

MP*

Eoliennes off-shore

A.

1) O₂ dissous est un soluté donc ce n'est pas la réduction de H₂O, (ni celle de l'anode en Al qui ne peut qu'être oxydée).

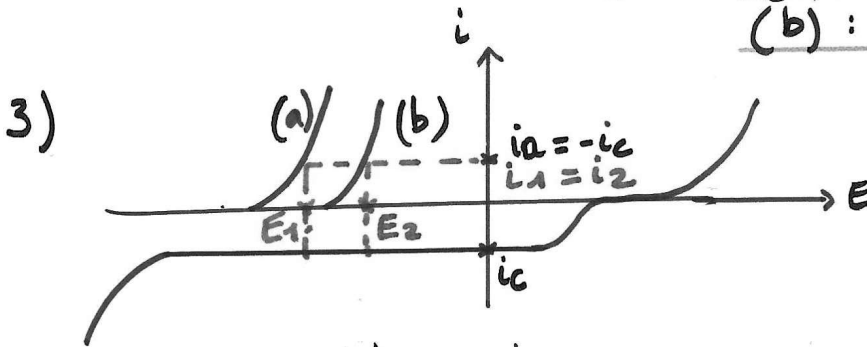
2)
$$E_{Al^{3+}/Al} = E_{Al^{3+}/Al}^{\circ} + \frac{0,06}{3} \log [Al^{3+}]$$

$$E_{Fe^{2+}/Fe} = E_{Fe^{2+}/Fe}^{\circ} + \frac{0,06}{2} \log [Fe^{2+}]$$

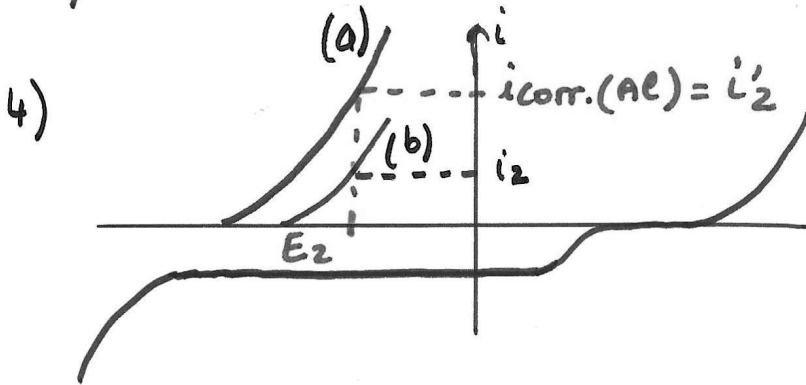
$$E_{Al^{3+}/Al}^{\circ} = -1,66V$$

$$E_{Fe^{2+}/Fe}^{\circ} = -0,44V$$

donc (a) : Al → Al³⁺
 (b) : Fe → Fe²⁺



i_c est contraint par le palier de diffusion de O₂
 $i_A = -i_c = i_1 = i_2$

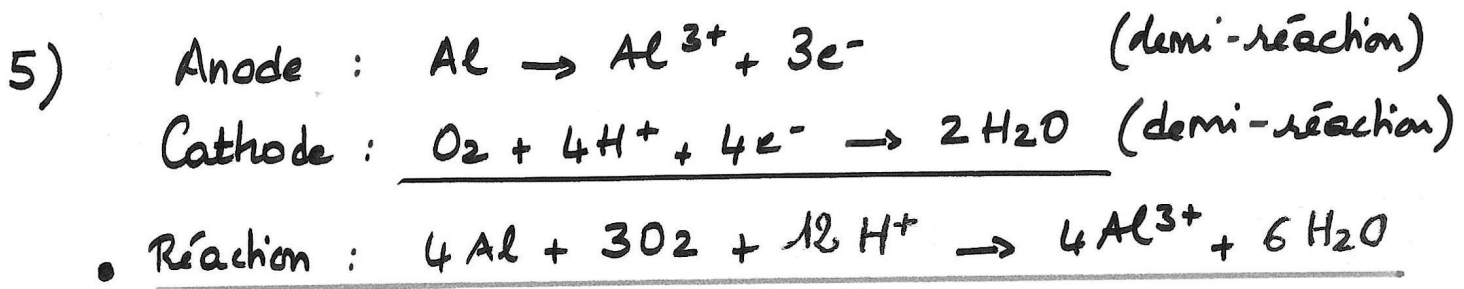


Le fer est corrodé avec le courant *i₂*, et l'aluminium est corrodé avec *i'2*.

