

UTILISATION D'UNE PILE À COMBUSTIBLES

I. NIVEAU ET REFERENCE AU PROGRAMME.

Ce document peut être utilisé en classe de terminale scientifique en complément de la partie du programme (partie C de chimie) « le sens spontané d'évolution d'un système est-il prévisible ? Le sens d'évolution d'un système chimique peut-il être inversé ? »

Cette activité a pour but de sensibiliser nos élèves à l'utilisation de nouveaux vecteurs d'énergie. L'utilisation de l'hydrogène énergie étant amenée à se développer, la connaissance du fonctionnement d'une pile à combustible leur permettra de développer leur esprit critique et leur jugement nécessaires aux citoyens du XXI^{ème} siècle.

II. OBJECTIFS DE L'ACTIVITEE.

Comprendre le fonctionnement d'une pile à combustible.

Utiliser la pile à combustible dans un montage utilisant des énergie renouvelables (ici l'énergie solaire photovoltaïque)

III. REMARQUE CONCERNANT LA PILE :

On trouve actuellement dans le commerce des petites piles à combustible avec un châssis transparent pour l'éducation pour environ 50€ Elles sont réversibles et peuvent servir d'électrolyseur avec de l'eau distillée.

PREMIERE PARTIE : L'ELECTROLYSE.

I. DEROULEMENT DE L'ACTIVITE.

Nous allons dans un premier temps produire du dihydrogène et du dioxygène par électrolyse.

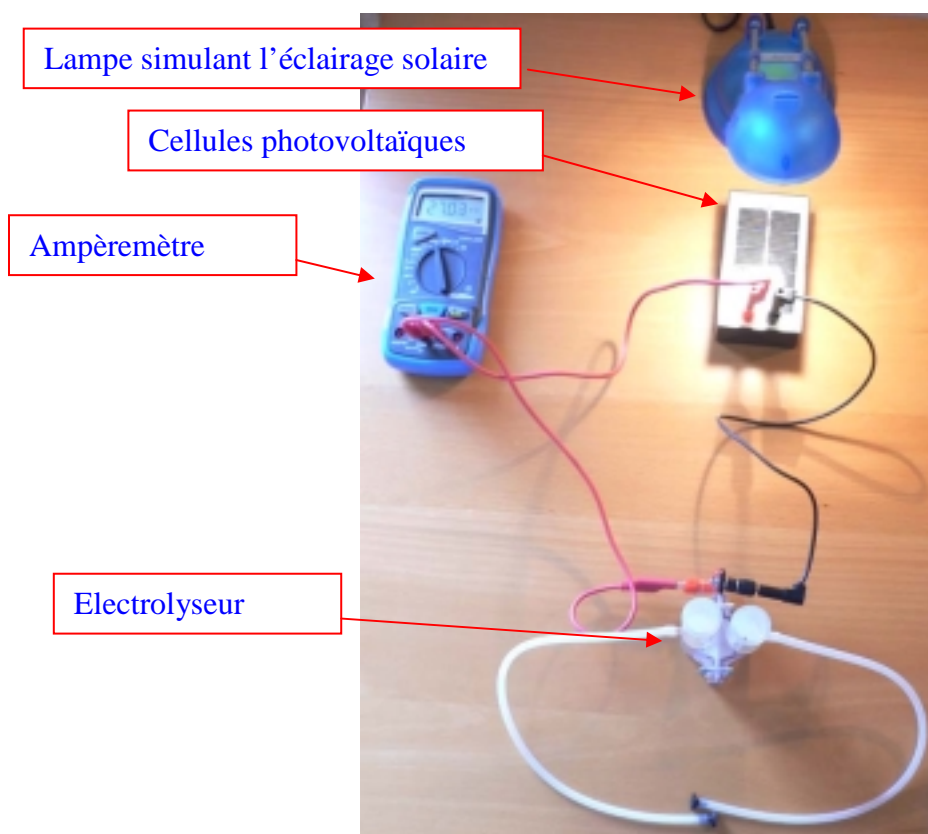
L'alimentation de l'électrolyseur sera assurée par des cellules photovoltaïques.

L'électrolyseur est une pile à combustible (elles sont réversibles).

