

1) K eq redox

$$A^+/A \quad \epsilon_0 = 0'02V$$

$$B^{+2}/B \quad \epsilon_0 = 0'09V.$$

hoja

1

111111

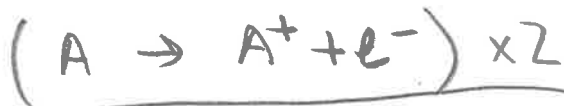
$$\epsilon_0 \text{ pila} = \epsilon_0^{\text{catodo}} - \epsilon_0^{\text{anodo}}$$

$\epsilon_0 \text{ pila} > 0$ para procesos espontáneos

Luego B^{+2}/B reducción ($\epsilon_0 = 0'09V$)

y A/A^+ oxidación ($\epsilon_0 = 0'02V$).

Las semireacciones por tanto son:



$$\Delta G = \Delta G_0 + RT \log Q$$

$$\Delta G = 0 \text{ equilibrio y } Q = K_{eq}$$

$$\Delta G = \epsilon \cdot q \quad q = \text{carga de } 2 \text{ moles de } e^-$$

$$0 = \epsilon_0 \cdot q + RT \log K.$$

$$R = 8'31 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}$$

$$q = -2 \cdot 96500 \text{ uel.}$$

$$\epsilon_0 = 0'09V - 0'02V = 0'07V. \quad T = 291K.$$

$$K = e^{\frac{0'07 \cdot 2 \cdot 96500}{8'31 \cdot 291}} = 266'87$$

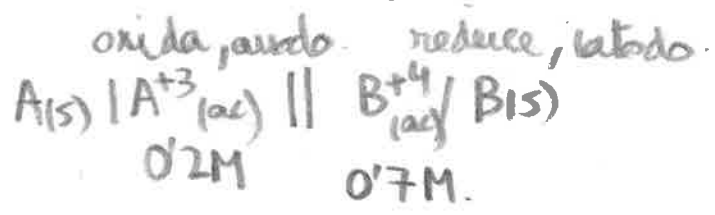
$$-\frac{\epsilon_0 q}{RT} = \log K \quad K = e^{-\frac{\epsilon_0 q}{RT}}$$

2) E pila con electrodos:

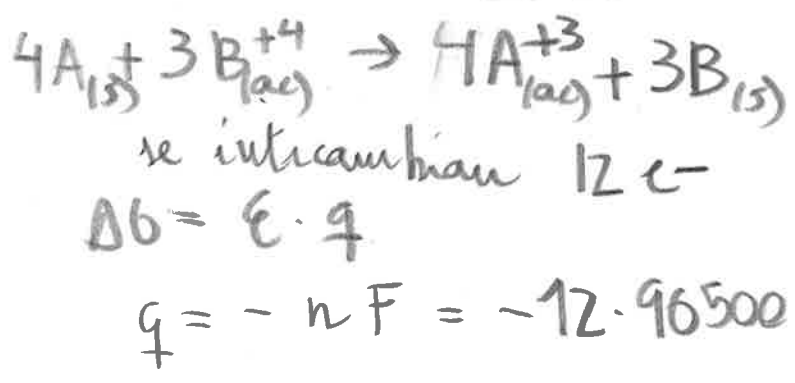
$\epsilon_0 \quad A^{+3} (ac) / A (s) = 0'3 \text{ V.}$

$\epsilon_0 \quad B^{+4} (ac) / B (s) = 0'8 \text{ V}$ } mayor potencial de reducci3n

B^{+4} se reduce y A se oxida.



