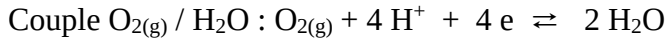
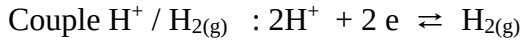
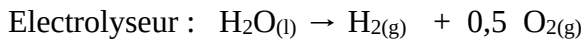
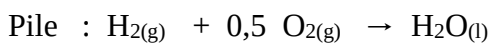


Exercice 1 (e3A , PC , 2020) / Le dihydrogène , un vecteur d'énergie verte

1. En supposant que le milieu électrolytique est acide , les demi -réactions s'écrivent

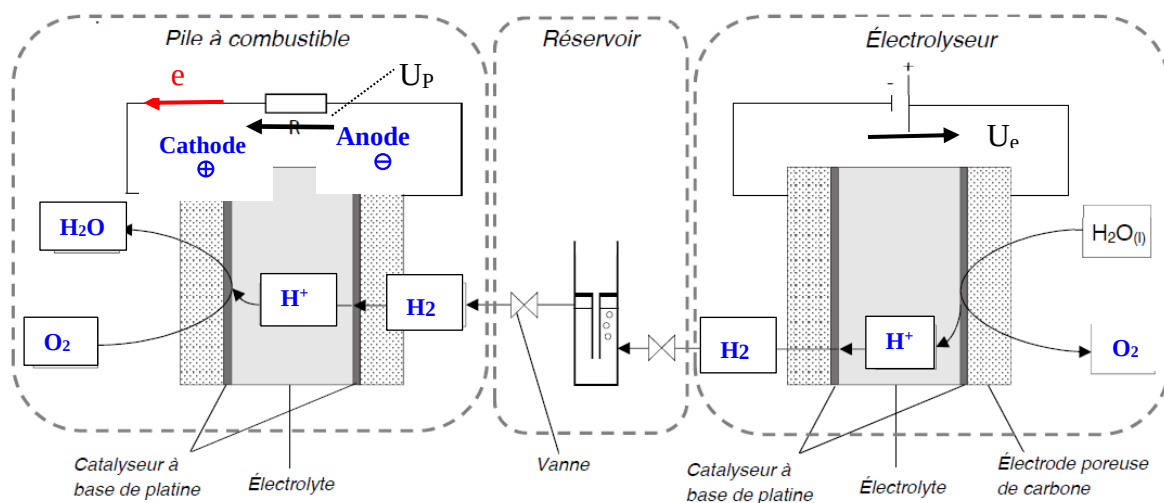


2. La réaction de fonctionnement d'une pile doit être thermodynamiquement favorisée , ce qui permet de déterminer dans quel sens les réactions électrochimiques se produisent . Pour l'électrolyseur la réaction est l'inverse de celle de la pile



Pour la pile , le H_2 est oxydé : c'est le combustible et $O_{2(g)}$ est le comburant

3. Annotations du schéma



4. La partie anodique ($j > 0$) correspond à l'oxydation de l'eau $H_2O \rightarrow O_2$

La partie cathodique ($j < 0$) correspond à la réduction de l'eau $H^+ \rightarrow H_2$

Un palier est observé si les phénomènes de transport et plus particulièrement la diffusion constituent le phénomène limitant .

La diffusion est régie par la loi de Fick : pour que la diffusion se produise sans difficulté il faut qu'il existe un gradient de concentrations pour l'espèce électroactive . Pour les espèces en **large quantité ou pour le solvant** , ce gradient est bien réel , par conséquent la diffusion ne peut pas être limitante .

5. Pour l'électrolyseur, la réaction de fonctionnement écrite ci-dessus est la réaction redox au cours de laquelle l'eau est simultanément oxydée et réduite (dismutation de l'eau). A 25°C, sa constante d'équilibre vérifie la relation :

$$0,06 \log K^\circ = 2 (E^\circ_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} - E^\circ_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}) \quad \text{soit} \quad K^\circ = 10^{-41}$$

C'est une réaction qui n'est pas thermodynamiquement favorisée, c'est pourquoi il est nécessaire de la **provoquer** en imposant une tension entre les deux électrodes.

6. Soit E_a (resp. E_c) le potentiel à partir duquel la densité de courant devient non nulle pour la branche anodique (resp. cathodique).

La tension minimale à imposer s'exprime alors selon $U_e = E_a - E_c$.

On lit sur le graphe fourni $E_a = 1,9 \text{ V}$ et $E_c = 0,0 \text{ V}$

$$U_e = 1,9 \text{ V}$$

7. Dans les conditions retenues, le potentiel d'équilibre du couple H^+ / H_2 s'exprime selon

$$E_{\text{eq}}(\text{H}^+ / \text{H}_2) = -0,06 \text{ pH Volt}$$

Pour la solution d'acide chlorhydrique, $\text{pH} = -\log C / C^\circ = 0$, soit $E_{\text{eq}}(\text{H}^+ / \text{H}_2) = 0,0 \text{ V}$

De même pour le couple $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$: $E_{\text{eq}}(\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}) = 1,23 - 0,06 \text{ pH Volt}$

$$\text{A } \text{pH} = 0 \quad E_{\text{eq}}(\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$$

8. pour chacune des courbes, on détermine sur le graphe la valeur de E_c et E_a

Electrode	Pt	Cu	C
E_c	0	-0,38 V	-0,42 V
η_{seuil}	0	-0,38 V	-0,42 V

On privilégie la cathode correspondant à la valeur la plus faible (en valeur absolue) du surpotentiel : il s'agit du **Pt**

De même :

Electrode	Pt	Ti iridé
E_c	1,8 V	1,5
η_{seuil}	0,57 V	0,27 V

On privilégie l'anode correspondant à la valeur la plus faible du surpotentiel : il s'agit du **Ti iridé**

9. Le modèle Thevenin montre que la courant I est une fonction affine de la tension U_p :

$$I = \frac{U_i - U_p}{r}$$

Ceci est vérifié dans la **zone B**.

La valeur de la résistance se déduit du coefficient directeur de la droite : $r = \frac{1}{\text{Coef directeur}}$

$$\text{Pt}, 0,4 \text{ mgcm}^{-2} \quad r = (760 - 500) \cdot 10^{-3} / (2,5 - 0,5) = 0,13 \, \Omega$$

$$\text{Pt}, 0,7 \text{ mgcm}^{-2} \quad r = (760 - 600) \cdot 10^{-3} / (2,75 - 0,9) = 0,09 \, \Omega$$

On privilégie le dispositif ayant la plus faible résistance interne.