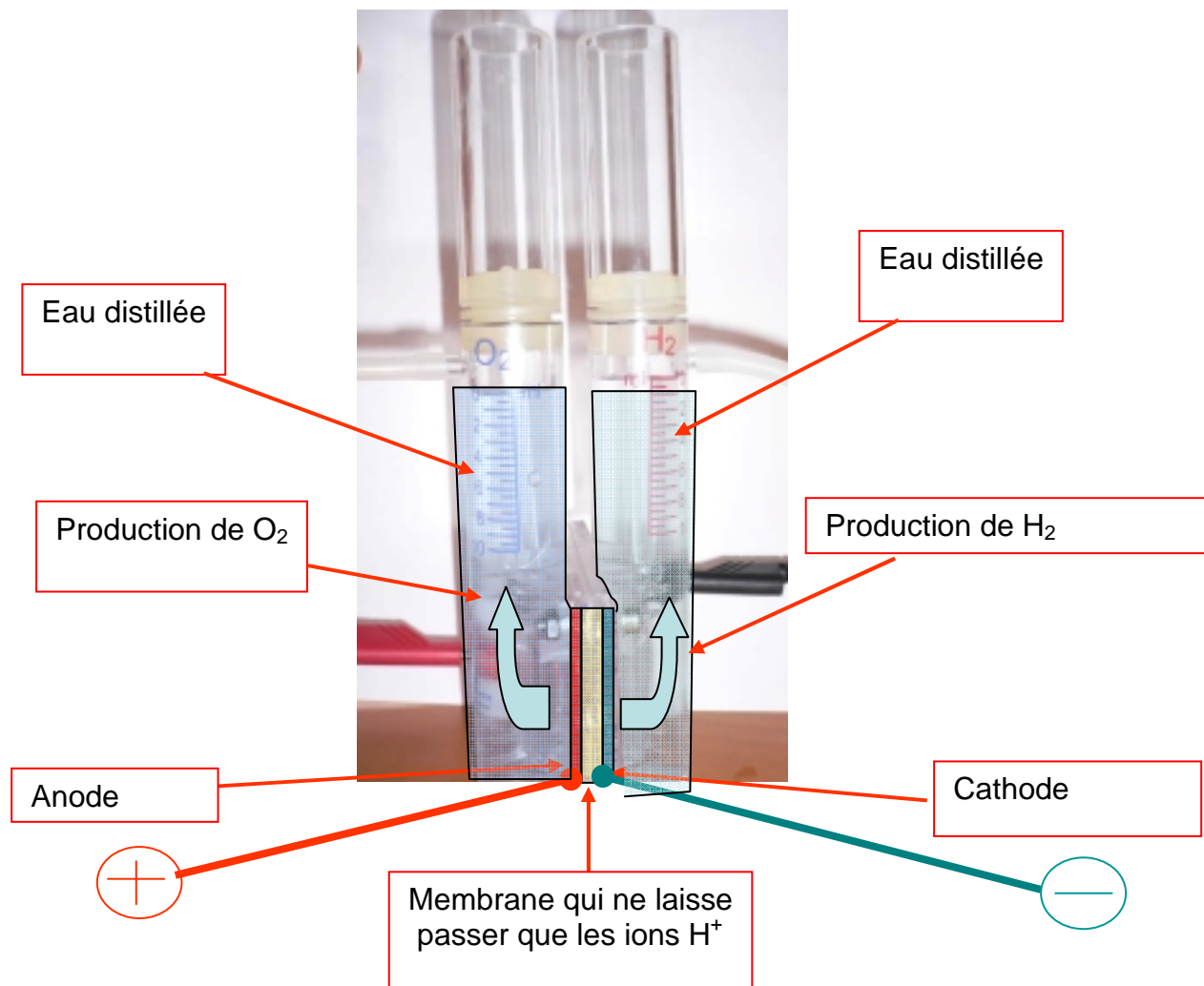
Nous mesurerons la durée de l'électrolyse, le courant électrique et le volume de dihydrogène produit.

Nous calculerons la quantité de dihydrogène pouvant être produite et nous la comparerons à celle obtenue.

