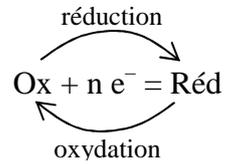
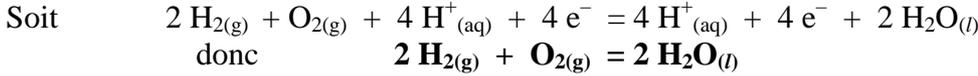
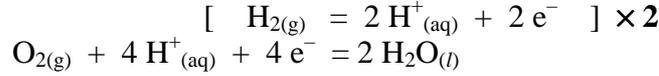


Corrigé EXERCICE III : Pile à combustible



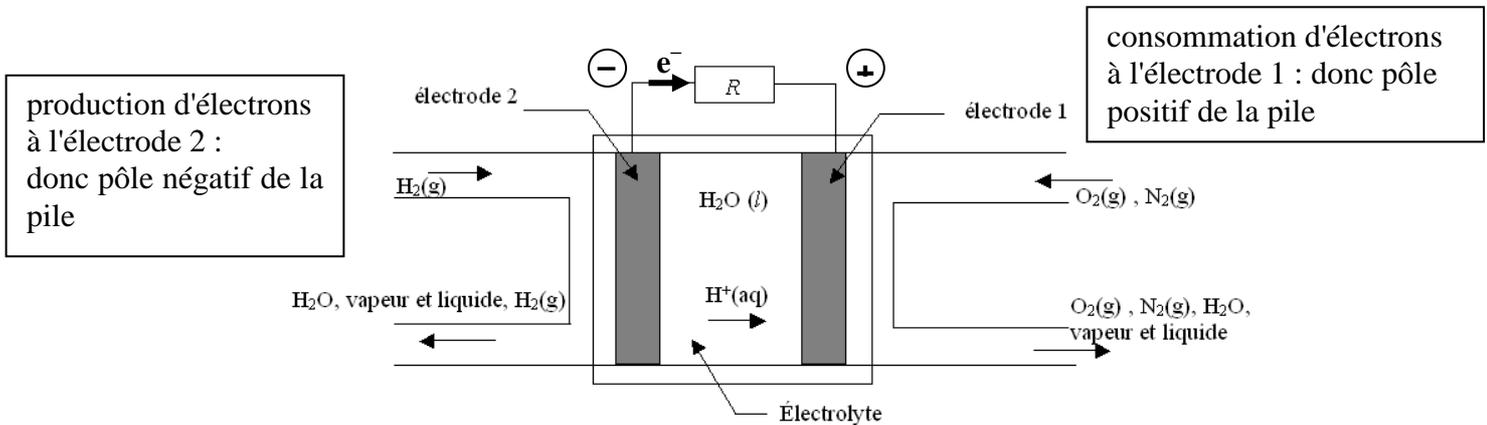
1.1. Le **dihydrogène** perd des électrons : c'est donc le **réducteur**, il subit une **oxydation**
 le **dioxygène** gagne des électrons : c'est donc l'**oxydant**, il subit une **réduction**

Il y a autant d'électrons consommés à une électrode que d'électrons produits à l'autre électrode... Il faut donc multiplier la première demi-équation par 2 avant d'effectuer l'addition des 2 demi-équations :



1.2. La réaction libère de l'eau, qui **n'est pas toxique**, contrairement aux gaz d'échappement usuels.
 Par contre la vapeur d'eau est un gaz qui contribue à l'effet de serre, et le dihydrogène peut exploser au contact du dioxygène de l'air en cas de fuite.

1.3. A la **cathode**, il se produit une **réduction** : c'est donc l'électrode où arrive l'oxydant (le dioxygène), soit l'**électrode 1**.



1.4. Les électrons sont libérés par le dihydrogène et récupérés par le dioxygène, conformément aux demi-équations ci-dessus. Ils circulent donc de l'électrode 2 (pôle -) vers l'électrode 1 (pôle+).

1.5 Un catalyseur est une espèce chimique qui augmente la vitesse de réaction, sans apparaître dans l'équation bilan. Il ne modifie pas l'avancement final de la transformation chimique, mais il permet de l'atteindre plus rapidement.

1.6. Quantité d'électricité produite $Q = I \cdot \Delta t = n_e \cdot N_A \cdot e$ avec n_e quantité de matière d'électrons ayant circulé.

