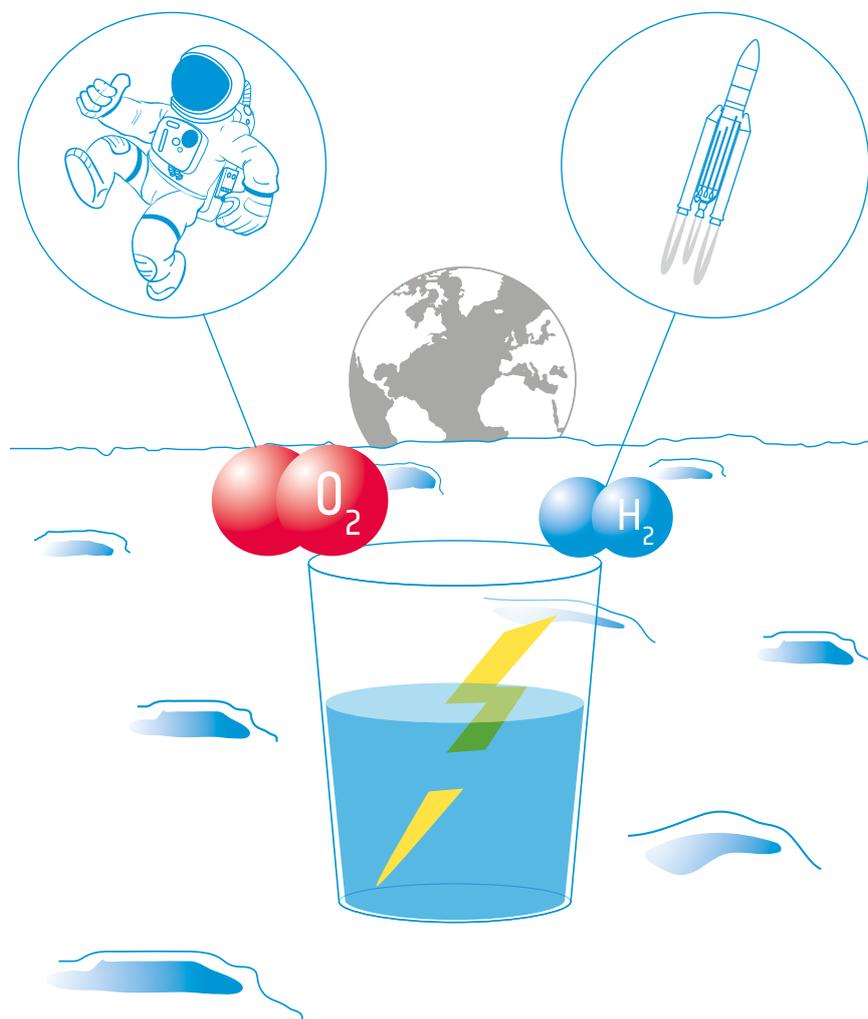


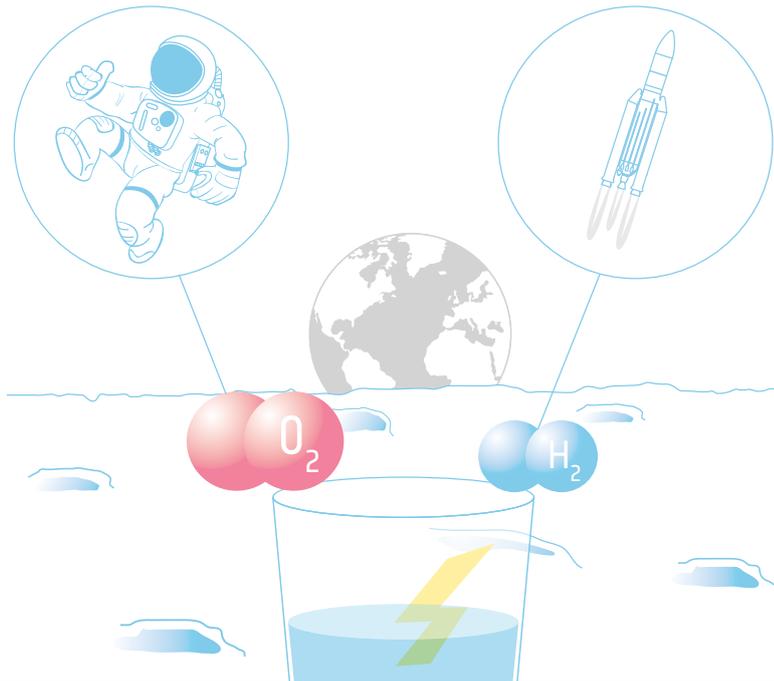
Chimie | C09

teach with space

→ PRODUIRE DE L'ÉNERGIE ÉLECTRIQUE AVEC DE L'EAU

Comment produire de l'oxygène et de l'hydrogène sur la Lune





Guide de l'enseignant

En bref	page 3
Résumé des activités	page 4
Introduction	page 5
Activité 1 : Construisez une batterie	page 6
Activité 2 : Électrolyse de l'eau	page 10
Activité 3 : Pile à combustible	page 14
Fiche de travail pour les élèves	page 16
Liens	page 23
Annexe 1 : Électrolyseur	page 24
Annexe 2 : Pile à combustible	page 25

teach with space – produire de l'énergie électrique avec de l'eau | C09
www.esa.int/education

Faites part de vos réactions et de vos commentaires à l'ESA Education Office
teachers@esa.int

Une production ESA Education en collaboration avec ESERO Espagne
Copyright 2018 © European Space Agency

→ PRODUIRE DE L'ÉNERGIE ÉLECTRIQUE AVEC DE L'EAU

Comment produire de l'oxygène et de l'hydrogène sur la Lune

En bref

Matières : chimie et physique

Tranche d'âge : 14-16 ans

Type : activité en laboratoire

Difficulté : moyenne

Durée de préparation pour l'enseignant :
1 heure

Temps nécessaire pour la leçon : 2 heures

Coûts : moyens (5-25) euros pour les activités 1 et 2 ; élevés (50-100 euros) pour l'activité 3

Lieu : laboratoire

Comprend l'utilisation de : plaques de zinc et de cuivre

Mots-clés : chimie, physique, Lune, électrochimie, pile de Volta (batterie), électrolyse, piles à combustible

Résumé

Dans cet ensemble d'activités, les élèves se familiariseront avec l'électrochimie. Dans la première activité, ils construiront une pile de Volta, c.-à-d. une batterie simple. Cette invention a marqué les débuts de l'électrochimie. Les élèves étudieront ensuite l'électrolyse. L'électrolyse emploie le courant électrique pour dissocier l'eau en ses composants : l'hydrogène et l'oxygène. Ces produits peuvent être utilisés comme carburant pour les véhicules spatiaux et/ou pour fournir de l'oxygène à un équipage. Dans la dernière activité, les élèves examineront et utiliseront une pile à combustible.

