Pontificia Universidad Católica de Chile
Taller 2
Química para Ingeniería
QIM100E, 2022

Calorimetría

Sistemas de un componente

1. Una lámina de cobre absorbe 1100 calorías al calentarse desde 20°C hasta 120°C ¿Cuál es la masa de la lámina de cobre?

C_{Cu} = 0,092 cal/g K o 0,092 cal/g °C

Q = 1100 cal

ΔT = 120° C – 20° C = 100° C

$$Q = C_e\,\Delta T\,m \quad \rightarrow \quad m = \frac{Q}{C_e\,\Delta T}$$

$$m = \frac{1100\ \cancel{cal}}{(0{,}092\ \cancel{cal}/\ g\ \cancel{°C})\ (100°\ \cancel{C})} = \mathbf{119{,}56\ g}$$

2. Una muestra de un elemento metálico desconocido de 50,80 g, se calienta suministrándole 69,3 calorías desde 15 °C hasta 28 °C. ¿Cuál es su c_e?

m = 50,80 g

Q = 69,3 cal

ΔT = 28° C – 15° C = 13° C

$$Q = C_e\,\Delta T\,m \quad \rightarrow \quad C_e = \frac{Q}{\Delta T\,m}$$

$$C_e = \frac{69{,}3\ cal}{(13°\ C)\ (50{,}80\ g)} = \mathbf{0{,}105\ cal/g\ °C}$$

3. ¿Qué masa de agua es posible calentar desde 15 °C hasta 50 °C con 7322 J?

C_{H2O} = 1 cal/g °C o 4,184 J/g K o 4,184 J/g °C (1 caloría = 4,184 joule)

Q = 7322 J

ΔT = 50° C – 15° C = 35° C

$$Q = C_e\,\Delta T\,m \quad \rightarrow \quad m = \frac{Q}{C_e\,\Delta T}$$

$$m = \frac{7322\,\cancel{J}}{(4{,}184\,\cancel{J}/\,g\,\cancel{°C})\,(35\cancel{°C})} = \mathbf{50\ g}$$

Sistemas de dos componentes

4. Un trozo de plata de 75,0 g se calienta hasta 80,0 °C y se sumerge en 50,0 g de agua a 23,2 °C. La temperatura final de la mezcla Ag-H_20 es de 27,6 °C. ¿Cuál es el calor específico de la plata?

m_{Ag} = 75,0 g

m_{H2O} = 50,0 g

ΔT_{Ag} = 27,6º C – 80,0º C = –52,4º C

ΔT_{H2O} = 27,6º C – 23,2º C = 4,4º C

C_{H2O} = 1 cal/g °C o 4,184 J/g °C

En esta situación, el trozo de plata (Ag) cuenta como sistema o fuente de calor porque tiene una temperatura más elevada. Y esta es sumergida en un entorno de menor temperatura, que actúa como receptor de calor (agua).

$$Q_{sist} + Q_{entorno} = 0$$

Recordemos que la suma de energía de un sistema siempre da 0 porque permite obtener la relación que indica que, al aumentar el calor de un componente, disminuye el calor del otro.

$$Q_{Ag} + Q_{H2O} = 0 \quad \rightarrow \quad -Q_{Ag} = Q_{H2O}$$

$$-\left(C_{Ag}\,\Delta T_{Ag}\,m_{Ag}\right) = C_{H2O}\,\Delta T_{H2O}\,m_{H2O}$$

$$-\left[C_{Ag}(-52{,}4°\,C)\,(75{,}0\,g)\right] = (1\,cal/g\,°C)\,(4{,}4°\,C)\,(50{,}0\,g)$$

$$C_{Ag} = \frac{(1\,cal/g\,°C)\,(4{,}4°\,\cancel{C})\,(50{,}0\,\cancel{g})}{-[(-52{,}4°\,\cancel{C})\,(75{,}0\,\cancel{g})]}$$

$$\boldsymbol{C_{Ag} = 0{,}056\ cal/g\,°C\ \ (0{,}234\ J/g\,°C)}$$

5. Un material de plomo con una masa de 26,47 g a 89, 98 °C se colocó en un calorímetro a presión constante de capacidad calorífica despreciable que contenía 100,0 mL de agua. La temperatura del agua se elevó de 22,50°C a 23,17°C. ¿Cuál es el calor específico del plomo?

m_{Pb} = 26,47 g

m_{H2O} = 100 ~~mL~~ (0,998 g/~~mL~~) = 99,8 g (*con agua se puede asumir densidad de ≈ 1 g/mL y usar el dato directamente como 100 g de agua también)

