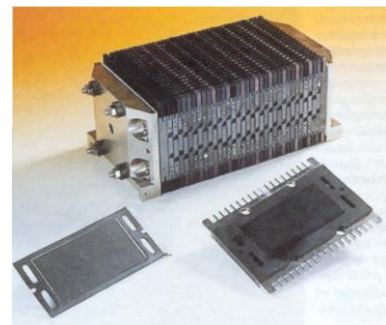


Les piles à combustibles sont de plus en plus utilisées pour alimenter en électricité les équipements dans le domaine du portable (téléphones, ordinateurs), dans le domaine du transport (voitures, bateaux, etc.) et dans le domaine du stationnaire (habitations, sites isolés, etc.).

Dans les habitations de demain, des panneaux photovoltaïques transformeront l'énergie solaire en énergie électrique, utilisée directement pour alimenter les appareils électroménagers. Le surplus d'énergie électrique servira à faire fonctionner un électrolyseur permettant de transformer de l'eau en dihydrogène et en dioxygène, qui seront stockés dans deux réservoirs. En l'absence de soleil, le dihydrogène et le dioxygène seront acheminés vers une pile à combustible qui les transformera en eau en libérant de l'énergie électrique, utilisée dans l'habitation.



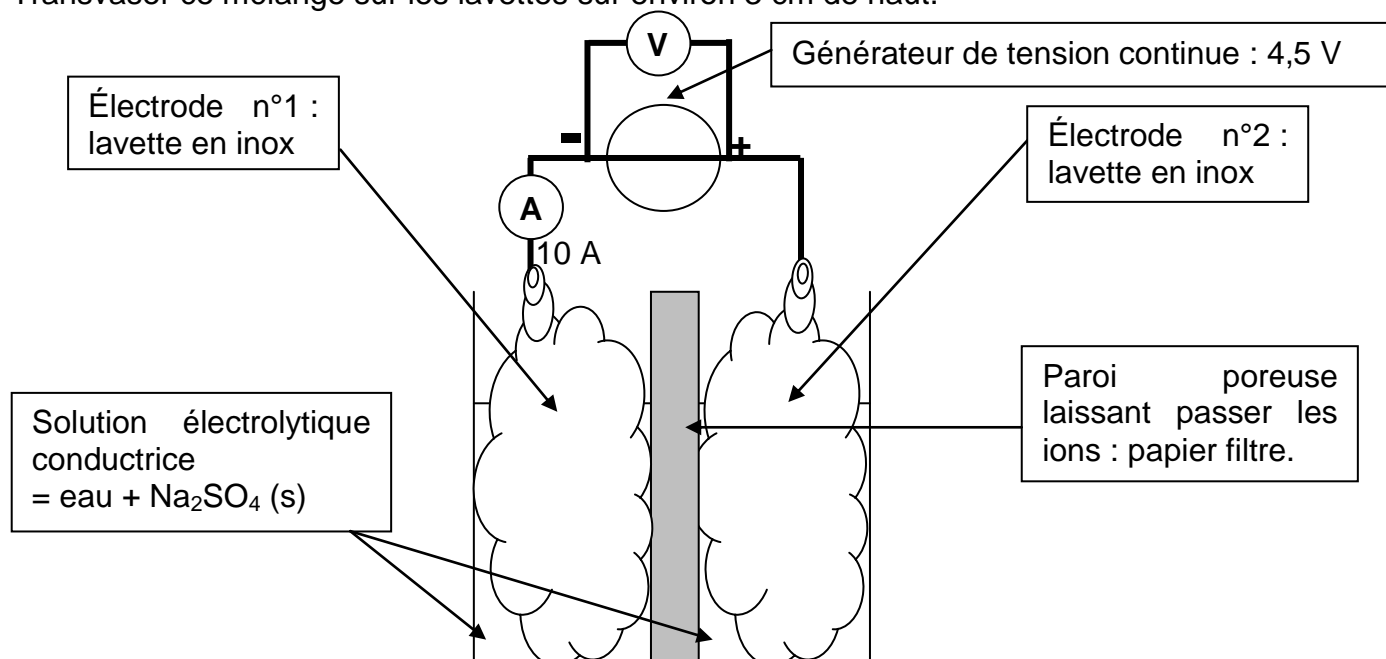
Comment peut-on construire une pile à combustible au laboratoire ?  
Quel est son fonctionnement ?

