

LABORATORIO 3: FUNCIONES TERMODINÁMICAS DE REACCIONES QUÍMICAS.

LAB 3

TP 3

T.P. 3: FUNCIONES TERMODINÁMICAS DE UNA REACCIÓN QUÍMICA.

Objetivos: Cálculo de ΔG , ΔH y ΔS para una reacción red de óxido-reducción a partir de la E^0 electromotriz de una pila.

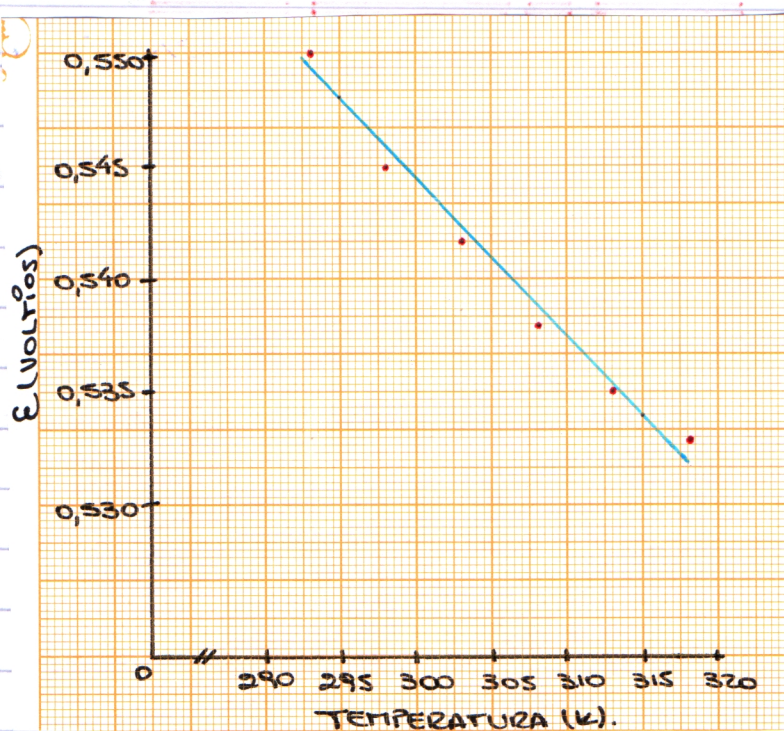
Materiales y métodos: Según "Guía de TP 2012" pgs. 78-80.

Resultados.

Variación de la E en función de la temperatura.

T (K)	E (V)
293	0,550
298	0,545
303	0,542
308	0,538
313	0,535
318	0,533.

E en función de la temperatura.



$$m = -6,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{V}}{\text{K}} = -6,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{J}}{\text{C K}}$$

$$E = -\frac{\Delta H}{n \cdot F} + T \cdot \frac{\Delta S}{n \cdot F}$$

$$m = \frac{\Delta S}{n \cdot F} \Rightarrow \Delta S = n \cdot F \cdot m \Rightarrow \Delta S = -131 \text{ J/K mol}$$

$$\Delta H - T \cdot \Delta S = -n \cdot F \cdot E$$

$$\Delta H = -n \cdot F \cdot E + T \cdot \Delta S$$

$$\Delta H = -144 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

$$\Delta G = -105 \text{ kJ/mol}$$

Conclusiones: Se determinaron las funciones termodinámicas de una reacción de óxido-reducción.

El valor ΔG obtenido es negativo, lo que indica que la reacción es exergónica a 298 K (libera energía), también libera calor ($\Delta H < 0$) y procede con una disminución de la entropía del sist ($\Delta S < 0$).

ANEXO DE CÁLCULOS.

$$E = -\frac{\Delta H}{n.F} + T \cdot \frac{\Delta S}{n.F}$$

$$n = -\left| \frac{\Delta S}{n.F} \right| \Rightarrow \Delta S = -|n.n.F| = -\left| -6,8 \cdot 10^4 \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot 2,9,6485 \cdot 10^4 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \right|$$

$$\Rightarrow \Delta S = -131 \text{ J/K.mol}$$

$$\Delta H - T \cdot \Delta S = -n.F.E \Rightarrow \Delta H = -n.F.E + T \cdot \Delta S$$

$$\Delta H = -2,9,6485 \cdot 10^4 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \cdot 0,546 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{C}} + 298 \text{ K} \cdot (-131) \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K.mol}}$$

$$\Delta H = -144 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G = -n.F.E = -2,9,6485 \cdot 10^4 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \cdot 0,546 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{C}} = -105 \text{ kJ/mol}$$