

Chapitre 19 Piles et oxydoréduction

Manuel pages 326 à 345

Choix pédagogiques. Ce chapitre s'inscrit dans le thème « Défis du XXI^e siècle ». Il présente des phénomènes d'oxydoréduction qui peuvent par exemple permettre de stocker de l'énergie. L'objectif de ce chapitre est de fournir aux élèves des outils pour comprendre et interpréter les phénomènes mis en jeu dans les piles et les accumulateurs.

Le parti pris est de partir de **l'observation** (qu'est-ce qu'une pile ?) pour introduire ensuite les outils nécessaires à la **compréhension** du phénomène (notion de couple oxydant/réducteur et de transfert d'électrons). Ainsi, les élèves pourront exploiter des ressources concernant ces sujets et envisager des solutions pour **agir** dans la perspective du défi énergétique.

Une mise en perspective historique est abordée dans l'activité 1. L'activité 2 s'appuie sur des acquis de la classe de 2^{de} sur la transformation chimique, pour mettre en évidence les échanges d'électrons par transfert direct. Une démarche expérimentale est pratiquée pour réaliser une pile dans l'activité 3. Elle permet d'aborder la modélisation du fonctionnement de la pile et de relier ainsi polarité de la pile et réactions aux électrodes.

L'activité 4 est une analyse de document concernant les enjeux technologiques et environnementaux des piles et batteries pour l'industrie.

Double page d'ouverture de chapitre

Vol d'un aéronef fonctionnant grâce à une pile à combustible à l'hydrogène

Pour répondre à la question posée, les élèves doivent recueillir des informations sur la pile à combustible. En quoi cette pile est-elle différente des piles « courantes » ? Quels sont les domaines d'utilisation de chaque type de pile ?

Ces questionnements doivent être replacés dans un contexte environnemental (toxicité des produits chimiques constituant les piles, rejets, etc.).

La discussion peut être prolongée par un débat sur les gaz à effet de serre.

La solution présente dans ce bécher contient des ions argent Ag^+

L'observation de l'image doit faire penser à une transformation des ions Ag^+ en métal argent Ag. Les élèves peuvent recenser les différents types de particules qu'ils ont rencontrés jusqu'à présent dans leur cours de physique-chimie, pour conclure que c'est un électron qui est capté par l'ion argent Ag^+ .

Éoliennes offshore

Des questions préliminaires peuvent être posées :

- En quoi l'énergie provenant du vent peut-elle être transformée ?
- Comment peut-on restituer l'énergie provenant du vent ?
- Connaissez-vous des dispositifs capables de fonctionner dans les deux sens ?
- Pourquoi doit-on stocker l'énergie provenant du vent ?
- etc.

Ces questions doivent aboutir aux notions de pile, d'accumulateur et de batterie.

Découvrir et réfléchir

Activité documentaire 1 : De la pile Volta à la pile Leclanché

Commentaire. Cette activité documentaire est une approche historique de la notion de pile.

Réponses

1. Comprendre le texte

- a. Le terme « pile » provient de la première pile inventée par Volta. Ce premier dispositif, source de courant électrique, était un empilement de différents constituants.
- b. Les différents constituants de la pile de Volta sont : des disques de zinc, des disques d'argent et des cartons ou torchons humides.

2. Interpréter

- a. Le générateur est qualifié d'électrochimique car, à partir d'espèces chimiques, il est possible de fournir des électrons et donc un courant électrique.
- b. La pile Leclanché est qualifiée de « batterie primaire » car ce dispositif n'est pas rechargeable. La pile est inutilisable et doit être recyclée.
Attention : une pile contient des espèces chimiques qu'il ne faut pas rejeter dans l'environnement !

3. Faire une recherche

- a. La pile Leclanché est toujours utilisée, elle est commercialisée sous le qualificatif de pile saline.
- b. On appelle accumulateurs les dispositifs réutilisables après avoir été déchargés.
- c. Une batterie est une association en série d'accumulateurs.

Activité expérimentale 2 : Mise en évidence d'échanges de particules

Commentaire. Cette activité s'appuie sur des acquis de la classe de 2^{de} sur la transformation chimique, pour mettre en évidence les échanges d'électrons par transfert direct.

