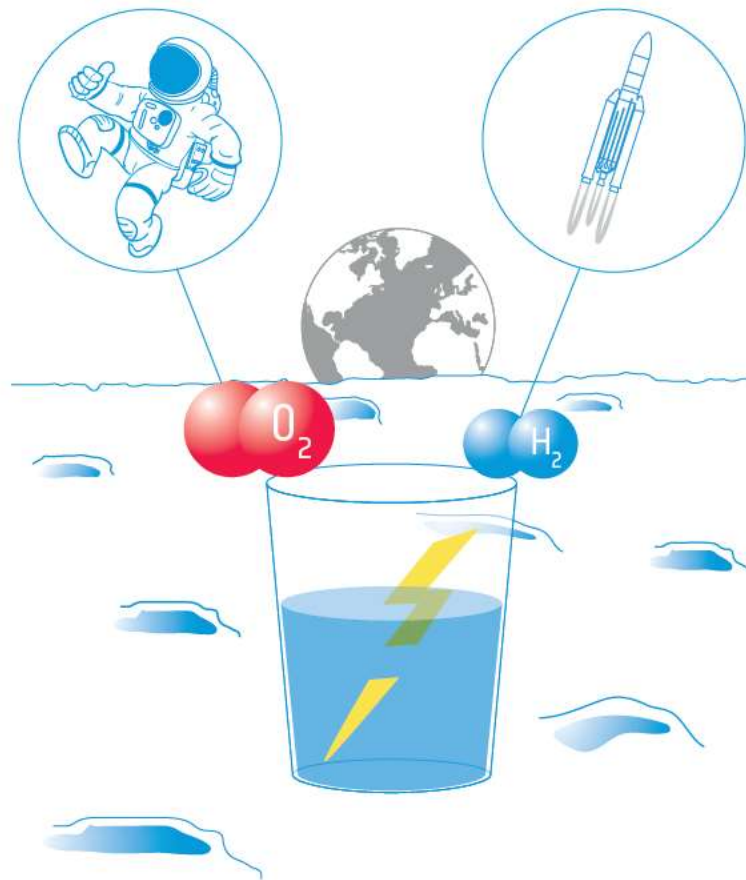
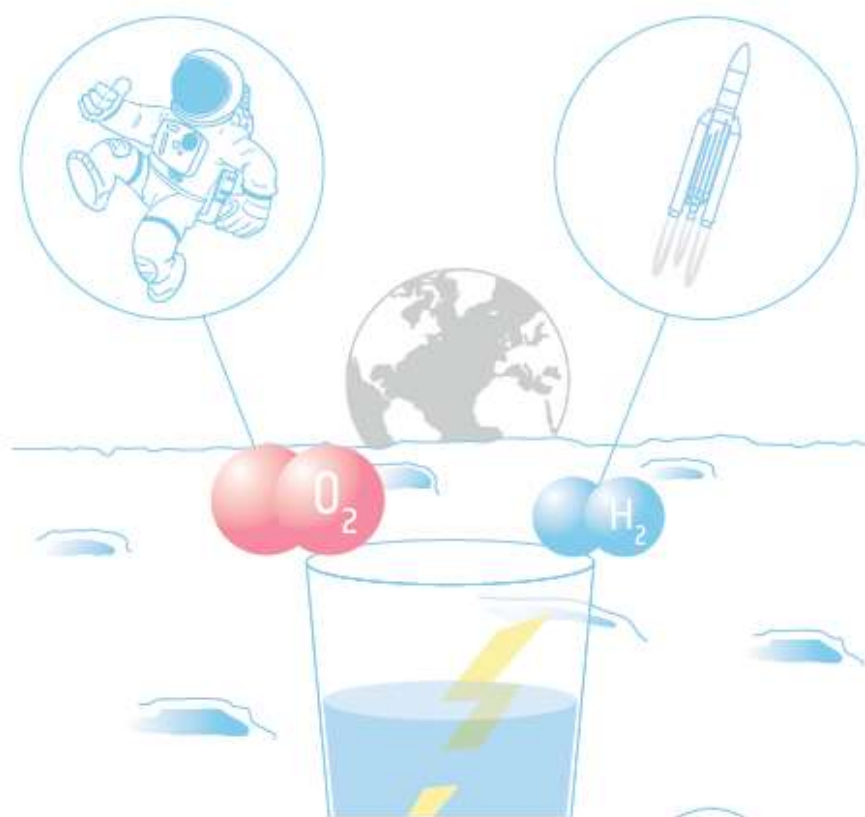