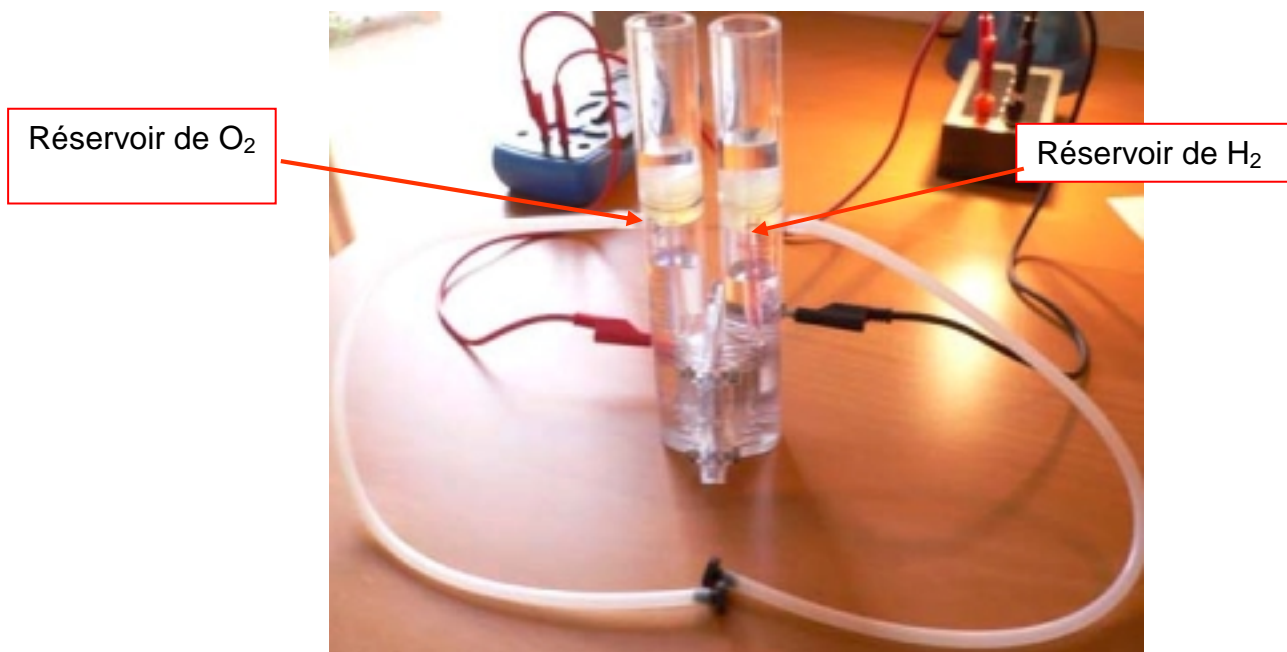
II. MONTAGE DE L'ELECTROLYSEUR.



III. VUE DE L'ELECTROLYSEUR.



IV. VUE DE L'ELECTROLYSEUR EN FONCTIONNEMENT.



V. RESULTATS DE L'ELECTROLYSE.

Durée $t= 1h15min$

Intensité du courant $I=21mA$ (l'intensité reste constante si l'éclairage extérieur ne varie pas)

Volume de H_2 produit : $V(H_2)=10mL$

Volume de O_2 produit : $V(O_2)=5mL$

VI. REACTIONS AUX ELECTRODES ET BILAN.

Couples utilisés : O_2/H_2O , H_2O/H_2

Équation de la réaction à l'anode: $2H_2O(l) = O_{2(g)} + 4H^+ + 4e^-$

Équation de la réaction à la cathode : $2H_2O(l) + 2e^- = H_{2(g)} + 2HO^-(aq)$

(cette réaction a lieu en milieu neutre)

Equation bilan : $2H_2O(l) = O_{2(g)} + 2 H_{2(g)}$

VII. TABLEAU D'AVANCEMENT.

	$2H_2O(l)$	=	$2H_{2(g)}$	+	$O_{2(g)}$
Etat initial	$n(H_2O)$		0		0
Etat final	$n(H_2O)-2x_f$		$2x_f$		x_f

D'après le tableau d'avancement on constate que la quantité de dihydrogène produite est deux fois plus importante de celle de dioxygène.

Le volume de dihydrogène produit est bien deux fois plus important que celui de dioxygène.

