

Thème : Eau et énergie

Mots clés : Production de dihydrogène, pile à combustible

### 🔗 Réfléchissons un peu avant de commencer

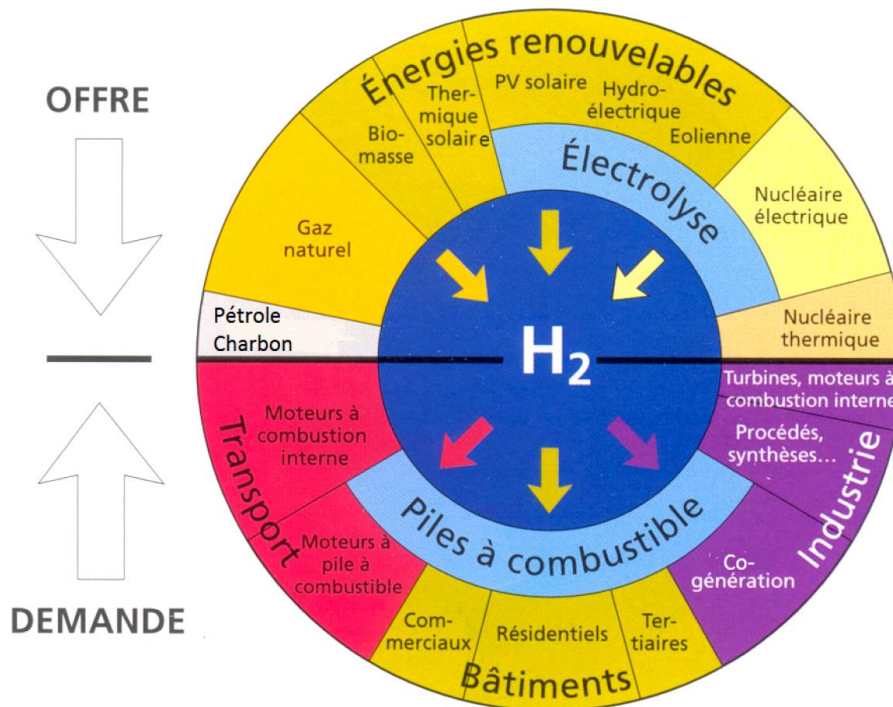
#### Document 1 Produire de l'énergie sans polluer ?

Obtenir de l'énergie sans émettre la moindre pollution est une idée d'autant plus séduisante qu'elle est *a priori* simple à mettre en œuvre. La théorie est en effet connue depuis le milieu du XIX<sup>e</sup> siècle et **le principe est exactement l'inverse de celui de l'électrolyse de l'eau** : de l'électricité est générée à partir de la réaction chimique entre deux gaz, le dioxygène et le dihydrogène, et le produit final est uniquement de l'eau. La pile à combustible en est l'application technologique. Contrairement aux ressources fossiles (gaz, charbon, etc.), l'hydrogène n'est pas une source d'énergie primaire, car il n'est pas disponible directement dans la nature, mais un vecteur énergétique, c'est-à-dire un moyen de stockage de l'énergie. Il faut donc dans un premier temps produire ce dihydrogène par différents moyens avant de pouvoir l'utiliser dans la pile à combustible pour fabriquer de l'électricité.

D'après TDC n°1050 - février 2013 - *L'eau, enjeu vital*, p.36/37.

#### Document 2 Produire du dihydrogène

Différentes méthodes existent actuellement pour synthétiser de l'hydrogène (voir ci-dessous), notamment l'électrolyse de l'eau ou le reformage d'hydrocarbures (gaz naturel, pétrole, charbon) ou de biomasse. (...) Le recours croissant à l'éolien ou au photovoltaïque incite aujourd'hui les industriels à produire le dihydrogène grâce à l'électrolyse de l'eau : soumises à un courant électrique, les molécules d'eau se dissocient en dihydrogène et en dioxygène. Cette décomposition nécessite un apport d'énergie électrique important (de 4 à 5 kWh par m<sup>3</sup> d'hydrogène pour les électrolyseurs industriels) qui peut provenir d'énergies renouvelables. Une fois synthétisé, l'hydrogène se trouve disponible pour la fabrication d'énergie.