- Consulter l'animation « Spe-3\_2-PileCombustible.swf », illustrant le principe de fonctionnement de la pile à combustible de type pile à membranes échangeuses de protons (PEMFC, pour Proton exchange membrane fuel cell).

**Q1.** Donner l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile à combustible.

## I. Production de dihydrogène et de dioxygène par électrolyse :

- Dans un becher, placer deux lavettes en inox séparées par trois feuilles de papier filtre repliées sur elles-mêmes. Les deux lavettes ne doivent pas être en contact et le papier filtre doit toucher le fond du becher.
- Dans un autre becher, verser environ 100 mL d'eau distillée, quelques gouttes de BBT et une spatulée de sulfate de sodium. Agiter.
- Transvaser ce mélange sur les lavettes sur environ 3 cm de haut.



- Après vérification du montage par le professeur, faire fonctionner l'électrolyseur.

**Q2.** Notez vos observations avant et pendant le fonctionnement de l'électrolyseur.

**Q3.** Sur le schéma précédent, indiquer le sens du courant électrique ainsi que le sens de déplacement des électrons.

**Q4.** Données :

$pK_A$  du BBT = 7,2 ; couleur de la forme acide : jaune ; couleur de la forme base : bleu.

Couples Ox/réd mis en jeu :  $H_2O_{(l)}/H_{2(g)}$  et  $O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$

Écrire les demi-équations électroniques se produisant aux électrodes. Justifier.

**Q5.** Écrire l'équation de la réaction qui modélise l'électrolyse. La comparer avec celle qui modélise le fonctionnement de la pile à combustible. Proposer une explication à cette différence.

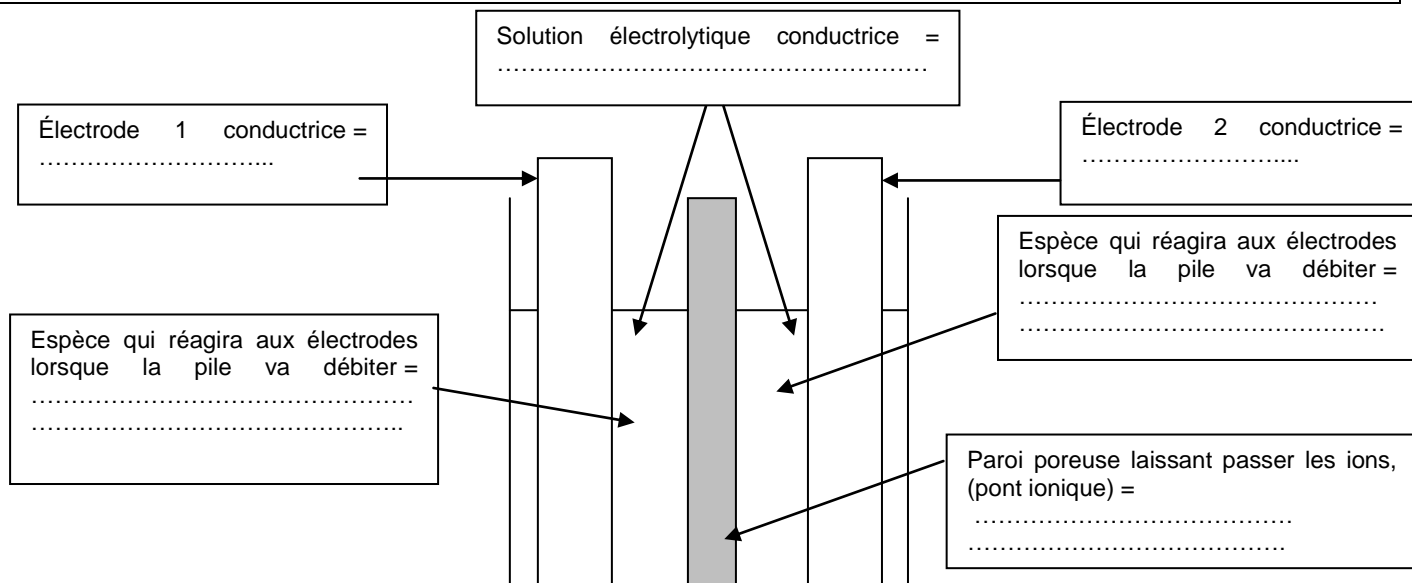
**Débrancher tous les fils du montage précédent.**