Liste des solutions

- Solution de sulfate de cuivre (II) 1 mol.L⁻¹
- Soude 0,1 mol.L⁻¹

Réponses

1. Observer

- Après passage de la solution de sulfate de cuivre (II) sur la poudre de zinc, le filtrat est incolore. Le solide initialement noir se couvre d'un dépôt rouge de cuivre.
- On observe un précipité blanc lors du test à la soude sur le filtrat.

2. Interpréter

a. À l'état initial, les espèces chimiques présentes sont les ions cuivre (II) Cu²⁺ (aq) et le zinc solide Zn (s) en poudre. Il existe aussi des ions sulfates SO₄²⁻ (aq) qui ne participent pas à la transformation.

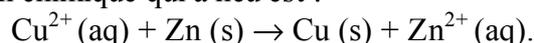
b. Les espèces chimiques consommées sont :

- Cu²⁺ (aq), car la solution est initialement bleue (couleur des ions Cu²⁺ (aq) en solution aqueuse) et le filtrat est incolore ;
- Zn (s) (pas d'observation directe de la consommation de Zn (s)).

c. Les espèces chimiques formées sont :

- Cu (s), car on observe un dépôt rouge sur la poudre de zinc ;
- Zn²⁺ (aq), dont la présence est révélée par le test sur le filtrat.

d. L'équation de la réaction chimique qui a lieu est :



3. Conclure

- Lors du contact de la solution de cuivre (II) avec la poudre de zinc, l'élément cuivre a capté des électrons.
- Lors du contact de la solution de cuivre (II) avec la poudre de zinc, l'élément zinc a cédé des électrons.
- Lors de cette réaction d'oxydoréduction, ce sont des électrons qui ont été directement échangés entre les deux éléments mis en présence.

Activité expérimentale 3 : Réalisation d'une pile

Commentaire. Cette activité permet aux élèves de pratiquer une démarche expérimentale pour réaliser une pile et modéliser son comportement, et ainsi de relier polarité de la pile et réactions aux électrodes.

Liste des solutions

- Solution de sulfate de cuivre (II) $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$
- Solution de sulfate de zinc (II) $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

Réponses

1. Observer

- a.** Dans l'expérience **A**, la valeur de l'intensité lue sur l'ampèremètre est nulle.
b. Dans l'expérience **B**, la valeur de l'intensité lue sur l'ampèremètre est non nulle. Elle peut être positive ou négative selon le branchement réalisé par les élèves.

Remarque : grâce au signe obtenu et aux branchements réalisés, l'élève devra retrouver la polarité.

c. Au bout de 10 minutes :

- pour l'expérience **A**, pas de modification de l'aspect des lames ;
- pour l'expérience **B**, la lame de cuivre se recouvre d'un dépôt foncé et l'aspect de la lame de zinc ne semble pas modifié.

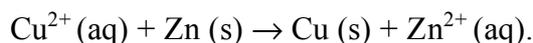
2. Interpréter

- a.** Grâce au signe obtenu et aux branchements réalisés, l'élève doit déterminer que la lame de zinc constitue le pôle – et que la lame de cuivre constitue le pôle + de ce générateur de courant.
b. Voir le document 11 page 333.
c. À la surface de la lame constituant le pôle + (Cu), il y a gain d'électrons.
A la surface de la lame constituant le pôle – (Zn), il y a perte d'électrons.
d. Les porteurs de charges électriques mobiles sont les ions et les électrons.
e. Les porteurs de charges qui circulent dans le pont salin sont des ions ; des électrons circulent dans les conducteurs métalliques.

3. Conclure

- a.** $\text{Zn (s)} = \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^{-}$
 $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^{-} = \text{Cu (s)}$

b. L'équation de la réaction d'oxydoréduction traduisant la transformation chimique globale qui a lieu dans la pile est :



Activité documentaire 4 : Piles et batteries : des défis à relever

Commentaires. Cette activité est l'analyse d'un article du quotidien national Le Monde. Elle permet d'exploiter des informations sur les piles et les accumulateurs dans la perspective du défi énergétique. Cet article peut être le point de départ de discussions concernant les enjeux technologiques, environnementaux et économiques des piles et batteries pour l'industrie.

