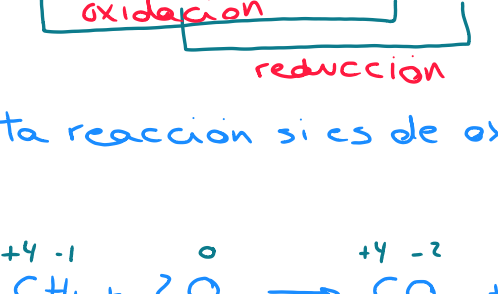
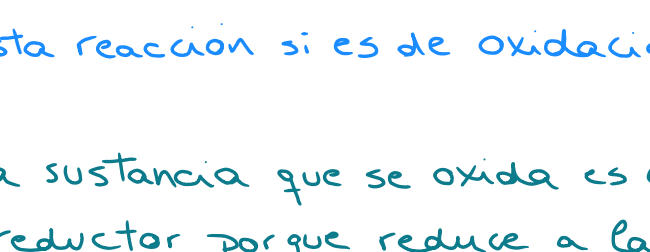


Soluciones Problemas UG: Reacciones Redox

1. a)  $\overset{+1}{Na} \overset{-2}{O} \overset{+1}{H} + \overset{+1}{H} \overset{+5}{N} \overset{-2}{O}_3 \rightarrow \overset{+1}{Na} \overset{+5}{N} \overset{-2}{O}_3 + \overset{+1}{H} \overset{-2}{O}$   
 En esta reacción ningún átomo cambia el número de oxidación



Esta reacción si es de oxidación-reducción



Esta reacción si es de oxidación-reducción

b) la sustancia que se oxida es el agente reductor, porque reduce a la otra sustancia.

la sustancia que se reduce es el agente oxidante, porque oxida a la otra sustancia

Agentes oxidantes:  $Cl_2/Cl^-$ ;  $O_2/O^{2-}$

Agentes reductores:  $Cu/Cu^{2+}$ ;  $H^-/H^+$

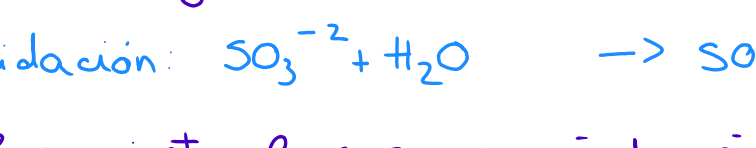
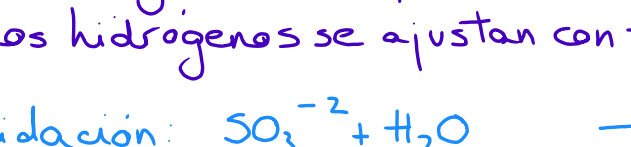
2.  $\overset{+5}{K} \overset{-2}{O}_3 + \overset{+4}{Na}_2 \overset{-2}{O}_3 + \overset{+6}{H}_2 \overset{-2}{O}_4 \rightarrow \overset{0}{I}_2 + \overset{+6}{Na}_2 \overset{-2}{O}_4 + \overset{+6}{K}_2 \overset{-4}{O}_4 + \overset{+1}{H}_2 \overset{-2}{O}$

Fases para resolver el ajuste

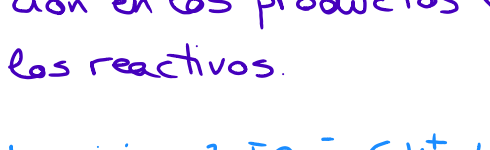
1º. Anotar los números de oxidación de los distintos átomos

2º. Identificar agente oxidante y reductor

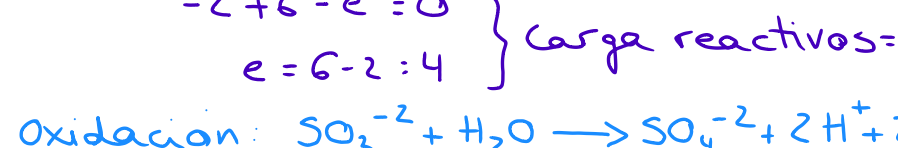
los enlaces covalentes (no metal-no metal) no se separa



