

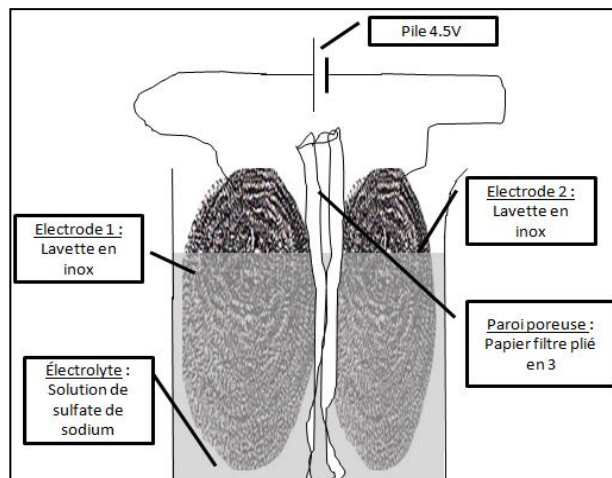
Simulation d'une pile à combustible

1- Production de dihydrogène et de dioxygène par électrolyse

- Réaliser le montage suivant
- Ajouter du BBT dans chaque compartiment, noter la couleur.

Faire fonctionner la pile pendant environ 1 quart d'heure. (chronomètre)

- 1- Indiquer le sens du courant électrique I sur le schéma ainsi que le sens de déplacement des électrons.
- 2- En déduire l'électrode qui correspond à l'anode et celle correspondant à la cathode.
- 3- A l'aide de la couleur prise par le BBT au niveau de chaque lavette, écrire les demi-équations électroniques se produisant sur chaque électrode sachant que les couples rédox de l'eau sont $H_2O(l) / H_2(g)$ et $O_2(g) / H_2O(l)$.



- 4- Écrire l'équation de la réaction qui modélise le fonctionnement de cet électrolyseur.
- 5- Justifier que l'on puisse parler de « transformation forcée » lors d'une électrolyse.
- 6- Sur quelle électrode a-t-on formé le dihydrogène dans l'électrolyse précédente ? Le dioxygène ?
- 7- Sont-ils encore présents au niveau de ces électrodes ? Si oui, comment ?

Stopper le fonctionnement de l'électrolyseur en retirant la pile de 4,5 V du dispositif et relever la durée de fonctionnement : Δt .

2- Fonctionnement de la pile à combustible

a) La pile en circuit ouvert

Une pile est un générateur électrochimique constituée de deux compartiments séparés par un pont ionique qui assure le passage du courant électrique. Chaque compartiment est constitué d'une électrode conductrice métallique et d'une solution aqueuse ionique.

la tension aux bornes d'une pile qui ne débite pas est appelée **force électromotrice E (f.e.m)**. C'est, par définition, une grandeur positive. On peut la mesurer avec un voltmètre branché en dérivation aux bornes de la pile.

Cette mesure permet aussi de déterminer la polarité de la pile. Si on branche un voltmètre aux bornes d'une pile, deux cas peuvent se présenter :