Soit $n_e = \frac{I \cdot \Delta t}{N_A \cdot e}$

A l'anode: $\text{H}_2(\text{g}) = 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 e^-$ donc n_{H_2} consommée = $\frac{n_e}{2}$ produite

n_{H_2} consommée = $\frac{I \cdot \Delta t}{2 \cdot N_A \cdot e} = \frac{300 \times 192 \times 3600}{2 \times 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,6 \cdot 10^{-19}} = 1,1 \times 10^3 \text{ mol}$

A la cathode: $\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 e^- = 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ donc n_{O_2} consommée = $\frac{n_e}{4}$ consommée

n_{O_2} consommée = $\frac{I \cdot \Delta t}{4 \cdot N_A \cdot e} = \frac{300 \times 192 \times 3600}{4 \times 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,6 \cdot 10^{-19}} = 5,4 \times 10^2 \text{ mol}$

2.1.1. Réaction de dissolution du sulfate de sodium dans l'eau: $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) = 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

2.1.2. Équation de la réaction	$\text{Na}_2\text{SO}_{4(s)} = 2 \text{Na}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière (en mol)		
État initial	0	$c \times V$	0	0
État au cours de la transformation	x	$c \times V - x$	$2x$	x
État final	x_f	$c \times V - x_f$	$2x_f$	x_f

2.1.3. $n(\text{Na}^+_{(aq)}) = 2x_f$ Soit $x_f = \frac{n(\text{Na}^+)}{2} = \frac{1,0}{2} = \mathbf{0,50 \text{ mol}}$

Or $x_{\max} = n_{\text{Na}_2\text{SO}_4}$ (apporté) = $c \cdot V = 1,0 \times 0,500 = \mathbf{0,50 \text{ mol}}$

Donc $x_f = x_{\max}$ La réaction de dissolution est totale (on pouvait s'y attendre, sauf si elle avait été saturée. Dans ce cas des cristaux non dissous seraient visibles au fond de la fiôle jaugée).

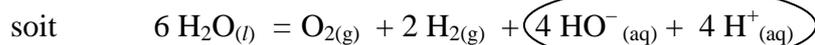
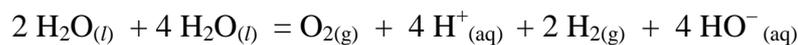
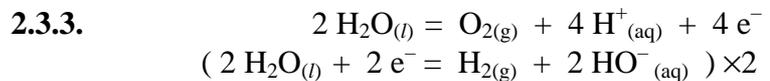
2.2. $Q_{r,f} = [\text{Na}^+_{(aq)}]_f^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}]_f = \left(\frac{2 \cdot x_f}{V}\right)^2 \cdot \frac{x_f}{V} = 4 \frac{x_f^3}{V^3} = 4 \times \frac{0,50^3}{0,500^3} = \mathbf{4,0}$

2.3.1. A l'anode il se produit une oxydation, soit : $2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{O}_{2(g)} + 4 \text{H}^+_{(aq)} + 4 \text{e}^-$

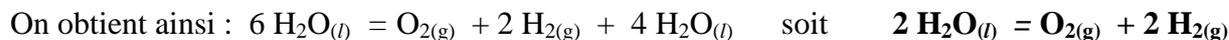
A la cathode il se produit une réduction, soit : $2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 \text{e}^- = \text{H}_{2(g)} + 2 \text{HO}^-_{(aq)}$

2.3.2. À la cathode il se forme des ions hydroxyde, le milieu devient **basique**, le bleu de bromothymol colore en **bleu** la solution.

A l'anode, il se forme des ions oxonium, le milieu devient **acide** et la solution se colore en **jaune**.



Les ions $\text{HO}^-_{(aq)}$ et $\text{H}^+_{(aq)}$ réagissent entre eux selon une réaction quasi-totale ($K=1,0 \cdot 10^{14}$), inverse de l'auto-protolyse de l'eau $\text{HO}^-_{(aq)} + \text{H}^+_{(aq)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$.



2.3.4. D'après les demi-équations chimiques, l'oxydation produit 4 protons $\text{H}^+_{(aq)}$ lorsque la réduction produit 4 anions hydroxyde $\text{HO}^-_{(aq)}$. Ces ions réagissent pour former de l'eau et le milieu devrait être neutre, la solution prendra une **teinte verte** (teinte sensible du BBT).