Exercice n°1 : La pile à combustible au méthanol

1°> 1 : énergie reçue

2°> E_1 : énergie chimique E_2 : énergie électrique E_3 : énergie thermique

$E_1 = E_2 + E_3$

$\eta = \frac{E_2}{E_1}$

3°> $E_2 = U \times I \times \Delta t = 4{,}08 \times 0{,}050 \times 2{,}0 \times 60 \times 60 = 1{,}5.10^3$ J = 1,5 kJ

4°> $\eta = \frac{E_2}{E_1}$ soit $E_1 = \frac{E_2}{\eta} = \frac{1{,}5.10^3}{0{,}52} = 2{,}9.10^3$ J = 2,9 kJ

$E_1 = E_2 + E_3$ soit $E_3 = E_1 - E_2 = 2{,}9.10^3 - 1{,}5.10^3 = 1{,}4.10^3$ J = 1,4 kJ

5°> $CH_3OH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = CO_{2(g)} + 6H^+_{(aq)} + 6e^-$

La réaction libère des électrons, il s'agit d'une **oxydation**.

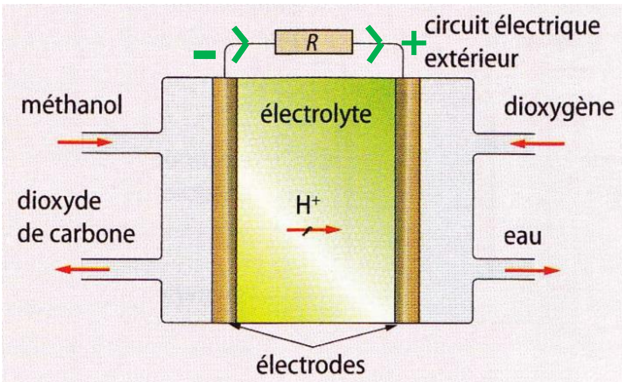
$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- = 2H_2O_{(l)}$

La réaction consomme des électrons, c'est une **réduction**.

6°> a) b)

Au pôle négatif : il y a libération d'électrons, c'est l'oxydation.

Au pôle positif : il y a consommation des électrons, c'est la réduction.



7°> a) $Q = I \times \Delta t = F \times n(e^-)$ soit $n(e^-) = \frac{I \times \Delta t}{F} = \frac{0{,}050 \times 2{,}0 \times 3600}{9{,}65.10^4} = 3{,}7.10^{-3}$ mol

b) 1ère méthode :

	$CH_3OH_{(aq)}$ +	$H_2O_{(l)}$ =	$CO_{2(g)}$ +	$6H^+_{(aq)}$ +	$6e^-$
Etat initial	n_C	excés	0	excés	0
Etat maximal	$n_C - x_{max}$	excés	x_{max}	excés	$6x_{max}$

$n_C - x_{max} = 0$ soit $x_{max} = n_C$ donc $\mathbf{n(e^-) = 6n_C}$

$2^{ème}$ méthode :

$CH_3OH_{(aq)}$ + $H_2O_{(l)}$ = $CO_{2(g)}$ + $6H^+_{(aq)}$ + $6e^-$

Pour 1 mole de méthanol consommé, on a 6 mole d'électrons libérées.

Pour n_C de méthanol consommé, on a $\mathbf{6n_C}$ d'électrons libérées.

Donc $\mathbf{n(e^-) = 6n_C}$

Ainsi $n(e^-) = 6\,\frac{m_C}{M}$ soit $m_C = \frac{M \times n(e-)}{6} = \frac{32 \times 3{,}7.10^{-3}}{6} = 2{,}0.10^{-2}$ g

c) $\rho = \frac{m_C}{V}$ soit $V = \frac{m_C}{\rho} = \frac{2{,}0.10^{-2}}{0{,}79} = 2{,}5.10^{-2}$ mL

8°> Cette pile produit du CO_2, un gaz à effet de serre.

<u>Exercice n°2</u>: <u>La pile GENEPAC</u> (<u>GÉNérateur Électrique à Pile À Combustible)</u>

1°> Réactions dans la cellule :

$H_{2(g)} = 2H^+_{(aq)} + 2e^-$

La réaction libère des électrons, il s'agit d'une **oxydation**.

$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- = 2H_2O_{(l)}$

La réaction consomme des électrons, c'est une **réduction**.