D'après TDC n°1050 - février 2013 - *L'eau, enjeu vital*, p.36/37.

#### Document 3 Principe de la pile à hydrogène

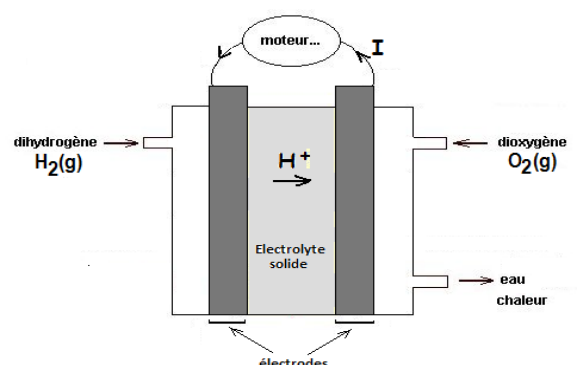
La pile à hydrogène est une pile à combustible utilisant comme combustible le dihydrogène et comme comburant le dioxygène.

Il s'agit d'une combustion électrochimique, avec production simultanée d'électricité, d'eau et de chaleur.

Pour mettre en œuvre cette réaction, on dispose de deux électrodes (l'anode et la cathode) séparées par un électrolyte (bloque le passage des électrons mais laisse circuler les ions).

Couples mis en jeu :  $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$  et  $O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$

D'après <http://www.cea.fr>

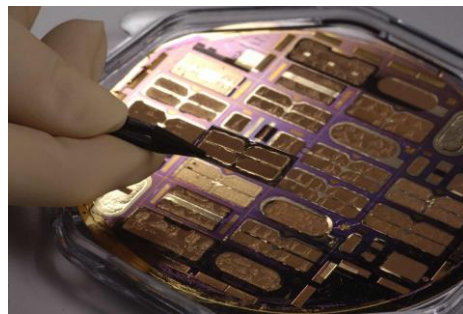


#### Document 4 Les applications de la pile à combustible

Le CEA étudie l'ensemble des mécanismes déterminant les performances, le vieillissement et les dégradations des piles à combustible, ainsi que leur prix. Ce savoir-faire sur les piles à combustible permet de répondre à des marchés de niche, comme ceux des drones militaires, du matériel agricole, des bateaux de tourisme, des chariots élévateurs, des centrales de secours et des systèmes de climatisation...

D'après <http://www.cea.fr/jeunes/mediatheque/phototheque/energies-renouvelables/les-piles-a-combustibles/micros-piles-a-combustible>

#### Micro-PAC pour une application en téléphonie



L'inventeur du stylo bille *Bic* se lance officiellement dans la pile à combustible. Les chargeurs seront alimentés par des cartouches à hydrogène mises au point par *Bic*. Ces petits boîtiers permettront de recharger les batteries d'ordinateurs, de GPS ou de tablettes et de les alimenter directement en électricité. Une telle innovation, si la société réussit à la commercialiser à un prix très faible, pourrait devenir incontournable auprès des populations nomades et dans les pays en développement.