L'EAU COMME SOURCE D'ÉNERGIE

Comment produire de l'oxygène et de l'hydrogène





Guide de l'enseignant

Faits rapides	page 3
Résumé des activités	page 4
Introduction	page 5
Activité 1: Construis ta propre pile	page 6
Activité 2: Electrolyse à l'eau	page 10
Activité 3: Pile à combustible	page 14
Fiche de l'étudiant	page 16
Liens	page 23
Annexe 1: Electrolyser	page 24
Annexe 2: Pile à combustible	page 25

L'EAU COMME SOURCE D'ÉNERGIE

Comment produire de l'oxygène et de l'hydrogène

Informations générales

Sujet : Chimie et Physique
Tranche d'âge : 14 – 16 ans
Type : Activité de laboratoire
Difficulté : Moyenne
Temps de préparation pour l'enseignant : 1 heure
Temps de leçon : 2 heures
Coût : moyen (5-25€ pour activités 1 et 2 ; 50-100€ pour activité 3)
Inclus l'utilisation de : Zinc et de plaques de cuivre
Mots clés : Chimie, physique, lune, électrochimie, pile Volta, électrolyse, pile à combustible

Brève description

Dans cet ensemble de trois activités, les élèves vont découvrir l'électrochimie. Dans la première activité, ils vont construire une pile Volta. Cette invention a marqué le début de l'électrochimie. Les élèves étudieront ensuite l'électrolyse. L'électrolyse utilise le courant électrique pour décomposer l'eau en plusieurs composants : l'hydrogène et l'oxygène. Ces composants peuvent être utilisés comme combustibles pour les vaisseaux spatiaux et/ou fournir de l'oxygène pour les équipages. Dans la dernière activité, les élèves examineront et utiliseront une pile à combustible.

Objectifs d'apprentissage

- Comprendre comment fonctionnent les batteries
- Réaliser une expérience pour confirmer que certaines réactions chimiques peuvent générer de l'électricité
- Réaliser une expérience pour confirmer que l'électricité peut permettre à certaines réactions d'avoir lieu
- Étudier l'électrolyse et ses applications
- Étudier les piles à combustibles et leurs application
- Ecrire des équations balancées pour des réactions d'oxydo-réduction
- Utiliser l'équipement de manière adaptée pour réaliser et enregistrer des observations

Résumé des activités

	Titre	Description	Résultat	Exigences	Temps
1	Construis ta propre pile	Construction d'une pile Volta	Introduction à l'électrochimie ; apprendre comment une pile fonctionne	Aucune	45 minutes
2	Electrolyse de l'eau	Construire un électrolyte et réaliser une électrolyse de l'eau	Etudier l'électrolyse de l'eau et ses applications	Compléter l'activité 1	45 minutes
3	Pile à combustible	Découvrir la pile à combustible	Etudier les piles à combustible et leurs applications	Aucune. Compléter l'activité 2 est conseillé	30 minutes

Introduction

L'exploration de la lune requière des ressources : eau, oxygène, nourriture, équipement, combustibles, etc. Apporter tout depuis la Terre serait très inefficace et cher, donc les responsables de missions investiguent comment utiliser les ressources déjà présentes sur la Lune. Une des ressources la plus importante est l'eau. Les scientifiques ont trouvé la preuve que l'eau peut exister dans certaines zones comme les pôles de la lune. Pour une future mission martienne, cette eau pourrait être utilisée pour produire de l'hydrogène et de l'oxygène pour propulser les engins spatiaux, et de l'oxygène pour obtenir de l'air respirable pour l'équipage.