ΔT_{Pb} = 23,17º C – 89,98º C = –66,81º C

ΔT_{H2O} = 23,17º C – 22,50º C = 0,67º C

C_{H2O} = 1 cal/g °C; 4,184 J/g °C

$$Q_{Pb} + Q_{H2O} = 0 \quad \rightarrow \quad -Q_{Pb} = Q_{H2O}$$

$$-(C_{Pb}\, \Delta T_{Pb}\, m_{Pb}) = C_{H2O}\, \Delta T_{H2O}\, m_{H2O}$$

$$-[C_{Pb}(-66{,}81°\ C)\ (26{,}47\ g)] = (1\ cal/g\ °C)\ (0{,}67°\ C)\ (99{,}80\ g)$$

$$C_{Pb} = \frac{(1\ cal/g\ °C)\ (0{,}67°\ C)\ (99{,}80\ g)}{-[(-66{,}81°\ C)\ (26{,}47\ g)]}$$

$$\boldsymbol{C_{Pb} = 0{,}038\ cal/g\ °C\ \ (0{,}158\ J/g\ °C)}$$

6. Un campesino en el campo bebe su café matutino en una taza de aluminio. La taza tiene una masa de 0,120 kg e inicialmente está a 20°C. Cuando se vierte en ella 0,300 kg de una disolución de café que inicialmente está a 70°C. ¿Qué temperatura alcanzan la taza y el café en equilibrio térmico? (Suponga que la capacidad calorífica del café es igual a la del agua y que no hay intercambio de calor con el entorno).

m_{Al} = 0,120 kg = 120 g

$m_{café}$ = 0,300 kg = 300 g

$\Delta T_{Al} = T_f - 20^o\ C$

$\Delta T_{café} = T_f - 70^o\ C$

C_{Al} = 0,214 cal/g °C

$C_{café}$ = 1 cal/g °C

T_f = ?

$$Q_{Al} + Q_{café} = 0 \quad \rightarrow \quad Q_{Al} = -Q_{café}$$

$$C_{Al}\,\Delta T_{Al}\,m_{Al} = -\left(C_{café}\,\Delta T_{café}\,m_{café}\right)$$

$$(0{,}214\ \cancel{cal/g\ °C})\left(T_f - 20°\ C\right)(120\ \cancel{g}) = -[(1\ \cancel{cal/g\ °C})\left(T_f - 70°\ C\right)(300\ \cancel{g})]$$

$$(0{,}214)\left(T_f - 20°\ C\right)(120) = -[(1)\left(T_f - 70°\ C\right)(300)]$$

$$25{,}68\left(T_f - 20°\ C\right) = -300\left(T_f - 70°\ C\right)$$

$$25{,}68\,T_f - 513{,}6°\ C = -300\,T_f + 21000°\ C$$

$$25{,}68\,T_f + 300\,T_f = 21000°\ C + 513{,}6°\ C$$

$$T_f = \frac{21513{,}6°\ C}{325{,}68}$$

$$\boldsymbol{T_f = 66°\ C\ (339\ K)}$$

Sistemas multicomponente

7. Un calorímetro de capacidad calorífica 250 J/K contiene 100 g de agua a 20°C. Se introduce en el calorímetro una pieza de cobre de 500 g que está a una temperatura de 220°C. ¿Cuál es la temperatura de equilibrio?

$m_{agua} = 100$ g

$m_{Cu} = 500$ g

$\Delta T_{agua} = T_f - 20^o$ C

$\Delta T_{Cu} = T_f - 220^o$ C

$\Delta T_{cmetro} = T_f - 20^o$ C

$C_{H2O} = 1$ cal/g °C = 4,184 J/g °C

$C_{Cu} = 0{,}092$ cal/g °C = 0,385 J/g °C

$C_{cmetro} = 250$ J/K = 250 J/°C

$T_f = ?$

$$Q_{sist} + Q_{entorno} = 0$$

$$Q_{Cu} + (Q_{calorímetro} + Q_{H2O}) = 0 \quad \rightarrow \quad -Q_{Cu} = (Q_{calorímetro} + Q_{H2O})$$

$$-(C_{Cu}\,\Delta T_{Cu}\,m_{Cu}) = C_{cmetro}\,\Delta T_{cmetro}\,m_{cmetro} + C_{H2O}\,\Delta T_{H2O}\,m_{H2O}$$

$$-(C_{Cu}\,\Delta T_{Cu}\,m_{Cu}) = C_{cmetro}(\boldsymbol{J/°C})\,\Delta T_{cmetro} + C_{H2O}\,\Delta T_{H2O}\,m_{H2O}$$

$$-[(0{,}385\,J/\cancel{g}\,\cancel{°C})\,(T_f - 220\cancel{°C})\,(500\,\cancel{g})] = (250\,J/\cancel{°C})\,(T_f - 20\cancel{°C}) + (4{,}184\,J/\cancel{g}\,\cancel{°C})\,(T_f - 20\cancel{°C})\,(100\,\cancel{g})$$

$$-(192{,}5\,J/°C\;T_f - 42350\,J) = (250\,J/°C\;T_f - 5000\,J) + (418{,}4\,J/°C\;T_f - 8368\,J)$$

$$42350\,J + 5000\,J + 8368\,J = 250\,J/°C\;T_f + 192{,}5\,J/°C\;T_f + 418{,}4\,J/°C\;T_f$$

$$55718\,J = 860{,}9\,J/°C\;T_f$$

$$T_f = \frac{55718\,\cancel{J}}{860{,}9\;\cancel{J}/°C}$$

$$\boldsymbol{T_f = 64{,}7°\,C\;(337{,}7\,K)}$$

8. Un calorímetro de hierro de masa igual a 300 g contiene 350 g de agua a 20°C, en la cual se sumerge un bloque de plomo de masa 500 g a 98 °C. La temperatura de equilibrio térmico es de 23 °C. Determine el calor específico del plomo.