Réponses

1. Comprendre le texte

- a.** La société Saft produit des batteries à base de nickel, des piles au lithium et des batteries lithium-ion.
- b.** Ces piles et batteries peuvent être utilisées dans les domaines des transports (ferroviaire, aérien et routier avec les véhicules hybrides), de l'électronique et de la défense, des satellites.
- c.** Un véhicule hybride est un véhicule qui peut fonctionner grâce à deux sources d'énergie :
 - énergie fossile (essence), grâce à un moteur à combustion ;
 - énergie électrique, grâce à une batterie associée (différente de la batterie qui permet de démarrer un véhicule essence !).
- d.** Le fabricant Saft s'intéresse particulièrement aux véhicules hybrides.

2. S'informer sur les batteries

- a.** Une pile est un générateur électrochimique non rechargeable. Un accumulateur est un dispositif électrochimique rechargeable. Des accumulateurs branchés en série constituent une batterie.
- b.** Le lithium est un élément chimique de la 1^{re} colonne de la classification périodique (2^e période) ; c'est un métal alcalin. On trouve principalement du lithium dans des salars des hauts plateaux en Bolivie, en Argentine, au Chili, au Tibet et en Chine. Des réserves de lithium sont aussi présentes aux États-Unis et en Australie.
- c.** Les batteries qui équipent actuellement les véhicules à essence servent uniquement au démarrage ! Dès que l'automobiliste tourne la clé, le circuit électrique est fermé. La batterie décharge alors un très grand courant. Ce courant sert à mettre le moteur en marche. Ces batteries sont constituées d'accumulateurs au plomb. La batterie est rechargée presque instantanément par l'alternateur. Si une batterie de voiture ne fonctionne plus, il n'est pas recommandé de la recharger soi-même, il faut la rapporter au vendeur en vue de son recyclage.

3. Conclure

Question ouverte où devront être évoqués des aspects environnementaux, économiques et technologiques dans le cadre du développement durable.

La société Saft développe des procédés afin de trouver une alternative aux voitures à essence, qui utilisent des énergies fossiles et produisent des particules et des gaz à effet de serre.

Exercices

Exercices d'application

5 minutes chrono !

1. Mots manquants

- transformation chimique
- réducteur
- électrons
- réducteur ; oxydant
- charge ; éléments
- accumulateurs

2. QCM

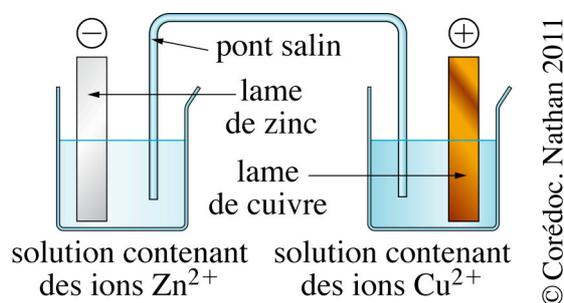
- $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.
- $a = 1$; $b = 2$; $c = 2$.
- $\text{Ag}^+(\text{aq})$ est l'oxydant du couple $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$.
- $\text{Fe}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$.
- À la surface du conducteur métallique.
- Des électrons arrivent au pôle +.

Mobiliser ses connaissances

Différentes piles (§1 du cours)

- La nature de l'électrolyte différencie les piles salines et alcalines.
 - Il existe aussi des piles boutons, des piles à combustibles.

4.



Réactions d'oxydoréduction et piles (§2 et 3 du cours)

- Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons. Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.
 - $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$; $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$; $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$; $\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al}(\text{s})$.

-
6. a. $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ est l'oxydant et $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ est le réducteur.
b. Le couple oxydant/réducteur associé est donc $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.

-
7. $\text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{MnO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{MnO}(\text{OH})(\text{s})$.
Le transfert d'électrons est indirect (c'est une pile).

-
8. $2 \text{Mn}^{3+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$.
Le transfert d'électrons est direct.

