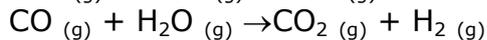
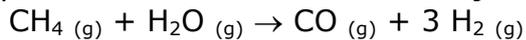


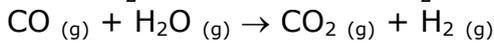
**I. Présentation**

1°> Équations des réactions mises en jeu lors de la conversion du méthane :



Le bilan de ces deux réactions s'écrit :  $\text{CH}_4 \text{ (g)} + 2 \text{H}_2\text{O (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + 4 \text{H}_2 \text{ (g)}$

2°>  $\text{C}_n\text{H}_m + \frac{n}{2}\text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow n \text{CO (g)} + \frac{m}{2}\text{H}_2\text{(g)}$



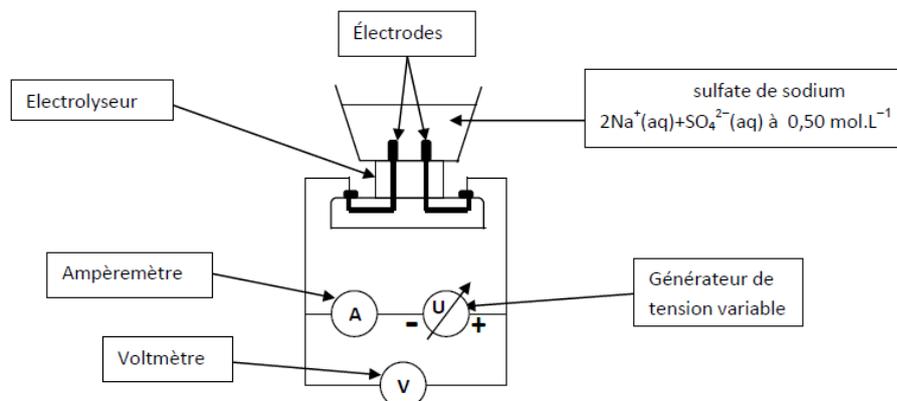
Le bilan de ces deux réactions s'écrit :  $\text{C}_n\text{H}_m + \frac{n}{2}\text{O}_2 \text{ (g)} + n \text{H}_2\text{O (g)} \rightarrow n \text{CO}_2 \text{ (g)} + (n+\frac{m}{2}) \text{H}_2 \text{ (g)}$

3°> Les principaux modes de production du dihydrogène dans le monde sont la conversion du méthane (gaz naturel), l'oxydation partielle des hydrocarbures ou du charbon et, pour une très faible part, l'électrolyse de l'eau.

4°> Du point de vue des produits formés, le procédé le plus écologique est l'électrolyse de l'eau puisque les autres procédés produisent du dioxyde de carbone avec le dihydrogène. La nature du procédé ne suffit pas pour répondre à la question. En effet, se pose la question du mode de production de l'énergie électrique consommée lors de l'électrolyse. Si les procédés de conversion du méthane et d'oxydation partielle des hydrocarbures et du charbon s'accompagnent de la séquestration du dioxyde de carbone produit, alors ces procédés deviennent intéressants, car ils sont moins coûteux. Pour être écologique, l'électrolyse doit utiliser une électricité peu coûteuse et n'ayant pas nécessité d'émissions de dioxyde de carbone. Se pose également le problème des déchets engendrés par la production nucléaire d'énergie.

**II. Caractéristique d'un électrolyseur**

5°>



Protocole :

- Préparer un électrolyseur avec une solution aqueuse de sulfate de sodium
- Brancher aux bornes de l'électrolyseur un générateur de tension variable
- Ajouter dans le circuit un ampèremètre et un voltmètre aux bornes de l'électrolyseur

- Régler le générateur de tension sur  $U = 0,0 \text{ V}$ . Augmenter alors doucement la tension  $U$  en la contrôlant sur le voltmètre et observer les électrodes dans l'électrolyseur.

U (V)	2,07	3,00	4,05	5,02	6,28	8,03	9,35	11,00	12,03
I(mA)	0,013	1,18	5,34	10,34	17,60	30,1	39,5	51,2	59,6

6°> a) voir courbe regressi

b) (1) L'équation de la caractéristique est: (1)  $U = E' + r.I$  car le graphe est une droite affine croissante.

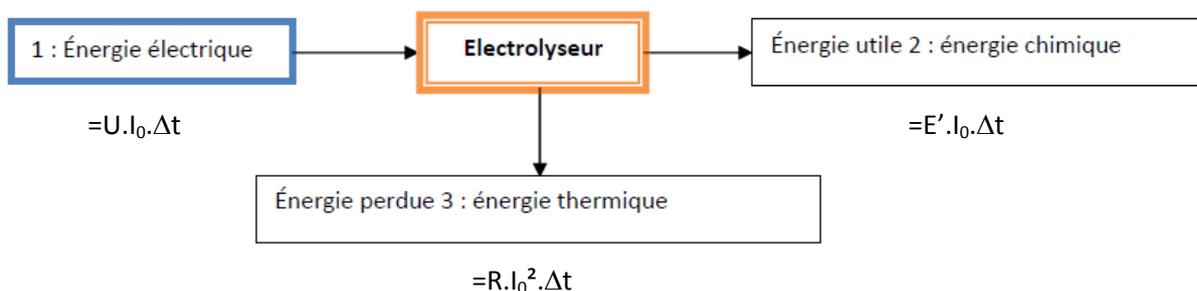
(2)  $U = r.I$  ne convient pas car le graphe n'est pas une droite passant par l'origine.