m_{Fe} = 300 g

m_{H2O} = 350 g

m_{Pb} = 500 g

ΔT_{Fe} = 23° C – 20° C = 3° C

ΔT_{H2O} = 23° C – 20° C = 3° C

ΔT_{Pb} = 23° C – 98° C = –75° C

C_{Fe} = 0,107 cal/g °C

C_{H2O} = 1 cal/g °C

C_{Pb} = ?

$$Q_{sist} + Q_{entorno} = 0$$

$$(Q_{Pb}) + (Q_{Fe} + Q_{H2O}) = 0 \quad \rightarrow \quad -Q_{Pb} = (Q_{Fe} + Q_{H2O})$$

$$-(C_{Pb}\, \Delta T_{Pb}\, m_{Pb}) = C_{Fe}\, \Delta T_{Fe}\, m_{Fe} + C_{H2O}\, \Delta T_{H2O}\, m_{H2O}$$

$$-[C_{Pb}(-75°\, C)\, (500\, g)] = (0{,}107\, cal/g\, °C)\, (3°\, C)\, (300\, g) \; + \; (1\, cal/g\, °C)\, (3°\, C)\, (350\, g)$$

$$C_{Pb} = \frac{(0{,}107\, cal/g\, °C)\, (3°\, \cancel{C})\, (300\, \cancel{g}) + \; (1\, cal/g\, °C)\, (3°\, \cancel{C})\, (350\, \cancel{g})}{-(-75°\, \cancel{C})\, (500\, \cancel{g})}$$

$$\boldsymbol{C_{Pb} = 0{,}030\, cal/g\, °C \;\; (0{,}127\, J/g\, °C)}$$

Calor de fusión

9. Se dispone de un calorímetro de capacidad calorífica despreciable que contiene 1,0 litro de agua (d= 1g/mL) a una temperatura de 20˚C al que se agregan 100 g de hielo a una temperatura de 0˚C. Determinar:

a) Si se funde todo el hielo (justificar a través de cálculos)
b) La temperatura final del sistema

a)

m_{agua} = 1L = 1000 g

m_{hielo} = 100 g

$\Delta T_{agua} = T_f - 20º\ C$

$\Delta T_{hielo} = T_f - 0º\ C$

C_{agua} = 1 cal/g °C

C_{hielo} = 0,5 cal/g °C

$L_{f\ hielo}$= 80 cal/ g

En este caso es importante imaginarse el escenario. Si agrego hielo a un recipiente con agua a temperatura ambiente, la temperatura mínima que va a poder alcanzar el agua al final será 0°C (suponiendo que, al agregar el hielo al vaso, todo el sistema pasaría a estar congelado a 0°C, porque el agua cedió todo el calor posible). Y la temperatura máxima posible sería 20°C, donde todo el hielo se derretiría y el agua mantendría su temperatura inicial.

Como el enunciado no especifica la temperatura final del sistema, vamos a asumir el caso extremo T_f = 0°C, para determinar el calor máximo que puede ceder el agua al hielo, imaginando la situación donde no se funde el hielo.

$$Q_{hielo} + Q_{agua} = 0 \quad \rightarrow \quad Q_{hielo} = -Q_{agua}$$

$$Q_{hielo} = -[(1\ cal/g\ °C)\ (T_f - 20°\ C)\ (1000\ g)]$$

$$Q_{hielo} = -[(1\ cal/\cancel{g\ °C})\ (0°\ \cancel{C} - 20°\ \cancel{C})\ (1000\ \cancel{g})]$$

$$Q_{hielo} = \mathbf{20000\ cal}$$

Entonces, en el escenario donde el hielo no se funde y el agua cedió la totalidad de su calor, el agua puede ceder un calor máximo de 20000 calorías al hielo. Para saber entonces si los 100 g de hielo que especifica el enunciado se fundieron por completo, hay que tomar en

cuenta el calor latente de fusión del hielo (L_f = 80 cal/g), que indica las calorías necesarias para que 1 g de hielo pase de estado sólido a líquido.

$$80\ cal \rightarrow 1\ g\ hielo$$
$$\mathbf{8000\ cal} \leftarrow 100\ g\ hielo$$

Para que fundan los 100 g de hielo, se necesitan solamente 8000 calorías y el agua a 20° C puede llegar a ceder hasta 20000 calorías.

o

$$80\ cal \rightarrow 1\ g\ hielo$$
$$20000\ cal \rightarrow \mathbf{250\ g\ hielo}$$

Las 20000 calorías que puede ceder el agua a 20° C pueden llegar a fundir hasta 250 g de hielo y apenas se tienen 100 g.