Dans cet ensemble d'activités, nous allons étudier comment stocker l'énergie dans des batteries et comment générer de l'oxygène et de l'hydrogène avec de l'eau. Pour cela, nous allons étudier l'électrochimie !

L'électrochimie est la branche des sciences qui étudie la relation entre l'électricité et la chimie. Certaines réactions chimiques peuvent générer de l'électricité, comme c'est le cas dans une batterie. L'inverse est aussi possible : l'électricité peut déclencher certaines réactions chimiques qui ne le feraient pas spontanément.

Dans cette ressource, les élèves vont être guidés au travers des principes et de la chronologie de l'électrochimie, depuis l'invention de la première pile (la pile Volta) jusqu'aux piles à combustion modernes. Dans cette ressource, les étudiants vont construire les dispositifs suivants :

1. **Une pile** : un dispositif qui génère de l'électricité grâce à des réactions chimiques
2. **Electrolyser** : un dispositif qui utilise l'électricité pour déclencher certaines réactions chimiques. Dans ce cas, nous allons travailler avec l'électrolyse de l'eau et casser les liaisons qui maintiennent les composants de l'eau ensemble.
3. **Pile à combustible** : Un dispositif qui produit de l'électricité et de la chaleur à partir d'une réaction chimique

Activité 1 : Construis ta propre pile

La pile Volta est la première pile inventée par Alexandre Volta en 1799. Les piles génèrent de l'électricité grâce aux réactions chimiques et l'invention de la pile Volta a marqué le début de l'électrochimie.

Les piles sont souvent utilisées dans les engins spatiaux comme des moyens de stockage et de distribution d'électricité. Les batteries traditionnelles contiennent toute leur énergie et ne peuvent que se décharger. Les batteries utilisées dans les missions spatiales sont souvent rechargeables. Elles peuvent être rechargées avec d'autres sources d'énergie comme l'énergie solaire. Les batteries sont cruciales parce qu'elles peuvent fournir de l'électricité pendant des périodes où il n'y a pas d'accès à d'autres sources d'énergie (par exemple, lorsqu'il n'y a pas de source de lumière). Dans cette activité, les élèves vont construire une pile Volta - une simple pile à partir de plaques de métal, d'un torchon et de vinaigre. Une pile Volta utilise une réaction chimique spontanée pour créer de l'électricité.

Santé et sécurité

La pile Volta ne doit pas être laissée connectée dans une boîte fermée ou dans une pièce non ventilée.

Equipement

- 6 plaques de zinc (par groupe)
- 6 plaques de cuivre (par groupe)
- Un torchon (par groupe)
- Ciseaux
- Vinaigre
- Papier de verre
- Deux élastiques
- Des cables avec clips crocodiles
- Une multimètre
- (en option) des piles AA



Exercice

Commencez par introduire le concept d'électrochimie et la définition de différence de potentiel électrique.

Construire une cellule volta

Divisez la classe en groupes de 3 à 4 élèves. Les élèves devront suivre les instructions 1 et 2 de leur carnet d'instruction pour assembler une simple cellule volta. Après avoir assemblé leur cellule, ils devront connecter un multimètre et mesurer la différence de potentiel électrique.

