

Chapitre 3 - Séance 1 : Les piles à combustible

Mots clefs : **Piles à combustible** et **Production de dihydrogène**

I - Les piles à combustible (ASD)

La plupart des piles à combustible (PAC) consomment du dihydrogène.

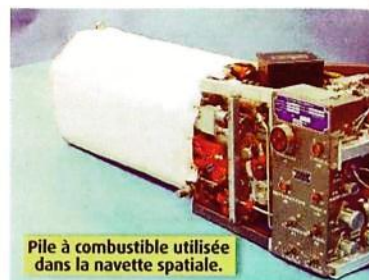
Comment fonctionne une pile à combustible ? Quel est son intérêt ?

Document 1 Histoire des piles à combustibles

Le développement de la filière hydrogène repose en grande partie sur la technologie de la pile à combustible, PAC.

Son principe n'est pas nouveau, puisqu'il fut découvert dès 1839 par W. GROVE. À l'époque, cet avocat anglais, chercheur amateur en électrochimie, constate qu'en recombinant du dihydrogène et du dioxygène, il est possible de créer simultanément de l'eau, de la chaleur et de l'électricité. La pile à combustible est née. C'est F.T. BACON, ingénieur américain, qui réalise, en 1953, le premier prototype industriel de puissance notable (de l'ordre du kW). Mais seule la NASA exploitera, dans les années 60, cette technologie pour fournir en électricité deux de ses vaisseaux, Gemini et Apollo. Car, si le principe de la PAC paraît simple, sa mise en œuvre est complexe et coûteuse, ce qui interdisait jusqu'alors sa diffusion vers le grand public. Aujourd'hui, des progrès ont été réalisés et les applications envisageables sont nombreuses.

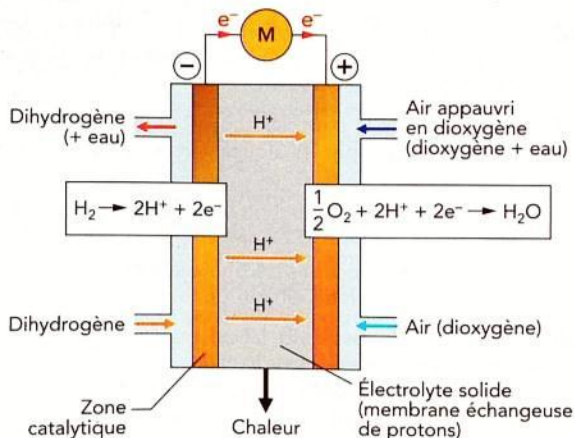
D'après L'Hydrogène, Livret Pédagogique n° 12, CEA, 2004.



Document 2 Fonctionnement d'une pile PEMFC

La pile PEMFC (*proton exchange membrane fuel cell*) est la plus développée actuellement, car c'est une pile à basse température et tout solide, donc à coût potentiel bas. La réaction s'opère au sein d'une structure essentiellement composée de deux électrodes séparées par un électrolyte solide, conducteur protonique. Les réactions aux électrodes s'effectuent à l'interface électrolyte-électrode en présence d'un catalyseur.

D'après T. ALLEAU, « Mémento de l'Hydrogène », fiche 5.2.2, site AFH2, révision juin 2007.



Document 3 Les piles à combustibles et leurs applications

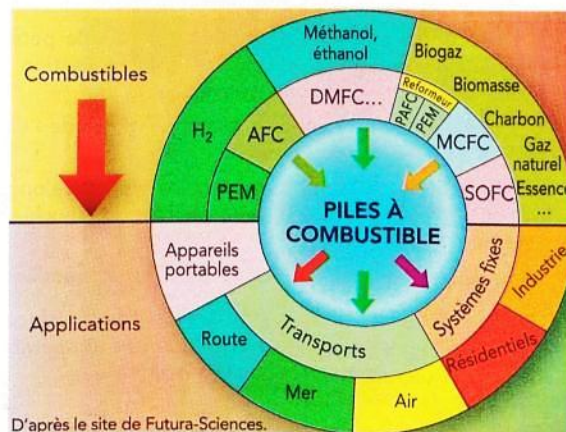
Il y a aujourd'hui trois grands domaines dans lesquels on promet un brillant avenir économique à la pile combustible : le portable, le transport et le stationnaire.

Dans le domaine du portable, une micropile à combustible recharge la batterie lithium-ion (pour assurer les demandes de puissance) des téléphones mobiles, ordinateurs portables, etc. L'autonomie ne sera alors limitée que par la taille du réservoir de combustible.

Dans le domaine du transport, les études et essais portent sur l'alimentation des voitures, bus, navires, sous-marins. Actuellement, plusieurs milliers de chariots élévateurs sont alimentés par des piles à combustible.

Pour les systèmes fixes, en forte progression depuis 2006, la production d'électricité peut être collective ou individuelle (habitations, sites publics, industriels ou sites isolés).

