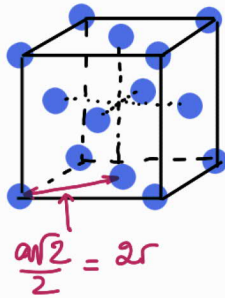


Alliage Aluminium cuivre en aéronautique

Q30-



$$\Rightarrow a = 2\sqrt{2} \times r$$

population : $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$.

$$\Rightarrow \rho = \frac{4 \times M_{Al} / N_A}{a^3}$$

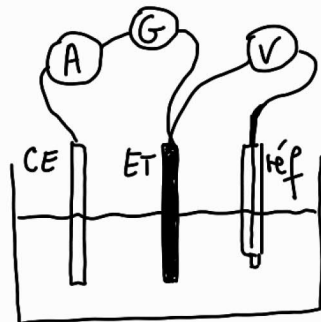
$$\Rightarrow \rho = \frac{4 \times M_{Al} / N_A}{(2\sqrt{2} \cdot r)^3}$$

$$\Rightarrow \rho = \frac{4 \times 27 / 6,02 \cdot 10^{23}}{(2\sqrt{2} \cdot 143 \cdot 10^{-10})^3}$$

$$\Rightarrow \rho = 2,7 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \Rightarrow d = 2,7$$

Donc l'aluminium est presque 3 x moins dense que l'acier - Utiliser de l'aluminium représente donc un gain de poids très important $\Rightarrow$ moindre consommation de carburant en vol.

Q31-



CE : contre électrode : assure le premier redox opposé à celui étudié.

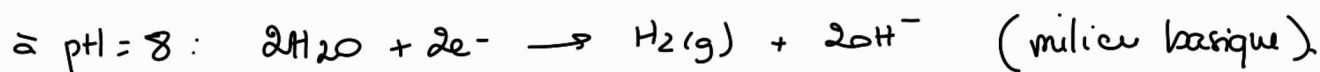
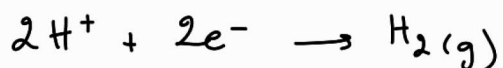
ET : électrode où se produit le phénomène redox étudié.

Le générateur impose une électrolyse entre la CE et l'ET. Le courant traversant est mesuré par l'A.

Un générateur impose une ddp variable.

L'électrode de référence est nécessaire pour mesurer le potentiel de l'électrode de travail.

Q32-



Q33

$$E_{\text{N}(\text{H}^+/\text{H}_2)} = 0,00 - 0,06 \times 8 = -0,48 \text{ V}$$

$$\text{Or } E_{\text{S}}^{\text{H}}(\text{Cu}) = -0,94 \text{ V} \Rightarrow -0,94 = -0,48 - \eta_{(\text{Cu})}^{\text{H cath}}$$

$$\Rightarrow \eta_{(\text{Cu})}^{\text{H cath}} = 0,46 \text{ V}$$

$$E_{\text{S}}^{\text{H}}(\text{Al}) = -1,84 \text{ V} \Rightarrow -1,84 = -0,48 - \eta_{(\text{Al})}^{\text{H cath}}$$

$$\Rightarrow \eta_{(\text{Al})}^{\text{H cath}} = 1,36 \text{ V}$$

Q34-

$$E_{\text{S}}^{\text{Al}} = E_{\text{N}}^{\text{Al}} + \underbrace{\eta_{\text{Al}}^{\text{Al an.}}}_{=0} = E_{\text{N}}^{\text{Al}} = E^{\circ \text{Al}} + \frac{0,06}{3} \log [\text{Al}^{3+}].$$

