

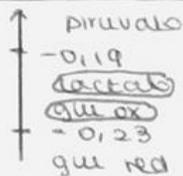
4) Reductor más fuerte  $\rightarrow E^\circ$  más negativo  $\rightarrow$  terredoxina ox / terred red

$$\Delta G = -nF \Delta E^\circ$$



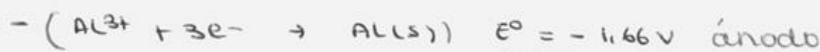
$\Delta E^\circ < 0 \rightarrow$  no reacciona en este sentido

diagramas de intervalo de predominio



lactato y glutarato oxidado no reaccionan  $\rightarrow$  pueden convivir

$$K = 10^{\Delta E^\circ n / 0,06} < 1 \rightarrow \text{predominan reactivos}$$



$$\Delta G^\circ = -nF \Delta E^\circ = -3 \cdot 96500 \cdot 1,62 = \underline{-468,99 \text{ kJ/mol}}$$

reacción espontánea  $\Delta G^\circ < 0$

$$\Delta S^\circ = \sum S^\circ_{\text{prod}} - \sum S^\circ_{\text{react}} = [-293,3 + 27] - [28 - 33,8] = \underline{19,5 \text{ J/molK}}$$

Para calcular  $\Delta H^\circ$  se despeja de la fórmula:  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$

$$\Delta H^\circ = \Delta G^\circ + T \Delta S^\circ = (-468,99) + (298 \cdot 19,5 \cdot 10^{-3}) = \underline{-463,18 \text{ kJ/mol}}$$



b)  $\Delta H^\circ = -158,9 + (2 \cdot (-167,2)) = -488,3 \text{ kJ}$

$\Delta S^\circ = [-112,1 + (2 \cdot 56,5)] - [41,6 + 222,9] = -263,6 \cdot 10^{-3} \text{ kJ}$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = -488,3 - (298 \cdot (-263,6 \cdot 10^{-3})) = \underline{-409,74 \text{ kJ}}$$

$\Delta G^\circ < 0 \rightarrow$  r. espontánea

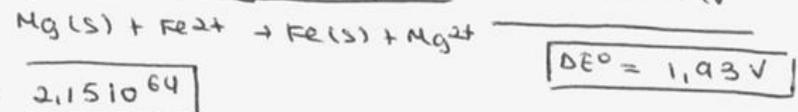
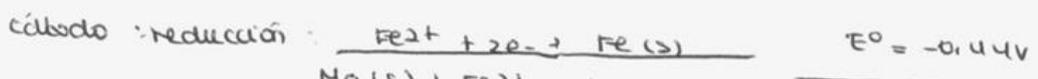
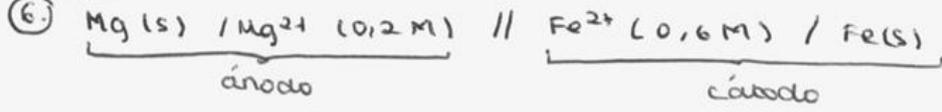
$$\Delta G = -nF \Delta E = \underline{-4,489 \cdot 10^5 \text{ J}}$$

condiciones de la pila

EC Nernst  $\Delta E = \frac{\Delta E^\circ}{n} - \frac{0,06}{n} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}][\text{Cl}^-]^2}{[\text{Cl}_2]}$  = 2,30 V

$\Delta E^\circ = 1,36 - (-0,76) = 2,12$

repetido

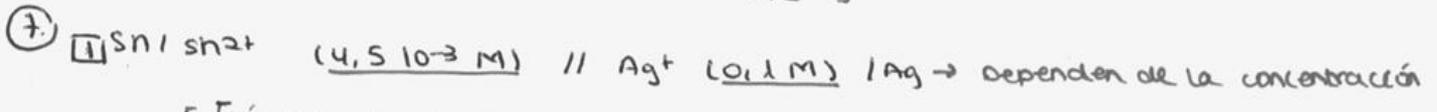


b)  $K = 10^{nE^\circ / 0,06} = 2,15 \cdot 10^{64}$

c)  $\Delta E^\circ = 1,93 \text{ V}$

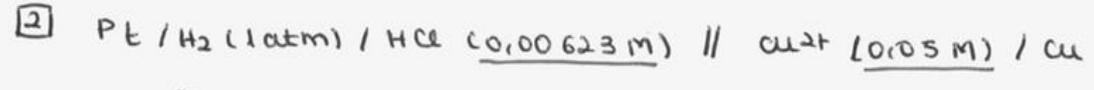
d)  $\Delta G = -nF\Delta E = -2 \cdot 96500 \cdot 1,94 = -374,2 \text{ kJ}$

Ec Nernst  $\rightarrow \Delta E = 1,93 - \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{Mg}^{2+}]_{\text{red}}}{[\text{Fe}^{2+}]} = 1,94 \text{ V}$