-
9. a. Une batterie de téléphone portable est rechargeable. C'est en fait un accumulateur.
b. Le sigle signifie que l'on ne doit pas jeter une batterie usagée dans la poubelle domestique, mais dans des bacs de récupération prévus à cet effet.
-

Utiliser ses compétences

10. a. Lorsque la pile est en fonctionnement, les électrons circulent du pôle – vers le pôle +, c'est-à-dire ici de la lame de zinc vers la lame de nickel par l'intermédiaire du circuit extérieur.
b. Les anions (chargés négativement) complètent le trajet des électrons : dans le pont salin, ils circulent du compartiment contenant la lame de nickel vers le compartiment contenant la lame de zinc.
Les cations (chargés positivement) circulent dans le sens inverse des anions : dans le pont salin, ils circulent du compartiment contenant la lame de zinc vers le compartiment contenant la lame de nickel.

-
11. a. La demi-équation rédox traduisant l'échange d'électrons ayant lieu sur le zinc s'écrit :
$$\text{Zn}(\text{s}) = \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^-$$

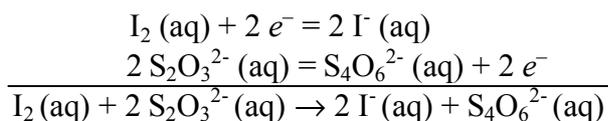
b. Quand la pile est en fonctionnement, l'équation de la réaction s'écrit :
$$\text{Zn}(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ni}(\text{s})$$

-
12. Le réducteur d'un couple réagit sur l'oxydant d'un autre couple lors d'une réaction d'oxydoréduction. Ici, $\text{Fe}(\text{s})$, le réducteur d'un couple, réagit sur $\text{H}^+(\text{aq})$, l'oxydant d'un autre couple.
Les deux couples en présence ici sont $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$ et $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$.

-
13. a. La vitamine C est un réducteur.
b. $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$.

-
14. a. Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons.
Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.
L'ion thiosulfate est donc un réducteur et le diiode un oxydant.

b.

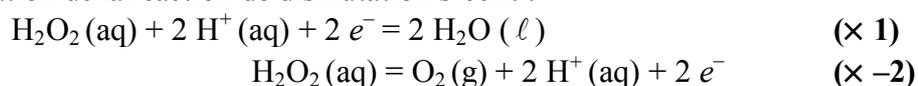


Exercices d'entraînement

16. a. D'après la demi-équation rédox (1), l'eau oxygénée H_2O_2 (aq) est un oxydant.

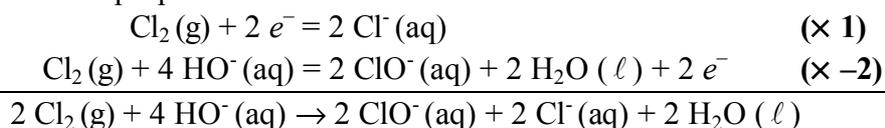
D'après la demi-équation rédox (2), l'eau oxygénée H_2O_2 (aq) est un réducteur.

b. L'équation de la réaction de dismutation s'écrit :



Soit, en simplifiant : $2 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$.

17. a. L'équation de préparation de l'eau de Javel s'écrit :



Soit, en utilisant les plus petits nombres stœchiométriques :

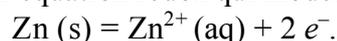


b. L'eau de Javel contient donc des ions Cl^- (aq) (ions chlorure), ClO^- (aq) (ions hypochlorite) et des ions Na^+ (aq) apportés par la soude.

L'espèce chimique qui possède des propriétés oxydantes dans l'eau de Javel est l'ion hypochlorite.

18. a. Le pont salin permet la circulation des porteurs de charges (des ions) à l'intérieur de la pile.