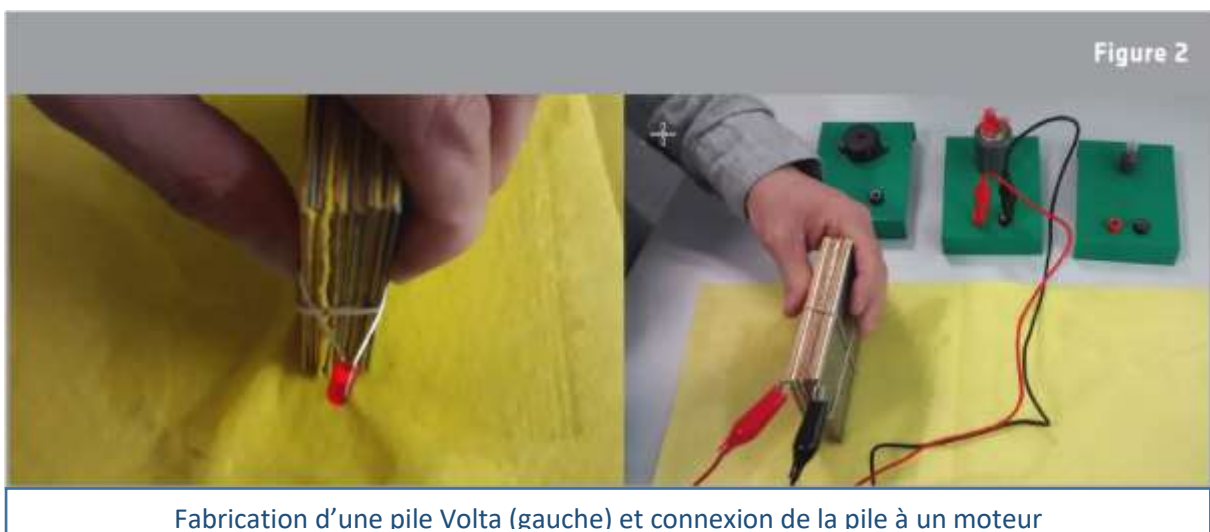
Demandez aux élèves d'expliquer pourquoi ils observent une différence de potentiel électrique et d'expliquer quelle sont les fonctions de chaque couche de la cellule Volta. Demandez aux élèves d'écrire l'équation ionique des réactions qui se déroulent dans la cellule Volta. Demandez-leur de répondre aux questions 4 à 7 de leur carnet d'instruction.

Construire une pile volta

Maintenant, les élèves devraient empiler une série de cellules Volta pour créer une pile Volta. Les élèves devront mesurer la différence de potentiel électrique une fois toutes les minutes pendant 10 minutes et entrer leurs mesures dans le tableau 1 de leur carnet d'instructions.

Demandez aux élèves de tracer la différence de potentiel électrique de la pile Volta en fonction du temps. Ils devraient découvrir que la différence de potentiel électrique diminue avec le temps. Demandez aux étudiant pourquoi cela se produit.

Pour démontrer que la pile Volta peut générer du courant, vous pouvez l'utiliser pour allumer une ampoule LED ou pour faire tourner un petit moteur comme montré sur la figure 2, et contrôler combien de temps la pile Volta est capable de fournir de l'énergie.



Demandez aux élèves de comparer leur pile Volta avec une pile AA normale. Discuter de comment la pile normale fonctionne et des limitations de la pile Volta. Si vous avez

assez de temps, laissez les élèves connecter la pile et la pile Volta sur différents appareils et mesurer la tension dans le circuit.

Résultats

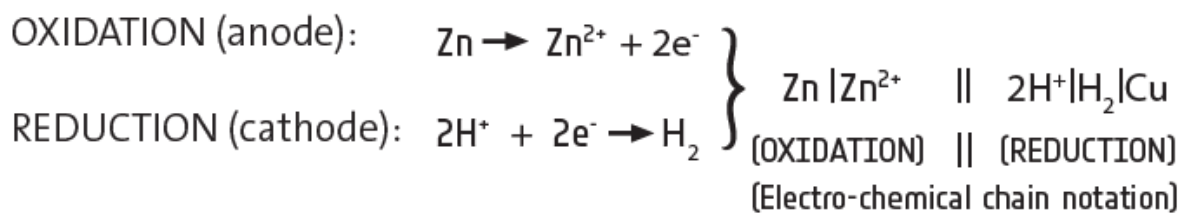
Voici les réponses à l'activité 1 du manuel de l'élève :

3. Grâce à la pile Volta, vous devriez approximativement avoir une tension de 1V.

4. L'équation ionique est :



Les demi-rédox pour les deux demi-cellules sont les suivantes:

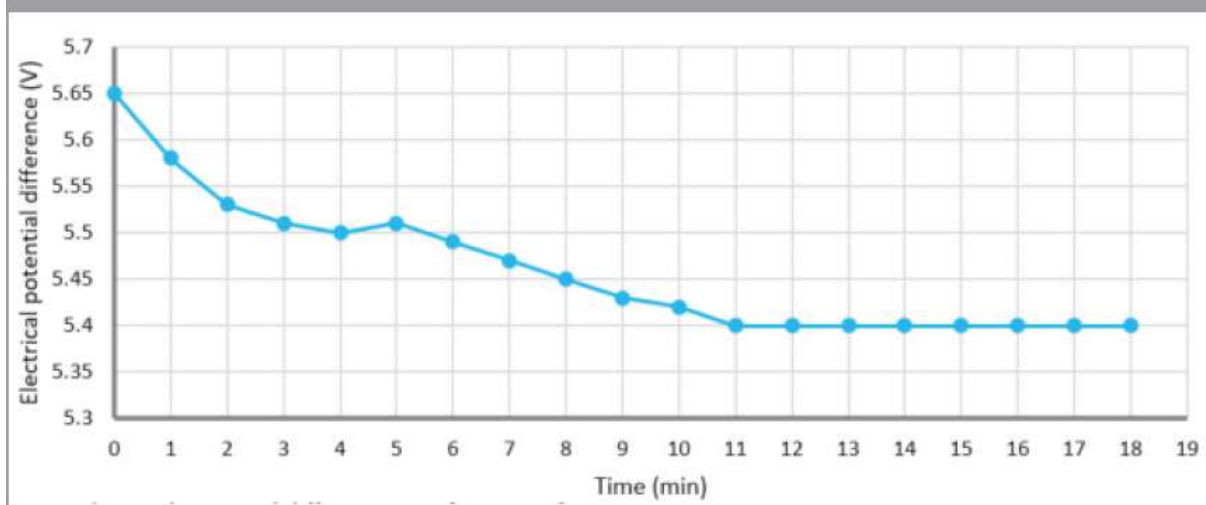


La plaque de cuivre sert seulement de métal noble chimiquement inerte pour le transport des électrons dans le circuit et ne sert pas chimiquement à la réaction. La plaque de cuivre pourrait être remplacée par n'importe quel métal suffisamment conducteur.

5. Le Zinc s'oxyde et relâche des électrons (anodes). L'hydrogène est réduits et gagne des électrons (cathodes).
6. Une couche oxydée s'accumule sur la surface de la plaque (ce qui donne au métal un aspect terne). Cela fait diminuer l'aire utilisable pour l'échange d'ions. Le sablage enlève la couche oxydée.
7. Le vinaigre est un électrolyte. Il autorise l'échange d'ions entre les plaques et augmente la différence de potentiel électrique. Tous les acides, comme le vinaigre, libèrent des ions H⁺ qui sont nécessaires pour la réaction. Même l'eau libère des ions H⁺, mais en très petite quantité. Ajouter du sel ou un acide augmente la conductivité. Nous pouvons utiliser n'importe quelle substance qui agit comme électrolyte (sel ou acide).

10. Exemple de résultat obtenu grâce à une pile Volta constituée de 6 cellules Vota :

Figure 3



Différence de potentiel électrique en fonction du temps

11. La tension diminue avec le temps car la résistance interne de la pile augmente. La surface de zinc est oxydée, ce qui réduit la surface de réaction. Le vinaigre (et les autres acides) causent également de l'oxydation. De plus, dans la pile Volta, des bulles d'hydrogène s'accumulent sur la surface de cuivre (polarisation). Les piles commerciales utilisent des matières complètement différentes, qui s'oxydent beaucoup moins que le zinc. Certains types de piles utilisent une substance qui enlève l'hydrogène accumulé ou qui le ventilent. Pour ces raisons, les piles commerciales peuvent fonctionner beaucoup plus longtemps.

12. Une pile AA a généralement une différence de potentiel de 1.5V à moins qu'un autre voltage ne soit spécifié par le fabricant. Dans notre exemple, nous obtenons 1V par cellule Volta et nous obtenons 5.5V avec la pile Volta (6 cellules). Quand nous augmentons le nombre de cellules, nous augmentons la surface de contact totale pour les échanges d'ions. Le facteur limitant pour la production de courant est la résistance interne (qui est élevée).