• $i_{TOT} = i_2 + i'2$ car Al libère des e⁻ (*i'2*) et Fe libère des e⁻ (*i₂*) donc au total le nombre d'e⁻ libérés vient de Al et de Fe : $n_{e^{-}tot} = n_{e^{-}(Al)} + n_{e^{-}(Fe)}$

Puisque les nb d'e⁻ s'ajoutent, les courants aussi.

- /2
- i_{TOT} ne peut pas être égal à $-i_c$ donc l'hypothèse $E_{réel} = E_2$ est forcément fautive.
 - Alors que si $E_{réel} = E_1$ on voit que $i_{corr. Fe} = 0$.
Alors $i_a = i_1$ et $i_c = -i_c$; puisque $i_{corr. Fe} = 0$,
le fer ne s'oxyde pas.



6). I pendant Δt correspond à une charge échangée
 $q = I \cdot \Delta t$.

Comme $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ donc la corrosion de n mols de Al libère $3n$ moles d'électrons.

Chaque électron a une charge $|e|$ et il y a $C_{PA} e^-$ par mole donc $q = 3n C_{PA} e = 3n F$
avec $n = \frac{m}{M_{Al}}$.

• Enfin il y a 71 éoliennes donc : $m = 71 \times \frac{M_{Al} I \Delta t}{3F}$

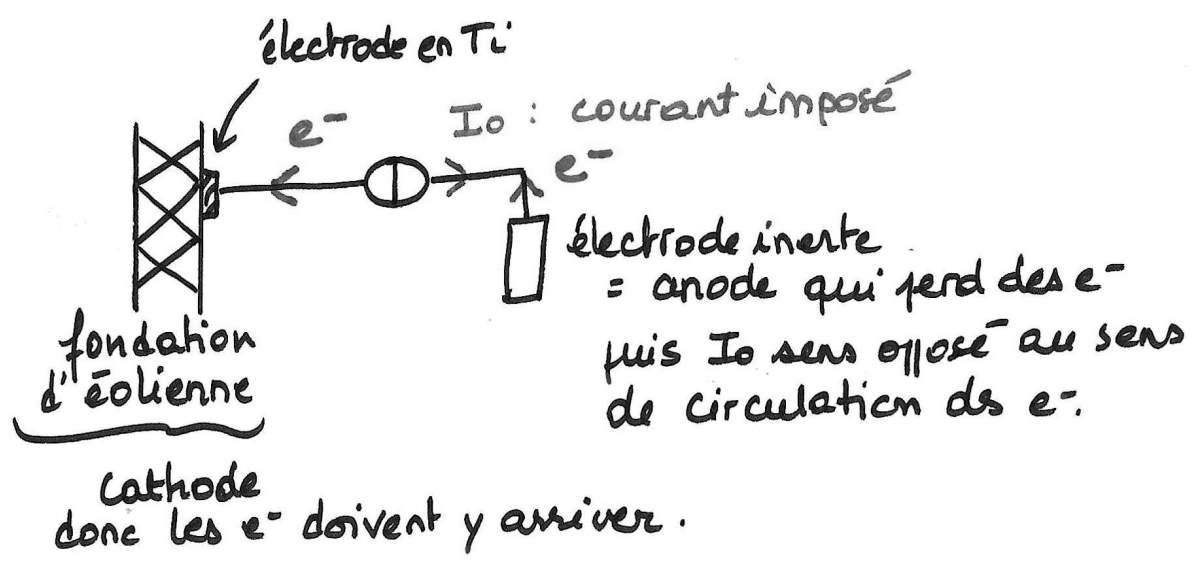
• A.N. : $m = 83$ tonnes !

• Commentaire : ce qui semble bon pour l'écologie (énergie renouvelable) ne l'est pas forcément localement ...

B -

7) Puisque l'éolienne à protéger est à la cathode, il s'agit d'une protection cathodique.

8)



9) • Chaque cathode consomme $6 \times 2,5 = 15 \text{ W}$.
 20 cathodes donc $20 \times 15 = \underline{300 \text{ W / Éolienne}}$.

(Rmq : puissance d'un réfrigérateur $\approx 200 \text{ W}$
 donc 300 W pour une éolienne tout à fait raisonnable.)