## II. La pile à combustible au laboratoire du lycée :

Grâce à l'électrolyse, les compartiments du becher sont maintenant chargés en dihydrogène et dioxygène dissous en solution.

### 1) La pile en circuit ouvert :

Info : une pile est un générateur électrochimique constitué 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.



**Q6.** Vérifier que votre dispositif est bien une pile en complétant le schéma-ci-dessus.

Info voltmètre : la tension aux bornes d'une pile qui ne débite pas est appelée force électromotrice  $E$  (f.é.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 :

- la valeur de la tension affichée est positive alors la borne positive de la pile est celle reliée à la borne « V » du voltmètre, la borne négative celle reliée à la borne « COM ».

- la valeur de la tension affichée est négative alors la borne positive de la pile est celle reliée à la borne « COM » du voltmètre, la borne négative celle reliée à la borne « V ».

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

**Q7.** Mesurer la f.é.m.  $E$  et donner sa valeur.

**Q8.** Compléter le schéma ci-dessus en précisant les bornes + et - ainsi que les branchements du voltmètre de manière à ce que la valeur mesurée soit positive.

## 2) La pile en fonctionnement :

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) !

### Info ampèremètre :

Lorsque l'intensité du courant est inférieure à 200 mA, on utilise le calibre mA.

Si la valeur de l'intensité est positive, alors le courant entre par mA et sort par COM.

Si elle est négative alors le courant sort par mA et entre par COM.

• Avec votre pile, alimenter un buzzer (ou une résistance) et mesurer l'intensité du courant.

**Q9.** Indiquer le sens de circulation du courant dans le circuit extérieur (buzzer + fils + ampèremètre) et la valeur de l'intensité débitée par la pile. Ce sens est-il en accord avec la polarité déterminée avec le voltmètre ?

**Q10.** Justifier le terme « spontanées » rencontré dans le texte ci-dessus.

**RINCER SOIGNEUSEMENT LES LAVETTES.**

## III. Analyse de documents : Des enzymes pleines d'énergie (Nature = Futur!)

Lire le texte ci-dessous, puis regarder la vidéo (5 min) réalisée par le Muséum national d'histoire naturelle <http://acver.fr/h2enzyme>

« Des chercheurs [...] ont combiné nanosciences et chimie bio-inspirée pour élaborer, pour la première fois, un matériau capable de catalyser sans platine aussi bien la production de dihydrogène que son utilisation dans les piles à combustible. Cette avancée est un nouveau pas vers le remplacement du platine, métal rare et précieux, dans ces procédés. Ce résultat, majeur dans la perspective d'une économie de l'hydrogène plus compétitive, fait l'objet d'une publication à paraître dans la revue *Science*. Les recherches menées aujourd'hui pour substituer au platine des métaux abondants et à bas coût s'inspirent des processus chimiques à l'œuvre dans certains organismes vivants. Ceux-ci possèdent des systèmes enzymatiques fascinant, appelés hydrogénases et utilisant exclusivement des métaux abondants comme le fer et le nickel. »

*D'après un article du CEA 01/2008*

**Q11.** Quel est le rôle du platine dans les piles à combustible ?

**Q12.** Quelle est le rôle des hydrogénases présentes dans certaines bactéries et microalgues ?

**Q13.** Pourquoi la découverte du CEA est-elle importante ?

**Q14.** Indiquer par des flèches les flux : - d'électricité,  
- de dihydrogène;  
- de dioxygène,  
- d'eau