VIII. NOMBRE D'ELECTRONS ECHANGES.

	$2H_2O(l)$	=	$2H_{2(g)}$	+	$O_{2(g)}$	Nbre de e^- échangés
Etat initial	$n(H_2O)$		0		0	0
Etat final	$n(H_2O)-2x_f$		$2x_f$		x_f	$4x_f$

IX. CALCUL DE L'AVANCEMENT FINAL.

Calcul de la charge

$$Q=I.t$$

$$Q=21.10^{-3} \times 4500$$

$$Q= 94,5C$$

Calcul de la quantité d'électrons échangée. $n(e^-) = Q/F$

$$n(e^-) = 94,5/96500$$

$$n(e^-) = 9,8.10^{-4} mol$$

Calcul de l'avancement

$$x_f = n(e^-)/4$$

$$x_f = 9,8.10^{-4}/4$$

$$x_f = 2,4.10^{-4} mol$$

X. CALCUL DU VOLUME DE DIHYDROGENE PRODUIT.

Calcul de la quantité de H_2 produite. $n(H_2) = 2x_f$

$$n(H_2) = 2 \times 2,4.10^{-4}$$

$$n(H_2) = 4,8.10^{-4} mol$$

Calcul du volume de H_2 produit (à $25^\circ C$) $v(H_2) = n(H_2) \times V_m$

$$V(H_2) = 4,8.10^{-4} \times 24$$

$$V(H_2) = 11,5.10^{-3} L \text{ soit } 11,5 mL$$

XI. COMPARAISON AVEC LE VOLUME MESURE.

Rendement de l'électrolyseur :

$$\rho(\%) = \frac{V(H_2)_{\text{exp}}}{V(H_2)_{\text{th}}} \times 100$$

$$\rho(\%) = \frac{10}{11,5} \times 100$$

$$\rho(\%) = 87\%$$

XII. APPLICATIONS CONCRETES :

- Chez un particulier.

L'installation de M. Friedly en Suisse est opérationnelle depuis 1991!

Il produit son dihydrogène grâce à 60m² de panneaux solaires sur le toit de sa maison et d'un électrolyseur.

Le dihydrogène est alors purifié, comprimé et stocké dans des bonbonnes d'hydrures métalliques.

Le dihydrogène est utilisé comme carburant pour sa camionnette



La maison et la camionnette



L'électrolyseur

Source: <http://www.ieahia.org/pdfs/chapter2.pdf>

- Dans une collectivité :

Centrale solaire à Barth (Allemagne)

Un bus de 80kW fonctionne grâce à une centrale photovoltaïque de 97kW.

Le dihydrogène servant de carburant pour le bus est directement produit par électrolyseur relié aux panneaux solaires



La centrale solaire

DEUXIEME PARTIE : LA PILE

I. DEROULEMENT DE L'ACTIVITE.

Le dihydrogène et le dioxygène produits en première partie sont envoyés vers les membranes d'une pile à combustible.

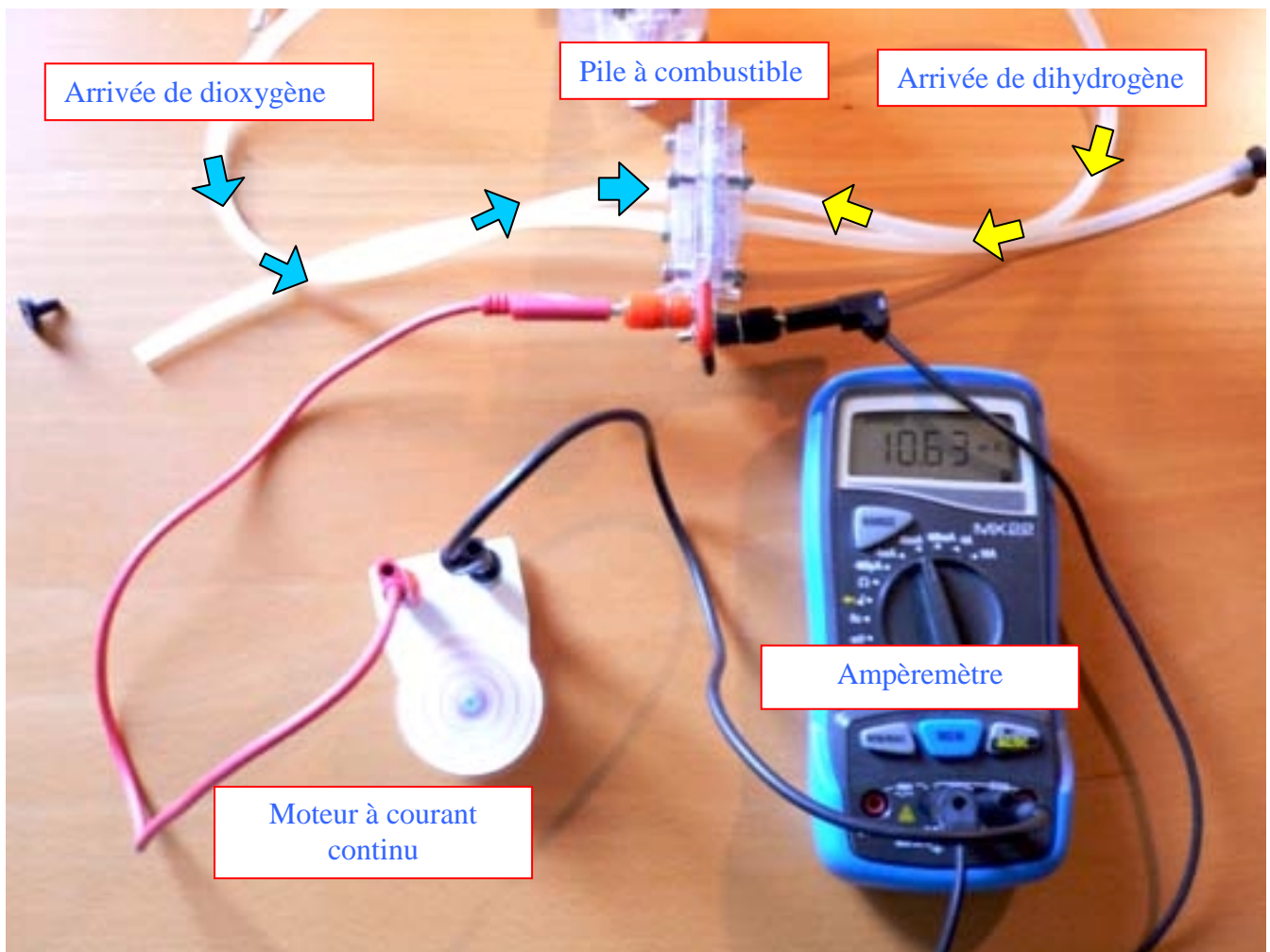
La pile alimente un petit moteur à courant continu.