D'après <http://www.lefigaro.fr> du 30/11/2011

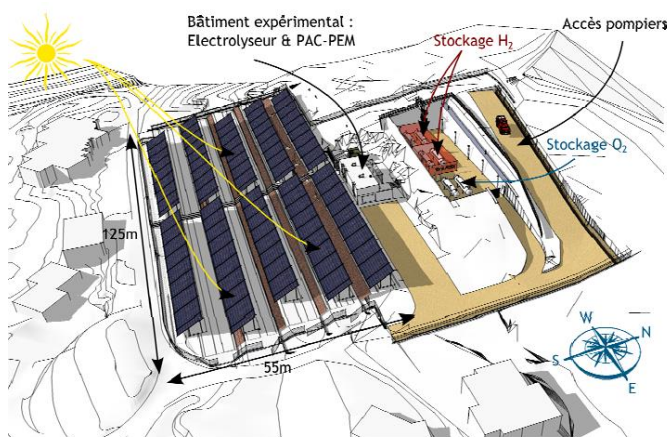
#### Document 5 Le projet MYRTE

Face aux technologies concurrentes basées sur les ressources fossiles, différents projets voient le jour en France et l'exemple de la plateforme MYRTE (Mission hydrogène renouvelable pour l'intégration au réseau électrique), située en Corse à Ajaccio, illustre le rôle du dihydrogène comme vecteur énergétique.

L'utilisation seule d'une énergie renouvelable, comme le photovoltaïque par exemple, présente un inconvénient majeur : l'énergie électrique produite grâce aux panneaux solaires ne peut pas être stockée et doit être directement envoyée dans le réseau. Ce type d'installation peut difficilement convenir pour l'alimentation de toute une région où les besoins en électricité ne sont pas constants, mais évoluent par pics (le matin et le soir en particulier).

Le système MYRTE (en photo ci-dessous) permet d'adapter l'offre à la demande. En période de faible consommation électrique, l'énergie excédentaire issue des panneaux solaires sert, via l'électrolyseur, pour fabriquer de l'hydrogène qui sera stocké. Cela évite les éventuelles surtensions photovoltaïques en journée provoquées par une production d'électricité excessive. Lorsque les besoins augmentent et que le soleil se couche, l'hydrogène mis en réserve est utilisé par la pile à combustible pour produire l'électricité nécessaire. L'ensemble du système est piloté par un logiciel qui permet d'optimiser la production d'énergie par rapport à la demande. Ce type d'installation possède le double avantage d'être sans incidence environnementale sur le lieu où elle est implantée et de récupérer la chaleur produite par la pile à combustible ou par l'électrolyseur, et qui est habituellement perdue, pour chauffer les bâtiments proches de l'installation.

D'après TDC n°1050 - février 2013 - *L'eau, enjeu vital*, p.36/37.



Répondre aux questions suivantes l'aide des documents précédents et de l'animation sur internet :

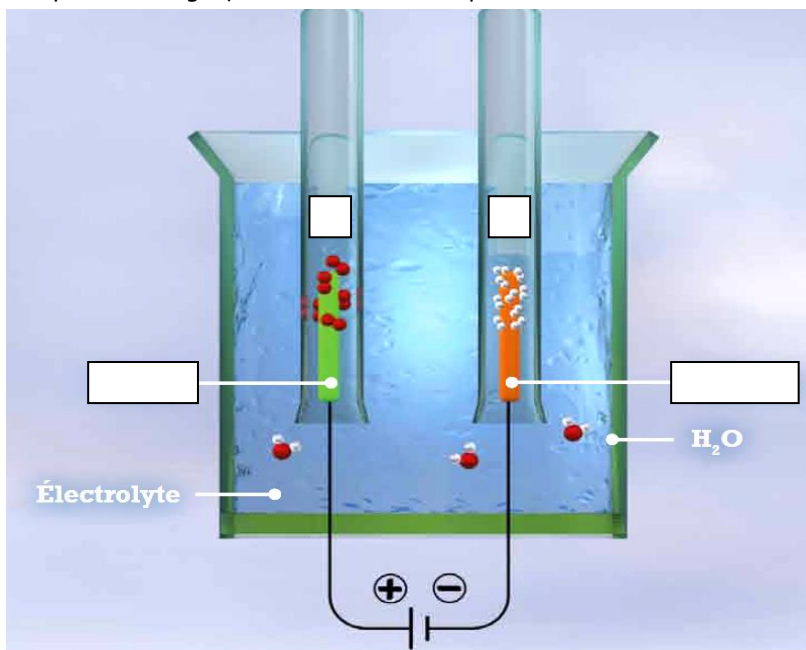
[http://lefevre.pc.free.fr/site\\_3/download/animations/pac.swf](http://lefevre.pc.free.fr/site_3/download/animations/pac.swf)