3º. Identificar si el medio de la reacción es ácido o básico

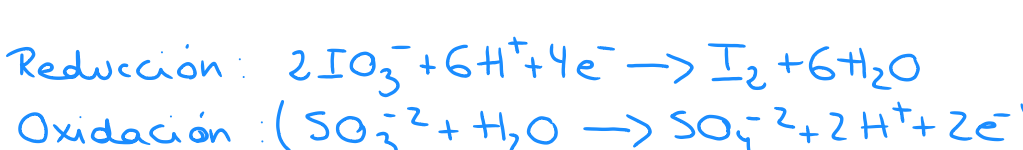


4º. Hacer las semirreacciones, ajustar átomos y electrones

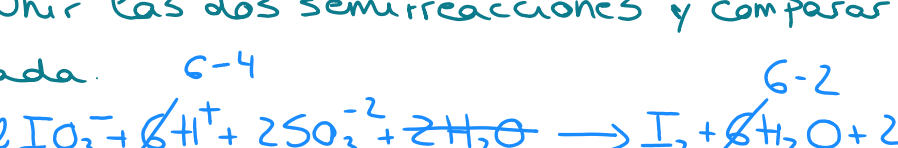


los oxígenos se ajustan con moléculas de agua

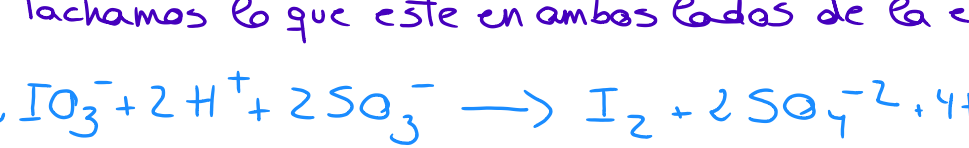
los hidrógenos se ajustan con protones (ácido)



Para ajustar la carga se añaden  $e^-$  en la oxidación en los productos y en la reducción en los reactivos

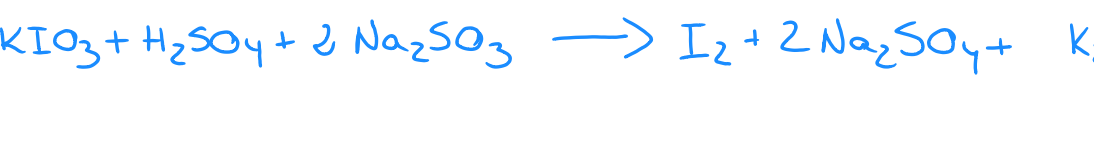
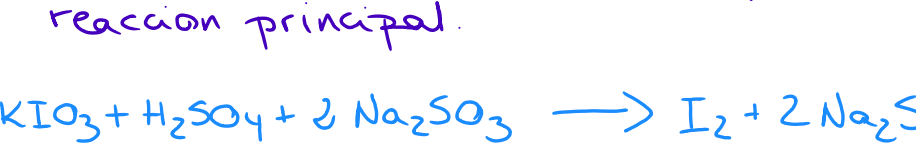


$$\begin{matrix} -2 + 6 - e = 0 \\ e = 6 - 2 = 4 \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} -2 + 6 - e = 0 \\ e = 6 - 2 = 4 \end{matrix}} \right\} \text{Carga reactivos} = \text{carga producto}$$