Objectifs pédagogiques

- Comprendre comment une batterie fonctionne.
- Accomplir une activité expérimentale afin de confirmer que certaines réactions chimiques peuvent créer de l'électricité.
- Accomplir une activité expérimentale pour confirmer que l'électricité peut permettre à certaines réactions chimiques de se dérouler.
- Étudier l'électrolyse de l'eau et ses applications.
- Familiarisation avec les piles à combustible et leurs applications.
- Écrire les équations équilibrées des réactions chimiques d'OXYDO-RÉDUCTION.
- Utiliser le matériel de manière appropriée afin de faire et de noter des observations.

→ Résumé des activités

Résumé des activités					
	Titre	Description	Résultat	Exigences	Durée
1	Construisez une batterie	Construction d'une pile de Volta.	Introduction à l'électrochimie ; apprendre comment fonctionne une batterie.	Aucune	45 minutes
2	Électrolyse de l'eau	Construction d'un électrolyseur et électrolyse de l'eau.	Initiation à l'électrolyse de l'eau et à ses applications.	Il est recommandé d'achever préalablement l'Activité 1.	45 minutes
3	Pile à combustible	Familiarisation avec une pile à combustible.	Initiation aux piles à combustible et à leurs applications.	Aucune. Il est recommandé d'achever préalablement l'Activité 2.	30 minutes

→ Introduction

L'exploration humaine de la Lune nécessite des ressources : eau, oxygène, nourriture, matériel, carburant etc. Tout amener depuis la Terre serait inefficace et extrêmement coûteux, si bien que les concepteurs de missions cherchent maintenant à utiliser les ressources qui sont déjà disponibles sur la Lune. L'une des ressources les plus importantes est l'eau. Les scientifiques ont trouvé que de l'eau pourrait exister dans certaines régions proches des pôles lunaires. Dans une future mission lunaire, cette eau pourrait être exploitée pour produire de l'hydrogène et de l'oxygène pour la propulsion et pour permettre à l'équipage de respirer.

Dans cet ensemble d'activités, nous chercherons comment stocker l'énergie dans des batteries et comment produire de l'oxygène et de l'hydrogène à partir de l'eau. Pour y parvenir, nous devons apprendre ce qu'est l'électrochimie.

L'électrochimie est une branche de la science qui étudie la relation entre l'électricité et la chimie. Certaines réactions chimiques peuvent créer de l'électricité, comme dans le cas d'une batterie. L'inverse est également possible : l'électricité peut permettre à certaines réactions chimiques de se dérouler alors qu'elles ne le pourraient pas spontanément.

Dans cette ressource, les élèves seront guidés à travers les principes et la chronologie de l'électrochimie, depuis l'invention de la première batterie (la pile de Volta) jusqu'à l'utilisation moderne des piles à combustible.

Dans cette ressource, les élèves construiront les dispositifs suivants :

1. **Batterie** : un dispositif qui génère de l'électricité à partir de réactions chimiques.
2. **Électrolyseur** : un dispositif qui emploie de l'électricité pour que certaines réactions chimiques se déroulent. Dans le cas présent, nous effectuerons l'électrolyse de l'eau pour briser les liaisons qui unissent les molécules qui composent l'eau.
3. **Pile à combustible** : un dispositif qui produit de l'électricité et de la chaleur à partir d'une réaction chimique.

→ Activité 1 : Construisez une batterie

La pile de Volta a été la première batterie jamais inventée par Alessandro Volta en 1799. Les batteries produisent de l'électricité à partir de réactions chimiques. L'invention de la pile de Volta a marqué le début de l'électrochimie.

Les batteries sont souvent utilisées dans les véhicules spatiaux pour le stockage et la fourniture d'électricité (alimentation électrique). Les batteries traditionnelles contiennent toute l'énergie utilisable et elles peuvent uniquement être déchargées. Les batteries utilisées dans les missions spatiales sont souvent rechargeables. Elles peuvent être rechargées avec de l'électricité provenant d'une autre source, par exemple de l'énergie solaire. Les batteries sont vitales car elles peuvent fournir de l'électricité pendant des périodes durant lesquelles aucune autre source d'électricité n'est disponible (par exemple quand il n'y a pas d'exposition à la lumière solaire directe).

Dans cette activité, les élèves construiront une pile de Volta – une batterie simple construite avec des plaques de métal, un chiffon et du vinaigre. Une pile de Volta emploie une réaction chimique spontanée pour générer de l'électricité.

Santé et sécurité

Ne pas laisser la pile de Volta connectée dans un récipient clos ou dans une salle non ventilée.

Matériel

- 6 plaques de zinc (par groupe)
- 6 plaques de cuivre (par groupe)
- 1 torchon (par groupe)
- Ciseaux
- Vinaigre
- Papier abrasif
- 2 bandes élastiques
- Fils électriques avec pinces crocodiles
- Multimètre
- (option) piles AA



↑ Matériel nécessaire à la construction d'une pile de Volta.

Exercice

Débutez par une présentation du concept d'électrochimie et par la définition de la différence de potentiel électrique.

Construction d'une cellule galvanique

Divisez la classe en groupes de 3 à 4 élèves. Les élèves devraient suivre les instructions 1 et 2 de leur fiche de travail pour assembler une simple cellule galvanique. Après avoir assemblé la cellule, les élèves devraient lui connecter un multimètre pour mesurer la différence de potentiel électrique.

Demandez aux élèves de vous expliquer comment ils obtiennent une différence de potentiel électrique et de vous expliquer la fonction de chaque couche de la cellule galvanique. Faites noter par les élèves les équations ioniques des réactions qui se déroulent dans la cellule galvanique. Demandez-leur de répondre aux questions 4 à 7 de leur fiche de travail.

Construction d'une pile de Volta

Les élèves devraient maintenant empiler plusieurs cellules galvaniques pour obtenir une pile de Volta. Les élèves devraient mesurer la différence de potentiel électrique de la pile une fois par minute pendant 10 minutes et noter les valeurs dans le Tableau 1 de leur fiche de travail. Entre les mesures, ils devraient répondre aux questions en rapport avec ce thème dans leur fiche de travail.

Demandez aux élèves de tracer la courbe de différence de potentiel électrique de la pile de Volta en fonction du temps. Ils devraient découvrir que la différence de potentiel électrique diminue dans le temps. Demandez aux élèves ce qui pourrait selon eux se dérouler.

Pour montrer que la pile de Volta génère un courant, vous pouvez l'utiliser pour allumer une DEL ou faire tourner un moteur comme dans la Figure 2 et chercher à savoir combien de temps la pile peut alimenter le moteur.



↑ Faire s'allumer une DEL en utilisant une pile de Volta (à gauche) et alimenter un moteur en électricité avec une pile de Volta (à droite).

Demandez aux élèves de comparer leur pile de Volta avec une pile AA normale. Décrivez comment une pile normale fonctionne et précisez les limitations de la pile de Volta. Si vous avez le temps, laissez les élèves connecter la batterie et la pile de Volta à différents appareils électriques et mesurez le courant du circuit.