On mesure l'intensité du courant fourni, la tension aux bornes de la pile, la durée de fonctionnement.

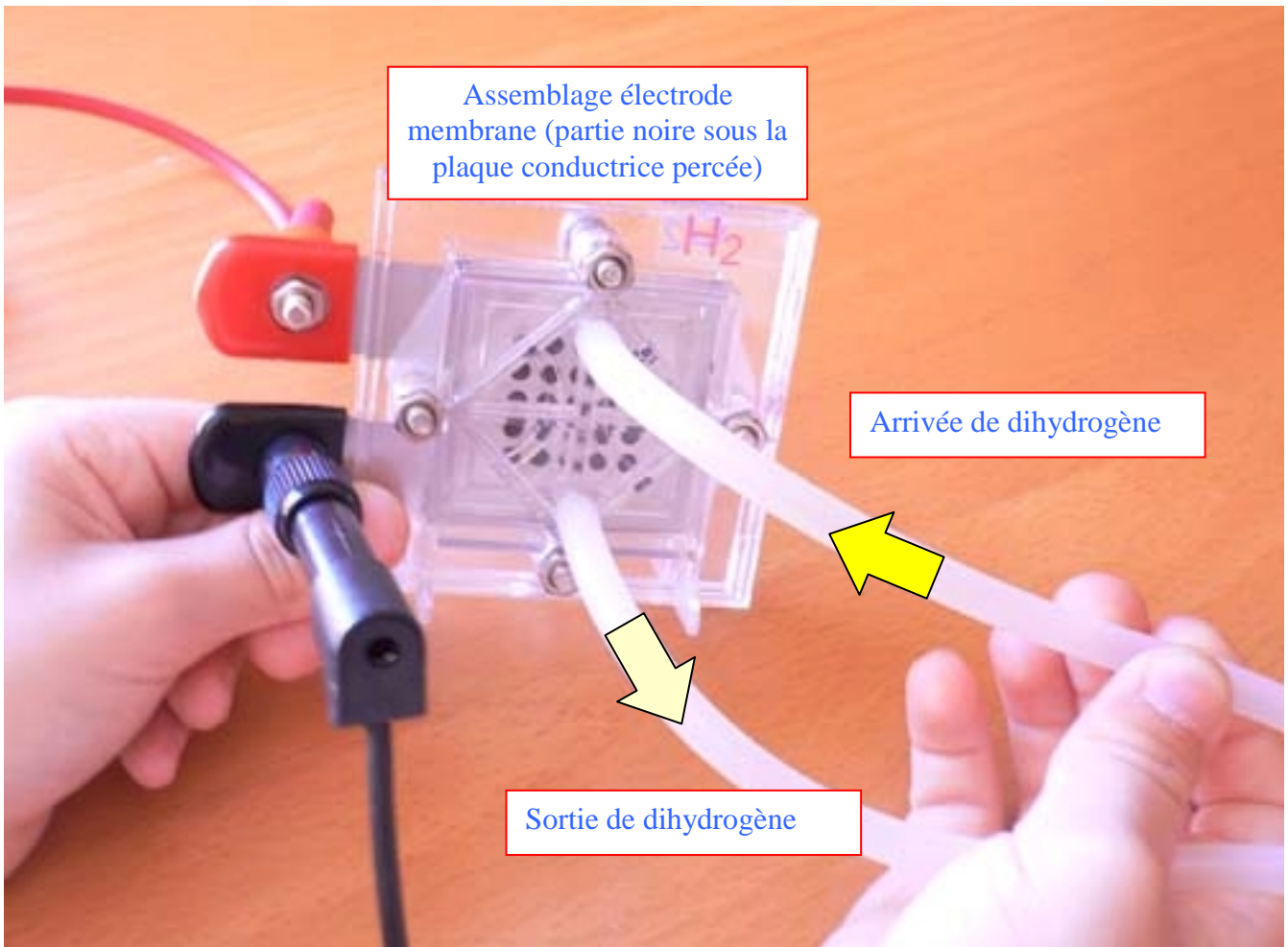
On compare avec la durée de fonctionnement de la pile et on calcule le rendement de la pile.