D'après « Mémento de l'Hydrogène », fiche 5.2.1, site AFH2, révision avril 2011.



D'après le site de Futura-Sciences.

Document 4 Différents types de piles à combustible

Type de pile	Électrolyte	Ion mis en jeu	Température de fonctionnement	Domaines d'utilisations
AFC (<i>alkaline fuel cell</i>)	potasse (liquide)	HO^-	80 °C	espace, transport, stationnaire (1 à 100 kW)
PEMFC (<i>proton exchange membrane fuel cell</i>)	polymère (solide)	H^+	80 °C	portable, transports, stationnaire (10 MW à 1 MW)
PAFC (<i>phosphoric acid fuel cell</i>)	acide phosphorique (liquide)	H^+	200 °C	stationnaire, transports (200 kW à 10 MW)
MCFC (<i>molten carbonate fuel cell</i>)	carbonate de métaux alcalins fondus (liquide)	CO_3^{2-}	650 °C	stationnaire (500 kW à 10 MW)
PCFC (<i>protonic ceramic fuel cell</i>)	céramique (solide)	H^+	400 à 600 °C	stationnaire, transports (1 kW à 10 MW)
SOFC (<i>solid oxid fuel cell</i>)	céramique (solide)	O^{2-}	600 à 1000 °C	stationnaire, transports (1 kW à 10 MW)

D'après « Mémento de l'Hydrogène », fiche 5.2.1, site AFH2, révision avril 2011.

Document 5 Un catalyseur bio-inspiré d'avenir

« 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 fascinants, appelés hydrogénases et utilisant exclusivement des métaux abondants comme le fer et le nickel. »

Extrait de « Un catalyseur d'avenir », Communiqué de presse, CEA-CNRS, déc. 2009.

Voilier équipé d'un moteur électrique alimenté par une pile à combustible.



Pour aller plus loin :
• www.afh2.org

Analyse et synthèse

1 Expliquer la phrase en italique du **document 2**.

Quelle est la réaction de fonctionnement d'une pile PEMFC? Repérer l'anode et la cathode dans le schéma du **document 2**. Pourquoi l'ion H^+ joue-t-il un rôle important dans ces piles? Pourquoi la structure de la cathode doit-elle être hydrophobe?

2 Dans les piles à combustible dont l'électrolyte est constitué de potasse, $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$, les ions hydroxyde, HO^- , assurent le passage du courant.

Écrire les équations des réactions à l'anode et à la cathode. En déduire l'équation de la réaction globale de fonctionnement de cette pile. Faire un schéma récapitulatif de cette pile en fonctionnement. → **doc. 2 et 4**

3 Dans les piles SOFC, les ions oxyde O^{2-} assurent le pas-

sage du courant et sont mis en jeu dans les réactions électrochimiques.

Écrire l'équation des réactions électrochimiques d'oxydation du dihydrogène en eau et de réduction du dioxygène en ion oxyde. En déduire le bilan de ces piles. → **doc. 4**

4 Quel est le rôle du platine dans les piles à combustibles? Pourquoi la découverte du CEA est-elle importante? Qu'est-ce qu'une hydrogénase? Pourquoi ce nouveau catalyseur est-il dit bio-inspiré? → **doc. 5**

5 **Bilan** Rédiger un texte court décrivant le fonctionnement d'une pile à combustible (utilisant du dihydrogène comme combustible) et présentant des applications de cette pile.

II - Utiliser du dihydrogène dans une pile à combustible (AE)

Comment fonctionne une pile à combustible ? Comment l'alimenter en hydrogène ?

Principe

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 (Fig. 1) qui les transformera en eau en libérant de l'énergie électrique, utilisée une nouvelle fois dans l'habitation.

Mise en œuvre au laboratoire

Matériel

- cellule photovoltaïque
- pile à combustible (qui servira aussi d'électrolyseur)
- deux tubes gradués
- multimètres
- chronomètre
- moteur électrique
- fils de connexion
- eau distillée

Une électrolyse permet de réaliser une réaction d'oxydoréduction forcée grâce à l'énergie fournie par un générateur. Elle peut être utilisée pour décomposer l'eau.

Dans un premier temps, on cherche à produire par électrolyse du dihydrogène et du dioxygène, le volume de dihydrogène formé étant plus important. L'électrolyseur sera alimenté par une cellule photovoltaïque, qui convertit l'énergie du soleil en électricité. Dans un second temps, le dihydrogène et le dioxygène alimenteront une pile à combustible. Cette pile fera fonctionner un moteur électrique.

Première étape : production de dihydrogène

- Introduire de l'eau distillée dans l'électrolyseur.
- Remplir d'eau deux tubes gradués et les retourner, sans bulles d'air, sur les électrodes.
- Fixer les tubes en les relevant légèrement au-dessus des électrodes.
- Alimenter l'électrolyseur à l'aide d'une cellule photovoltaïque, après avoir placé dans le circuit un ampèremètre branché en série (Fig. 2).