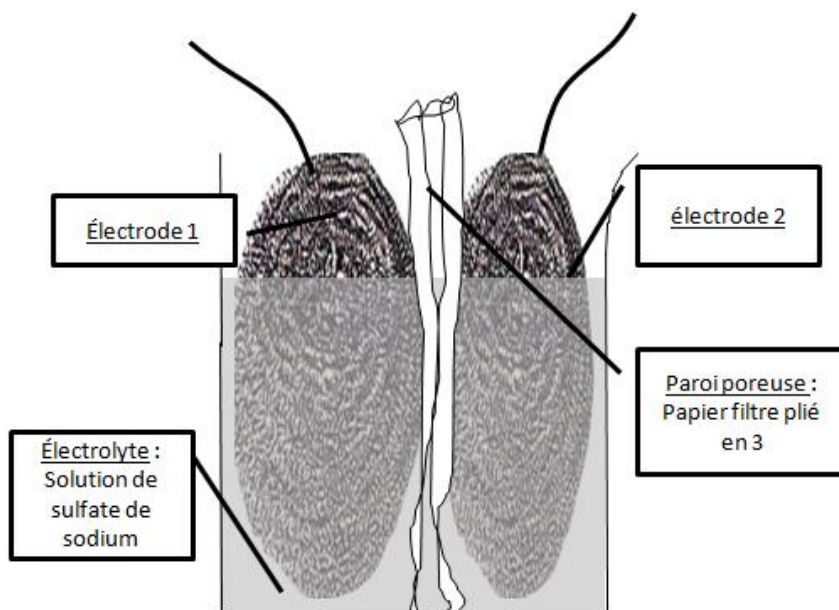
- $U > 0$ alors la borne + de la pile est celle reliée à la borne « V » du voltmètre, la borne - celle reliée à la borne « COM ».
- $U < 0$ alors la borne + de la pile est celle reliée à la borne « COM » du voltmètre, la borne - celle reliée à la borne « V ».

La valeur absolue de la tension affichée représente la f.e.m.

Déterminer la polarité de la pile et sa fem E . Indiquer la borne + et – sur le schéma.

Rajouter aussi dans quel compartiment se

trouve H_2 et O_2 . Cette pile peut-elle alimenter un petit moteur dont la tension d'utilisation est de 1V ?

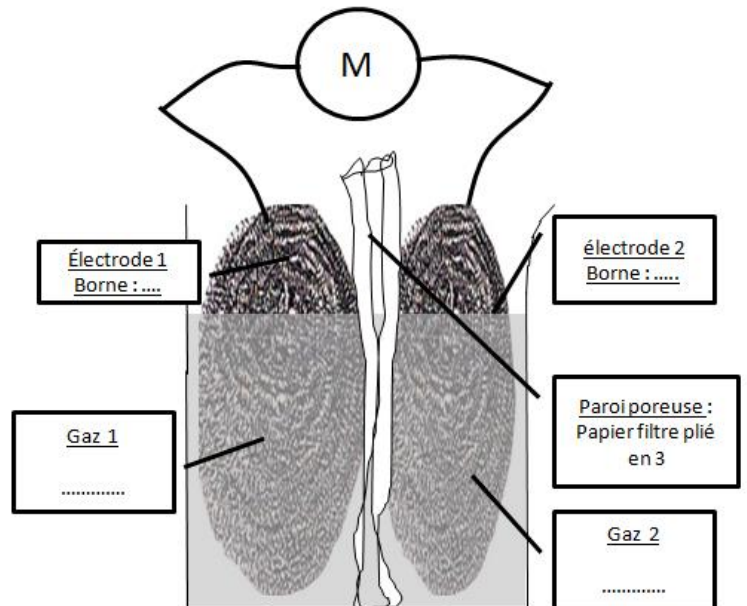


b) La pile en circuit fermé

Dès que les électrodes sont mises en contact indirectement par l'intermédiaire d'un dipôle récepteur et de fils électriques, des réactions d'oxydoréduction spontanées se produisent sur chacune des électrodes : un réducteur cède des électrons sur une électrode et un oxydant les capte sur l'autre électrode par l'intermédiaire des fils électriques. Les électrons transitent ainsi indirectement d'une électrode à l'autre, ce qui permet de récupérer une énergie électrique dans le circuit extérieur et d'alimenter ainsi le dipôle récepteur.