$H_{2(g)} = 2H^+_{(aq)} + 2e^-$ (x2)

$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- = 2H_2O_{(l)}$

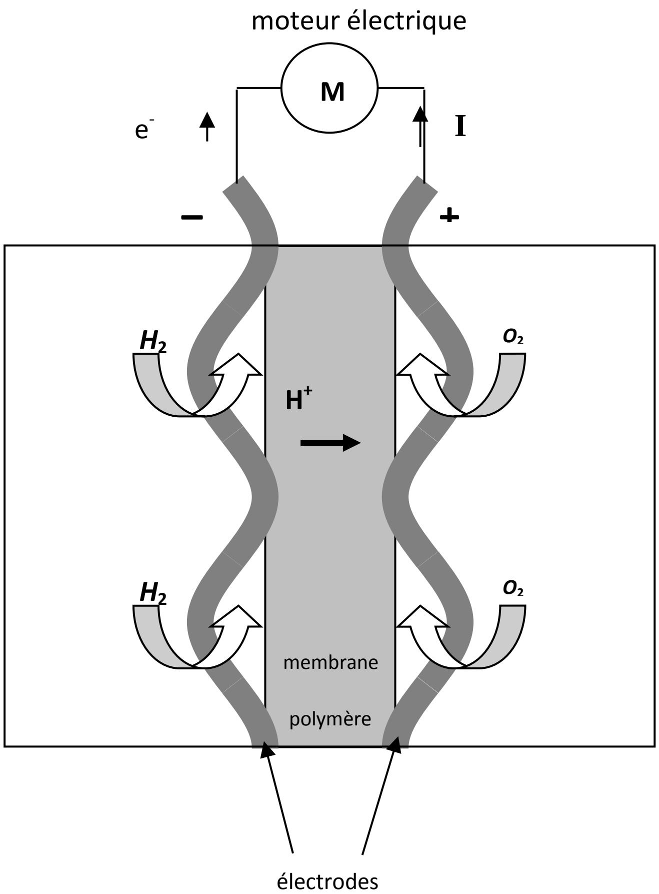
$\mathbf{2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} = 2H_2O_{(l)}}$

Au niveau de l'électrode où arrive H_2, il y a libération d'électrons.
Cette électrode constitue la borne – de la pile.

À l'extérieur de la pile, les porteurs de charge sont les électrons et à l'intérieur ce sont les ions H^+

Au niveau de l'électrode où arrive O_2, il y a consommation d'électrons.
Cette électrode constitue la borne + de la pile.

Les protons H^+ sont libérés à l'électrode –, et sont consommés à l'électrode +.



2°> Projet Zéro CO_2 : L'industrie automobile a développé la pile GÉNÉPAC pour ce projet : c'est une pile à combustible qui ne rejette de l'eau et non des gaz à effet de serre comme le dioxyde de carbone.

Problème à résoudre :

A partir de la masse de dihydrogène stockée on calcule la quantité de matière de H_2 :

$\mathbf{n_{pile}(H_2)} = \dfrac{m_{pile}(H_2)}{M(H_2)}$ **soit** $\mathbf{n_{pile}(H_2)} = \dfrac{3{,}0\times10^3}{2\times1{,}0} = \mathbf{1{,}5\times10^3\ mol}$

Comme il y a 170 cellules élémentaires, on a alors nc $(H_2) = \dfrac{n_{pile}(H_2)}{170}$

Soit nc $(H_2) = \dfrac{1{,}5.10^3}{170}$ = **8,8 mol** quantité pour une cellule.

D'après l'équation : $\mathbf{H_{2(g)} = 2H^+_{(aq)} + 2e^-}$
Pour une mole de dihydrogène consommée, deux moles d'électrons sont libérées.
Pour $n_C(H_2)$ de dihydrogène consommée, $\mathbf{2\ n_C(H_2)}$ d'électrons sont libérées.
D'où $\mathbf{n(e^-) = 2\ nc(H_2)}$

La quantité d'électricité débitée est Q = I x Δt = n(e-) x F
L'expression devient : I x Δt = 2.$n_C(H_2)$ x F
On en déduit alors la durée de fonctionnement de la pile : $\Delta t = \dfrac{2\,.n_C(H_2)\ x\ F}{I}$

$\Delta t = \dfrac{2\ x\ 8{,}8\ x\ 9{,}65.10^4}{120} = 1{,}4.10^4\ s = 3{,}9h$

La durée de fonctionnement de la pile est de 3,9 heures au maximum. Cette durée est insuffisante pour faire le tour de la méditerranée à bord de ce voilier. C'est pour cela qu'elle est utilisée uniquement pour le moteur auxiliaire. On a besoin d'un autre carburant pour le moteur principal de ce voilier.
Le stockage du dihydrogène est donc un handicap pour l'utilisation de cette pile.