cou couple rapide

$$\Rightarrow E_{\text{S}}^{\text{Al}} = -1,66 + 0,02 \log 10^{-6}$$

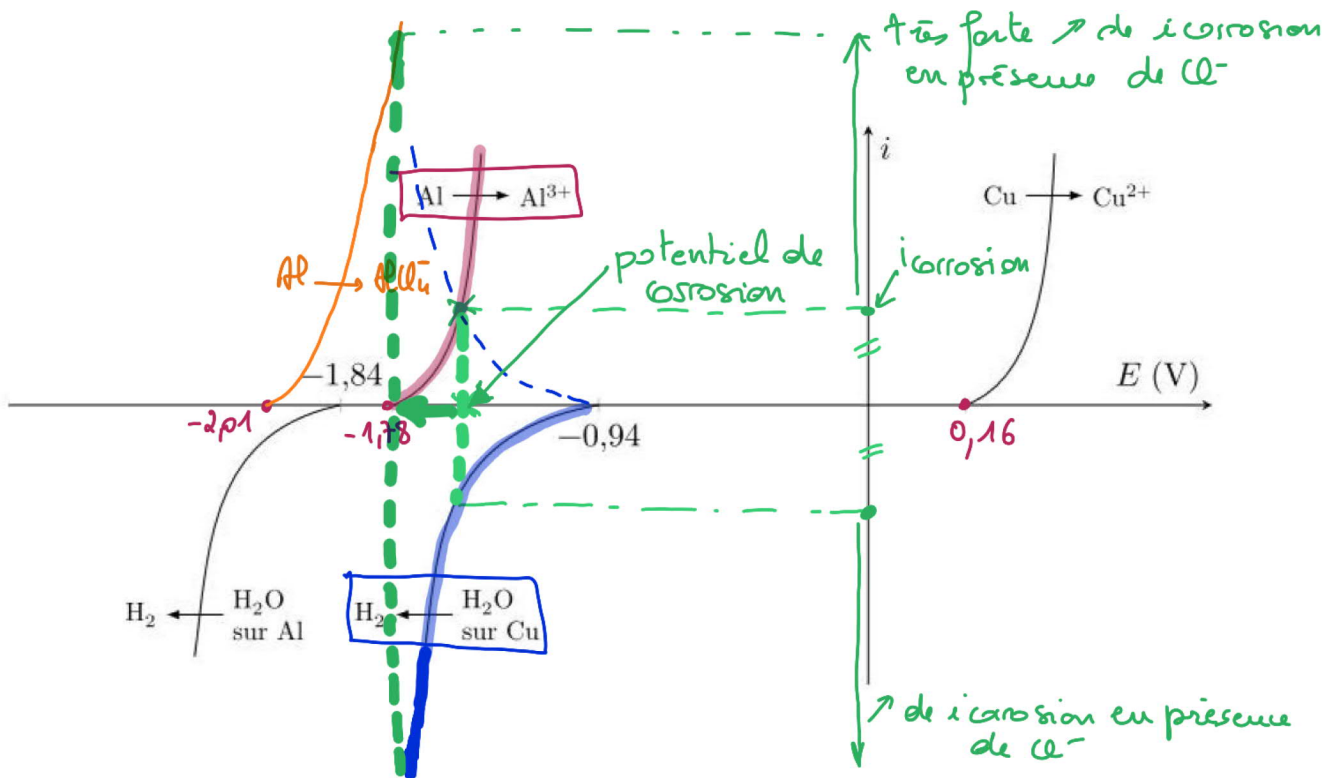
$$\Rightarrow E_{\text{S}}^{\text{Al}} = -1,78 \text{ V}$$

$$E_{\text{S}}^{\text{Cu}} = E_{\text{N}}^{\text{Cu}} + \underbrace{\eta_{\text{Cu}}^{\text{Cu an.}}}_{=0} = E_{\text{N}}^{\text{Cu}} = E^{\circ \text{Cu}} + \frac{0,06}{2} \cdot \log [\text{Cu}^{2+}]$$