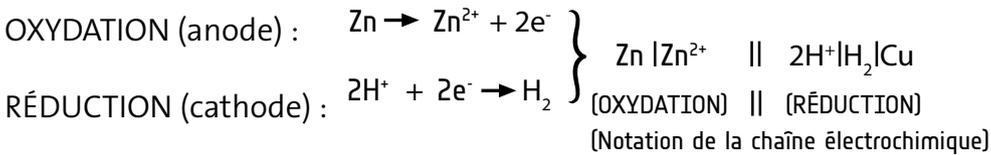
Résultats

Voici les réponses aux questions de l'Activité 1 dans la fiche de travail :

3. Une cellule galvanique devrait délivrer approximativement 1 V.

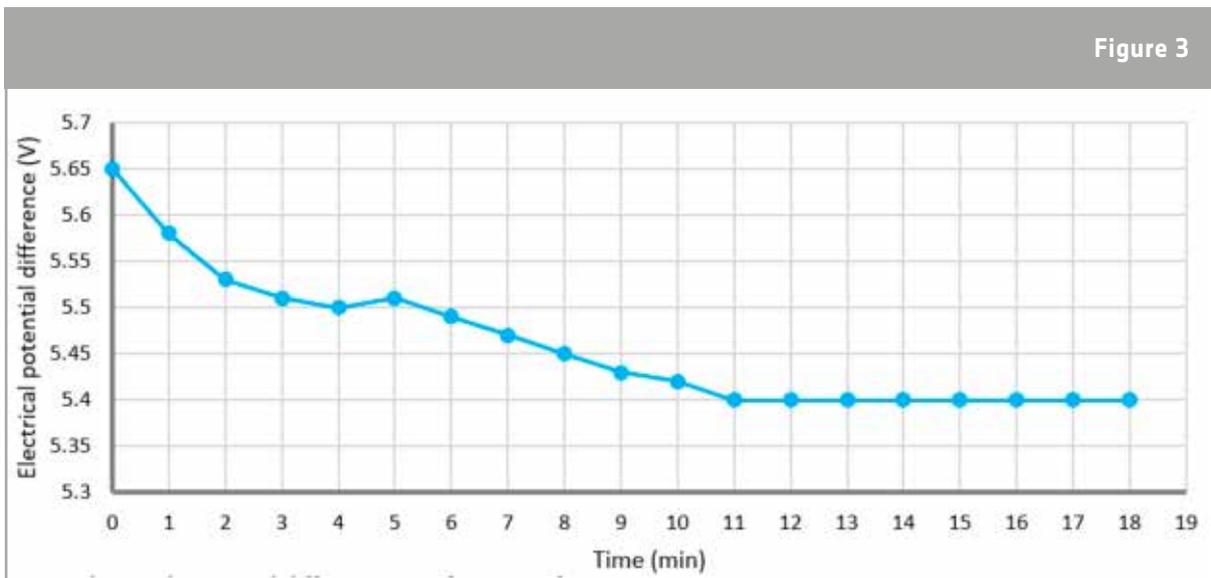
4. L'équation ionique nette est : $Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$

Les demi-réactions d'oxydo-réduction pour les deux demi-cellules sont :



La plaque métallique en cuivre sert de conducteur métallique noble « chimiquement inerte » pour le transport des électrons dans le circuit et elle ne participe pas à la réaction du point de vue chimique. La plaque de cuivre pourrait être remplacée par un quelconque métal suffisamment conducteur.

- 5. Le Zinc est oxydé et libère des électrons (anode). L'hydrogène (hydronium = H₃O⁺) est réduit et capte des électrons (cathode).
 - 6. Une couche d'oxyde se forme à la surface de la plaque (faisant apparaître le métal comme étant terne). Cela a pour effet de diminuer la surface pour les échanges d'ions. La couche oxydée peut être retirée par ponçage.
 - 7. Le vinaigre est un électrolyte. Il permet l'échange d'ions entre les plaques et augmente la différence de potentiel électrique. Tous les acides, comme le vinaigre, libèrent des ions H⁺ nécessaires à la réaction. Même l'eau libère des ions H⁺, mais en très faible quantité. L'ajout d'un sel ou d'un acide augmente la conductivité. Nous pourrions utiliser toute autre substance agissant comme un électrolyte (sel ou acide).
10. Exemple de résultat obtenu avec une pile de Volta composée de six cellules galvaniques :



↑ Différence de potentiel électrique en fonction du temps.

11. La tension diminue dans le temps parce que la résistance interne de la pile augmente. La surface de zinc est oxydée, ce qui a pour conséquence de réduire la surface de réaction. Le vinaigre (ainsi que d'autres acides) provoque aussi une oxydation. De plus, dans la pile de Volta, des bulles d'hydrogène s'accumulent sur la surface de cuivre (polarisation). Les batteries du commerce emploient des matériaux très différents qui s'oxydent bien moins vite que le zinc. Certains types de piles emploient une substance qui élimine l'hydrogène qui s'accumule ou elles le laissent s'échapper. Pour ces raisons, les piles du commerce peuvent fonctionner pendant bien plus longtemps.
12. Une pile AA possède normalement une différence de potentiel de 1,5 Volt, à moins que le fabricant n'emploie une spécification différente. Dans notre exemple, nous obtenons une tension de 1 Volt d'une cellule galvanique et de 5,5 Volts d'une pile de Volta (six cellules galvaniques). Quand nous augmentons le nombre de cellules, nous augmentons la surface totale de contact pour l'échange d'ions. Le facteur limitant du courant délivré est la résistance interne (qui est élevée).
13. Les piles seraient utiles pour l'exploration lunaire comme moyen de stockage de l'énergie. Les batteries utilisées dans les missions spatiales peuvent souvent être rechargées à partir d'autres sources, par exemple l'énergie solaire. Les batteries sont vitales car elles peuvent fournir de l'électricité pendant des périodes durant lesquelles aucune autre source n'est disponible (par exemple quand il n'y a pas d'exposition à la lumière solaire directe). Emporter des batteries non rechargeables comme alimentation électrique serait trop lourd, inefficace et non durable.

Discussion

Discutez avec les élèves l'importance de l'invention de la pile de Volta. À quoi ressemblerait notre vie si nous n'avions pas de batteries ? Pourrions-nous inventer une batterie sans limites ? Discutez les raisons de l'inefficacité : le poids et la durée de vie limitée par rapport aux capacités de stockage et à la tension délivrée.

Parlez de la manière dont de l'énergie peut être transformée et non pas perdue ou créée. Discutez la raison pour laquelle on parle toujours de perte d'énergie (parce que la chaleur est une forme d'énergie difficile à utiliser).

La pile de Volta peut être remise à neuf en nettoyant les plaques métalliques avec du papier abrasif et en imbibant à nouveau le chiffon d'électrolyte. Discutez la question de savoir si une batterie rechargeable peut être rechargée indéfiniment.

→ Activité 2 : Électrolyse

L'électrolyse emploie de l'électricité pour effectuer des réactions chimiques qui ne se dérouleraient pas spontanément. Dans cette activité, les élèves construiront un électrolyseur : un dispositif qui introduit un courant électrique dans un liquide au moyen de deux électrodes. Ils utiliseront ce dispositif pour faire une électrolyse de l'eau et découvriront qu'il est possible de décomposer l'eau en ses éléments constitutifs : l'oxygène et l'hydrogène.