On conclue sur les applications possibles d'un tel dispositif.

II. MONTAGE.



III. VUE DE LA PILE.



IV. PRINCIPE DE FONCTIONNEMENT :

Le dihydrogène arrive au contact de l'électrode composée de platine et de graphite. Le dihydrogène s'oxyde pour former des ions H^+ et libère des électrons. La membrane ne laisse passer que les ions H^+ . Les électrons quittent la pile et partent dans le circuit électrique.

De l'autre côté de la pile, les ions H^+ s'associent aux électrons qui ont traversé le circuit pour réagir avec le dioxygène et ainsi former de l'eau.

V. RESULTATS :

Avec $v=10\text{mL}$ de dihydrogène, le moteur a fonctionné pendant $t= 18 \text{ min}$, avec un courant $I=11\text{mA}$. Au départ, il a fallu moins d'une seconde pour que le moteur fonctionne et que le courant soit à 11mA . A la fin, le passage du régime de fonctionnement à l'arrêt, et à un courant de 0mA , a duré 6 secondes. On néglige ses régimes transitoires dans les calculs.

La tension mesurée (le voltmètre ne figure pas sur les photographies) est $U=0.63\text{V}$

VI. REMARQUES SUR LES ELECTRODES.

L'oxydation a lieu à l'anode, c'est la borne + de l'électrolyseur et la borne - de la pile.

La réduction a lieu à la cathode, c'est la borne - de l'électrolyseur et la borne + de la pile.

VII. REACTIONS AUX ELECTRODES ET BILAN.

Couples utilisés : O_2/H_2O , H_2O/H_2

Équation de la réaction à l'anode: $H_2(g) = 2H^+ + 2e^-$ ($\times 2$)

Équation de la réaction à la cathode : $O_2(g) + 4e^- + 4H^+ = 2H_2O(l)$

Equation bilan : $O_2(g) + 2 H_2(g) = 2H_2O(l)$

VIII. TABLEAU D'AVANCEMENT AVEC LE NOMBRE D'ELECTRONS ECHANGES.

	$O_2(g)$	+	$2H_2(g)$	=	$2H_2O(l)$	Nbre de e- échangés
Etat initial	excès		$n(H_2)$		0	0
Etat final	excès		$n(H_2) - 2x_f$		$2 x_f$	$4x_f$

IX. CALCUL DE LA QUANTITE D'ELECTRICITE PRODUITE:

$t = 18 \text{ min}$ $t = 18 \times 60 = 1080 \text{ s}$

$Q_{\text{exp}} = I \cdot t$ $Q_{\text{exp}} = 11 \cdot 10^{-3} \times 1080$

$Q_{\text{exp}} = 12 \text{ C}$

X. CALCUL DE LA QUANTITE D'ELECTRICITE PRODUITE THEORIQUE.

Calcul de la quantité de H_2 produite (à 25°C).