- ☒ Expliquer la phrase : « *Contrairement aux ressources fossiles (gaz, charbon, etc.), l'hydrogène n'est pas une source d'énergie primaire, car il n'est pas disponible directement dans la nature, mais un vecteur énergétique* ».
- ☒ Quelles sont les principales façons de fabriquer de l'hydrogène ?
- ☒ Rechercher en quoi consiste la production de dihydrogène par reformage.
- ☒ Celle que nous allons étudier dans la partie expérimentale est l'électrolyse de l'eau. Quels en sont les principes ? Quels sont les avantages par rapport au reformage ?
- ☒ Quelle est la polarité des électrodes dans le schéma du *doc. 3* ?
- ☒ Rappeler les définitions d'une oxydation et d'une réduction.
- ☒ Dédire du sens de déplacement des électrons la nature des réactions aux électrodes. On écrira les deux demi-réactions qui se produisent dans la pile à hydrogène.
- ☒ Donner alors l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile à hydrogène.
- ☒ Pourrait-on produire un courant électrique en mélangeant directement dihydrogène et dioxygène ?
- ☒ Quelle conversion d'énergie se produit dans une pile à combustible ?
- ☒ La pile à combustible nécessite une alimentation en  $O_2$  et  $H_2$ .
  - D'où provient le dioxygène ?
  - D'où provient le dihydrogène dans l'exemple d'application du *doc. 4* ? dans l'exemple du *doc. 5* ?

### 🔧 Production de dihydrogène par électrolyse

#### Mise en place de l'électrolyse

Dans une électrolyse, on force une réaction chimique en faisant parcourir, à travers le système, un courant électrique. Voici le schéma de principe du montage que vous réaliserez expérimentalement :



- ☒ Sur ce montage, représenter le sens du courant électrique, ainsi que le sens de déplacement des électrons.
- ☒ En déduire l'emplacement de la cathode et de l'anode, sachant qu'il y a toujours oxydation à l'anode et réduction à la cathode.
- ☒ Les couples intervenant dans cette électrolyse sont :  $O_2(g) / H_2O(l)$  et  $H^+(aq) / H_2(g)$   
Ecrire les demi-équations intervenant dans cette électrolyse.  
En déduire celle qui se produit à l'anode et celle qui se produit à la cathode. Légender le schéma avec les termes  $H_2$  et  $O_2$ .
- ☒ Montrer que l'équation chimique associée à cette électrolyse est exactement l'inverse de celle associée à la pile à hydrogène.
- ☒ Quel gaz sera produit en quantité double ?
- ☒ On souhaite mesurer le courant  $I$  traversant la cuve à électrolyse et la tension à ses bornes  $U_{\text{électrolyseur}}$ . Que faut-il prévoir dans le montage ?
- ☒ On souhaite pouvoir récupérer les gaz afin de pouvoir les tester. Quel dispositif doit-on installer sur le montage ?
- ☞ Réaliser le montage de l'électrolyse en ajoutant un rhéostat pour permettre d'ajuster l'intensité du courant circulant dans l'électrolyseur. **Ne pas allumer le générateur. Le faire vérifier par le professeur.**
- ☞ Allumer le générateur, amener grâce au rhéostat la tension  $U_{\text{électrolyseur}}$  à 10,0 V. Quel est la valeur de l'intensité ?
- ☞ Demander au professeur d'ajouter quelques millilitres de solution d'acide sulfurique. Bien mélanger.
- ☒ Que se passe-t-il ? A quoi servent les ions apportés en solutions ?