13. Les piles seraient utiles pour l'exploration de la lune comme moyen de stocker l'énergie. Les piles utilisées dans les missions spatiales sont souvent rechargeables par d'autres sources comme l'énergie solaire. Les piles sont cruciales car elles fournissent de l'énergie pendant les périodes durant lesquelles l'accès à d'autres sources d'énergie est impossible (par exemple, lorsqu'il n'y a pas de soleil. Amener des piles non-rechargeables comme seule source d'énergie serait à la fois lourd, inefficace et non durable.

Discussion

Discutez avec les élèves de l'importance de l'invention de la pile Volta. Comme seraient vos vies sans les batteries ? Pourriez-vous créer une pile sans limite ? Discuter des raisons d'inefficience : point et limite de vie VS capacité de stockage et tension de sortie.

Discutez comment l'énergie peut non seulement être transformée, mais aussi perdue ou créée. Discutez pourquoi nous parlons des pertes d'énergie (car la chaleur est une forme d'énergie difficile à utiliser)

La pile Volta peut être « rechargée » en nettoyant les plaques de métal avec de la laine de verre et trempez le torchon avec l'électrolyte. Discutez si les piles rechargeables peuvent l'être indéfiniment.

Activité 2 : l'électrolyse

L'électrolyse utilise l'électricité pour permettre à des réactions chimiques de se produire. Dans cette activité, les élèves vont construire un électrolyte : un mécanisme qui introduit un courant électrique dans un liquide en utilisant deux électrodes. Les élèves utilisent l'appareil pour l'électrolyse de l'eau et vont découvrir qu'il est possible de séparer l'eau en deux éléments : l'oxygène et l'hydrogène.

Santé et sécurité

En testant les gaz, soyez sûrs de les garder à distance et d'utiliser une longue allumette pour éviter de vous brûler

Equipement (par groupe)

- Boite en plastique avec couvercle (avec deux trous – voir préparation)
- Deux tubes à essai
- Deux punaises
- Deux gobelets
- Fil de cuivre
- Une pile (en option : une cellule solaire)
- 400cm³ d'eau distillée + 12g NaOH (Dissolution à 3%)
- Eau distillée
- Gants



Equipement nécessaire pour construire un électrolyte

Préparation

Trouvez deux petits trous dans le bas de la boîte et deux trous dans le couvercle (du diamètre des tubes à essai), comme montré à la figure 5.



Préparation de la boîte pour l'électrolyte

Exercice 1

Demandez aux élèves de balancer l'équation globale du processus d'électrolyse. Ensuite, aidez-les à écrire et comprendre les réactions d'oxydo-réduction.

Une illustration du set-up de l'électrolyte peut être observé sur la figure 6.

Laissez les construire leur propre électrolyte en suivant les instructions à l'annexe 1. Rappelez leurs de chronométrer le processus de manière à calculer le taux de production de l'oxygène. Demandez aux élèves de répondre aux questions 5 à 7 à propos de l'électrolyse dans leur carnet de l'élève.

Lier l'expérience à la production de l'oxygène pour les missions spatiales. Demandez aux élèves de répondre aux questions 8 et 9 dans leur carnet de l'élève pour investiguer si l'électrolyte pourrait produire suffisamment d'oxygène pour les astronautes sur la lune.

Si vous souhaitez aller plus loin, les élèves peuvent faire l'expérience avec de l'eau distillée, de l'eau du robinet (contenant des sels) et une eau avec l'électrolyte.