$E_{\text{ánodo}} = -0,14 - \frac{0,06}{2} \log \frac{1}{4,5 \cdot 10^{-3}} = -0,21 \text{ V}$   
 $E_{\text{cátodo}} = 0,80 - 0,06 \log \frac{1}{0,1} = 0,74 \text{ V}$

$\Delta E = E_{\text{cat}} - E_{\text{anodo}} = 0,74 - (-0,21) = 0,95 \text{ V}$



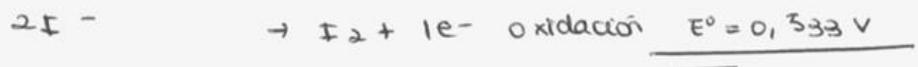
$E_{\text{ánodo}} = 0 - 0,06 \log \frac{1}{0,00623} = -0,13 \text{ V}$   
 $E_{\text{cat}} = 0,34 - \frac{0,06}{2} \log \frac{1}{0,05} = 0,30 \text{ V}$

$\Delta E = 0,30 - (-0,13) = 0,43 \text{ V}$

8. a)  $\Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ = 79,1 \text{ kJ}$

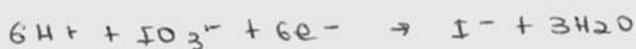
$\Delta E^\circ = -0,45 - (-0,37) = -0,08 \text{ V} < 0 \rightarrow$  reacciona porque le aportamos energía

b) NO, no es espontánea  $\rightarrow \Delta G^\circ < 0$



$\Delta E^\circ = 1,2 - (0,533) = 0,665 \text{ V}$

b) Hay que ajustar la reacción dada:

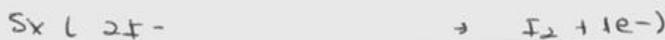


$$n_{NaHSO_4} = V \cdot M = 10^{-3} \cdot 0,05 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$m_{NaHSO_4} = 10 \text{ mL de NaIO}_3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,0505 \text{ mol NaIO}_3}{1 \text{ L}} \cdot \frac{3 \text{ mol NaHSO}_3}{1 \text{ mol NaIO}_3} \cdot \frac{104 \text{ g}}{1 \text{ mol NaHSO}_3}$$

$$m_{NaHSO_4} = 0,157 \text{ g}$$

c) también hay que ajustar:



$$M_{IO_3} (0,05 \text{ N}) \rightarrow V = \frac{n}{N} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 2 \text{ mL de NaIO}_3$$

$$d) \Delta G^{\circ}_2 = -n F \Delta E^{\circ} = -5 \cdot 96500 \cdot 0,665 = -320,8 \text{ kJ/mol}$$

10.) a) a mayor  $E^{\circ}$   $\rightarrow$  más oxidante  $\rightarrow$  piruvato +  $2H^+ + 2e^- \rightarrow$  lactato  $E^{\circ} = -0,19 \text{ V}$   
 a menor  $E^{\circ}$   $\rightarrow$  más reductor  $\rightarrow$  NADH  $\rightarrow$  NAD $^+$  +  $H^+ + 2e^-$   $E^{\circ} = -0,32 \text{ V}$   
 $\Delta E^{\circ} = 0,13 \text{ V}$

$$b) \Delta G^{\circ} = -n F \Delta E^{\circ} = -2 \cdot 96500 \cdot 0,13 = -25,09 \text{ kJ}$$

$$K = 10^{\Delta E^{\circ} n / 0,06} = 10^{0,13 \cdot 2 / 0,06} = 2,15 \cdot 10^4$$

$$c) \Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln \frac{[NAD^+][Lact]}{[Piruv][NADH]} = -25,09 + RT \ln 1 \text{ kJ}$$

$$c_2) \Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln (1000/1000) = 9,12 \text{ kJ/mol}$$

reacción contraria no espontánea



11. a)  $K = 10^8$   $\Delta E^0 = 0,96 - 0,80 = 0,16 V$

b)  $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,06}{3} 4 pH - \frac{0,06}{3} \log \frac{0,28^2}{0,5} = 0,068 V$

también se puede calcular el potencial del cátodo y del ánodo por separado y restarlos.

$\Delta G = -n F \Delta E = -396500 \cdot 0,068 = -19,68 kJ$   $\rightarrow \Delta G < 0$  reacción espontánea

c) en equilibrio  $\rightarrow K = a \rightarrow \Delta E = 0$

$0 = 0,16 - \frac{0,06 \cdot 4}{3} pH + 0,02795 \rightarrow pH = \frac{(0,16 + 0,02795) \cdot 3}{0,06 \cdot 4} = 2,13$

12. a)  $E^{01} = E^0 - \frac{0,06}{2} pH = 1,23 - \frac{0,06}{2} \cdot 7 = 0,81 V$