Mesures

- Mesurer l'intensité fournie par la cellule photovoltaïque.
- À l'aide du chronomètre, mesurer la durée de l'électrolyse permettant d'obtenir 10 mL de dihydrogène.
- Noter le volume de dioxygène formé.

Exploitation

Donnée. Couples redox : $O_2(g)/H_2O(l)$ et $H_2O(l)/H_2(g)$.

- 1 Écrire les demi-équations électroniques pour chaque couple mis en jeu lors de l'électrolyse de l'eau.

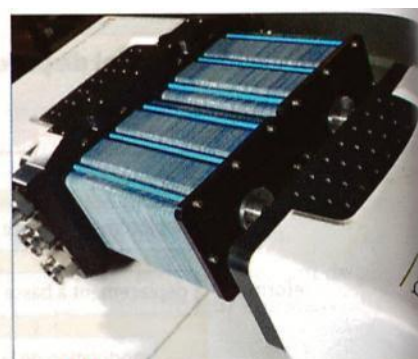


Fig. 1 Pile à combustible.

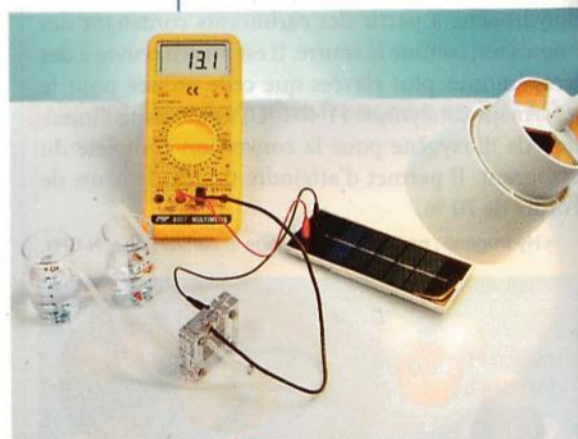


Fig. 2 Fonctionnement de l'électrolyseur.

- 2 En déduire l'équation de la réaction se déroulant dans l'électrolyseur.
- 3 Comparer les volumes de dihydrogène et de dioxygène. Sont-ils en accord avec l'équation ? Pourquoi ?

Deuxième étape : fonctionnement de la pile à combustible

- Débrancher la cellule photovoltaïque, puis relier la pile au moteur électrique en conservant l'ampèremètre dans le circuit (Fig. 3).

Mesures

- Mesurer l'intensité délivrée par la pile.
- Mesurer la durée de fonctionnement de la pile à l'aide d'un chronomètre.

Exploitation

- 4 a. Écrire les demi-équations électroniques pour chaque couple mis en jeu lors de l'utilisation de la pile.
b. En déduire l'équation de la réaction ayant lieu quand la pile fonctionne.
- 5 Quelle est la charge électrique expérimentale Q_{exp} libérée par la pile ?
- 6 D'après les mesures réalisées lors de la première étape, calculer la quantité de dihydrogène consommée théoriquement $n(\text{H}_2)_{\text{th}}$.
- 7 En utilisant la demi-équation de la réaction se produisant à l'électrode négative (anode), trouver une relation entre la quantité d'électrons échangés n_e et $n(\text{H}_2)_{\text{th}}$. On pourra utiliser un tableau d'évolution.
- 8 Calculer la charge électrique théorique Q_{th} libérée par la pile.

Données. Couples redox : $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ et $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Charge élémentaire : $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

Volume d'une mole de gaz dans les conditions de l'expérience : $V = 24 \text{ L}$.

La charge Q débitée par une pile (en C) est reliée à l'intensité I à ses bornes (en A) et à la durée de fonctionnement Δt (en s) par la relation $Q = I \cdot \Delta t$.

Pour conclure

- 9 Le rendement électrique d'une pile est donné par la relation $\rho = Q_{\text{exp}}/Q_{\text{th}}$. Il s'exprime en %.
Calculer le rendement de la pile étudiée
- 10 Que peut-on dire de la viabilité d'une telle pile pour une utilisation commerciale ?

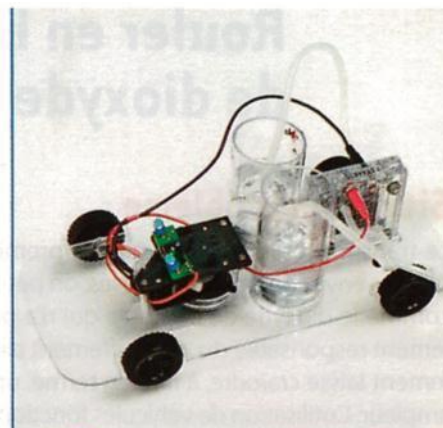


Fig. 3 Utilisation de la pile après mesure de l'intensité.