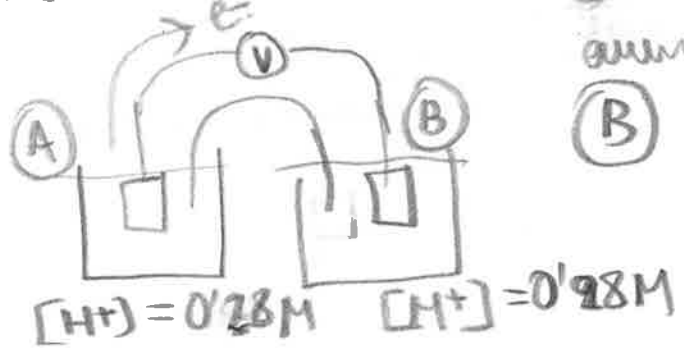
$\Delta G = \Delta G_0 + RT \ln Q = \Delta G_0 + RT \ln \frac{[A^{+3}]^4}{[B^{+4}]^3}$



$\frac{\Delta G}{-nF} = \epsilon = \epsilon_0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[A^{+3}]^4}{[B^{+4}]^3}$

$\epsilon = (0'8 - 0'3) \text{ V} - \frac{8'31 \cdot 298}{12 \cdot 96500} \ln \frac{0'2^4}{0'7^3}$
 $= 0'5114 \text{ V.}$

3) Pila de []

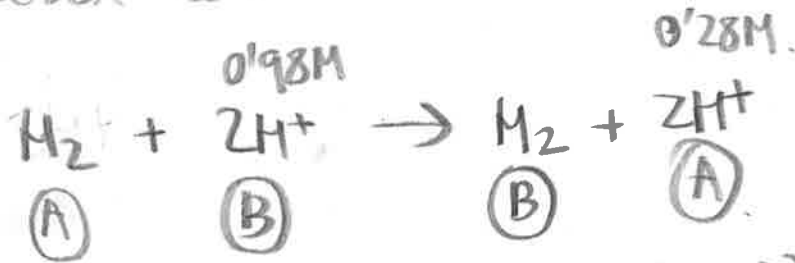


en la cubeta A la $[H^+]$ aumenta y en la cubeta B la $[H^+]$ disminuye hasta igualarse.



La redox es:

(3)



$$\begin{aligned} \epsilon &= \epsilon_0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{(0'28)^2}{(0'98)^2} = 0 - \frac{298 \cdot 8'31}{2 \cdot 96500} \uparrow \\ &\quad \downarrow \\ &\quad 0 \end{aligned}$$
$$\epsilon = 0'0322\text{V.}$$

(-2'5055)

El potencial es positivo para que la reacción sea espontánea.

4)

ϵ_0 de una semireacción:

$$\epsilon_0 \text{ A}^{+3} / \text{A} = -0'5\text{V.}$$

$$\epsilon_0 \text{ A}^{+4} / \text{A}^{+3} = 0'5\text{V.}$$

$$\epsilon_0 \text{ A}^{+4} / \text{A} \quad ???$$

Los potenciales no se suman se suman los ΔG de cada reacción



reacción final

$$\Delta G = \Delta G_1 + \Delta G_2$$

$$\Delta G = \epsilon \cdot q$$

$$q = -nF$$

(4)

$$\Delta G = \epsilon \cdot q = \epsilon_1 q_1 + \epsilon_2 q_2$$

$$q = -nF = -4F$$

$$q_1 = -3F \quad q_2 = -F$$

$$\epsilon(-4F) = \epsilon_1(-3F) + \epsilon_2(-F)$$

$$4\epsilon = 3\epsilon_1 + \epsilon_2$$

$$4\epsilon = 3 \cdot (-0'5v) + 0'5v$$

$$\epsilon = -0'25v$$

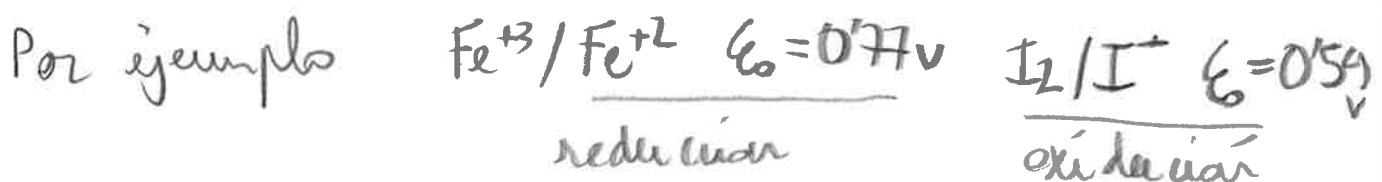
Problemas resueltos del tema 11.