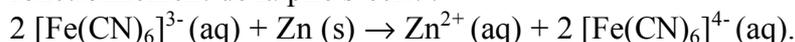
b. Dans le compartiment contenant le zinc, on observe une perte de masse de la lame de zinc ; le zinc est donc consommé. La demi-équation rédox qui modélise la transformation s'écrit :



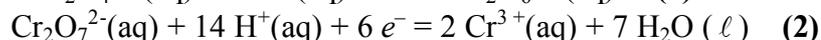
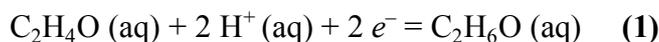
c. Le zinc est le réducteur du couple $\text{Zn}^{2+} (\text{aq})/\text{Zn} (\text{s})$. Pour que la pile fonctionne, c'est l'oxydant de l'autre couple considéré qui doit être consommé. Ici, dans le compartiment contenant le fil de platine, les ions ferricyanure $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} (\text{aq})$ sont consommés et les ions ferrocyanure $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} (\text{aq})$ voient leur quantité de matière augmenter.

d. Les échanges d'électrons se font à la surface de conducteurs métalliques, qui ensuite permettent aux électrons de circuler dans le circuit extérieur de la pile. Le fil de platine est le conducteur métallique qui permet le transfert électronique indirect.

e. L'équation de fonctionnement de la pile s'écrit :

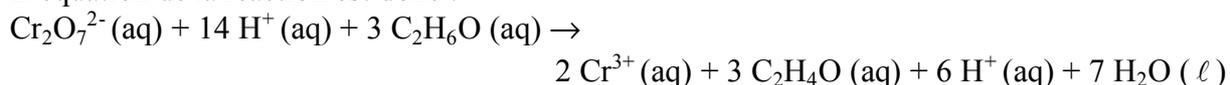


19. a. Les lois de conservation de la charge et des éléments doivent être vérifiées pour l'écriture des demi-équations rédox.

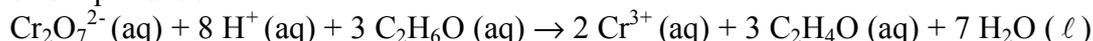


b. L'équation de la réaction qui a lieu dans l'alcooltest s'obtient en combinant les deux demi-équations rédox précédentes : $(2) - 3 \times (1)$.

L'équation de la réaction est donc :

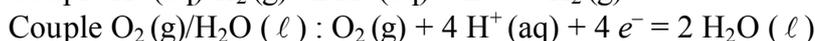


Soit, en simplifiant :

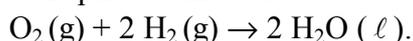


c. Si l'air expiré contient de l'éthanol, la transformation a lieu et des ions chromate $\text{Cr}^{3+} (\text{aq})$ sont produits. Le tube est de couleur verte. Seul l'automobiliste ayant soufflé dans le tube **(b)** peut repartir car le tube est jaune. L'air expiré ne contenait pas d'alcool.

20. a. Couple $\text{H}^+ (\text{aq})/\text{H}_2 (\text{g})$: $2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 e^- = \text{H}_2 (\text{g})$

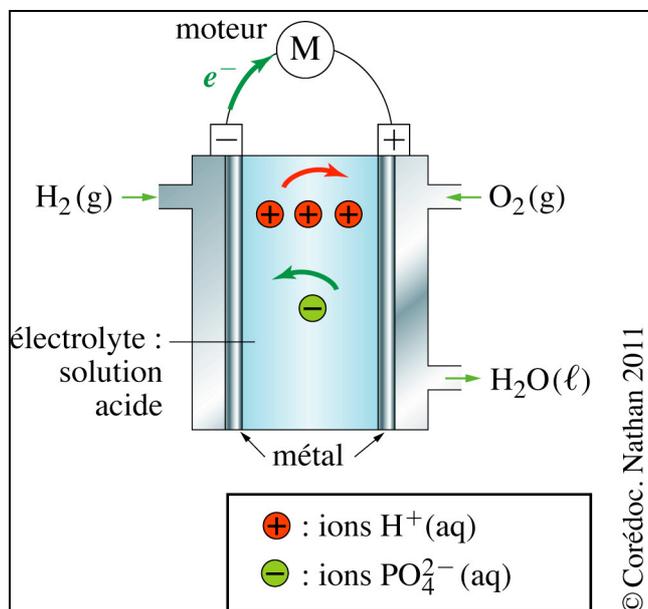


b. Équation de fonctionnement de la pile à combustible :



c. Le dioxygène est un oxydant.