Ambos análisis hacen evidente que todo el hielo se fundiría en el sistema.

b)

m_{agua} = 1000 g

$\Delta T_{agua} = T_f - 20^o$ C

C_{agua} = 1 cal/g °C

Q_{hielo} = 8000 cal (*Ya determinamos que se funde todo el hielo, tras el agua ceder 8000 calorías. El agua no necesita dar más calor que eso porque con 8000 cal ya funde todo.)

$$Q_{hielo} + Q_{agua} = 0 \quad \rightarrow \quad Q_{hielo} = -Q_{agua}$$

$$8000\ cal = -(1\ cal/\cancel{g}\ \cancel{°C})\ (T_f - 20°\ \cancel{C})\ (1000\ \cancel{g})$$

$$8000\ cal = -1000\ cal/°C\ T_f + 20000\ cal$$

$$T_f = \frac{20000\ \cancel{cal} - 8000\ \cancel{cal}}{1000\ \cancel{cal}/°C}$$

$$\boldsymbol{T_f = 12\ °C}$$

Calor de neutralización

10. Una muestra de 100 mL de HCl 0,500 M se mezcla con 100 mL de NaOH 0,500 M en un calorímetro de capacidad calorífica despreciable. La temperatura inicial de las disoluciones de HCl y NaOH es 22,50°C, y la temperatura final de la mezcla es de 25,86°C. calcule el calor de neutralización. Suponga que las densidades y calores específicos de las disoluciones son iguales que los del agua (1 g/mL y 4,184 J/g °C, respectivamente)

El calor de neutralización se refiere al calor liberado a la disolución, por la reacción de neutralización de un ácido y una base (en este caso, HCl y NaOH).

$m_{HCl} = 100\ \cancel{mL}\ (1\ g/\cancel{mL}) = 100\ g$

$m_{NaOH} = 100\ \cancel{mL}\ (1\ g/\cancel{mL}) = 100\ g$

$m_{total} = 200\ g$

$\Delta T = 25{,}86°\ C - 22{,}50°\ C = 3{,}36°\ C$

$C = 4{,}184\ J/g\ °C$

$$Q_{rxn} + Q_{disolución} = 0 \quad \rightarrow \quad -Q_{rxn} = Q_{disolución}$$

$$Q_{rxn} = C_{disolución}\ \Delta T_{disolución}\ m_{disolución}$$

$$Q_{rxn} = (4{,}184\ J/\cancel{g\ °C})\ (3{,}36°\ \cancel{C})\ (200\ \cancel{g})$$

$$\boldsymbol{Q_{rxn} = 2811{,}65\ J\ (2{,}812\ kJ)}$$

Termodinámica

Entalpía de formación

1. Calcular el cambio de entalpía de la combustión de 1 mol de etanol (C_2H_5OH), según las siguientes entalpías de formación $\Delta H_f°_{CO2(g)}$= -393,5 kJ/mol; $\Delta H_f°_{H2O(l)}$=-285,5 kJ/mol; $\Delta H_f°_{C2H5OH(l)}$= -277,7 kJ/mol

importante: considerar las entalpias de formación sin variar el signo

$\Delta H_f°_{O2\ (g)} = 0$ kJ/mol

$$C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 3\ H_2O + 2\ CO_2 \qquad (\Delta H^\circ = ?)$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_{productos} - \Delta H^\circ_{reactantes}$$

$$\Delta H^\circ = \left(3\ \Delta H^\circ_{f\ H2O} + 2\ \Delta H^\circ_{f\ CO2}\right) - \left(\Delta H^\circ_{f\ EtOH} + 3\ \Delta H^\circ_{f\ O2}\right)$$

$$\Delta H^\circ = [\ 3\cancel{mol}\ (-285{,}5\ kJ/\cancel{mol}) + 2\ \cancel{mol}(-393{,}5\ kJ/\cancel{mol})] - [\ 1\ \cancel{mol}\ (-277{,}7\ kJ/\cancel{mol}) + 3\ \cancel{mol}\ (0\ kJ/\cancel{mol})]$$

$$\Delta H^\circ = -1643{,}5\ kJ + 277{,}7\ kJ$$

$$\Delta \boldsymbol{H^\circ = -1365,8\ kJ}$$

2. La hidracina es utilizada como combustible para aviones. Calcular el calor de formación de la hidracina, N_2H_4, sabiendo que en la siguiente reacción se liberan 224,8 KJ

$$N_2O_{(g)} + NH_{3(g)} \rightarrow N_2H_4 + H_2O_{(l)} + N_{2(g)}$$

Datos $\Delta H_f°$ $N_2O_{(g)}$ = 81,6 kJ/mol; $\Delta H_f°_{NH3\ (g)}$ –46,11 kJ/mol

$\Delta H_f°_{H2O\ (l)}$ = -285,5 kJ/mol
$\Delta H_f°_{N2\ (g)}$ = 0 kJ/mol

$$N_2O_{(g)} + \mathbf{2}\ NH_{3\ (g)} \rightarrow N_2H_4 + H_2O_{(l)} + N_{2\ (g)}\ (\Delta H^\circ = -224,8\ kJ)$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_{productos} - \Delta H^\circ_{reactantes}$$
$$-224,8\ kJ = \Delta H^\circ_{productos} - \Delta H^\circ_{reactantes}$$

$$\Delta H^\circ_{reactantes} = \Delta H^\circ_{f\ N2O} + \Delta H^\circ_{f\ NH3}$$
$$\Delta H^\circ_{reactantes} = 1\ \cancel{mol}\ (81,6\ kJ/\cancel{mol}) + 2\ \cancel{mol}(-46,11\ kJ/\cancel{mol}) = -10,62\ kJ$$