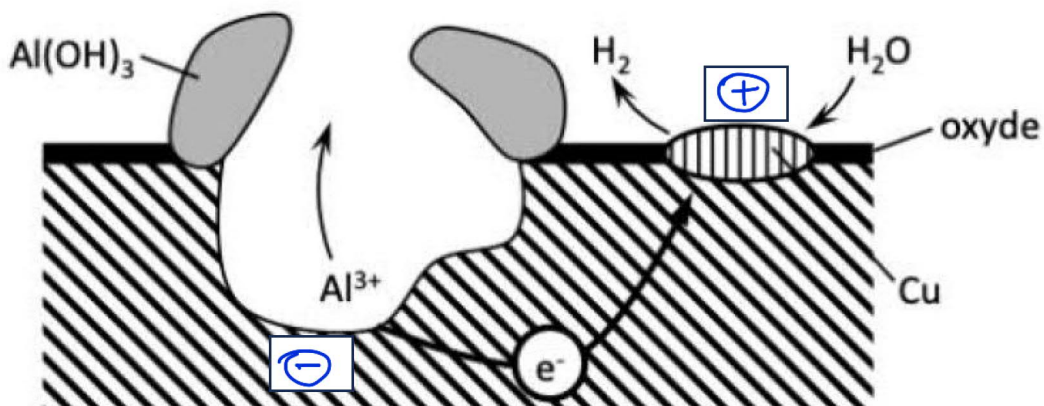
cou couple rapide

$$\Rightarrow E_{\text{S}}^{\text{Cu}} = 0,34 + 0,03 \log 10^{-6}$$

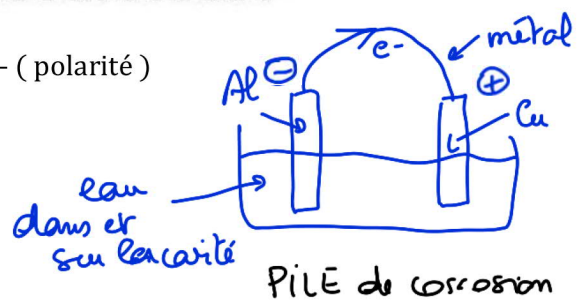
$$\Rightarrow E_{\text{S}}^{\text{Cu}} = +0,16 \text{ V}$$



H_2 se dégage sur le Cuivre selon : $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-$ (réduction)
 Al se corrode selon : $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ (oxydation).

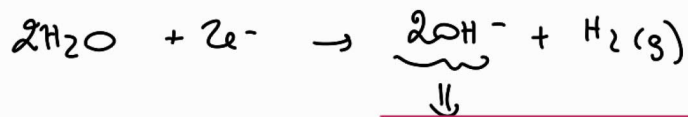


☐ A compléter par + ou - (polarité)



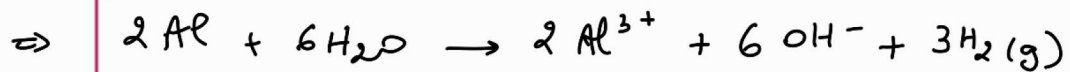
Q36-

Comme la réaction au cathode Cuivre est :



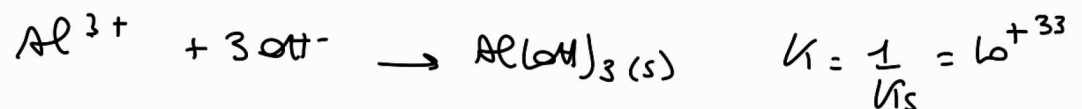
le pH augmente puisque OH^- est produit.

