

I. Présentation

II. Comment peut-on construire une pile à combustible au laboratoire ?

1. Production de dihydrogène par électrolyse

$I = 0,330 \text{ A}$ (initiale) et $I = 0,280 \text{ A}$ (au bout de 15 min), l'intensité diminue au fur et à mesure

$\Delta t = 15 \text{ min}$

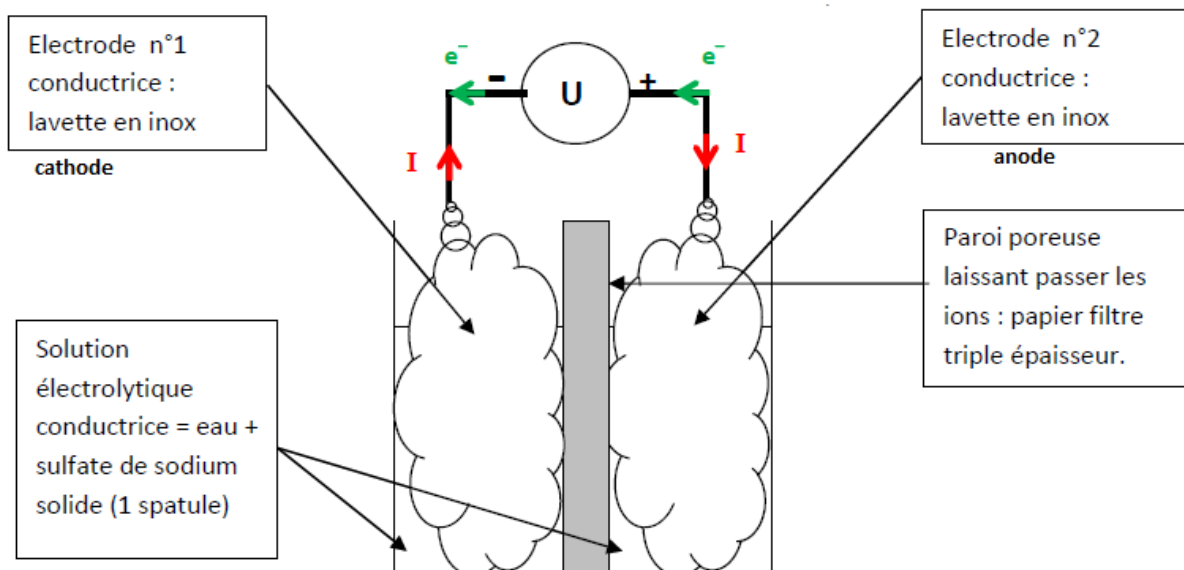
1°> Avant le fonctionnement de l'électrolyseur, les solutions dans les deux compartiments sont vertes. Le pH est compris entre 6,0 et 7,6. Pendant le fonctionnement de l'électrolyseur, on observe :

- une coloration bleue de la solution ($\text{pH} > 7,6$) au niveau de l'électrode 1 : la solution est devenue basique par formation d'ions HO^- .
- une coloration jaune de la solution ($\text{pH} < 6,0$) au niveau de l'électrode 2 : la solution est devenue acide par formation d'ions H^+ .
- la formation de bulles de gaz qui remontent à la surface. Au fur et à mesure, certaines restent au contact des lavettes (phénomène adsorption).

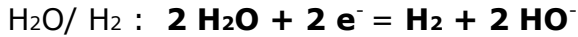
Remarque : la forme ondulée des lavettes augmente la surface de contact avec les gaz donc à la fois la réactivité des électrodes et le phénomène d'adsorption.



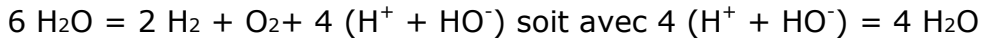
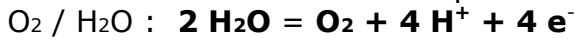
2°>



3°> Les électrons arrivent sur l'électrode 1, la cathode, où a lieu la réduction de l'eau avec formation d'ions HO⁻ selon la demi-équation électronique:



Les électrons quittent l'électrode 2, l'anode, où a lieu l'oxydation de l'eau avec formation d'ions H⁺ la demi-équation électronique :