Santé et sécurité

Lorsque vous testerez les gaz, maintenez une distance de sécurité et utilisez des allumettes longues ou baguettes de bois longues.

Équipement (par groupe)

- Récipient en plastique avec couvercle (percé de deux trous – voir la préparation)
- 2 tubes à essais
- 2 punaises en acier
- 2 béchers
- Fil de cuivre
- Batterie (option : cellule photovoltaïque)
- 400 cm³ d'eau distillée + 12 g NaOH (solution à 3%)
- Eau distillée
- Gants



↑ Matériel nécessaire à la construction d'un électrolyseur

Préparation

Percez deux petits trous dans le fond du récipient et deux autres trous (correspondant au diamètre des tubes à essais) dans le couvercle comme montré dans la Figure 5.



↑ Préparation de la boîte de l'électrolyseur

Exercice 1

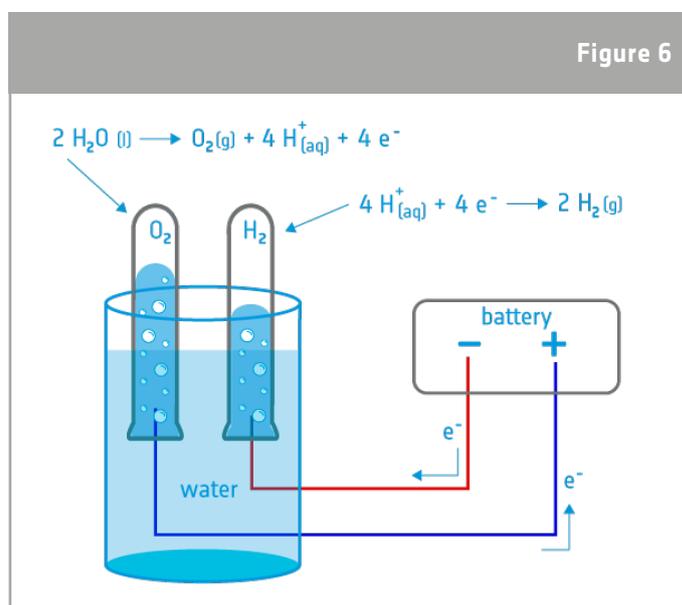
Demandez aux élèves d'équilibrer l'équation globale du processus d'électrolyse de l'eau. Aidez-les ensuite à écrire et à comprendre les réactions d'oxydation et de réduction.

Une illustration du montage utilisé pour l'électrolyse est présentée dans la Figure 6.

Laissez-les construire leur propre électrolyseur en suivant les instructions de l'Annexe 1. Rappelez-leur de chronométrer le processus d'électrolyse afin de calculer plus tard le taux de production d'oxygène. Demandez aux élèves de répondre aux questions 5 à 7 de leur fiche de travail au sujet du processus d'électrolyse.

Faites le lien entre l'expérience et la production d'oxygène pour les missions spatiales. Demandez aux élèves de répondre aux questions 8 et 9 de leur fiche de travail pour qu'ils évaluent si leur électrolyseur serait capable de produire assez d'oxygène pour des astronautes sur la Lune.

Si vous souhaitez élargir la portée de l'exercice, les élèves peuvent faire l'expérience avec de l'eau distillée, de l'eau du robinet (contenant des sels) et de l'eau avec de l'électrolyte.



↑ Illustration du montage et du processus d'électrolyse

Identification des gaz

Vous pouvez effectuer ce test comme une démonstration en classe ou laisser les élèves faire le test eux-mêmes. Avant d'effectuer le test, demandez aux élèves s'ils ont des idées sur la manière de tester les gaz dans les tubes.

Test pour l'hydrogène : Placez un doigt sur l'embouchure du tube à essai pour éviter que l'hydrogène ne s'échappe, retournez ensuite le tube, présentez une longue allumette (ou un briquet) à l'embouchure du tube (voir Figure 7). Vous devriez entendre un bruit grinçant de détonation confirmant la présence d'hydrogène (le bruit est celui d'une mini-explosion). La réaction $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{L})$ produira une petite quantité d'eau au fond du tube à essais.

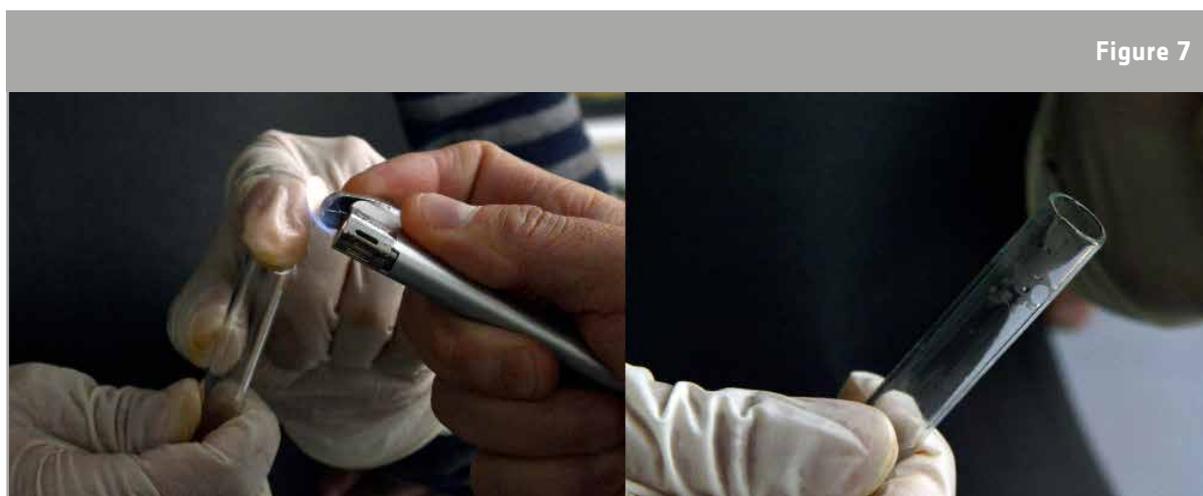


Figure 7

↑ Test de mise en évidence d'hydrogène avec un briquet (à gauche) et présence d'eau dans le tube à essais (à droite)

Test pour l'oxygène : Placez un doigt sur l'embouchure du tube à essai pour éviter que l'oxygène ne s'échappe, retournez ensuite le tube, présentez une baguette de bois incandescente à l'embouchure du tube (voir Figure 7). La présence d'oxygène rallumera la baguette de bois.