Q37-

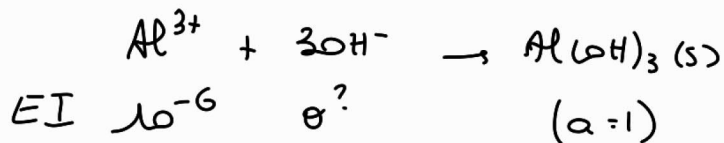
D'après les 2 $1/2$ équations écrites Q35 (doc réponse):

Q38-

Par diffusion, Al^{3+} montent vers le bord extérieur de la cavité, et les ions OH^- diffusent en surface vers la cavité $\Rightarrow$



Q39-



On cherche $\sigma^?$ pour que la réaction se produise i.e. $\Delta rG_{EI} < 0$

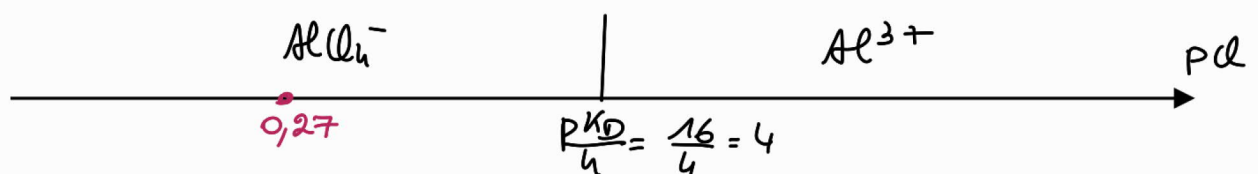
$$\text{Or } \Delta rG_{EI} = RT \ln \frac{Q_{EI}}{K} \Rightarrow Q_{EI} < K$$

$$\Leftrightarrow \frac{1}{10^{-6} \cdot \sigma^3} < 10^{+33} \Leftrightarrow \sigma^3 > \frac{1}{10^{-6} \cdot 10^{33}} = 10^{-27} \Rightarrow \sigma > 10^{-9}$$

$$\Rightarrow \text{pH} > 5$$

Or $\text{pH}_{EI} = 8$ et $\text{pH} \nearrow \Rightarrow$ en réalité, $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ précipite dès sa production, même dans la cavité.

Q40-

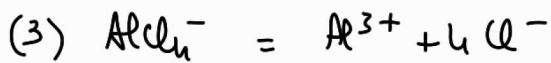
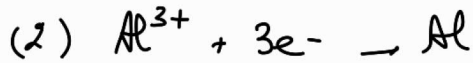


$$\text{pH} = -\log(0,54) = 0,27 \text{ dans l'eau de mer } \Rightarrow \text{ dans le domaine de } \text{Al(OH)}^-$$

Q41-

Couple actif : $\text{AlCl}_4^- / \text{Al}$: $\text{AlCl}_4^- + 3e^- \rightarrow 4\text{Cl}^- + \text{Al}$ (1)

ou



$$\Rightarrow (1) = (2) + (3)$$

$$\Rightarrow 10^{\frac{3 \times E^\circ?}{0,06}} = 10^{\frac{3 E^\circ_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}}{0,06}} \times 10^{\frac{K_D}{-16}}$$

$$\Rightarrow \frac{3 \times E^\circ?}{0,06} = \frac{3 E^\circ_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}}{0,06} - 16$$

$$\Rightarrow E^\circ? = E^\circ_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} - \frac{0,06}{3} \times 16$$

$$\Rightarrow E^\circ? = -1,98 \text{ V}$$

$$\Rightarrow E_S^{\text{Al/Cl}^-} = E_N^{\text{Al/Cl}^-} = E^\circ? + \frac{0,06}{3} \log \frac{[\text{AlCl}_4^-]}{[\text{Cl}^-]^4}$$

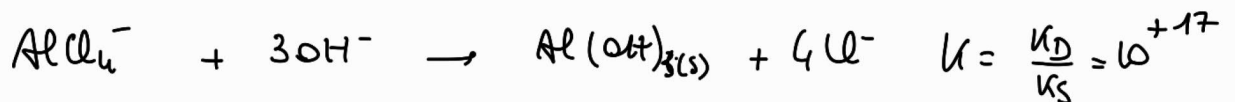
(couple rapide)

$$\Rightarrow E_S^{\text{Al/Cl}^-} = -1,98 + 0,02 \log \frac{10^{-6}}{(0,54)^4}$$

$$\Rightarrow E_S^{\text{Al/Cl}^-} = -2,01 \text{ V}$$

← sur la figure du doc. réponse montre que le potentiel de corrosion diminue, entraînant une très forte augmentation du courant de corrosion