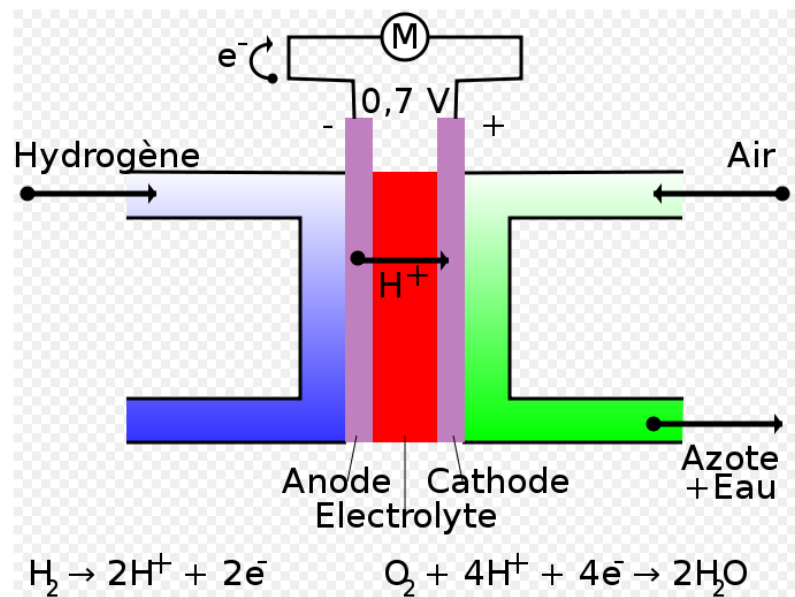
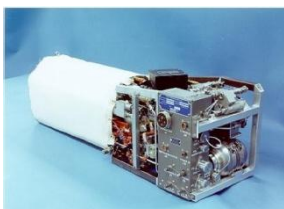
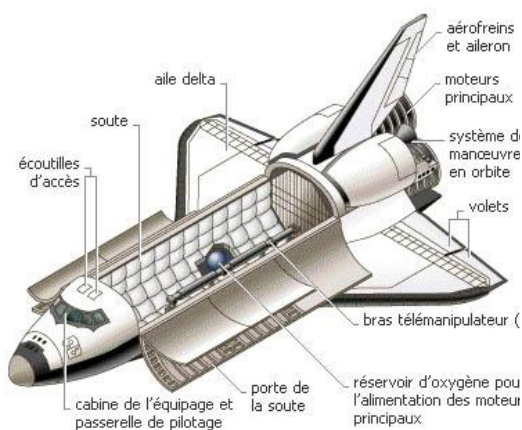
En aucun cas les électrodes de chacun des compartiments ne doivent se toucher directement, car dans ce cas, le transfert direct des électrons d'une électrode sur l'autre empêche

la récupération d'un courant électrique utilisable dans le circuit extérieur à la pile : on dit que la pile est en court-circuit et l'énergie libérée par les réactions d'oxydoréduction est instantanément convertie sous forme de chaleur dans la pile qui s'échauffe fortement (risque d'incendie)!



- 1- Alimenter le moteur dont vous disposez avec votre pile et mesurer son temps de fonctionnement $\Delta t'$.
- 2- Indiquer, sur le schéma, les polarités de la pile, le gaz dans chaque compartiment, le sens du courant électrique I ainsi que celui de déplacement des électrons.
- 3- En déduire les réactions qui se produisent sur chaque électrode ainsi que la nature (anode ou cathode) de ces électrodes.
- 4- Écrire la réaction modélisant le fonctionnement de la pile. Que peut-on en déduire par rapport à celle qui modélisait le fonctionnement de l'électrolyseur ?
- 5- Justifier les termes en gras de la phrase : « Dès que les électrodes sont mis en contact indirectement par l'intermédiaire d'un dipôle récepteur et de fils électriques, des **réactions** d'oxydoréduction **spontanées** se produisent sur chacune des électrodes. »
- 6- Comparer Δt et $\Delta t'$. Conclure sur la faisabilité du concept d'un projet visant à équiper une habitation d'un électrolyseur qui produirait du dihydrogène et du dioxygène afin de s'en servir dans une pile à combustible.

Document 1 : piles à combustible et navette spatiale.



