

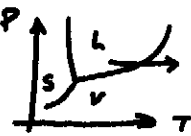
(1) Corrigé non rédigé

le chlorure de sodium.

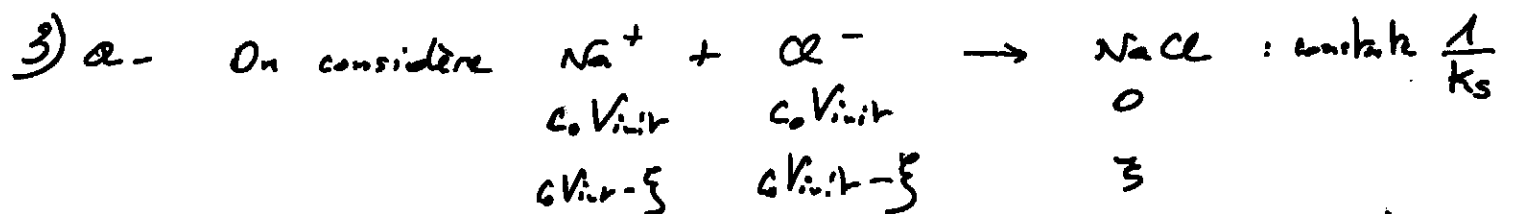
(1)

Paste A:

1) a - NaCl n'est pas seul responsable de la salinité de l'eau de mer...
MgCl et d'autres contribuent aussi.

b -  • si $T \uparrow$, évaporation favorisée
Or soluté $\Rightarrow T \uparrow$ donc soluté $\Rightarrow$ évap. favorisée.
• le vent "évacue" la vapeur d'eau formée maintenant
ainsi des pressions de vapeur saturante peu élevées au
voisinage de la surface : l'évaporation se poursuit...

2) $C_{mol} = \frac{C_{mass}}{M}$; $M = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$ donc $C_{mol} \approx 0,465 \text{ mol.L}^{-1}$



le précipité existe si $(\xi > 0 \text{ et } [Na^+].[Cl^-] = K_s)$

de si $(\xi > 0 \text{ et } (\frac{c_0 V_{init} - \xi}{V})^2 = K_s)$

de si $(\xi > 0 \text{ et } V = \frac{c_0 V_{init} - \xi}{\sqrt{K_s}})$

de si $V < \frac{c_0 V_{init}}{\sqrt{K_s}} \stackrel{\text{def}}{=} V_{init}$

Donc le pourcentage de diminution volumique cherché est :

$$1 - \frac{c_0}{\sqrt{K_s}} = 92,2\%$$

b - $\xi = 0,8 \times c_0 \cdot V_{init}$ (précipitation à 80%)

est obtenu si $V = \frac{c_0 V_{init} (1 - 0,8)}{\sqrt{K_s}} = \frac{0,2 c_0 V_{init}}{\sqrt{K_s}} = 0,2 V_{init}$

le pourcentage de diminution volumique correspondant est :

$$98,5\%$$

• Intérêt de ne pas tout évaporer : avoir des grains de sel et pas un gros bloc...

C - Effet d'ions communs.

(2)

$$[Cl^-] = c_0 V_{init} - \xi + c'_0 V_{init} \quad \text{où } c'_0 \text{ est la concentration de } n_g Cl_2.$$

Donc précipité de NaCl $\Rightarrow$

$$\xi > 0 \text{ et } \frac{(c_0 V_{init} - \xi) \cdot (c_0 V_{init} - \xi + c'_0 V_{init})}{V^2} = K_s$$

$\Rightarrow$

$\Rightarrow$

$$V < \frac{V_{init}}{\sqrt{K_s}} \sqrt{c_0(c_0 + c'_0)} \stackrel{!}{=} V'_{lim}$$

$V'_{lim} > V_{lim}$: pourcentage de diminution volumique plus faible dans ce cas...