Q42-



$$\text{Même raisonnement qu'en Q39} \Rightarrow \frac{[\text{Cl}^-]^4}{[\text{AlCl}_4^-] \cdot \theta^3} < 10^{+17}$$

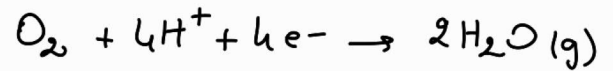
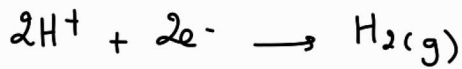
$$\Rightarrow \theta^3 > \frac{(0,54)^4}{10^{-6} \times 10^{+17}} \Rightarrow \theta^3 > 8,5 \cdot 10^{-13} \Rightarrow \theta > 10^{-4}$$

$$\Leftrightarrow \text{pH} > 10$$

$\Rightarrow \text{AlCl}_4^-$ doit diffuser à l'extérieur de la cavité, pour rencontrer assez d' OH^- produits à la cathode - le bouchage de la cavité est moins probable.

Le dihydrogène, un vecteur d'énergie verte (?)

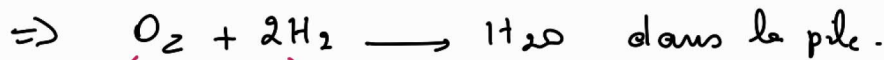
Q43-



Q44-

Document 1
PILE

- H_2 uniformément réparti à l'anode $\Rightarrow$ est oxydé
- O_2 de l'air arrive à la cathode et est réduit

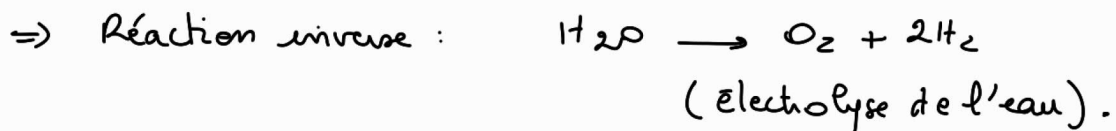


comburant

combustible

Document 1
Électrolyseur

- l'électrolyseur est alimenté en H_2O
- "flux de H_2 envoyé vers la pile" $\Rightarrow$ H_2 est produit

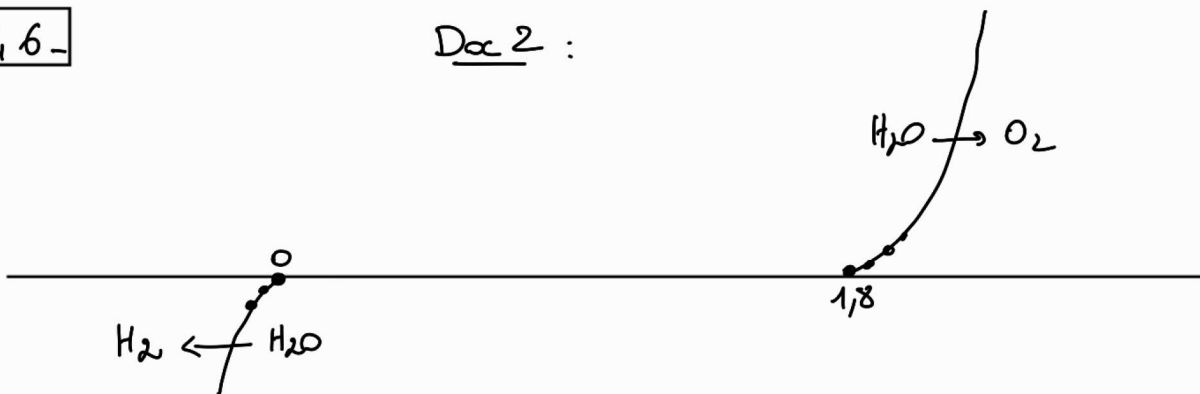


Q45-

Voir doc réponse page suivante.