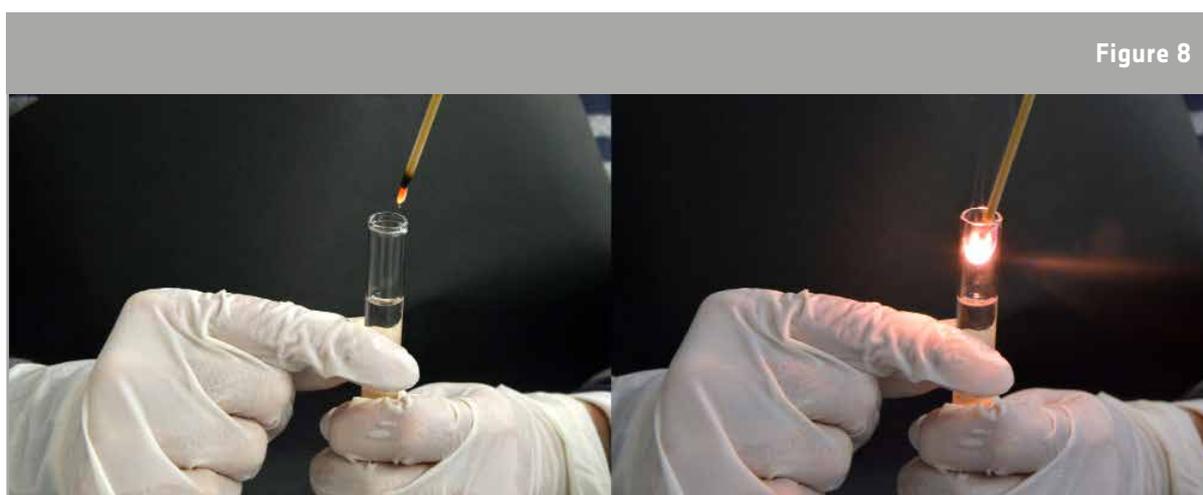


Figure 8

↑ Test de mise en évidence d'oxygène avec une baguette de bois incandescente (à gauche). La baguette se rallume en présence d'oxygène pur (à droite)

Résultats

Voici les réponses aux questions de l'Activité 2 dans la fiche de travail :

1. Réaction globale de l'hydrolyse de l'eau :
 $2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$
2. Oxydation à l'anode :
 $2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^-$
3. Réduction à la cathode :
 $4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2 (\text{g})$
6. Le NaOH est un électrolyte. L'ajout d'un électrolyte accélère l'électrolyse car il augmente la conductivité électrique de l'eau (c.-à-d. qu'il diminue la résistance électrique). Un sel, un acide ou une base pourrait être utilisé comme électrolyte. Dans le cas spécifique d'une électrolyse d'eau alcaline, une base forte comme de l'hydroxyde de sodium (ou de l'hydroxyde de potassium) est employée comme électrolyte, ce qui permet d'éviter les problèmes de corrosion causés par les électrolytes acides (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. C'est pour cette raison que nous observons un volume d'hydrogène deux fois plus important que le volume d'oxygène.
8. Avec une pile de Volta composée de six cellules galvaniques d'une différence de potentiel électrique de 6 V, il est possible de produire 3 ml d'O₂ en 4 heures = 18 ml/jour d'oxygène moléculaire (O₂).
9. Obtenir 18 ml/jour est équivalent à $1,8 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3/\text{jour}$. Nous pouvons utiliser la loi des gaz parfaits pour calculer le nombre de moles d'O₂ et, à partir de là, la masse :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{101325 \text{ pa} \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3}{8,314 \frac{\text{m}^3 \cdot \text{pa}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}} = 7,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$m = n \cdot M = 7,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,0239 \text{ g}$$

Cela est équivalent à $2,4 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$ et ne fournit donc que :

$$\frac{2,4 \cdot 10^{-5} \text{ kg}}{0,84 \text{ kg}} \cdot 100\% = 0,0028\%$$

de la quantité dont a besoin un astronaute chaque jour.

10. Nous pourrions accélérer la production en augmentant la concentration d'électrolyte (dans ce cas, la concentration de NaOH) ou en employant une batterie plus puissante.
11. L'oxygène est indispensable pour que les astronautes puissent respirer sur la Lune. L'hydrogène combiné à un oxydant (de l'oxygène par exemple) peut être utilisé comme une source de carburant pour propulser un véhicule plus loin dans l'espace ou pour propulser un véhicule d'exploration lunaire (rover) et étendre la présence humaine. Si nous voulions emporter de l'oxygène et de l'hydrogène, nous aurions besoin de réservoirs représentant une masse et un volume importants. Cela serait très coûteux. Pour qu'une installation humaine sur la Lune puisse durer, nous devons recycler autant que possible et transformer les déchets (par exemple le CO₂, l'urine, la transpiration, les déchets alimentaires, les déchets métaboliques etc.) en O₂ et en eau qu'on pourra réutiliser. C'est ce pourquoi les systèmes de survie sont conçus. Des technologies pour l'optimisation du recyclage sont testées dans la Station spatiale internationale. Cependant, pour que l'installation soit moins dépendante des réapprovisionnements apportés depuis la Terre, nous devons aussi apprendre à produire sur la Lune la plupart des choses dont nous y avons besoin (utilisation des ressources in situ).

→ Activité 3 : Pile à combustible

Dans cette activité, les élèves utiliseront les produits de l'électrolyse de l'eau (H_2 et O_2) dans une pile à combustible. Ils chercheront à comprendre comment les piles à combustible produisent de l'électricité et de la chaleur à partir d'une réaction chimique. Les élèves examineront les possibilités et les limitations des piles à combustible pour l'exploration lunaire.

Cet exercice peut être mené comme une démonstration ou, si le temps disponible le permet, comme une activité pratique. L'expérience nécessite une pile à combustible qui peut être acquise en ligne¹.

Matériel

Un kit voiture à hydrogène¹ ou :

- Une pile à combustible
- Une seringue
- De l'eau déionisée et distillée
- Alimentation électrique (batterie, panneau solaire)
- Des tubes et des bouchons en silicone
- Bécher de 30 ml et récipients internes (voir l'Annexe 2)
- Fils électriques avec connecteurs
- Actuateurs (moteur, DEL, voiture etc.)



↑ Matériel nécessaire à la construction d'une pile à combustible.

Exercice

Débutez en présentant aux élèves ce que sont les piles à combustible. Les piles à combustible font appel au savoir concernant l'électrolyse de l'eau et la pile de Volta et elles offrent la possibilité de développer la ressource.

Demandez aux élèves de suivre les instructions de l'Annexe 2 (ou préparez l'expérience par avance pour une démonstration). Demandez aux élèves de répondre aux questions 1 à 5 de leur fiche de travail et réfléchissez aux avantages et aux limitations des piles à combustible.

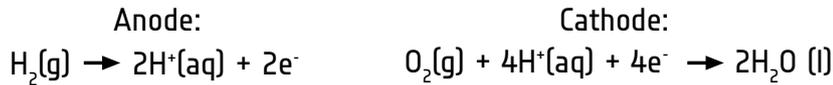
¹ Cette ressource emploie le kit voiture à hydrogène qui peut être acheté en ligne <http://www.horizonfuelcellshop.com/europe/product/fuel-cell-car-science-kit/>

Résultats

1. Réaction générale dans la pile à combustible :



2. Réactions à l'anode et à la cathode :



3. Si l'oxygène et l'hydrogène sont déjà disponibles et ne nécessitent que peu d'énergie pour les obtenir, alors une pile à combustible est une source d'énergie propre et peu onéreuse. Elle ne pollue pas : elle ne produit que de l'eau et de l'énergie. Cela en fait une solution potentielle pour la production d'énergie propre sur la Terre. S'il faut d'abord produire de l' H_2 et de l' O_2 par électrolyse avant de faire fonctionner la pile à combustible, ou si l' H_2 et l' O_2 sont chers et disponibles en quantité restreinte, la pile à combustible pourrait ne pas être la solution optimale. Nous perdrons de l'énergie parce que nous aurons besoin d'une autre source d'énergie électrique pour obtenir d'abord les composants pour la réaction. Cependant, si nous combinons la technologie de pile à combustible avec une source d'énergie renouvelable (l'énergie solaire par exemple), alors nous pouvons utiliser les piles à combustible sans polluer.
4. La pile de Volta, l'électrolyse et la pile à combustible sont des exemples d'électrochimie pratique. Une pile de Volta emploie une réaction chimique pour générer de l'électricité, l'électrolyse de l'eau emploie de l'électricité pour qu'une réaction chimique puisse s'accomplir, alors qu'elle ne le pourrait pas sans, et une pile à combustible inverse la réaction d'électrolyse pour générer à nouveau de l'électricité à partir des produits de l'électrolyse.