10) • $W_{\text{fournie}} = P \cdot \Delta t = 40\% \times 8 \cdot 10^6 \times 365 \times 24 \times 3600$
 $W_{\text{fournie}} = 10^{14} \text{ J}$

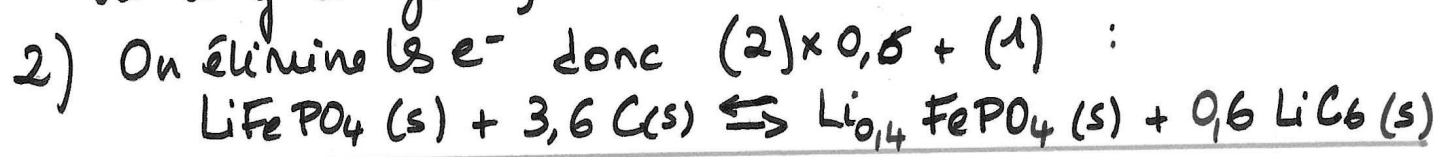
• $W_{\text{protection}} = 300 \times 365 \times 24 \times 3600$
 $W_{\text{prot.}} = 9,5 \cdot 10^9 \text{ J}$

L'énergie consommée pour la protection ne représente qu'environ 0,01% de l'énergie fournie par l'éolienne

C -

- 1) • Anode : oxydation = perte d' e^- donc $\underline{\text{LiFePO}_4 \rightarrow \text{Li}^+}$
- Cathode : réduction = gain d' e^- donc $\underline{\text{Li}^+ \rightarrow \text{LiC}_6}$

(l'énoncé donne les deux réactions donc on voit directement celle où il y a perte d' e^- et celle où il y a gain)





3) Donnée : $Q = 2600 \text{ mA.h} = 2,6 \times 3600 \text{ A.s}$

soit $Q = 9360 \text{ C}$

Donc $n = \frac{Q}{F} = \frac{9360}{96500} = 9,7 \cdot 10^{-2} \text{ mols d'e}^-$, ce qui

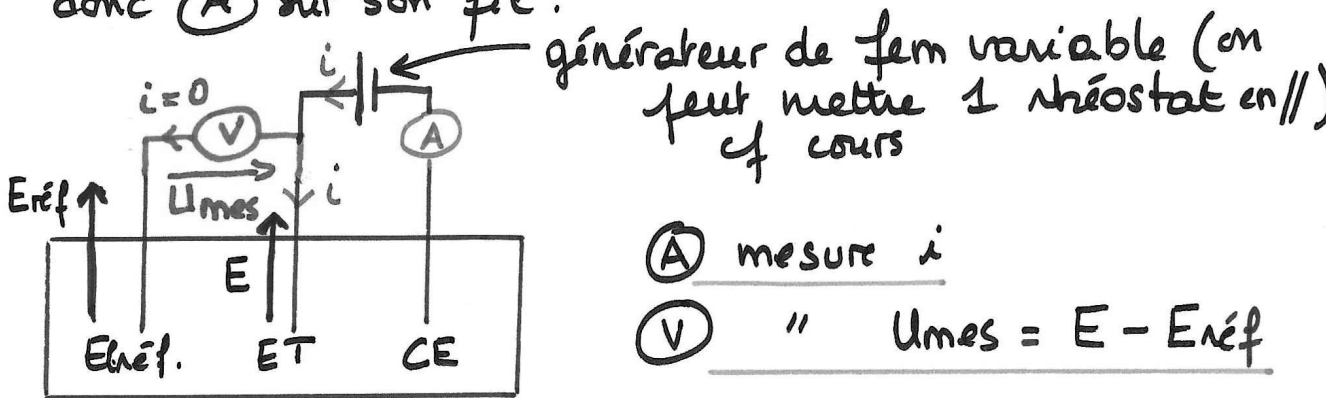
correspond à $\frac{n}{0,6}$ moles de $\text{LiFePO}_4(\text{s})$ et à $6n$

moles de $\text{C}(\text{s})$ donc $m = 9,7 \cdot 10^{-2} \left[\frac{6,9 + 55,8 + 31,0 + 4 \times 16,0}{0,6} + 6 \times 12,0 \right]$

soit $m = 32,5 \text{ g}$

4) $32,5 < 45,5$ donc une masse de 13 g doit être utilisée pour consommer les réactifs par des réactions parasites. Il faut aussi compter les masses de l'électrolyte, de la membrane poreuse et de l'enveloppe extérieure.

5) ET, CE inerte, E_{réf.} \rightarrow doit être parcourue par $i = 0$
 élect. de travail i permet à i de circuler donc (V) sur "son fil".
 donc (A) sur "son fil".



6) (a) $i > 0$ ($j > 0$) ; on lit $E - E^0 = 3,6 \text{ V}$
 donc oxydation $\rightarrow -3,0 \text{ V}$ cf énoncé

donc $E = 0,6 \text{ V}$.