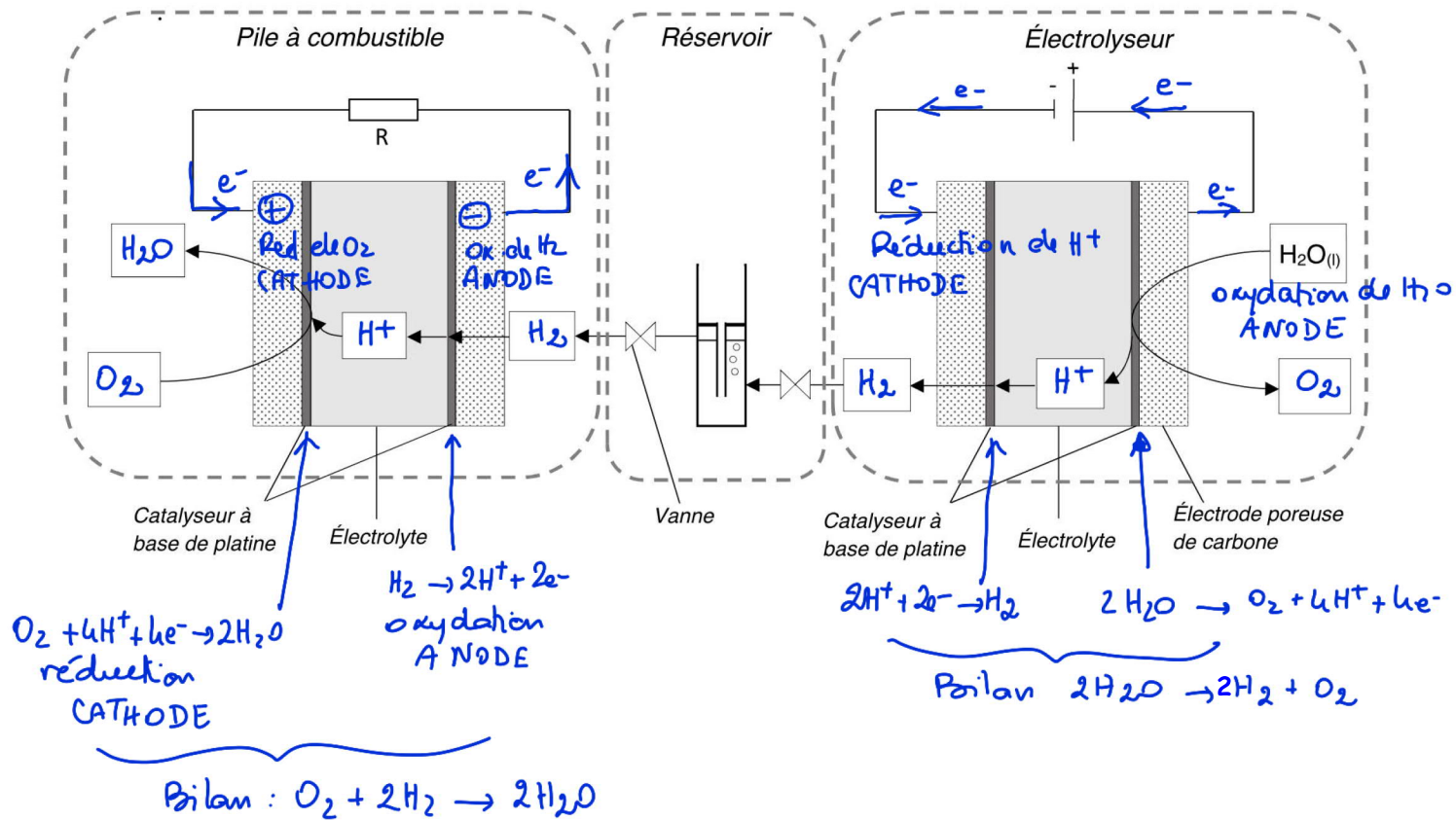
Q46-

Doc 2 :