## Caractéristique de l'électrolyseur

- ☞ A partir de cette tension  $U_{\text{électrolyseur}} = 10,0 \text{ V}$ , abaisser celle-ci de 0,5 en 0,5 V environ jusqu'à une tension nulle. Prendre une vingtaine de mesures de l'intensité  $I$  pour chaque valeur de  $U_{\text{électrolyseur}}$ .
- ☞ Pendant les mesures, observer les effets au niveau des électrodes.
- ☒ A quelle électrode se forme le plus de gaz ? Quels sont ces gaz ?
- ☞ Réaliser un test de chacun d'eux une fois les tubes à essais remplis.
- ☒ Il existe une tension au-dessous de laquelle l'électrolyse n'a pas lieu. Quelle est cette valeur notée  $U_0$  ?
- ☒ A l'aide du tableur *Regressi*, tracer la courbe  $U = f(I)$ .

Lorsque l'électrolyseur fonctionne (c'est-à-dire pour  $U_{\text{électrolyseur}} > U_0$ ), on peut modéliser sa caractéristique par une droite d'équation :  $U_{\text{électrolyseur}} = E + r \cdot I$ .

$E$  (en volt) est appelée force contre-électromotrice (f.c.e.m.)

$r$  (en ohm) est appelée résistance interne.

- ☒ Modéliser la courbe obtenue par une droite et donner les valeurs de  $E$  et  $r$  pour votre électrolyseur.
- ☞ Imprimer la courbe.
- ☒ Réaliser un bilan de puissance de l'électrolyseur en montrant que la puissance électrique reçue par l'électrolyseur  $P_{\text{électrolyseur}}$  est transformée en puissance chimique utile  $P_{\text{chimique}}$  et en puissance thermique perdue  $P_{\text{thermique}}$ . Donner les expressions de  $P_{\text{chimique}}$  et  $P_{\text{thermique}}$ .
- ☒ Donner l'expression du rendement  $\rho$  de l'électrolyseur.
- ☞ Tracer sur *Regressi* la courbe  $\rho = f(I)$ . Commenter.

## 🔪 Etude de la pile à combustible

### Capacité d'un module de démonstration de pile à combustible

On dispose d'une pile à hydrogène sur le bureau. Les réservoirs de  $H_2$  et  $O_2$  sont pleins (électrolyse terminée).

- ☒ Noter l'heure exacte où la pile commence à se décharger dans la résistance : .....
- ☒ Noter l'intensité du courant supposé constant qui circule dans le circuit :  $I = \dots\dots\dots$
- ☒ Lorsqu'un des réservoirs est complètement vide, la pile est usée. Noter l'heure exacte de fin de décharge : .....
- ☒ Calculer la quantité d'électricité maximale délivrée par la pile à hydrogène (appelée aussi capacité)  $Q$ .
- ☒ Déterminer, à partir du volume de gaz consommé, la quantité de matière d'électrons  $n_e$  qui a circulé pendant la décharge.
- ☒ En déduire la capacité de la pile  $Q'$ . Retrouve-t-on la valeur de la capacité  $Q$  de la pile déterminée précédemment ? Sinon, proposer une explication.

Données : constante de Faraday =  $96,5 \text{ kC} \cdot \text{mol}^{-1}$  ; volume molaire  $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

### Application sur une unité de la navette Apollo

Sur un site internet dédié à la NASA, on peut lire :

#### APOLLO FUEL CELL SECTION

*An Apollo spacecraft carried three hydrogen-oxygen fuel cells units in the service module. Each unit contains 31 individual fuel cells connected in series. The electromotive force produced by each cell is 0,9 volt. Average power output is 1 kilowatt. Primary construction materials are titanium, stainless steel, and nickel.*

D'après <http://airandspace.si.edu/exhibitions/attm/a11.jo.fc.2.html>

Problème à résoudre : si on fait fonctionner les 3 unités l'une après l'autre pendant toute la durée d'une mission lunaire (9 jours), l'eau produite par les piles à combustible suffit-elle à la consommation de tout l'équipage (5 astronautes) ?

On fera l'hypothèse que le rendement de la pile à hydrogène est de 70 %.