$$\Delta H^\circ_{productos} = \Delta H^\circ_{f\ N2H4} + \Delta H^\circ_{f\ H2O} + \Delta H^\circ_{f\ N2}$$
$$\Delta H^\circ_{productos} = 1\ mol\ \left(\Delta H^\circ_{f\ N2H4}\right) + 1\ \cancel{mol}\ (-285,5\ kJ/\cancel{mol}) + 1\ \cancel{mol}(0\ kJ/\cancel{mol})$$
$$\Delta H^\circ_{productos} = 1\ mol\ \left(\Delta H^\circ_{f\ N2H4}\right) - 285,5\ kJ$$

$$-224,8\ kJ = \Delta H^\circ_{productos} - \Delta H^\circ_{reactantes}$$
$$-224,8\ kJ = \left(1\ mol\ \left(\Delta H^\circ_{f\ N2H4}\right) - 285,5\ kJ\right) - (-10,62\ kJ)$$

$$1\ mol\ \left(\Delta H^\circ_{f\ N2H4}\right) = -224,8\ kJ + 285,5\ kJ + 10,62\ kJ$$
$$\Delta H^\circ_{f\ N2H4} = \frac{50,80\ kJ}{1\ mol}$$

$$\Delta H^\circ_{f\ N2H4} = \boldsymbol{50,08\ kJ/mol}$$

3. El apagado de la cal viva (óxido de calcio) consiste en la siguiente reacción:

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2\ (s)}$$

Calcular la entalpía de esta reacción, conocidas las entalpías de formación del óxido de calcio sólido, agua líquida e hidróxido de calcio sólido, que son, respectivamente: -152,0; -68,52 y -223,9 kcal/mol. ¿Qué cantidad de cal apagada (hidróxido de calcio) y qué cantidad de entalpía se desprende cuando se apaga 1 kg de cal viva?

$\Delta H_f°_{CaO\ (s)}$ = -152,0 kcal/mol
$\Delta H_f°_{H2O\ (g)}$ = -68,52 kcal/mol
$\Delta H_f°_{Ca(OH)2\ (s)}$ = -223,9 kcal/mol
CaO: 56,08 g/mol
$Ca(OH)_2$: 74,09 g/mol

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2\ (s)} \qquad (\Delta H^\circ = ?)$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_{productos} - \Delta H^\circ_{reactantes}$$

$$\Delta H^\circ = \left(\Delta H^\circ_{f\ Ca(OH)2}\right) - \left(\Delta H^\circ_{f\ CaO} + \Delta H^\circ_{f\ H2O}\right)$$

$$\Delta H^\circ = [\ 1\cancel{mol}\ (-223{,}9\ kcal/\cancel{mol})] - [\ 1\ \cancel{mol}\ (-152{,}0\ kcal/\cancel{mol}) + 1\ \cancel{mol}\ (-68{,}52\ kcal/\cancel{mol})]$$

$$\Delta H^\circ = -223{,}9\ kcal + 220{,}52\ kcal$$

$$\boldsymbol{\Delta H^\circ = -3{,}38\ kcal}$$

$$1\ kg\ CaO = \frac{1000\ \cancel{g}\ CaO}{(56{,}08\ \cancel{g}/mol)} = 17{,}83\ mol\ CaO$$

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2\ (s)}$$

$$1\ mol\ CaO_{(s)} \rightarrow 1\ mol\ Ca(OH)_{2\ (s)}$$

$$17{,}83\ mol\ CaO_{(s)} \rightarrow 17{,}83\ mol\ Ca(OH)_{2\ (s)}$$

$$= 17{,}83\ \cancel{mol}\ Ca(OH)_2\ (74{,}09\ g/\cancel{mol})$$

$$= \boldsymbol{1321{,}02\ g\ Ca(OH)_2}$$

$$\Delta H^\circ = \left(\Delta H^\circ_{f\ Ca(OH)2}\right) - \left(\Delta H^\circ_{f\ CaO} + \Delta H^\circ_{f\ H2O}\right)$$

$$\Delta H^\circ = [\ 17{,}83\ \cancel{mol}\ (-223{,}9\ kcal/\cancel{mol})] - [\ 17{,}83\ \cancel{mol}\ (-152{,}0\ kcal/\cancel{mol}) + 17{,}83\ \cancel{mol}\ (-68{,}52\ kcal/\cancel{mol})]$$

$$\Delta H^\circ = -3992{,}17\ kcal + 3931{,}87\ kcal$$

$$\boldsymbol{\Delta H^\circ = -60{,}26\ kcal}$$

Ley de Hess

4. La glucólisis es proceso que ocurre en el citoplasma celular para la obtención de energía a partir de glucosa en condiciones anaeróbicas. En el proceso una molécula de glucosa, $C_6H_{12}0_{6(s)}$, se transforma en dos moléculas de ácido láctico, $CH_3CH(OH)COOH_{(g)}$.

   Dadas las reacciones de combustión de la glucosa y del ácido láctico, determine la entalpía estándar de la glucólisis.