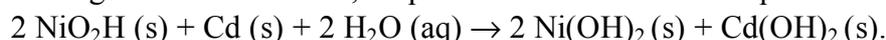
d.



e. Une pile à combustible est une pile « propre », elle ne rejette que de l'eau.

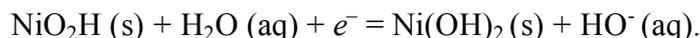
21. a. Les couples oxydant/réducteur sont $\text{NiO}_2\text{H} (\text{s})/\text{Ni}(\text{OH})_2 (\text{s})$ et $\text{Cd}(\text{OH})_2 (\text{s})/\text{Cd} (\text{s})$.

b. Lors de la décharge de l'accumulateur, l'équation de la réaction chimique s'écrit :



Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur
Chapitre 19. Piles et oxydoréduction

c. Les électrons du circuit extérieur arrive au pôle + lors de la décharge. Au pôle + a donc lieu la demi-équation rédox suivante :



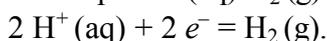
Le compartiment contenant le nickel constitue ainsi le pôle + lors de la décharge de l'accumulateur.

d. Lors de la charge de l'accumulateur, on régénère « l'énergie chimique », il se produit donc la transformation inverse d'équation :



22. 1. a. Une solution aqueuse d'acide nitrique contient des ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ et nitrate $\text{NO}_3^-(\text{aq})$.

b. La demi-équation rédox associée au couple $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ s'écrit :

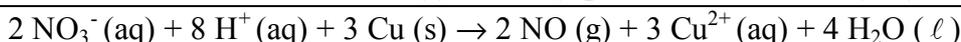
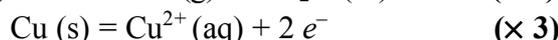


c. $\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 3 e^- = \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

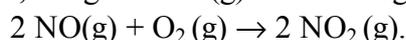
d. $\text{H}^+(\text{aq})$ est l'oxydant du couple $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$.

$\text{NO}_3^-(\text{aq})$ est l'oxydant du couple $\text{NO}_3^-(\text{aq})/\text{NO}(\text{g})$.

e. Le cuivre est le réducteur du couple $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$. Dans l'expérience décrite, il réagit sur les ions nitrate $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ (oxydant) pour donner $\text{NO}(\text{g})$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$. La solution devient bleue. L'équation de la réaction traduisant la première transformation s'écrit :



Dans un deuxième temps, le gaz $\text{NO}(\text{g})$ formé réagit avec le dioxygène de l'air selon l'équation :



2. a. Une solution aqueuse d'acide chlorhydrique contient des ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ et chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$.

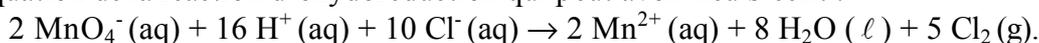
b. $\text{H}^+(\text{aq})$ est l'oxydant du couple $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$: $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 e^- = \text{H}_2(\text{g})$.

$\text{Cl}^-(\text{aq})$ est le réducteur du couple $\text{Cl}_2(\text{g})/\text{Cl}^-(\text{aq})$: $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 e^- = 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$.

c. $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 e^- = \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

d. $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ est un oxydant. L'ion susceptible de réagir avec lui est donc un réducteur : l'ion chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$.

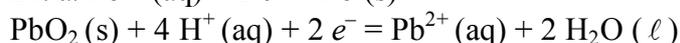
e. L'équation de la réaction d'oxydoréduction qui peut avoir lieu s'écrit :



23. a. Plus la capacité massique d'une pile est importante, plus elle fonctionnera longtemps, à intensité de courant débité égale.

b. Les piles au lithium sont des piles de très grande capacité massique. Elles fonctionneront donc plus longtemps. De plus, on pourra réduire leur taille. Ces aspects sont intéressants pour les stimulateurs cardiaques.