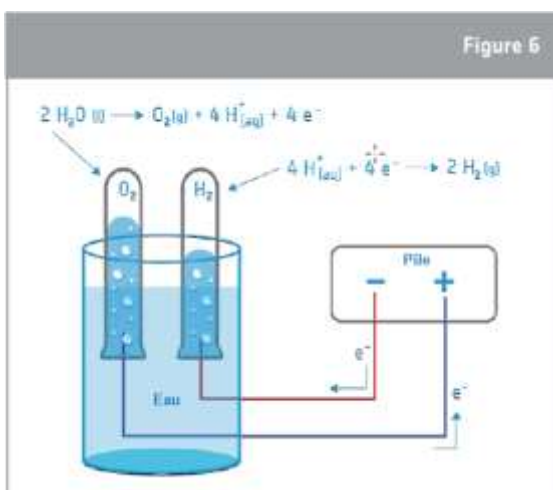


Illustration du montage de l'électrolyte et du processus

Identification des gaz

Vous pouvez utiliser ce test comme une démonstration en classe ou laisser les élèves tester eux-mêmes. Avant de réaliser le test, demandez aux étudiants s'ils ont des idées sur comment ils peuvent tester les gaz dans les tubes.

Test de l'hydrogène : placez un doigt sur le tube pour empêcher l'hydrogène de s'échapper, et retournez le tube à l'essai pour placer une allumette ou un briquet à l'ouverture du tube (voir figure 7). Vous devriez entendre un bruit qui confirme la présence d'hydrogène (le son indique une mini-explosion).

La réaction $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ va produire une petite quantité d'eau au fond du tube à l'essai.



Figure 7

Test pour l'hydrogène avec un briquet et présence d'eau dans le tube

Test de l'oxygène : Placez un doigt sur le tube pour empêcher l'oxygène de s'échapper., et retournez le tube à l'essai pour placer une allumette incandescente à l'ouverture du tube (voir figure 8).

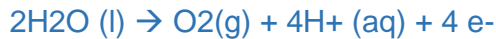
Résultats

Voici les réponses pour l'activité 2 du manuel de l'élève :

1. La réaction globale de l'électrolyse de l'eau :



2. Oxydation à l'anode (électrode positive):



3. Réduction à la cathode (électrode négative)



6. NaOH est un électrolyte. Ajouter un électrolyte accélère l'électrolyse car cela augmente la conductivité électrique de l'eau (cela diminue la résistance à l'électricité). Les sels, les acides ou les bases peuvent être utilisés comme des électrolytes. Pour les cas spécifique de l'électrolyse alcaline de l'eau, une base forte comme l'hydroxyde de sodium (ou l'hydroxyde de potassium) est utilisée comme l'électrolyte, et évite donc les problèmes de corrosion causés par les électrolytes acide (corrosion des électrodes métalliques).
7. Dans l'équation $2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$, les produits sont deux atomes d'hydrogène pour chaque atome d'oxygène. Pour cette raison, nous observons deux fois plus d'hydrogène que d'oxygène.
8. En utilisant une pile Volta de 6 cellules Volta avec une différence de potentiel électrique de 6V, il est possible de produire 3ml d'O₂ en 4 heures = 18ml/jour d'oxygène moléculaire (O₂).
9. Obtenir 18ml/jour est équivalent à obtenir $1.8 \cdot 10^{-5} \text{m}^3/\text{jour}$. Nous pouvons utiliser la loi des gaz parfaits pour calculer le nombre de moles d'O₂, et de là, la masse :

$$P * V = n * R * T$$
$$n = \frac{P * V}{R * T} = \frac{101325 \text{pa} * 1.8 * 10^{-5} \text{m}^3}{8.314 \frac{\text{m}^3 * \text{pa}}{\text{K} * \text{mol}} * 293\text{K}} = 7.48 * 10^{-4} \text{mol}$$
$$m = n * M = 7.48 * 10^{-4} \text{mol} * 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0.0239 \text{g}$$

Cela correspond à $2.4 \cdot 10^{-5} \text{kg}$ et donc cela fournit seulement :

$$\frac{2.4 * 10^{-5} \text{kg}}{0.84 \text{kg}} * 100\% = 0.0028\%$$

De la quantité nécessaire pour un astronaute pour une journée.

10. Nous pourrions accélérer la production en augmentant la concentration en électrolyte (dans ce cas, la concentration en NaOH- ou en utilisant une pile plus puissante).