$$n(H_2) = V(H_2)/V_m$$

$$n(H_2) = 11 \cdot 10^{-3} / 24$$

$$n(H_2) = 4,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Calcul de l'avancement final: (d'après le tableau d'avancement)

$$n(H_2) - 2x_f = 0$$

$$x_f = n(H_2)/2$$

$$x_f = 4,6 \cdot 10^{-4} / 2$$

$$x_f = 2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Calcul de la quantité de matière d'électrons échangés :

$$n(e^-) = 4 x_f$$

$$n(e^-) = 4 \times 2,3 \cdot 10^{-4}$$

$$n(e^-) = 9,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Calcul de la quantité d'électricité produite théorique.

$$Q_{\text{th}} = n(e^-) \times F$$

$$Q_{\text{th}} = 9,2 \cdot 10^{-4} \times 96500$$

$$Q_{\text{th}} = 89 \text{ C}$$

XI. RENDEMENT ELECTRIQUE DE LA PILE

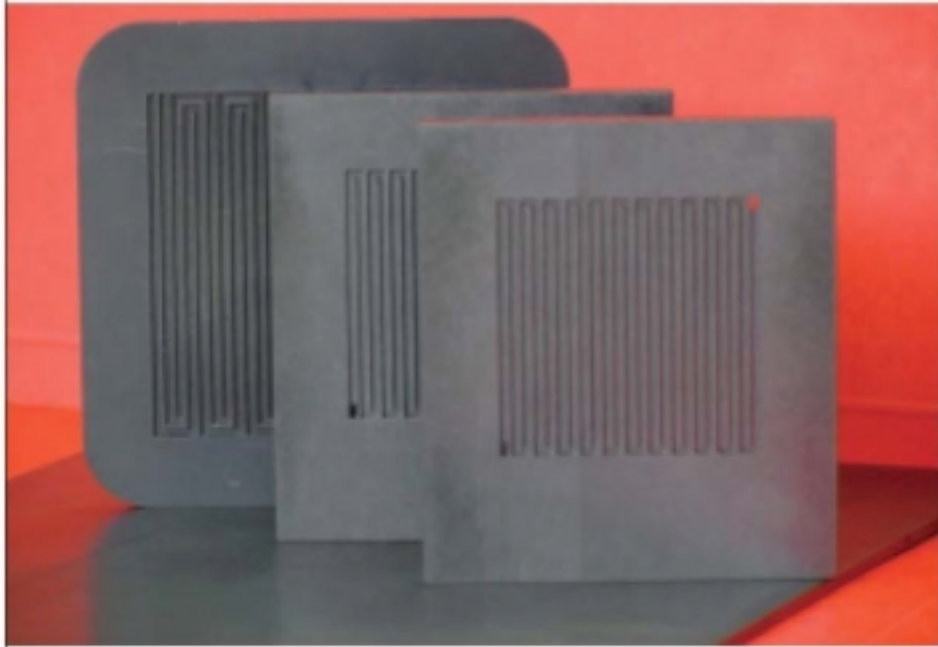
$$\rho(\%) = \frac{Q_{\text{exp}}}{Q_{\text{th}}} \times 100$$

$$\rho(\%) = \frac{12}{89} \times 100$$

$$\rho(\%) = 13\%$$

XII. APPLICATIONS DES PILES A COMBUSTIBLE.

Les piles à combustible du même type ont un rendement annoncé nettement meilleur : 50% voir 80% si on récupère la chaleur. La géométrie des piles utilisables dans le commerce est nettement meilleure, le dihydrogène est mieux réparti sur la membrane et suit une sorte de serpentin incrusté dans une plaque de graphite ou de métal (voir la photographie ci-dessous)



Source : <http://www.cea.fr/fr/Publications/clefs50/076a083baurens.pdf>

Les constructeurs annoncent que les piles convenablement alimentées peuvent fournir un courant de 0.8A par cm^2 de membrane avec une tension de 0.7V (source : http://www.3m.com/about3m/technologies/fuelcells/our_prod.html).

Actuellement les piles restent coûteuses, la membrane est à 700€le m^2 . Il faut également du platine sur la surface de l'électrode. (environ 0.2g pour 10cm^2 d'électrode). Une commercialisation à grande échelle permettra de diminuer les couts.