2) Reacciones en condiciones estándar de los sistemas.



⋮

Hay que mirar los potenciales de reducción estándar en las tablas, y el que sea mayor es el cátodo (reducción) y el otro el ánodo (oxidación)

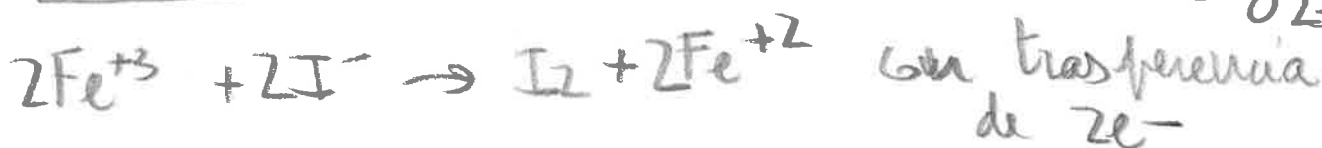


5

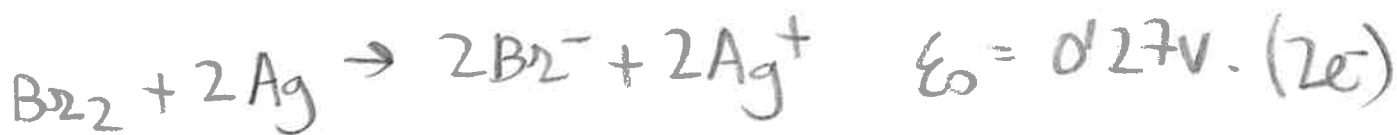
Aún que queda por ajustar:



$$E_0 = 0'77 - 0'54 = 0'23 \text{V.}$$



Las demás reacciones son:



4)



$$E_0 = 0'77 \text{V.}$$

anodo.



$$E_0 = 1'51 \text{V.}$$

catodo.



(6)

$$\xi = \xi_0 - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

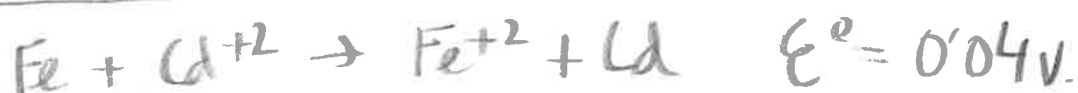
$$10^{27} = Q = \frac{[Mn^{2+}] [Fe^{3+}]^5}{[MnO_4^-] [H^+]^8 [Fe^{2+}]^5} = \frac{0'0001 \cdot 1^5}{0'010 (10^{-3})^8 (0'1)^5}$$

$$\xi = 0'739V - \frac{8'314 \cdot 298}{5 \cdot 96500} \ln 10^{27} = 0'419V$$

M)

$$\xi_0 \quad Fe^{2+} / Fe = -0'44V.$$

$$\xi_0 \quad Cd^{2+} / Cd = -0'40V.$$



a) $[Fe^{2+}] = [Cd^{2+}] = 0'1M.$

$$\xi = \xi_0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Fe^{2+}]^1}{[Cd^{2+}]} = 0'04V.$$

b) $[Fe^{2+}] = 0'1M$

$[Cd^{2+}] = 0'001M$

$$\xi = \xi_0 - \frac{8'31 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \ln \frac{0'1}{0'001} = -0'02V.$$

$\xi < 0$ la reacción ocurre en sentido contrario