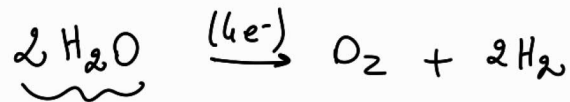
Allure: MUR du solvant car H_2O est le solvant, "inépuisable" au contact des électrodes. On n'observe de palier de diffusion que pour les solutés électroactifs.

DOCUMENT REPONSE QUESTION 45



Q47-

La réaction de fonctionnement de l'électrolyseur est:



H_2O est réducteur dans le couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$
 H_2O est oxydant dans le couple $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$

$$\text{or } K = 10^{\frac{n}{0,06} (E^\circ_{\text{ox}} - E^\circ_{\text{red}})} = 10^{\frac{4}{0,06} (E^\circ_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} - E^\circ_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}})}$$

$$\Rightarrow K_e = 10^{\frac{4}{0,06} (0,00 - 1,23)} \Rightarrow K_e = 10^{-82}$$

Cette réaction n'est PAS spontanée $\Rightarrow$ l'électrolyseur force cette réaction par apport d'énergie, via U_e imposé par le générateur.

Q48-

On lit le ddp minimal nécessaire : $U_e \approx 1,9 - 0 \text{ V}$

$$\Rightarrow U_e \approx 1,9 \text{ V}$$

Q49-

On utilise le matériau d'anode tel que E_{seuil} soit minimal, et le matériau de cathode tel que E_{seuil} soit maximal.

$$\begin{aligned} \Rightarrow \text{Ti irriduée à l'anode } (\Rightarrow E_s = 1,45 \text{ V}) \\ \Rightarrow \text{Pt à la cathode } (\Rightarrow E_s = 0 \text{ V}) \end{aligned} \quad \left. \vphantom{\begin{aligned} \Rightarrow \text{Ti irriduée à l'anode } (\Rightarrow E_s = 1,45 \text{ V}) \\ \Rightarrow \text{Pt à la cathode } (\Rightarrow E_s = 0 \text{ V}) \end{aligned}} \right\} U_{\text{emin}} = 1,45 \text{ V}$$

Q50- Thévenin $\Rightarrow U_p = U_i - rI$ ($U_p = f(I)$)

Or le graphe a été tracé sous forme $I = f(U_p)$

$\Rightarrow$ passons de $U_p = f(I) \Leftrightarrow I = f(U_p) : U_p = U_i - rI \Leftrightarrow I = \frac{1}{r}U_i - \frac{1}{r}U_p$

Or I est une fonction affine de U seulement en zone B.

$$\text{Pente} = -\frac{1}{r} \Rightarrow r = -\frac{1}{\text{pente}}$$

AN : Sur Pt ($0,4 \text{ mg.cm}^{-1}$), $\text{pente} = \frac{0,7 - 2,45}{720 - 510} = -8,33 \cdot 10^{-3}$

$$\Rightarrow r_{0,4} = 120 \Omega$$

Sur Pt ($0,7 \text{ mg.cm}^{-1}$), $\text{pente} = \frac{0,9 - 2,75}{760 - 600} = -1,16 \cdot 10^{-2}$

$$\Rightarrow r_{0,7} = 86,5 \Omega$$

La résistance interne minimale donne la pile optimale : en effet elle produit ainsi le courant maximal, sous une tension aux bornes maximale.

$\Rightarrow$ On retient la platine à $0,7 \text{ mg.cm}^{-2}$ pour le meilleur système.