→ PRODUIRE DE L'ÉNERGIE ÉLECTRIQUE AVEC DE L'EAU

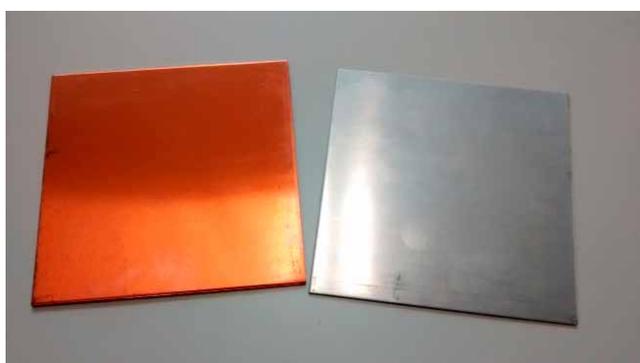
Comment produire de l'oxygène et de l'hydrogène sur la Lune

→ Activité 1 : Construisez une batterie

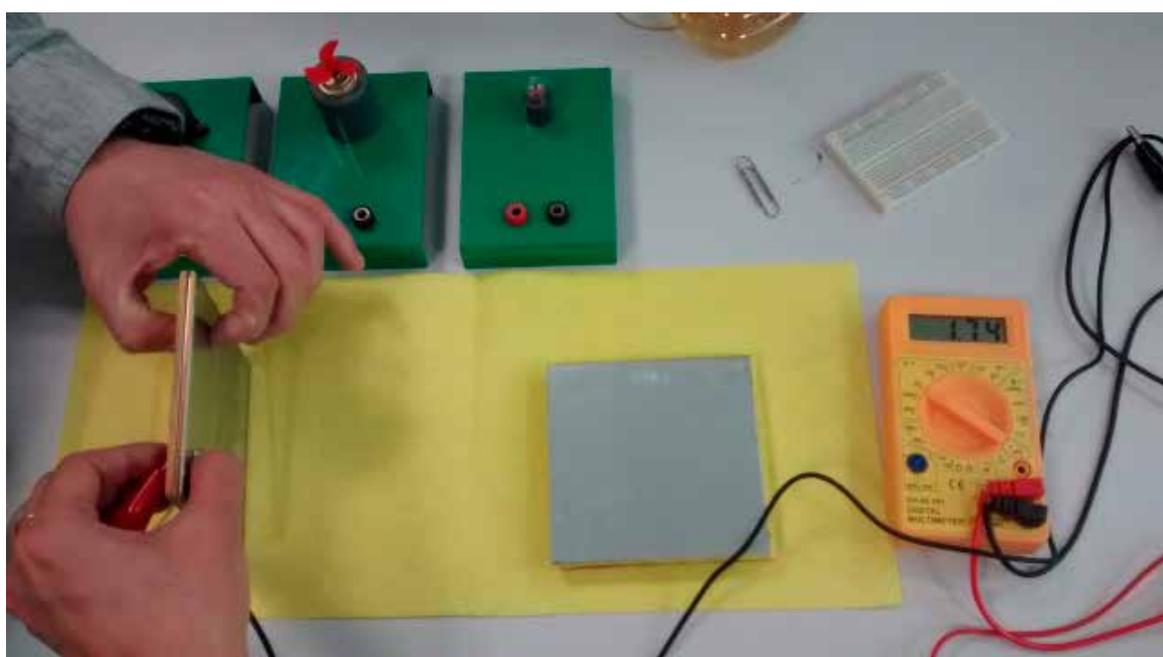
En 1799, Alessandro Volta, l'un des pionniers de l'électricité inventait la première batterie : la « pile de Volta ». Avec cette invention, il démontra que certaines réactions chimiques pouvaient créer de l'électricité. Vous allez maintenant marcher dans ses pas et construire votre propre pile de Volta.

Exercice 1

1. Poncez les deux faces des plaques de zinc et de cuivre avec du papier abrasif et découpez 6 carrés de la taille des plaques dans le chiffon.



2. Placez un carré de chiffon sur une plaque de zinc et mouillez-le avec du vinaigre. Déposez ensuite une plaque de cuivre sur le chiffon. Vous venez de construire une cellule galvanique. Connectez les fils électriques avec les pinces crocodile à la première et à la dernière plaque et connectez ensuite un multimètre.



3. Quelle est la différence de potentiel électrique d'une cellule galvanique ? _____ V

4. Écrivez l'équation ionique nette décrivant le processus général qui se déroule dans la cellule :

5. Dans cette réaction, quel composant est oxydé et quel composant est réduit ?

6. Pourquoi est-ce une bonne idée de poncer les plaques de métal ?

7. Pourquoi imbibons-nous le chiffon de vinaigre ? Pourrions-nous utiliser une autre substance ? Expliquez.

Le saviez-vous ?

La sonde Huygens de l'ASE qui s'est posée sur la surface de Titan (la plus grosse lune de Saturne) employait des batteries non rechargeables au lithium et au dioxyde de soufre. On a choisi cette solution parce que ces batteries pouvaient rester inactives pendant les sept années que durait le voyage vers Saturne et posséder encore assez de capacité pour l'atterrissage sur Titan.