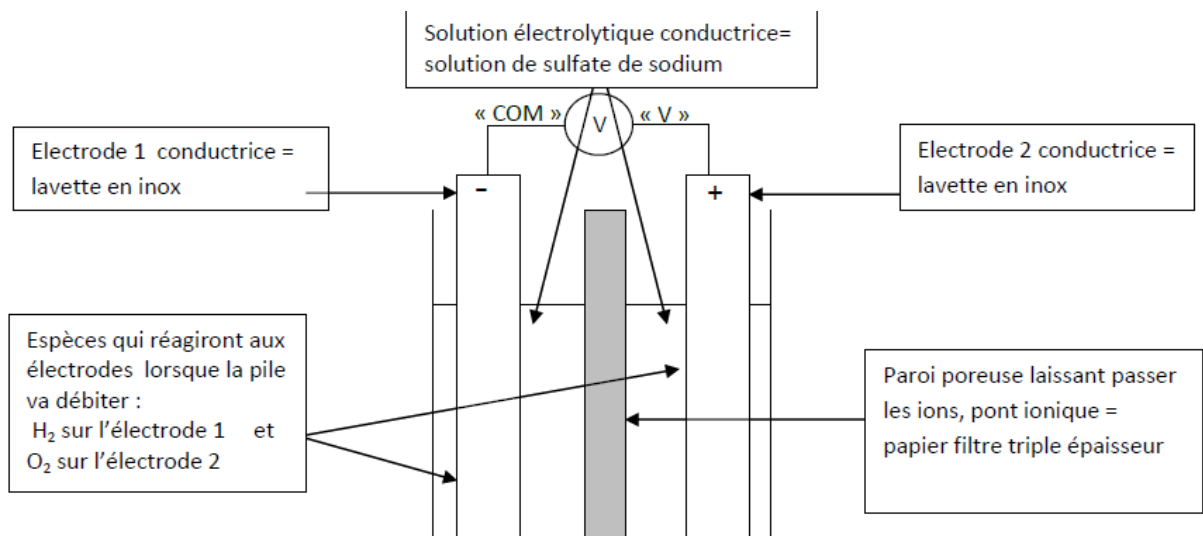
4°> Ces gaz sont encore présents au niveau des électrodes, car on peut voir des bulles fixées aux lavettes à cause du phénomène d'adsorption vu à la question 1.

2. Fonctionnement de la pile à hydrogène

a) La pile en circuit-ouvert

E = 1,19 : long à stabiliser

5°>



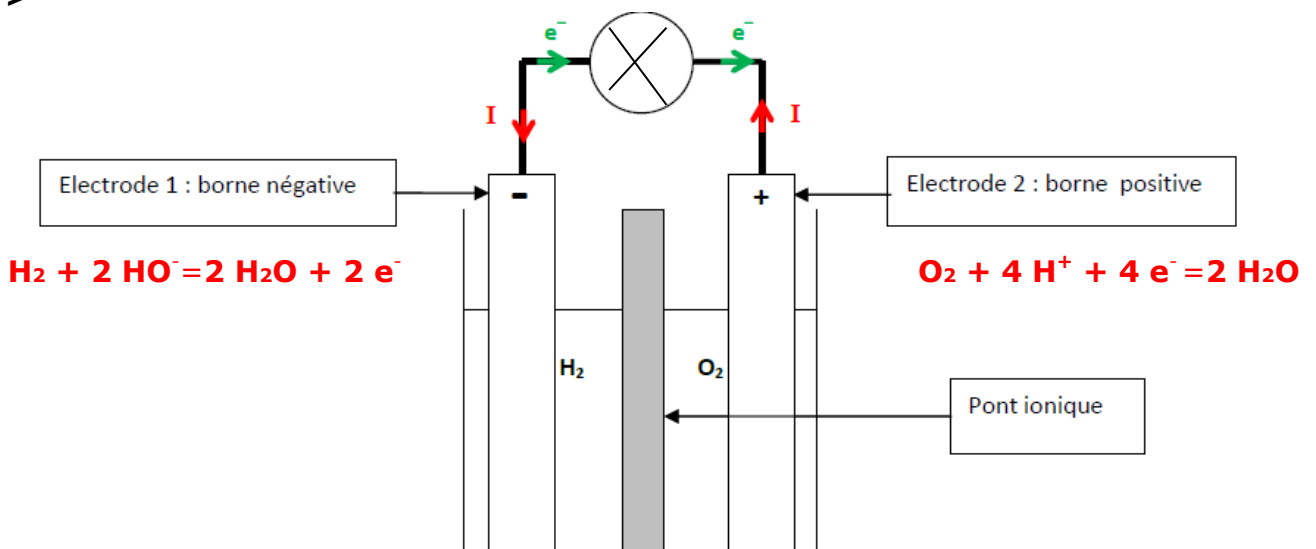
b) La pile en fonctionnement

U = 0,93 V (initiale) , U diminue jusqu'à être quasiment nulle à la fin

I' = 19 mA (valeur stable)

Δt' = 6 minutes

6°>



7°> Réaction modélisant le fonctionnement de la pile : $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ C'est la réaction inverse de celle qui modélisait le fonctionnement de l'électrolyseur. Les réactions d'oxydoréduction n'ont pas besoin d'un apport d'énergie extérieur pour se produire dans la pile donc les transformations réalisées par la pile ne sont pas forcées : elles sont dites **spontanées**.

8°> 1 : énergie chimique ; 2 : énergie électrique ; 3 : énergie thermique.

9°> a) $E_{\text{CH}} = E \cdot I' \cdot \Delta t' = 1,19 \times 0,019 \times 6,0 \times 60 = 8,1 \text{ J}$

b) $E_{\text{E}} = U \cdot I' \cdot \Delta t' = 0,93 \times 0,019 \times 6,0 \times 60 = 6,4 \text{ J}$

c) Il se produit également une transformation d'énergie chimique en énergie thermique lorsque la pile débite un courant électrique.

10°> Le rendement est égal à l'énergie disponible aux bornes de la pile par l'énergie chimique libérée par la pile : $\rho = \frac{U \cdot I' \cdot t'}{E \cdot I' \cdot t'} = \frac{0,93}{1,19} = 78\%$