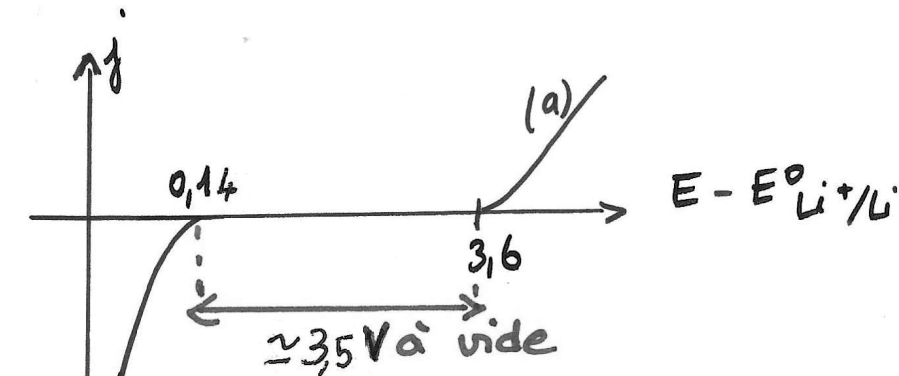
Or pour $\text{LiFePO}_4 \rightarrow \text{Li}^+$: $E = 0,6 + \dots \log [\text{Li}^+]_{1 \text{ mol.L}^{-1}}$
 $= 0,6 \text{ V OK!}$

Donc $\text{LiFePO}_4 \rightarrow \text{Li}^+$ (a)

(b) $i \rightarrow$: passivation (couche isolante donc $i \rightarrow$)

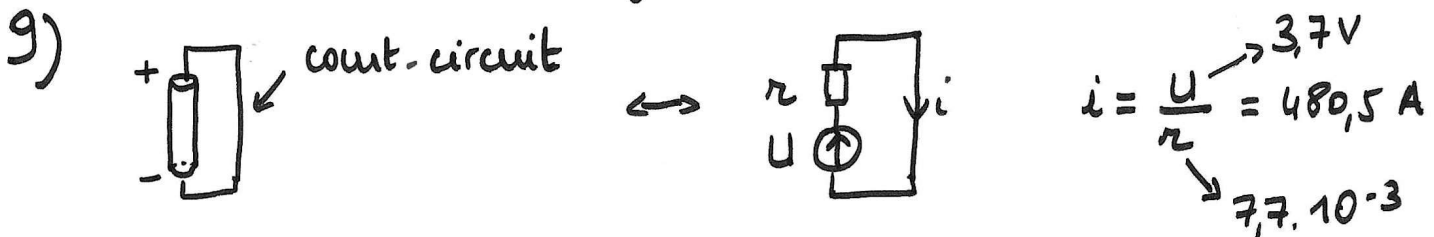
7) $E - E^\circ_{\text{Li}^+/\text{Li}} = 5,1 \text{ V}$ soit pour $E = 2,1 \text{ V}$ /5
 on observe le "mur du solvant" : $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2$.

8) $\text{Li}^+ \rightarrow \text{LiC}_6$: $E = -2,9 + \frac{0,06}{1} \log 4 = -2,86 \text{ V}$
 donc $E - E^\circ_{\text{Li}^+/\text{Li}} = -2,86 - (-3,0) = \underline{0,14 \text{ V}}$



↑ palier de diffusion des ions Li^+ et la "hauteur" du palier étant \propto à la concentration, des concentrations élevées permettent d'abaisser (*) le palier, donc on garde $3,5 \text{ V}$ en fonctionnement.

(*) densité de courant \oplus grande



$Q = 2,6 \text{ Ah}$ donc $\Delta t = \frac{2,6}{480,5}$ soit $\Delta t = 5,4 \cdot 10^{-3} \text{ h} = \underline{19,5 \text{ s}}$

10) 1er ppe de la thermodynamique appliqué à l'accumulateur (transformation rapide donc considérée adiabatique) = bilan 😊 : toute l'énergie dissipée par effet Joule sert à \uparrow la t° de l'accu.
 $m c_p \Delta T = r i^2 \Delta t$ d'où $\Delta T = \frac{7,7 \cdot 10^{-3} \times 480,5^2 \times 19,5}{45,5 \times 0,73}$

soit $\Delta T = 1040 \text{ }^\circ\text{C}$ donc un court-circuit peut engendrer une explosion.
 \approx d'énergie ($900^\circ\text{C} = T$)