11. L'oxygène est vital pour permettre aux astronautes de respirer sur la Lune. L'hydrogène combiné à un oxydant (par exemple l'Oxygène) peut être utilisé comme une source de carburant pour propulser une navette voyageant dans l'espace ou pour propulser des modules pour explorer la surface lunaire et étendre la présence humaine. Si nous devons apporter l'oxygène et hydrogène, nous aurions besoin de containers de masse et de volume importants. Cela coûterait très cher. Si nous voulons rendre un station sur Mars possible, nous devons recycler autant que possible et transformer les éléments usagés (par exemple le CO₂, l'urine, la transpiration, les déchets alimentaires et métaboliques, etc- en O₂ et en eau qui peut être utilisée à nouveau. Cela à cela que servent les *Life Support Systems* (littéralement les systèmes de support de vie) et pour cela que des technologies pour optimiser le recyclage sont testées sur la Station Spatiale Internationale. Cependant, pour être plus indépendant de la terre pour approvisionner une station, nous devons également apprendre à produire tout ce dont nous avons besoin sur la Lune.

Activité 3 : Pile à combustible

Dans cette activité, les élèves vont utiliser les produits de l'électrolyse de l'eau (H_2 et O_2) dans une pile à combustible. Ils vont investiguer comment les piles produisent de l'électricité et de la chaleur à partir d'une réaction chimique. Les élèves vont réfléchir aux possibilités et limites des piles à combustibles pour l'exploration de la lune.

Cet exercice peut être réalisé soit comme une démonstration ou si le temps le permet comme une activité de manipulation. L'expérience requière une pile à combustible qui peut être achetée en ligne¹.

Equipement

- Une pile à combustible
- Une seringue
- De l'eau distillée
- Une source d'énergie (pile, cellule solaire)
- Tuyaux et capuchons en silicone
- Des contenants de 30ml et les contenants internes (voir annexe 2)
- Des câbles avec connecteurs
- Des déclencheurs (moteur, led, etc)



Equipement nécessaire à la construction d'un système de pile à combustible

¹ <http://www.horizonfuelcellshop.com/europe/product/fuel-cell-car-science-kit/>

Exercice

Commencez par introduire les piles à combustibles aux élèves. Les piles à combustibles se basent sur les connaissances en électrolyse de l'eau et la pile Volta et offrent une opportunité de conclure cette ressource.

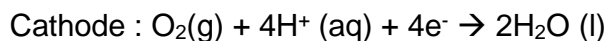
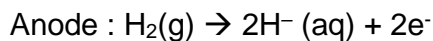
Demandez aux élèves de suivre les instructions de l'annexe 2 (ou préparez l'expérience à l'avance pour une démonstration). Demandez aux élèves de répondre aux questions 1 à 5 de leur carnet de l'élève et de réfléchir sur les avantages et limitations des piles à combustibles.

Résultats

1. Réaction globale dans la pile à combustible :



2. Réactions anodes et cathodes :



3. Si l'oxygène et l'hydrogène est disponible et requière peut d'énergie pour l'obtenir, alors une pile à combustible est une source d'énergie bon marché et écologique. Ça ne pollue pas : ça génère seulement de l'eau et de l'énergie. Cela en fait une solution potentielle pour de l'énergie propre sur Terre. Si nous devons d'abord produire du H₂ et du O₂ avec l'électrolyse avant de pouvoir faire tourner le pile à combustible ou si l'H₂ et l'O₂ sont chers et limités, alors les piles combustibles ne sont pas une solution optimale. Nous perdrons de l'énergie puisque nous aurons besoin d'une autre source d'énergie en premier lieu pour générer les éléments nécessaires à la réaction. Cependant, si nous combinons la technologie des piles à combustibles avec une énergie renouvelable (par exemple l'énergie solaire), nous pouvons alors utiliser les piles à combustibles sans polluer.
4. La pile Volta, l'électrolyse et la pile à combustible sont des exemples pratiques d'électrochimie. La pile Volta utilise une réaction chimique pour générer de l'électricité, l'électrolyse de l'eau utilise l'électricité pour provoquer une réaction qui ne se serait pas produite sans, et une pile à combustible renverse la réaction d'électrolyse et génère de l'électricité depuis les produits de l'électrolyse.