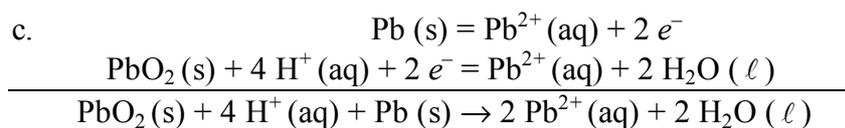
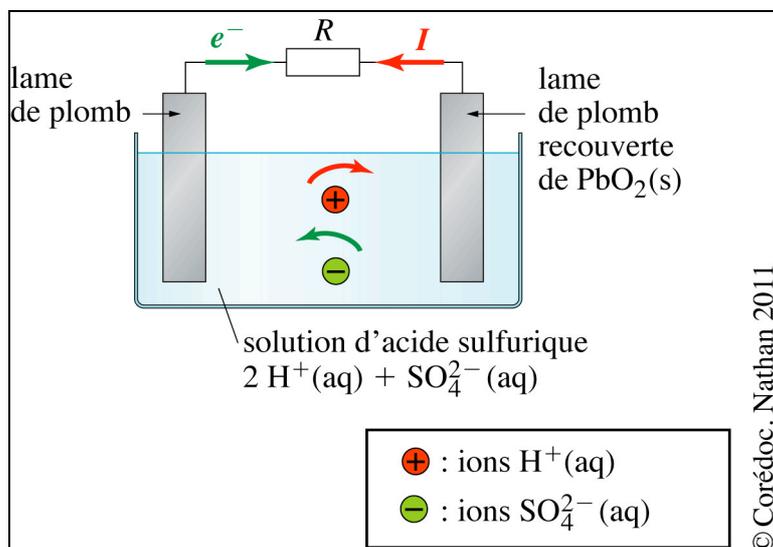
24. a. $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- = \text{Pb}(\text{s})$



b. Sur le schéma apparaît l'intensité, donc les électrons dans le circuit extérieur circulent de la lame de plomb vers la lame de plomb recouverte de PbO_2 . Les anions ($\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) dans la

Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur
Chapitre 19. Piles et oxydoréduction

solution vont de la lame de plomb recouverte de PbO₂ vers la lame de plomb. Les cations (H⁺(aq) principalement) vont de la lame de plomb vers la lame de plomb recouverte de PbO₂.

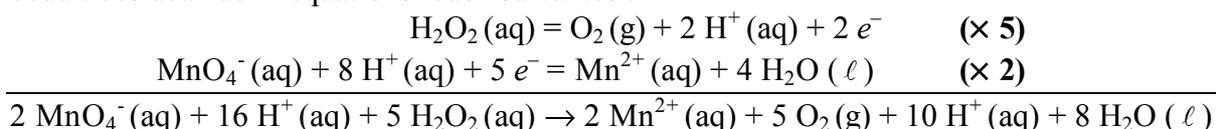


Exercices de synthèse

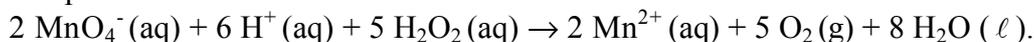
25. Le peroxyde d'hydrogène est l'oxydant du couple $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}(\ell)$ et le réducteur du couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$.

- Expérience 1

Le peroxyde d'hydrogène réagit avec l'ion permanganate $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ qui est un oxydant. $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ intervient donc ici comme réducteur. L'équation de la réaction qui se produit se déduit des deux demi-équations rédox suivantes :



Soit, en simplifiant :

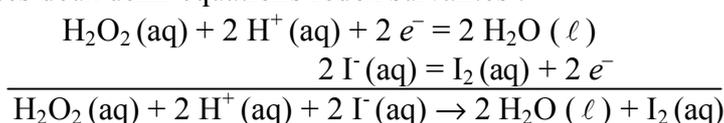


Le permanganate de potassium (violet) est en défaut. Il est totalement consommé lors de l'expérience 1, d'où la décoloration de la solution. Les ions $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ sont incolores en solution aqueuse. Le gaz qui se dégage est du dioxygène.

Remarque : la solution de permanganate de potassium est acidifiée ; la transformation nécessite en effet la présence d'ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$, soit un milieu acide.