[Vue d'artiste de la sonde Huygens sur la surface de Titan. →](#)

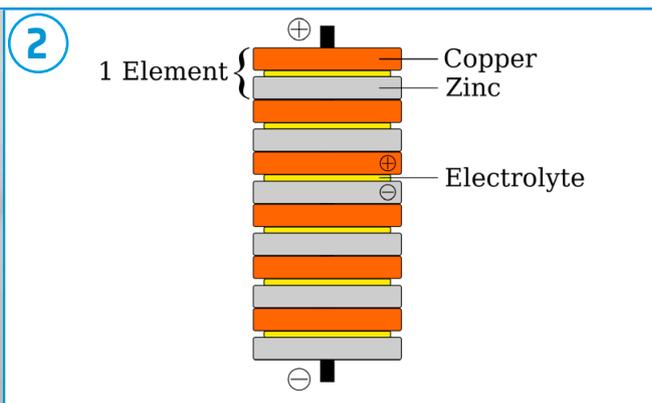


8. Suivez les instructions ci-dessous pour construire une pile de Volta.



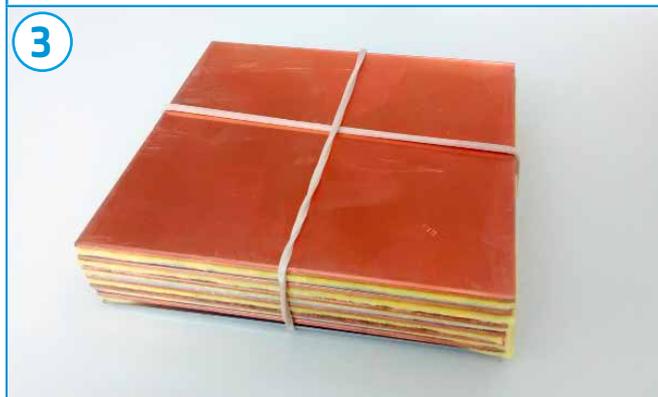
1

Construisez six cellules galvaniques en suivant les instructions de l'exercice 1.



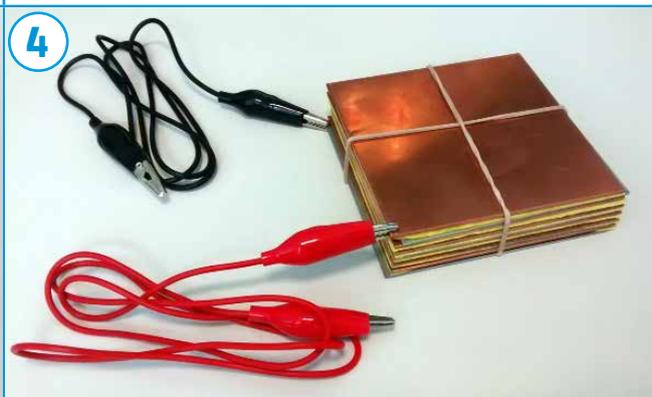
2

Empilez les cellules dans l'ordre indiqué.



3

Maintenez la pile en place au moyen des élastiques.



4

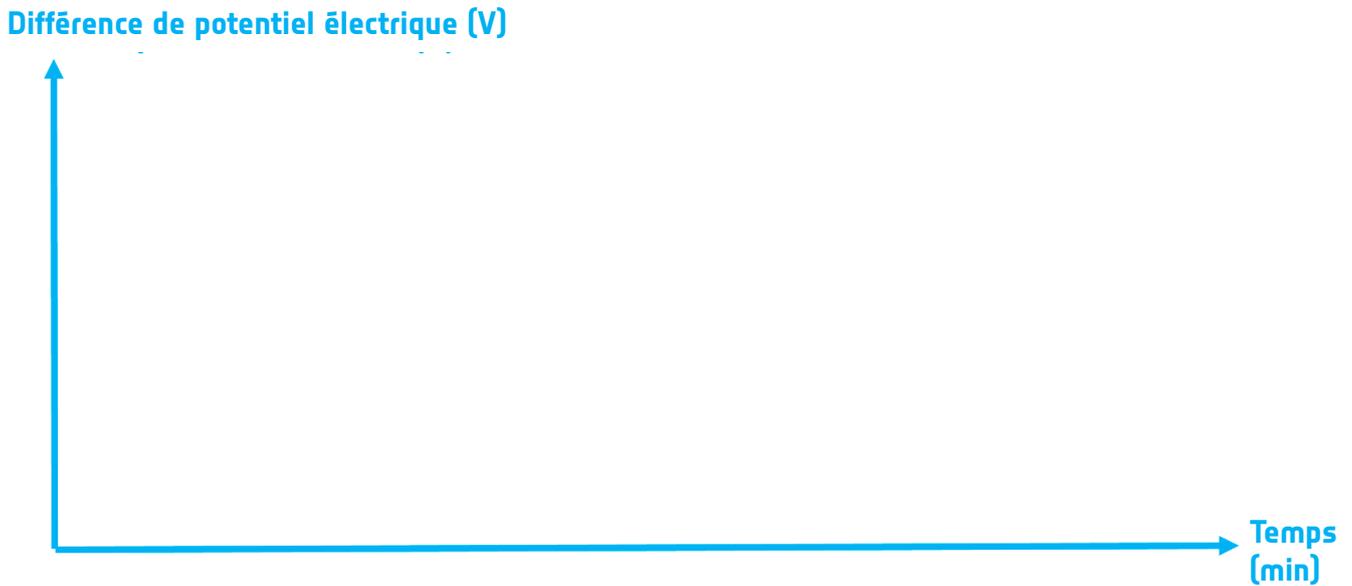
Connectez les fils électriques avec les pinces crocodile à la première et à la dernière plaque et connectez ensuite un multimètre.

9. Mesurez la différence de potentiel électrique de la cellule galvanique immédiatement après avoir terminé son assemblage. Faites une mesure toutes les minutes pendant 10 minutes et notez les valeurs dans le Tableau 1.

Temps (min)	Différence de potentiel électrique (V)
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	

↑ Enregistrement de la différence de potentiel électrique pendant 10 minutes.

10. Tracez la courbe de la différence de potentiel électrique en fonction du temps.



11. Qu'observez-vous ? Expliquez.

12. Quelle est la différence de potentiel électrique de la pile de Volta comparé à une pile AA normale ?

13. Comment les batteries pourraient-elles être utilisées dans l'exploration lunaire ? Quels sont les avantages et les inconvénients des batteries ?

→ Activité 2 : Électrolyse de l'eau

Exercice

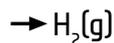
1. Équilibrez la réaction globale ci-dessous :