$C_6H_{12}0_{6(\,s\,)} + 6\ 0_{2(g\,)} \rightarrow 6\ C0_{2(g\,)} + 6\ H_20_{(l)}$ $\quad \Delta\ H° = -\ 2808$ kJ/mol

$CH_3CH(OH)COOH_{(s\,)} + 3 0_{2(g\,)} \rightarrow 3\ C0_{2(g\,)} + 3\ H_20_{(l)}$ $\quad \Delta\ H° = -\ 1344$ kJ/mol

De acuerdo al enunciado, el proceso de glucólisis consiste en la transformación de glucosa a ácido láctico. Entonces queremos determinar la entalpía estándar de la reacción general: $C_6H_{12}0_{6\,(s)} \rightarrow CH_3CH(OH)COOH_{(g)}$. Pero primero hay que balancear la expresión.

$$(i) \qquad C_6H_{12}O_{6\,(s)} \rightarrow \mathbf{2}\ CH_3CH(OH)COOH_{(s)}$$

$$(ii) \qquad C_6H_{12}O_{6\,(s)} + 6\ O_{2\,(g)} \rightarrow 6\ CO_{2\,(g)} + 6\ H_2O_{(l)} \quad (\Delta H^\circ = -2808\ kJ)$$

$$(iii) \qquad CH_3CH(OH)COOH_{(s)} + 3\ O_{2\,(g)} \rightarrow 3\ CO_{2\,(g)} + 3\ H_2O_{(l)} \quad (\Delta H^\circ = -1344\ kJ)$$

Como buscamos la entalpía de formación de ácido láctico, hay que invertir la ecuación (iii) (y el signo de ΔH° también); esto para que, al sumar, el ácido láctico se encuentre en los productos de la reacción. Entonces...

$$(ii) \qquad C_6H_{12}O_{6\,(s)} + 6\ O_{2\,(g)} \rightarrow 6\ CO_{2\,(g)} + 6\ H_2O_{(l)} \quad (\Delta H^\circ = -2808\ kJ)$$

$$(iii) \qquad 3\ CO_{2\,(g)} + 3\ H_2O_{(l)} \rightarrow CH_3CH(OH)COOH_{(s)} + 3\ O_{2\,(g)} \quad (\Delta H^\circ = \mathbf{+1344\ kJ})$$

Ahora, hay que multiplicar la ecuación (iii) x2 (incluyendo el valor de ΔH°), para que obedezca la relación estequiométrica de la ecuación i al sumarlas.

$$(ii) \qquad C_6H_{12}O_{6\,(s)} + 6\ O_{2\,(g)} \rightarrow 6\ CO_{2\,(g)} + 6\ H_2O_{(l)} \quad (\Delta H^\circ = -2808\ kJ)$$

$$(iii) \qquad \mathbf{6}\ CO_{2\,(g)} + \mathbf{6}\ H_2O_{(l)} \rightarrow \mathbf{2}\ CH_3CH(OH)COOH_{(s)} + \mathbf{6}\ O_{2\,(g)} \quad (\Delta H^\circ = \mathbf{+2688\ kJ})$$

$$6\ CO_{2\,(g)} + 6\ H_2O_{(l)} + C_6H_{12}O_{6\,(s)} + 6\ O_{2\,(g)} \rightarrow 2\ CH_3CH(OH)COOH_{(s)} + 6\ O_{2\,(g)} + 6\ CO_{2\,(g)} + 6\ H_2O_{(l)}$$

$$C_6H_{12}O_{6\,(s)} \rightarrow 2\ CH_3CH(OH)COOH_{(s)} \quad (\Delta H^\circ = (-2808\ kJ) + (2688\ kJ))$$

$$C_6H_{12}O_{6\,(s)} \rightarrow 2\ CH_3CH(OH)COOH_{(s)} \quad (\mathbf{\Delta H^\circ = -120\ kJ})$$

5. El tetracloruro de carbono, $CCl_{4(l)}$ es un importante disolvente comercial que se prepara mediante la reacción entre $Cl_{2(g)}$ y un compuesto del carbono. Determine $\Delta H°$ para la reacción:

$$CS_{2(l)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow CCl_{4(l)} + S_2Cl_{2(l)}$$

Seleccione los datos adecuados de entre los que se dan a continuación.

(i) $CS_{2(l)} + 3\ 0_{2(g)} \rightarrow C0_{2(g)} + 2\ S0_{2(g)}$	$\Delta H° = -1077$ kJ/mol
(ii) $2S_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow S_2Cl_{2(l)}$	$\Delta H° = -58{,}2$ kJ/mol
(iii) $C_{(s)} + 2Cl_{2(g)} \rightarrow CCl_{4\ (l)}$	$\Delta H° = -135{,}4$ kJ/mol
(iv) $S_{(s)} + 0_{2(g)} \rightarrow S0_{2(g)}$	$\Delta H° = -296{,}8$ kJ/mol
(v) $S0_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow S0_2Cl_{2()}$	$\Delta H° = +97{,}3$ kJ/mol
(vi) $C_{(s)} + 0_{\ 2(g)} \rightarrow C0_{2(g)}$	$\Delta H° = -393{,}5$ kJ/mol
(vii) $CCl_{4(l)} + O_{2(g)} \rightarrow COCl_{2(g)} + Cl_2O_{(g)}$	$\Delta\ H° = -5{,}2$ kJ/mol

Primero, busco las ecuaciones que contengan los cuatro compuestos de la reacción general.