Partie B:

1) Anode: dégagement de Cl_2 donc $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

Cathode: dégagement de H_2 donc $2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$

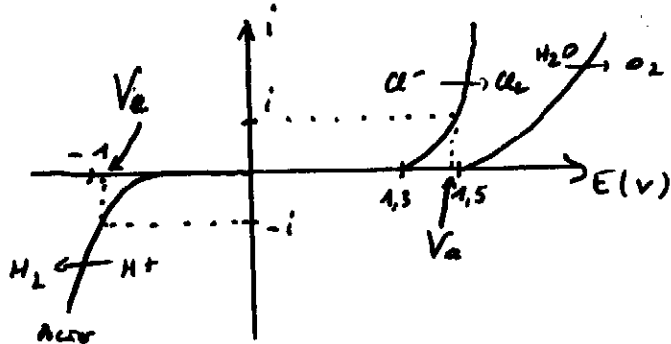
Bilan:



$$2) K^0 = 10^{\frac{2}{0.059} (E'_{H^+/H_2} - E^0_{Cl_2/O_2})} = 5 \cdot 10^{-46}$$

$K^0 \ll 1$: réaction non spontanée. En revanche, l'apport d'énergie électrique permet, dans ce procédé d'électrolyse, de réaliser la réaction...

3)



• tension minimale $\approx 1,3 - (-0,7) \approx 2V$

• l'intensité i répond à la tension $V_a - V_c$ (hors pertes chimiques...)

• Si tension trop forte alors oxydation de l'eau: dans ce contexte, c'est une réaction parasite.

4) L'énoncé dit que le ruthénium est choisi pour sa capacité à réduire la surtension de l'oxydation de Cl^- sur le diane. Ainsi le potentiel de Cl_2/Cl^- devient (à en croire les affirmations de l'énoncé) inférieur à celui de $\text{H}_2\text{O}/\text{O}_2$ et on obtient du dichlore plutôt que du dioxygène.

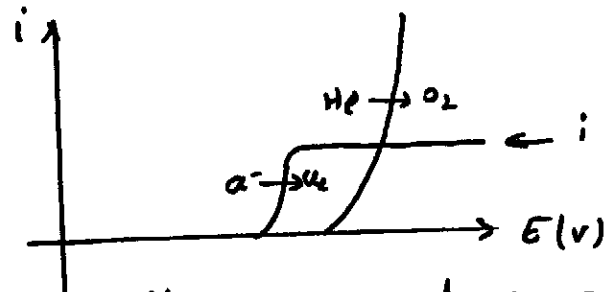
5) $\frac{E_{\text{nécessaire}}}{E_{\text{fournie}}} = 0,75$; Or $E_{\text{nécessaire}} = u \cdot i \cdot \Delta t$ ($u = 3,5 \text{ V}$).
 $E_{\text{fournie}} = u \cdot \Delta q$ (Δq : charge ayant circulé)

De plus, si n désigne le nombre de mole de Cl_2 formé, on a

$$\frac{\Delta q}{2F} = n \text{ et } pV = nRT$$

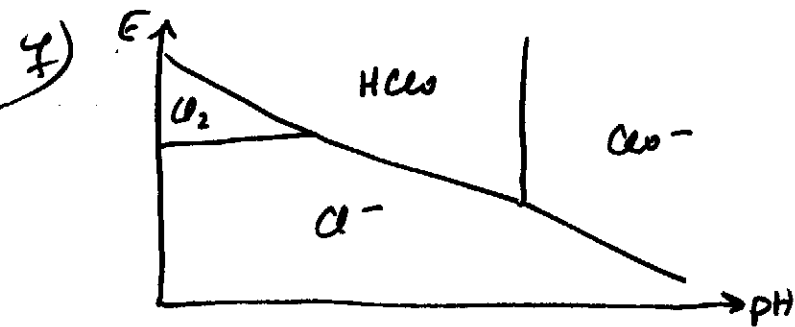
Donc $E_{\text{fournie}} = \frac{1}{0,75} \times u \times \frac{2FpV}{RT} = 36 \text{ MJ}$

6) $[\text{Cl}^-] \downarrow$: i limitée par le temps de diffusion de Cl^- de la solution.