- Expérience 2

Le peroxyde d'hydrogène réagit avec l'ion iodure $\text{I}^-(\text{aq})$, incolore en solution aqueuse, qui est un réducteur. $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ intervient donc ici comme oxydant. L'équation de la réaction qui se produit se déduit des deux demi-équations rédox suivantes :



L'apparition de la coloration brune est due à la présence de diiode ($\text{I}_2(\text{aq})$) en solution aqueuse.

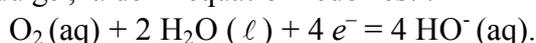
Remarque : la solution de permanganate de potassium est acidifiée ; la transformation nécessite en effet la présence d'ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$, soit un milieu acide.

26. a. La coloration bleue obtenue indique la présence de $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ à la pointe du clou. La coloration rose indique la présence d'un milieu basique, soit la présence des ions hydroxyde $\text{HO}^-(\text{aq})$ à la tête du clou.

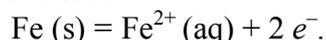
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{HO}^-(\text{aq})$ sont donc les produits de cette transformation.

Les réactifs sont donc $\text{Fe}(\text{s})$ (réducteur associé à $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$) et $\text{O}_2(\text{aq})$ (oxydant associé à $\text{HO}^-(\text{aq})$).

b. Près de la surface libre du gel, la demi-équation rédox est :

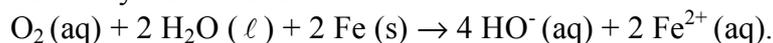


Au fond du tube, la demi-équation rédox est :



Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur
Chapitre 19. Piles et oxydoréduction

c. La réaction globale d'oxydoréduction s'écrit :

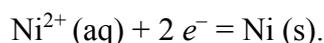


d. On parle de pile car les deux transformations décrites par les demi-équations rédox sont localisées à deux endroits séparés du clou, comme pour les deux compartiments séparés d'une pile.

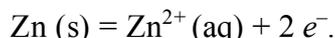
On parle de corrosion car le métal fer est attaqué.

e. Si les pylônes immergés en acier n'étaient pas protégés contre la corrosion, le pied des pylônes (dans l'eau) serait attaqué. On ne pourrait pas se rendre compte de cette corrosion qui aurait lieu sous l'eau. D'où le danger à long terme.

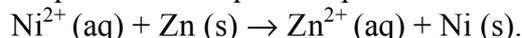
27. 1. La masse de la lame de nickel augmente. Pour le premier bécher, la demi-équation rédox à considérer s'écrit donc :



Dans l'autre bécher, la demi-équation rédox à considérer s'écrit :



La réaction d'oxydoréduction qui intervient quand la pile est en fonctionnement s'écrit donc :



2. a. Les solutions de sulfate de nickel (contenant des ions $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$) sont colorées et vérifient la loi de Beer-Lambert. Grâce à la courbe d'étalonnage, on en déduit :

$$A_{390} = 20,4 \times c(\text{Ni}^{2+}).$$

Après une heure de fonctionnement de la pile, $A_{390} = 0,67$. Donc la concentration des ions $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ restant en solution est $c(\text{Ni}^{2+})_{1\text{h}} = 0,67 / 20,4 = 3,3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

b. La quantité de matière initiale d'ions $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ est :

$$n_0 = c_1 \times V_1 = 5,0 \times 10^{-2} \times 1 \times 10^{-1} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

La quantité de matière d'ions $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ au bout d'une heure de fonctionnement de la pile est :

$$n_{1\text{h}} = c(\text{Ni}^{2+})_{1\text{h}} \times V_1 = 3,3 \times 10^{-2} \times 1 \times 10^{-1} = 3,3 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

La quantité de matière d'ions $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ disparus est donc : $n_0 - n_{1\text{h}} = 1,7 \times 10^{-3} \text{ mol.}$

c. D'après l'équation de la réaction (déduite des demi-équations rédox), 2 moles d'électrons traversent le circuit extérieur pour chaque mole de $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ consommée. Pendant 1 heure de fonctionnement, $2 \times (n_0 - n_{1\text{h}}) = 3,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'électrons ont circulé dans le circuit. La charge électrique fournie par cette pile pendant une heure d'utilisation est donc :

$$2 \times (n_0 - n_{1\text{h}}) \times F = 328,1 \text{ C.}$$