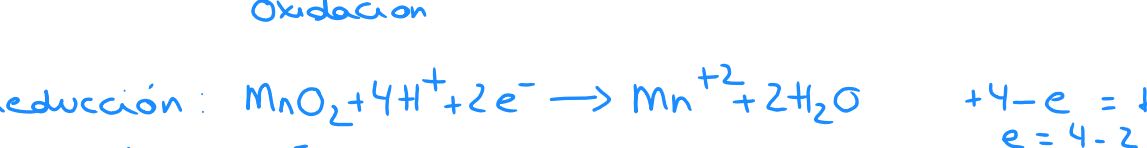


$$-2 = -2 + 2 - e$$

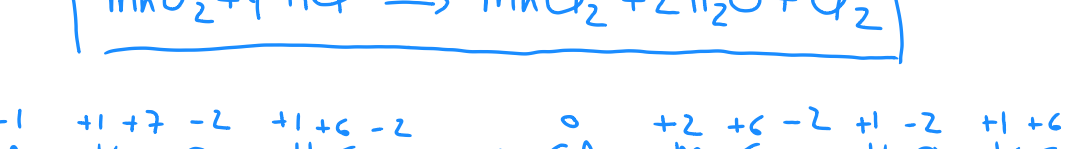
$e = 2$



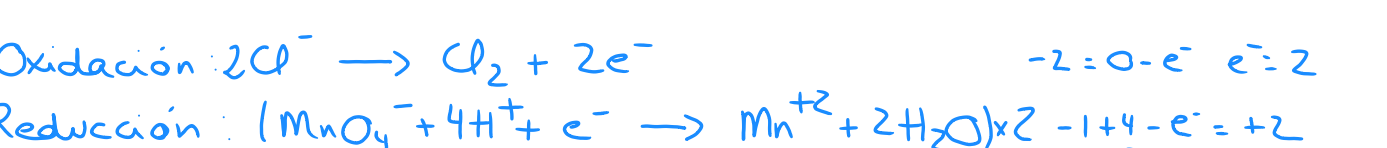
5º. Unir las dos semirreacciones y comparar con la reacción dada.



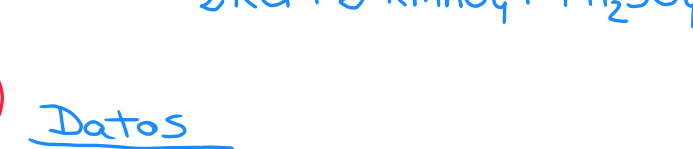
Tachamos lo que esté en ambas bandas de la ecuación



Terminamos de con los átomos que pegan de la reacción principal.



3.  $\overset{+4}{Mn} \overset{-2}{O}_2 + \overset{+1}{H} \overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+2}{Mn} \overset{-1}{Cl}_2 + \overset{+1}{H}_2 \overset{0}{O} + \overset{-1}{Cl}_2$

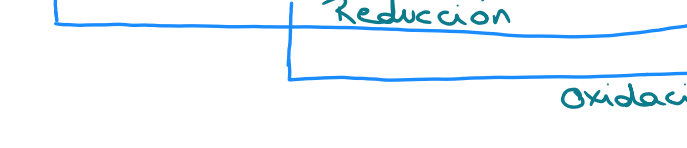
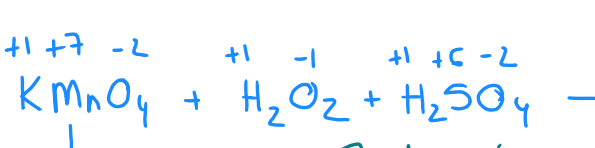


$$+4 - e = +2$$

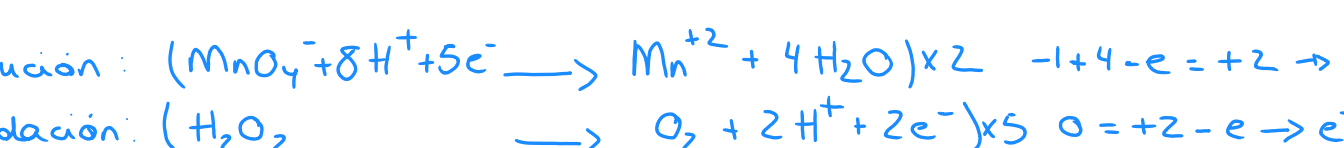
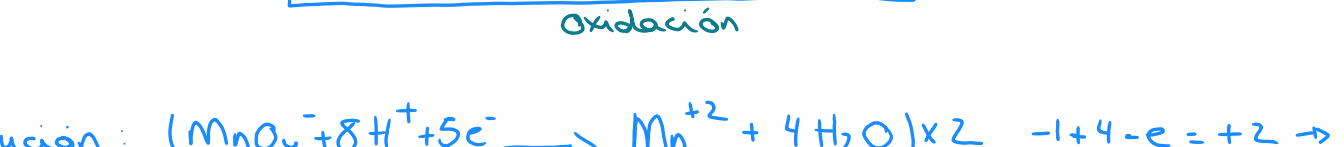
$$e = 4 - 2 = 2$$