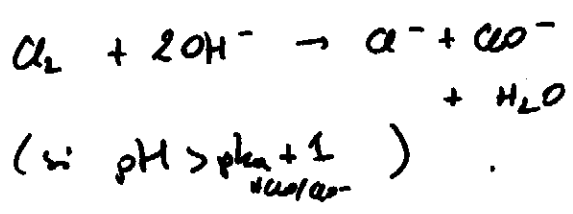


De plus, $[\text{Cl}^-] \downarrow$ provoque un déplacement de la courbe vers les potentiels plus élevés ce qui accentue le phénomène...

Si $i > i_{\text{lim}}$, l'eau est également oxydée : O_2 à l'anode...



Cl_2 instable en milieu basique. Si Cl_2 rencontre OH^- , il se dissout selon



8) $[\text{HClO}] = [\text{ClO}^-]$ à $\text{pH} \approx 7,5$
 $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$ donc $\text{pK}_a \approx 7,5$.

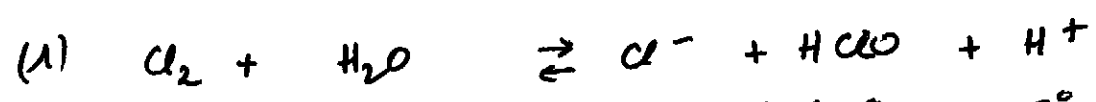
9) $2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$: $E = E^\circ + 0,03 \log \frac{[\text{HClO}]^2}{P_{\text{Cl}_2}} - 0,06 \text{ pH}$.
 Frontière : $(\text{HClO}) = C_{\text{tra}}$; $P_{\text{Cl}_2} = 1 \text{ bar}$; $E = 1,6 \text{ V}$ donc $E^\circ = 1,66 \text{ V}$.

10) cf. question 7 :

(4)



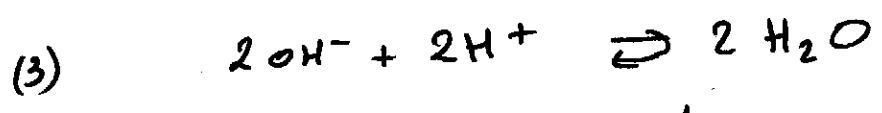
• "Somme" des :



de cte $K_1 = 10^{\frac{1}{0.06} (E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-}^\circ - E_{\text{HClO}/\text{H}_2\text{O}}^\circ)} \approx 10^{-5}$

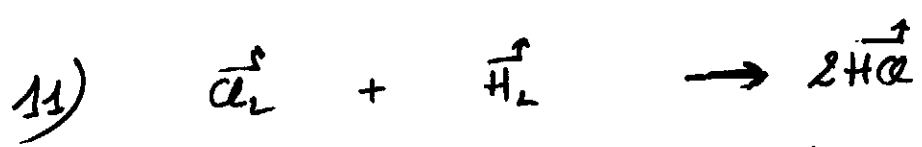


de cte $K_2 = 10^{-\text{pKa}} \approx 10^{-7.5}$



de cte $K_3 = \frac{1}{K_e^2} \approx 10^{28}$

• Donc $K = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3$ soit numériquement : $K = 10^{+15.5} \approx 3 \cdot 10^{15}$
(réaction très favorisée).



EI: Cl_2 H_2 1 bar T_0	$\xrightarrow{Q = \Delta H = 0}$	EF: 2HCl 1 bar T_f	or, $\Delta H = \Delta_r H \cdot \Delta \xi + 2 \Delta \xi \cdot c_{\text{mol}}(\text{HCl}) \cdot (T_f - T_0)$ $\Delta_r H \approx \Delta_r H^\circ$
--	--	---	---

donc $\Delta H = 0 \Leftrightarrow T_f = T_0 - \frac{\Delta_r H^\circ}{2 c_{\text{mol}}(\text{HCl})}$; $\Delta_r H^\circ = 2 \Delta_f H^\circ(\text{HCl})$

AN: $T_f \approx 3470 \text{ K}$.

Explosion seulement si cette réaction a une cinétique importante...

12)

⑤

a - isoler OH^- et O_2 (dismutation)
isoler H_2 et Cl_2 (explosion)

b - augmentation de la résistance interne de l'électrolyseur.

c - La perméabilité du diaphragme aux ions Cl^- entraîne
la récupération d'une soude impure car contenant ces
ions ...