2. Complétez l'équation de la réaction d'oxydation à l'anode :



3. Complétez l'équation de la réaction de réduction à la cathode :

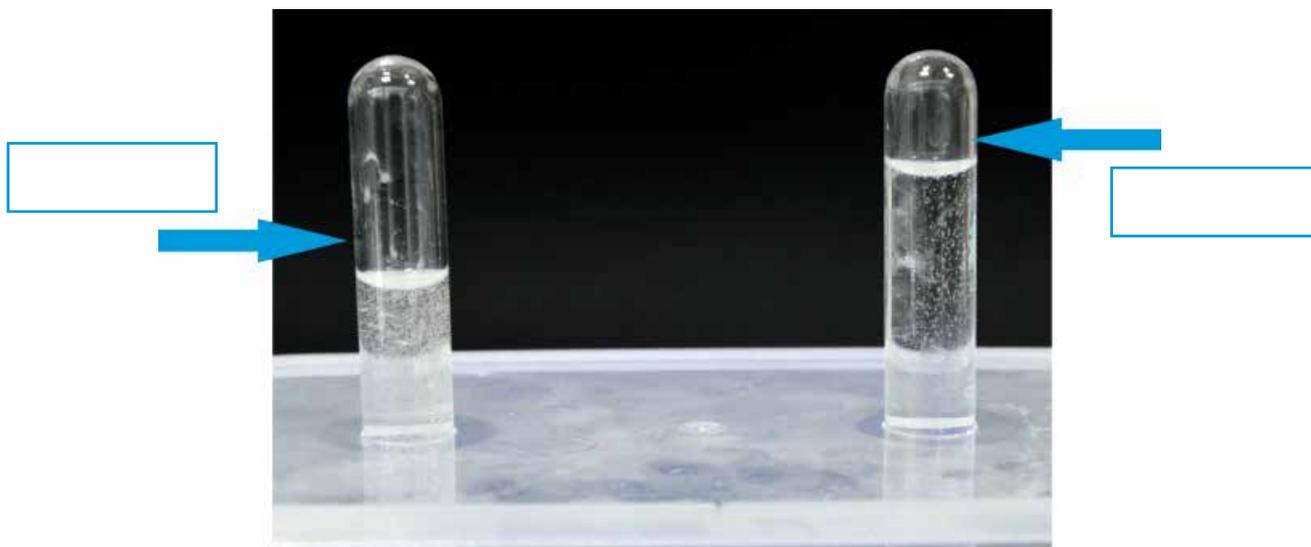


4. Construisez votre propre électrolyseur en suivant les étapes de l'Annexe 1. N'oubliez pas de déclencher un chronomètre quand vous démarrez l'électrolyse. Vous aurez besoin de la durée de l'électrolyse pour calculer la production d'hydrogène.

5. Décrivez ce qui se passe pendant l'électrolyse.

6. Quelle est la fonction de la dissolution de NaOH dans l'eau ?

7. Lequel des tubes contiennent l'oxygène, et l'hydrogène ? Comment faites-vous pour vous en assurer ?



8. Mesurez la quantité d'oxygène que vous avez produite et calculez votre taux de production par minute.

9. Supposez qu'un astronaute consomme pour sa respiration 0,84 kg d'oxygène moléculaire (O₂) par jour. Votre système d'électrolyse peut-il fournir autant d'oxygène ?

10. Comment pourriez-vous produire plus d'oxygène par jour ?

11. Quels sont les avantages et les inconvénients de l'utilisation de l'électrolyse de l'eau sur la Lune ?

Le saviez-vous ?

L'électrolyse de l'eau est la principale méthode utilisée pour obtenir de l'oxygène à bord de la Station spatiale internationale (ISS). L'eau qui provient de la collecte de l'urine, des eaux usées et de la condensation est séparée en oxygène et en hydrogène par le système générateur d'oxygène (Oxygen Generation System, OGS). Les panneaux solaires de la station dont la superficie équivaut à un terrain de football sont la source d'électricité. Un système semblable pourrait être utilisé sur la Lune.

[La Station spatiale internationale \(ISS\) en orbite autour de la Terre](#) →



NASA, ESA, JAXA et Roscosmos.

→ Activité 3 : Pile à combustible

Les piles à combustible peuvent être utilisées pour la propulsion de rovers, de véhicules spatiaux ou de tout autre engin. Les piles à combustible font le contraire de l'électrolyse : Elles combinent de l'H₂ et de l'O₂ et produisent de l'H₂O (eau) et de l'énergie.

Après avoir observé le fonctionnement d'une pile à combustible, répondez aux questions ci-dessous :

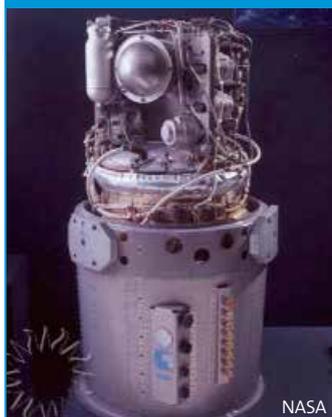
1. Équilibrez la réaction globale :



2. Écrivez les réactions chimiques qui se déroulent à l'anode et à la cathode :

3. Quels sont les avantages et les inconvénients des piles à combustible ? Comment pourrions-nous les utiliser pour les missions vers la Lune ?

Le saviez-vous ?



Les piles à combustible étaient la source primaire d'énergie électrique utilisée dans le programme Apollo qui a permis à des êtres humains d'atterrir sur la Lune. Les piles à combustible d'Apollo utilisaient de l'oxygène et de l'hydrogène stockés sous forme liquide à des températures très basses. Après leur combinaison par voie chimique, ils ont produit de l'énergie électrique et de l'eau à boire. Les piles à combustible ont aussi été utilisées dans la flotte des navettes spatiales comme l'un des composants de leur système électrique. Les navettes spatiales ont accompli 135 missions entre 1981 et 2011.

← Pile à combustible d'Apollo.

4. Quelles sont les différences et les similarités entre la pile de Volta, l'électrolyse et la pile à combustible ?

→ LIENS

Ressources de l'ASE

Projet Moon Camp :

esa.int/Education/Moon_Camp

Animations sur les aspects élémentaires de la vie sur la Lune :

esa.int/Education/Moon_Camp/The_basics_of_living

Ressources de l'ASE pour l'éducation scolaire :

esa.int/Education/Classroom_resources

Informations additionnelles

Cellule galvanique :

youtube.com/watch?v=gOVtk6G2TnQ

Électrolyse :

youtube.com/watch?v=dRtSjJCKklo

Cellules à combustible :

youtube.com/watch?v=gOVtk6G2TnQ

Kit voiture à hydrogène :

www.horizonfuelcellshop.com/europe/product/fuel-cell-car-science-kit

→ Annexe 1 : Électrolyseur

1. Utilisez les punaises pour fixer les fils électriques à la boîte.



2. Faites dissoudre du NaOH dans de l'eau (3%) et remplissez le récipient.



3. Placez les tubes à essais au-dessus des punaises (veillez à ce qu'ils ne se vident pas). Placez le couvercle sur le dessus pour maintenir les tubes en place.



4. Connectez la source d'électricité et démarrez l'électrolyse. Déclenchez un chronomètre et mesurez la durée du processus.



→ Annexe 2 : Pile à combustible

1. Raccordez les deux tubes en silicone (4 cm) aux buses de la pile à combustible situées dans le bas sur les deux côtés de la cellule.



2. Ôtez le bouchon rouge du tube raccordé au côté oxygène de la pile à combustible. Avec la seringue, injectez de l'eau distillée dans la pile à combustible jusqu'à ce qu'elle en soit remplie à moitié.
3. Placez les récipients internes de forme bombée dans les béchers et ajoutez de l'eau jusqu'à la graduation « 0 » ml (l'eau devrait pratiquement recouvrir le récipient interne). Assurez-vous qu'il n'y a pas d'air captif dans les récipients intérieurs.



4. Raccordez les tubes en silicone aux buses supérieures sur les côtés O₂ et H₂ de la pile à combustible.



5. Connectez le bloc de batteries comme indiqué ci-dessous. Commutez le bloc de batteries sur la position « marche », l'électrolyse devrait commencer.



6. Observez comment l' H_2 et l' O_2 commencent à remplir les récipients intérieurs. Le réservoir est rempli quand des bulles de H_2 commencent à sortir du récipient.



5. Déconnectez la batterie et connectez un actuateur (voiture, moteur, DEL etc.). L' H_2 et l' O_2 se combinent à nouveau pour produire de l' H_2O et de l'énergie pour alimenter le moteur.