#### Conseils :

- déterminer l'énergie électrique fournie par chaque unité.
- déterminer l'énergie chimique consommée par chaque unité.
- déduire la quantité d'électricité qui a circulé dans chaque unité.



une unité de pile à combustible

## 1 Principe de l'électrolyse

Une électrolyse s'effectue dans un **électrolyseur** comportant deux électrodes au contact d'un électrolyte.

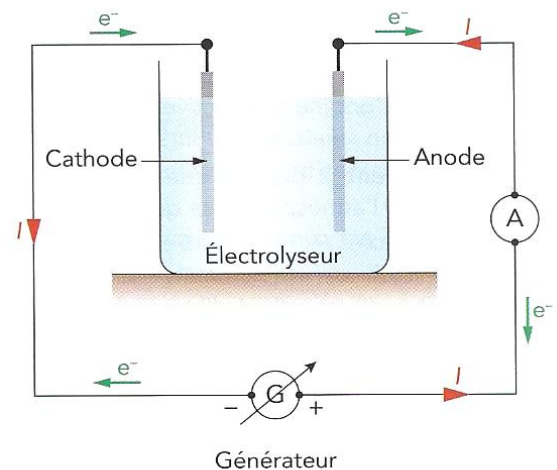
Une **électrolyse** est une **réaction d'oxydoréduction forcée** par un **générateur de tension continue**.

Le sens du courant électrique, et donc celui des électrons, est imposé par le générateur.

Lorsque la tension aux bornes de l'électrolyseur est suffisante, il se produit des **réactions électrochimiques** aux électrodes.

L'électrode à laquelle se produit l'**oxydation** est l'**anode**; elle est reliée au **pôle +** du générateur. L'électrode à laquelle se produit la **réduction** est la **cathode**; elle est reliée au **pôle -** du générateur.

Selon la valeur de la tension aux bornes de l'électrolyseur, il est possible d'observer plusieurs réactions électrochimiques aux électrodes.



Le sens du courant dans le circuit est imposé par le générateur.

## 2 Charge électrique mise en jeu

Lors d'une électrolyse, lorsque le générateur débite un courant d'intensité constante  $I$  pendant la durée  $\Delta t$ , une charge électrique (ou quantité d'électricité)  $Q$  traverse l'électrolyseur :

$$Q = I \cdot \Delta t$$

$Q$  en coulomb (C)       $I$  en ampère (A)       $\Delta t$  en seconde (s)

Cette charge électrique  $Q$  est égale à la valeur absolue de la charge totale des électrons échangés aux électrodes. Si, pendant la durée  $\Delta t$ , il est échangé une quantité  $n(e^-)$  d'électrons, alors :

$$Q = n(e^-) \cdot N_A \cdot e = n(e^-) \cdot F$$

où  $N_A$  est la constante d'Avogadro,  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ;

$e$  est la charge élémentaire,  $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$ ;

$F$  est le faraday,  $F = N_A \times e = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

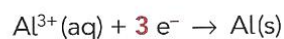
Le faraday est la valeur absolue de la charge d'une mole d'électrons.

## 3 Quantité de matière mise en jeu

La quantité de matière mise en jeu lors d'une électrolyse est proportionnelle à la quantité d'électrons échangés par les réactions électrochimiques se déroulant aux électrodes.

Ainsi, lors de l'électrolyse d'une solution de chlorure d'aluminium,  $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$ , on peut observer :

– à la cathode, un dépôt d'aluminium,  $\text{Al}(\text{s})$ , selon la réaction électrochimique :

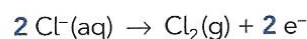


alors  $n(\text{Al})_{\text{formé}} = \frac{1}{3} n(e^-)$

et

$$n(\text{Al}^{3+})_{\text{consommé}} = \frac{1}{3} n(e^-)$$

– à l'anode, un dégagement de dichlore,  $\text{Cl}_2(\text{g})$ , selon la réaction électrochimique :



alors  $n(\text{Cl}_2)_{\text{formé}} = \frac{1}{2} n(e^-)$

et

$$n(\text{Cl}^{-})_{\text{consommé}} = n(e^-)$$