L'énergie électrique à bord de l'Orbiter est fournie par ce que l'on appelle les piles à combustible au nombre de trois. Les piles à combustible ont fait leur apparition dans les années 1960. Elles ont aussi équipé le CSM Apollo et maintenant le Shuttle. La pile à combustible peut être rechargée en permanence ou à intervalle régulier même pendant qu'elle débite. Deux réservoirs l'alimentent, l'un d'hydrogène à gauche et l'autre d'oxygène à droite. A l'intérieur, deux plaques poreuses traversées par l'hydrogène et l'oxygène, la réaction chimique avec de l'hydroxyde de potassium compris entre les plaques produisant du courant électrique allant de la plaque - à la plaque +. 400 g de combustible suffisent pour produire 1kW, la pile étant trois fois moins lourde qu'une pile classique à puissance égale et deux fois moins encombrante. Reliée à un circuit électrique du + vers le -, les deux gaz entrent en contact se qui donne naissance à de l'eau éliminée par en dessous en apte à la consommation après filtrage.

La navette possède trois piles à combustible Huit réservoirs sphériques, quatre de 95,3 cm de diamètre contenant chacun 354 kg d'oxygène et quatre de 115,6 cm de diamètre contenant chacun 42 kg d'hydrogène soit en tout 1584 kg constituent le combustible de ces piles. Chacune comporte 32 éléments en série dans un bloc de 35,6 x 47,2 x 101,6 cm pesant 92 kg. **La tension en sortie est de 28 V**, l'intensité variant de 61 à 436 A. Bien que performantes, ces piles sont extrêmement fragiles et puissantes. La navette ne consomme qu'environ 5 à 10kW, une pile suffisant pour le véhicule, les autres étant au repos. Il faut savoir que le démarrage d'une pile à combustible demande 15mn de chauffe.

Document 2 : animations et document

<http://www.cea.fr/UserFiles/File/Animations/aLaLoupe/Pile/pile.htm>

<http://www.planete-energies.com/fr/l-energie-demain/les-voies-du-futur/l-hydrogene/comment-fabriquer-l-hydrogene-289.html>

problème : (voir document 1)

Le principe des piles à combustible a été découvert par l'électrochimiste William Grove en 1839, mais leur utilisation réelle ne date que des années 1960, à l'occasion des programmes spatiaux de la NASA. Ces piles alimentaient en électricité les ordinateurs de bord des vaisseaux Gemini et Apollo et fournissaient l'eau de consommation.

En effet, par comparaison aux piles salines et alcalines, les piles à combustible, type hydrogène-oxygène, présentent deux avantages: faire appel à des réactifs (dioxygène de l'air et dihydrogène) disponibles en grande quantité et être non polluantes car libérant de l'eau. Le principe de fonctionnement est simple: la cellule de réaction est composée de deux électrodes séparées par un électrolyte (exemple: l'acide phosphorique H₃PO₄). Elle est alimentée en dihydrogène et en dioxygène en continu.

Questions

- 1- Quel avantage, autre que de fournir de l'électricité, la pile à combustible apporte-t-elle dans un vaisseau spatial ?
- 2- La tension de fonctionnement vaut 0.87 V pour une intensité de 200A. les piles sont groupées en série de 32 pour former des modules. Pourquoi les grouper en série. Calculer la puissance délivrée par une pile puis par un module.
- 3- Trouver la durée d'autonomie de la pile.

Données :

- Charge électrique correspondant à l'échange d'une mole d'électrons aux électrodes : $Q_m = 96500 \text{ C}$
- Masse molaire atomique de l'hydrogène : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{o}^\circ) = 16 \text{ g/mol}$
- Charge électrique correspondant à l'échange de n moles d'électrons aux électrodes : $Q = n \cdot Q_m$
- Autre expression de la charge électrique : $Q = I \cdot \Delta t$
- Puissance électrique : $P(\text{Watt}) = U(\text{V}) \times I(\text{A})$