(3)  $U = E' - r.I$  ne convient pas car la droite est croissante et non pas décroissante.

c) L'électrolyseur est un récepteur électrique car il reçoit de l'énergie électrique de la part du générateur.

7°> Force contre électromotrice (f.c.e.m) :  $E' = 2,98 \text{ V}$  ; résistance interne  $r = 158 \Omega$ .

8°>



9°> Rendement énergétique  $\rho = \frac{\text{énergie chimique}}{\text{énergie électrique}} = \frac{P_{ch} \times \Delta t}{P_{elec} \times \Delta t} = \frac{E' \cdot I_0 \times \Delta t}{U \cdot I_0 \times \Delta t} = \frac{E'}{U} = \frac{2,98}{12,0} = 0,248$  soit 24,8 % ; le rendement énergétique de l'électrolyseur est assez faible.

### III. Fonctionnement de l'électrolyse de l'eau

10°>  $I_0 = 59,6 \text{ mA}$

11°> Tube reliée à la borne - : bleu  
tube relié à la borne + : jaune

La coloration bleue montre que la solution est devenue basique : il s'est formé des ions  $\text{HO}^-_{(aq)}$ .

La coloration jaune montre que la solution est devenue acide : il s'est formé des ions  $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ .

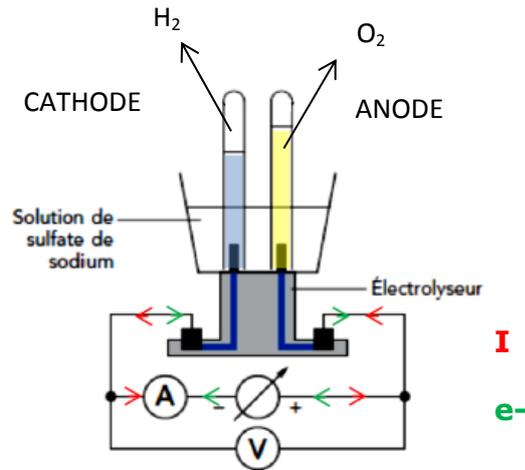
12°> On constate que le volume de gaz formé dans le tube relié à la borne - est 2 fois plus grand que celui dans le tube relié à la borne +.

$\Delta t \approx 5 \text{ min}$

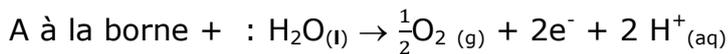
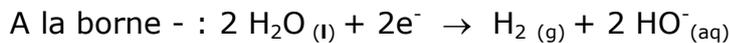
**13°>** Le gaz dans le tube relié à la borne - produit une petite détonation à l'approche d'une allumette : il s'agit donc de dihydrogène.

Le gaz dans le tube relié à la borne + ravive la pointe incandescente d'une buchette : il s'agit donc de dioxygène.

**14°> et 15°>**



**16°>**



**17°>** a)  $3 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{HO}^- (\text{aq})$

Sachant que :  $2\text{H}^+ + 2\text{HO}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$  il vient :  $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$

b) c'est l'eau

c) Lorsqu'une mole d'eau  $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$  réagit, il se forme 1 mol de  $\text{H}_2 (\text{g})$  et  $\frac{1}{2}$  mol de  $\text{O}_2 (\text{g})$ . La quantité  $n(\text{H}_2)$  de d'hydrogène formée est donc le double de la quantité  $n(\text{O}_2)$  de dioxygène formé soit:  $n(\text{H}_2) = 2 \cdot n(\text{O}_2)$ .

Or, les volumes des gaz obtenus sont proportionnels aux quantités des gaz formés donc  $V(\text{H}_2) = 2 \cdot V(\text{O}_2)$ . Oui on obtient bien 2 fois plus de  $\text{H}_2$  que de  $\text{O}_2$  selon l'équation.

**18°>** On a utilisé une solution aqueuse de sulfate de sodium car elle contient des ions sodium  $\text{Na}^+ (\text{aq})$  et sulfate  $\text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$  qui assurent la conduction du courant électrique dans la solution de l'électrolyseur. L'eau pure n'est pas conductrice contrairement à la solution aqueuse de sulfate de sodium.

**19°>**  $V_m = \frac{V_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2}}$  soit  $V_{\text{H}_2} = V_m \times n_{\text{H}_2}$



Pour 2 mol d'électrons consommées, 1 mol de  $\text{H}_2$  est formée

Pour  $2n_{\text{H}_2}$  mol d'électrons consommées,  $n_{\text{H}_2}$  mol de  $\text{H}_2$  formée

Donc  $n_{\text{e}^-} = 2n_{\text{H}_2}$

$Q = I_0 \times \Delta t = n_{\text{e}^-} \times F = 2n_{\text{H}_2} \times F$

$n_{\text{H}_2} = \frac{I_0 \times \Delta t}{2F}$

Donc  $V_{\text{H}_2} = V_m \times \frac{I_0 \times \Delta t}{2F} = 24,0 \times \frac{59,6 \cdot 10^{-3} \times 5,00 \times 60}{2 \times 96500} = 2,2 \text{ mL}$

$V_{\text{O}_2} = 0,5 V_{\text{H}_2} = 1,1 \text{ mL}$