(i) $\quad CS_{2\ (l)} + 3\ O_{2\ (g)} \rightarrow CO_{2\ (g)} + 2\ SO_{2\ (g)} \quad (\Delta H^{\circ} = -1077\ kJ/mol)$

(ii) $\quad 2\ S_{(s)} + Cl_{2\ (g)} \rightarrow S_2Cl_{2\ (l)} \quad (\Delta H^{\circ} = -58{,}2\ kJ/mol)$

(iii) $\quad C_{(s)} + 2\ Cl_{2\ (g)} \rightarrow CCl_{4\ (l)} \quad (\Delta H^{\circ} = -135{,}4\ kJ/mol)$

$(viii)$ $\quad CS_{2\ (l)} + 3\ O_{2\ (g)} + 2\ S_{(s)} + 3\ Cl_{2\ (g)} + C_{(s)} \rightarrow CO_{2\ (g)} + 2\ SO_{2\ (g)} + S_2Cl_{2\ (l)} + CCl_{4\ (l)}$

$$\left(\Delta H^{\circ} = (-1077) + (-58{,}2) + (-135{,}4)\right)$$

$$(\Delta H^{\circ} = -1270{,}6\ kJ/mol)$$

Pero aún no alcanzamos la forma de la reacción general porque quedan compuestos adicionales como O_2, S_2, C, CO_2 y SO_2 en la ecuación. Entonces hay que incorporar otras ecuaciones para sumarlas y poder eliminar estos compuestos de la ecuación general.

$(viii)$ $\quad CS_{2\ (l)} + 3\ O_{2\ (g)} + 2\ S_{(s)} + 3\ Cl_{2\ (g)} + C_{(s)} \rightarrow CO_{2\ (g)} + 2\ SO_{2\ (g)} + S_2Cl_{2\ (l)} + CCl_{4\ (l)}$
$(\Delta H^{\circ} = -1270{,}6\ kJ/mol)$

(iv) $\quad S_{(s)} + O_{2\ (g)} \rightarrow SO_{2\ (g)} \quad (\Delta H^{\circ} = -296{,}8\ kJ/mol)$

(vi) $\quad C_{(s)} + O_{2\ (g)} \rightarrow CO_{2\ (g)} \quad (\Delta H^{\circ} = -393{,}5\ kJ/mol)$

La ecuación (iv) se invierte y se multiplica x2, y la ecuación (vi) solamente se invierte.

$$(viii)\quad CS_{2\,(l)} + 3\,O_{2\,(g)} + 2\,S_{(s)} + 3\,Cl_{2\,(g)} + C_{(s)} \rightarrow CO_{2\,(g)} + 2\,SO_{2\,(g)} + S_2Cl_{2\,(l)} + CCl_{4\,(l)} \qquad (\Delta H^\circ = -1270{,}6\ kJ/mol)$$

$$(iv)\quad \mathbf{2}\,SO_{2\,(g)} \rightarrow \mathbf{2}\,S_{(s)} + \mathbf{2}\,O_{2\,(g)} \qquad (\Delta H^\circ = \mathbf{+593{,}6\ kJ/mol})$$

$$(vi)\quad CO_{2\,(g)} \rightarrow C_{(s)} + O_{2\,(g)} \qquad (\Delta H^\circ = \mathbf{+393{,}5\ kJ/mol})$$

$$CS_{2\,(l)} + 3\,O_{2\,(g)} + 2\,S_{(s)} + 3\,Cl_{2\,(g)} + C_{(s)} + 2\,SO_{2\,(s)} + CO_{2\,(s)} \rightarrow CO_{2\,(g)} + 2\,SO_{2\,(g)} + S_2Cl_{2\,(l)} + CCl_{4\,(l)} + 2\,S_{(s)} + 3\,O_{2\,(g)} + C_{(s)}$$

$$CS_{2\,(l)} + 3\,Cl_{2\,(g)} \rightarrow S_2Cl_{2\,(l)} + CCl_{4\,(l)} \quad \left(\Delta H^\circ = (-1270{,}6) + (+593{,}6) + (+393{,}5)\right)$$

$$CS_{2\,(l)} + 3\,Cl_{2\,(g)} \rightarrow S_2Cl_{2\,(l)} + CCl_{4\,(l)} \quad (\boldsymbol{\Delta H^\circ = -283{,}5\ kJ/mol})$$

*OJO, hay más de una forma de resolver este ejercicio. Se puede hacer la suma de todas las ecuaciones de una vez, o ir de a poco sumando una por una. Lo importante es alcanzar la expresión general de la reacción, con su respectiva estequiometría. **RECUERDEN QUE EL ΔH TAMBIÉN SE VE AFECTADO AL INVERTIR UNA ECUACIÓN O MULTIPLICARLA POR UN FACTOR.**

Espontaneidad de procesos

6. Para la reacción: $PCl_{3(g)} + O_{2(g)} \rightarrow POCl_{3(l)}$

$\Delta H°$ = -620,2 kJ a 298 K y las entropías molares son: $PCl_{3(g)}$ = 311,8 J/K; $O_{2(g)}$ = 205,1 J/K; $POCl_{3(l)}$ = 222,4 J/K.