4. a)  $\overset{+1}{K} \overset{-1}{Cl} + \overset{+7}{K} \overset{-2}{MnO}_4 + \overset{+1}{H}_2 \overset{-2}{SO}_4 \rightarrow \overset{0}{Cl}_2 + \overset{+2}{Mn} \overset{-2}{SO}_4 + \overset{+1}{H}_2 \overset{-2}{O} + \overset{+6}{K}_2 \overset{-2}{SO}_4$

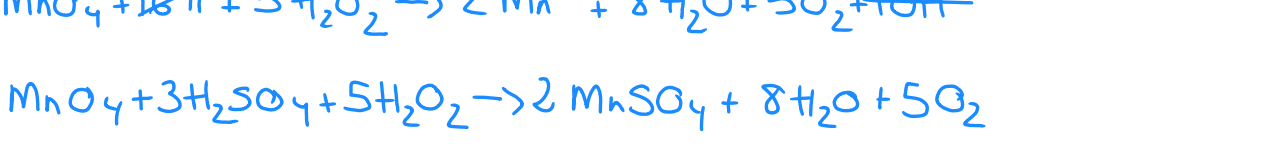


$$-2 = 0 - e \quad e = 2$$



$$-1 + 4 - e = +2$$

$$e = 4 - 2 = 2$$



b) Datos

$V_{Cl_2} = ?$

$C.N. < \begin{matrix} P = 1 \text{ atm} \\ T = 273 \text{ K} \end{matrix}$

$m_{KCl} = 20 \text{ g}$

$Mm(KCl) = 39 + 35.5 = 74.5 \text{ g/mol}$

$$20 \text{ g KCl} \frac{1 \text{ mol}}{74.5 \text{ g}} = 0.27 \text{ mol KCl}$$

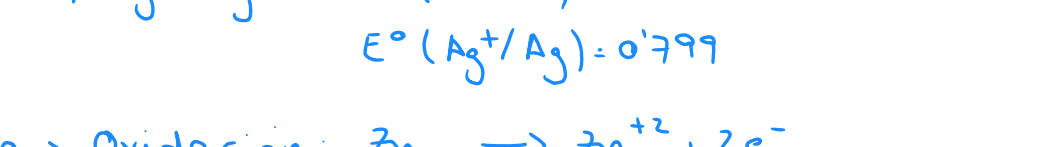
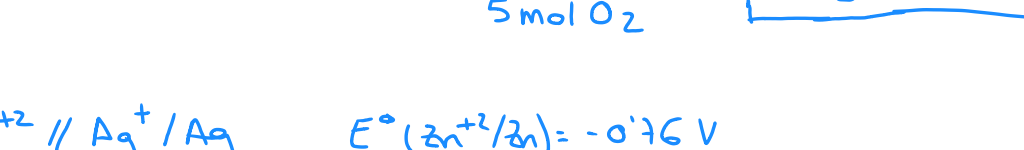
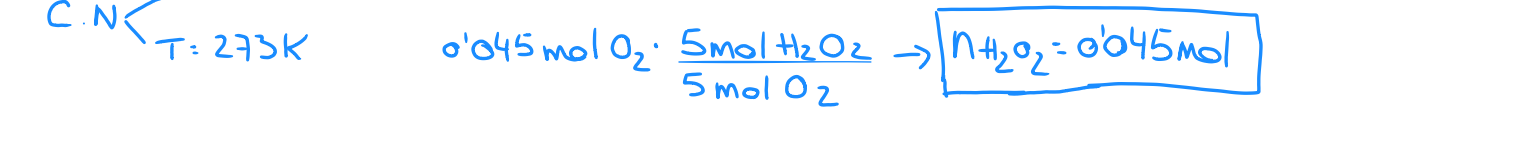
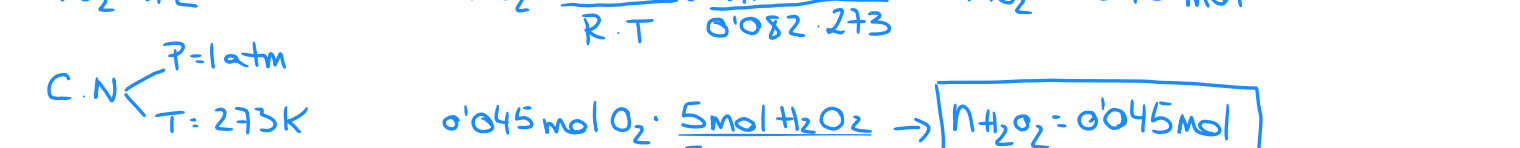
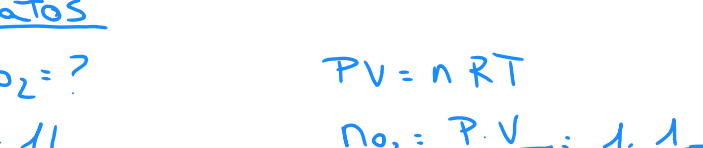
$$0.27 \text{ mol KCl} \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol KCl}} = 0.13 \text{ mol Cl}_2$$