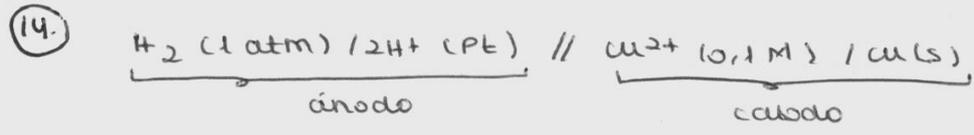
b)  $\Delta G^{01} = -n F \Delta E^{01} = -218,09 kJ/mol$   
 $\Delta E^{01} = 0,81 - (-0,32) = 1,13 V$

c) 3 ATP  $\rightarrow$  91,5 kJ 218,09 kJ  $\rightarrow$  100 %  
91,5 kJ  $\rightarrow$  x  $x = 41,95 \%$

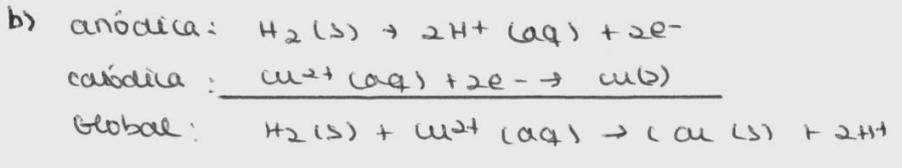
13.  $\Delta E^0 = -0,185 - (-0,320) = 0,135 V$

$\Delta E = 0,135 - \frac{0,06}{2} \log \frac{150 \cdot 0,10}{100 \cdot 0,05} = 0,120 V$

$\Delta G = -n F \Delta E = -296500 \Delta E = -23296,46 < 0$  espontánea



a)  $HA \rightleftharpoons A^- + H^+ \rightarrow [H^+] = \sqrt{K_a C} = \sqrt{2,5 \cdot 10^{-6} \cdot 0,01} \rightarrow pH = 3,80$  pH ácido



c)  $\Delta E^0 = 0,337 V$   
 $K = 10^{\frac{n \Delta E^0}{0,06}} = 1,710^{11}$

d) f.e.m =  $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,06}{2} \log \frac{(10^{-3,8})^2}{0,1}$   
 $f.e.m = 0,535 V$





$\Delta E^{\circ} = 0,02V$

a) con FAD  $\rightarrow \Delta G^{\circ}_{FAD} = -nF \Delta E^{\circ} = -38,6 \text{ kJ/mol} \rightarrow \Delta E^{\circ} < 0$

b)  $\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln Q$  en equilibrio  $\Delta G = 0 \rightarrow Q = K$   
 $\Delta E^{\circ} = -RT \ln K$   
 $3,86 = 310 \cdot 8,3110^{-3} \ln K$   
 $\ln K = 1,498 \rightarrow K = 4,47$  a 37°C

$NAD^+$   $\rightarrow K = 10^{\frac{-935 \cdot 2}{906}} = 2,15 \cdot 10^{-10}$

c)  $\frac{[fum]}{[succ]} \cdot \frac{[FADH_2]}{[FAD]} = 4,47 \rightarrow \frac{[fum]}{[succ]} = 4,47$   
0,01

$\frac{[fum]}{[succ]} \cdot \frac{[NADH]}{[NAD^+]} = 2,15 \cdot 10^{-10} \rightarrow \frac{[fum]}{[succ]} = 2,15 \cdot 10^{-10}$   
0,01

$NAD^+$   $\rightarrow$  mejor reductor  
 $FAD$   $\rightarrow$  es más adecuado porque se necesita que su potencial sea  $\uparrow$  para que se produzca la reacción

19.

a)  $\Delta E = \Delta E^{\circ} - \frac{0,06}{3} \log \frac{[Ag^+]^3}{[NO_3^-]}$   
3,6

$\Delta E = 0,16 - 0,288 - \frac{0,06}{3} \log 1 = -0,128V$

$\Delta G = -nF \Delta E = -396500 \cdot (-0,128) = 37,05 \text{ kJ}$

$\Delta G > 0 \rightarrow$  reacción no espontánea  
a pH = 3,6

b) en eq  $\rightarrow K = Q \rightarrow \Delta E = 0$

$0 = 0,16 - 0,08 \text{ pH} \rightarrow \text{pH} = \frac{0,16 \cdot 3}{0,064} = 2$  pH ácido

20:



$$[SH_2 = S^{2-}]$$



t=	20 ml.	a	-	-
	0.015 M			
	(0.31 mol)			

t=	0.3 - a	-	a	2a
----	---------	---	---	----

exceso de  $IO_3^- =$



ti  $\rightarrow$  0.02 M.  
 (0.78 mmol)  
 mitad  $\leftarrow$  (0.356 mol)

$$3 - a = \frac{0.356}{2} \rightarrow a = 0.122 \text{ mmol}$$

$$0.122 \text{ mmol de } S^{2-}$$

$$\text{mmol } SH_2 = \text{mmol } S^{2-} = 0.122 \text{ mmol}$$

$$[SH_2] = \frac{0.122}{200} = 6.1 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$g_{SH_2/L} = 6.1 \cdot 10^{-4} \cdot 3.4 \cdot 10^8 = 20.78 \text{ mg/L}$$

si cumple la normativa