (II) en fin de réaction ?

3.4. Déterminer la quantité d'électricité qui a traversé la résistance depuis l'instant où la pile a commencé à débiter jusqu'à l'instant où la pile s'arrête de fonctionner. **3.5.** En déduire la valeur de la capacité c de cette pile exprimée en A.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 :