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0.13 \cdot 0.082 \cdot 273}{1}$$

$$V_{Cl_2} = 3.005 \text{ L}$$

5. a)  $\overset{+7}{K} \overset{-2}{MnO}_4 + \overset{+1}{H}_2 \overset{-2}{O}_2 + \overset{+1}{H}_2 \overset{-2}{SO}_4 \rightarrow \overset{+2}{Mn} \overset{-2}{SO}_4 + \overset{0}{O}_2 + \overset{+1}{H}_2 \overset{-2}{O}$



b) Datos

$n_{H_2O_2} = ?$

$V_{O_2} = 1 \text{ L}$

$C.N. < \begin{matrix} P = 1 \text{ atm} \\ T = 273 \text{ K} \end{matrix}$

$$PV = nRT$$

$$n_{O_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 1}{0.082 \cdot 273} \rightarrow n_{O_2} = 0.045 \text{ mol}$$

$$0.045 \text{ mol } O_2 \frac{5 \text{ mol } H_2O_2}{5 \text{ mol } O_2} \rightarrow n_{H_2O_2} = 0.045 \text{ mol}$$

6.  $Zn / Zn^{2+} // Ag^+ / Ag$

$$E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0.76 \text{ V}$$

$$E^\circ(Ag^+/Ag) = 0.799 \text{ V}$$

a) Anodo  $\rightarrow$  Oxidación:  $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2 e^-$

Cátodo  $\rightarrow$  Reducción:  $(Ag^+ + e^- \rightarrow Ag) \times 2$

Reacción total:  $Zn + 2 Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2 Ag$

b) f.e.m. = ?

$$f.e.m. = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$$

$$f.e.m. = E^\circ(Ag^+/Ag) - E^\circ(Zn^{2+}/Zn)$$

$$f.e.m. = 0.799 - (-0.76) \rightarrow f.e.m. = 1.56 \text{ V}$$

c) En una pila galvánica el cátodo es positivo, ya que pierde electrones, y el ánodo es negativo, ya que gana electrones.

la transferencia de electrones en una pila va del cátodo al ánodo.

7. a) Datos

$$E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0.34 \text{ V}$$

$$E^\circ(NO_3^-/NO) = 0.96 \text{ V}$$

Como datos nos dan los potenciales de reducción, el par con mayor dato de potencial será quien sufra la reacción de reducción y el de menor potencial sufrirá la oxidación en medio ácido.

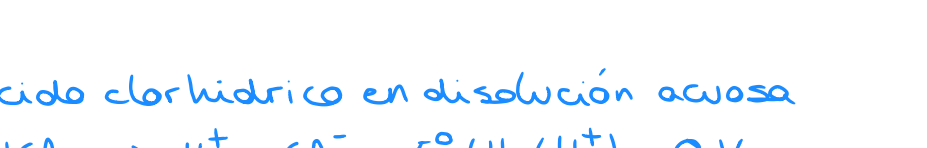
Si el Cu pasa a  $Cu^{2+}$  se oxida, por lo tanto es el ánodo, mientras el nitrato se reduce a óxido de nitrógeno este par forma el cátodo.

$$f.e.m. = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$$

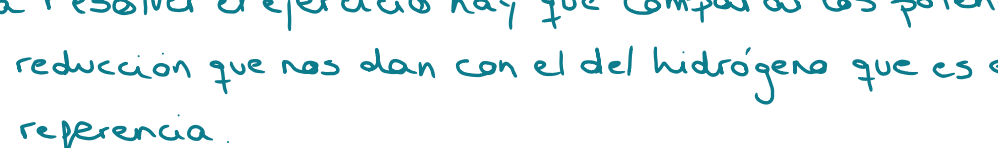
$$f.e.m. = 0.96 - 0.34 = 0.62 \text{ V}$$

El potencial de la reacción es positivo, lo que indica que la reacción redox es espontánea.

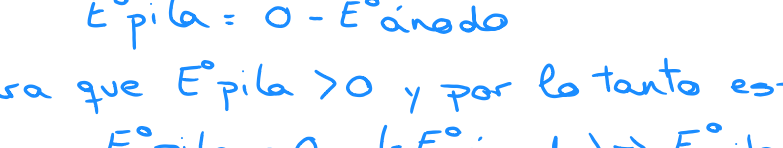
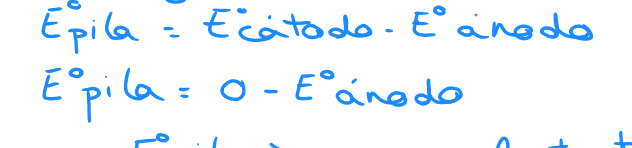
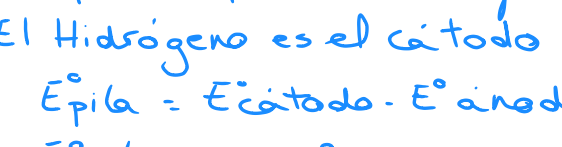
b) Agente reductor  $\rightarrow$  ánodo  $\rightarrow$  oxidación



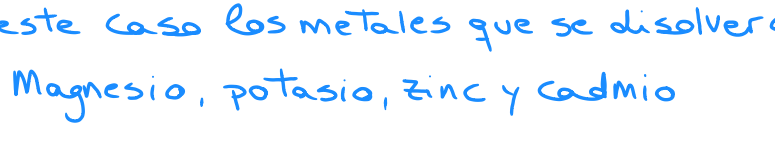
Agente oxidante  $\rightarrow$  cátodo  $\rightarrow$  reducción



Reacción



8. a) El ácido clorhídrico en disolución acuosa



Para resolver el ejercicio hay que comparar los potenciales de reducción que nos dan con el del hidrógeno que es el 0 de referencia.

Todas aquellas que se oxiden frente al hidrógeno se disolverán

El Hidrógeno es el cátodo

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = 0 - E^\circ_{\text{ánodo}}$$

Para que  $E^\circ_{\text{pila}} > 0$  y por lo tanto espontánea  $E^\circ_{\text{ánodo}} < 0$

$$E^\circ_{\text{pila}} = 0 - (-E^\circ_{\text{ánodo}}) \rightarrow E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{ánodo}}$$

En este caso los metales que se disolverán son:

Magnesio, potasio, zinc y cadmio

b) Para que se forme una capa de otro metal sobre la varilla de zinc, el zinc tiene que oxidarse (ánodo) y el otro metal reducirse (cátodo) de forma espontánea ( $E^\circ_{\text{pila}} > 0$ )

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{Zn^{2+}/Zn}$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - (-0.76)$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} + 0.76$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{Ag^+/Ag} + 0.76 = 0.80 + 0.76 = 1.56 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{Cd^{2+}/Cd} + 0.76 = -0.40 + 0.76 = 0.36 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{Mg^{2+}/Mg} + 0.76 = -2.37 + 0.76 = -1.61 \text{ V}$$

La reacción es espontánea con la plata y el cadmio.

9. Datos

$AgNO_3$  y  $H_2SO_4$

$m_{Ag} = 0.2523 \text{ g}$

$V_{H_2} = ?$

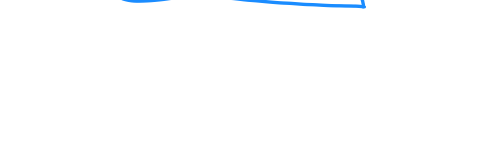
$T = 25^\circ C = 298 \text{ K}$

$P = 1 \text{ atm}$

$M_{Ag} = 108 \text{ u}$

$M_{H} = 1 \text{ u}$

$1 \text{ F} = 96500 \text{ C}$



$$0.2523 \text{ g Ag} \frac{1 \text{ mol}}{108 \text{ g}} = 2.336 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ag}$$

$$2.336 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \frac{1 \text{ F}}{1 \text{ mol}} = 2.336 \cdot 10^{-3} \text{ F (Cubeta 1)}$$

$$2.336 \cdot 10^{-3} \text{ F} \frac{2 \text{ mol } H_2}{1 \text{ F}} = 4.672 \cdot 10^{-3} \text{ mol } H_2 \text{ (Cubeta 2)}$$

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{4.672 \cdot 10^{-3} \cdot 0.082 \cdot 298}{1}$$

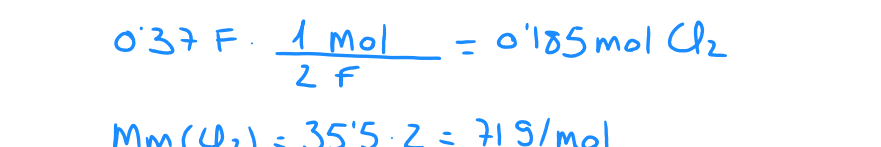
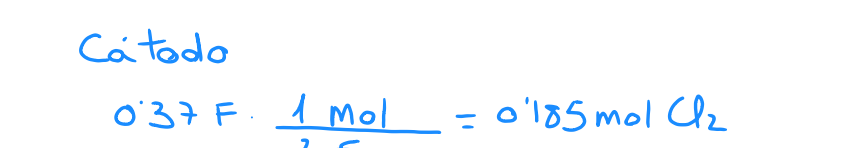
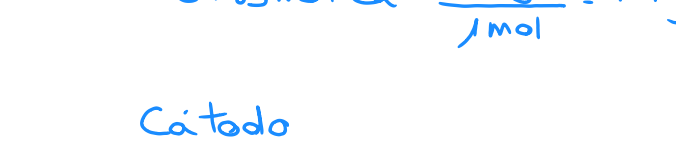
$$V_{H_2} = 0.114 \text{ L}$$

10. Datos

$I = 5 \text{ A}$

$$t = 2 \text{ h} \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 7200 \text{ s}$$

$CaCl_2$  (fundido)



b)  $q = I \cdot t = 5 \cdot 7200 = 36000 \text{ C}$

$$q = 36000 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} = 0.37 \text{ F}$$

Ánodo

$$0.37 \text{ F} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ F}} = 0.185 \text{ mol Ca}$$

$$0.185 \text{ mol Ca} \frac{40 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 7.4 \text{ g} \quad M_{Ca} = 7.4 \text{ g}$$

Cátodo

$$0.37 \text{ F} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ F}} = 0.185 \text{ mol } Cl_2$$

$$Mm(Cl_2) = 35.5 \cdot 2 = 71 \text{ g/mol}$$

$$0.185 \text{ mol } Cl_2 \cdot \frac{71 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 13.13 \text{ g} \quad M_{Cl_2} = 13.13 \text{ g}$$