Determine si el proceso es espontáneo.

$\Delta H°$ = -620,2 kJ
T = 298 K
$S°_{PCl\ (g)}$ = 311,8 J/K mol
$S°_{O2\ (g)}$ = 205,1 J/K mol
$S°_{POCl3\ (l)}$ = 222,4 J/K mol

$$\mathbf{2}\ PCl_{3\ (g)} + O_{2\ (g)} \rightarrow \mathbf{2}\ POCl_{3\ (l)} \qquad (\Delta G^{\circ} = ?)$$

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$$
$$\Delta G^{\circ} = -620{,}2\ kJ - (298\ K)\Delta S^{\circ}$$

$$\Delta S^{\circ} = S^{\circ}_{productos} - S^{\circ}_{reactantes}$$
$$\Delta S^{\circ} = \left(S^{\circ}_{POCl3}\right) - \left(S^{\circ}_{PCl3} + S^{\circ}_{O2}\right)$$
$$\Delta S^{\circ} = [\ 2\ \cancel{mol}\ (222{,}4\ J/K\ \cancel{mol})] - [\ 2\ \cancel{mol}\ (311{,}8\ J/K\ \cancel{mol}) + 1\ \cancel{mol}\ (205{,}1\ J/K\ \cancel{mol})]$$
$$\Delta S^{\circ} = 444{,}8\ J/K - 828{,}7\ J/K$$
$$\Delta S^{\circ} = -383{,}9\ J/K$$

$$\Delta S^{\circ} = \frac{-383{,}9\ J/K}{1000} = -0{,}3839\ \boldsymbol{kJ}/K$$

$$\Delta G^{\circ} = -620{,}2\ kJ - (298\ K)\Delta S^{\circ}$$
$$\Delta G^{\circ} = -620{,}2\ kJ - (298\ \cancel{K})(-0{,}3839\ kJ/\cancel{K})$$
$$\Delta G^{\circ} = -620{,}2\ kJ + 114{,}4\ kJ$$
$$\boldsymbol{\Delta G^{\circ} = -505{,}8\ kJ}$$

$$\Delta G^{\circ} = -620200\ J - (298\ K)\Delta S^{\circ}$$
$$\Delta G^{\circ} = -620200\ J - (298\ \cancel{K})(-383{,}9\ J/\cancel{K})$$
$$\Delta G^{\circ} = -620200\ J + 114402{,}2\ J$$
$$\boldsymbol{\Delta G^{\circ} = -505797{,}8\ kJ}$$

Como el ΔG dio un valor negativo, se puede decir que, el proceso es espontáneo.

7. Mediante el proceso de fotosíntesis, las plantas transforman el dióxido de carbono y el agua en hidratos de carbono, como la glucosa, obteniendo la energía necesaria de la luz solar. Considerando la reacción:

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow C_6H_{12}O_{6\,(s)} + O_{2\,(g)}$$

Además, se conoce que a 25°C y 1 atm:

	$CO_{2(g)}$	$H_2O_{(l)}$	$C_6H_{12}O_{6\,(s)}$	$O_{2\,(g)}$
$\Delta H_f°$/(kJ/mol)	-393,5	-285,8	-1273,3	
$S_f°$/(J/mol K)	213,6	69,9	212,1	205

En estas condiciones, determinar:
a) La energía solar mínima necesaria para la formación de 9 g de glucosa por fotosíntesis.
b) ¿Se trata de un proceso espontáneo? Razone y fundamente su respuesta.

a)
CO_2: 44 g/mol
H_2O: 18 g/mol
$C_6H_{12}O_6$: 180 g/mol
O_2: 32 g/mol

$$9\ g\ glucosa = \frac{9\ \cancel{g}\ glucosa}{(180\ \cancel{g}/mol)} = 0{,}05\ mol\ glucosa$$

$$\mathbf{6}\ CO_{2\,(g)} + \mathbf{6}\ H_2O_{(l)} \rightarrow C_6H_{12}O_{6\,(s)} + \mathbf{12}\ O_{2\,(g)} \qquad (\Delta H^\circ = ?)$$

$$6\ mol\ CO_2 \rightarrow 1\ mol\ C_6H_{12}O_6$$
$$\mathbf{0{,}3\ mol\ CO_2} \leftarrow 0{,}05\ mol\ C_6H_{12}O_6$$

$$6\ mol\ H_2O \rightarrow 1\ mol\ C_6H_{12}O_6$$
$$\mathbf{0{,}3\ mol\ H_2O} \leftarrow 0{,}05\ mol\ C_6H_{12}O_6$$

$$12\ mol\ O_2 \rightarrow 1\ mol\ C_6H_{12}O_6$$
$$\mathbf{0{,}6\ mol\ O_2} \leftarrow 0{,}05\ mol\ C_6H_{12}O_6$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_{productos} - \Delta H^\circ_{reactantes}$$

$$\Delta H^\circ = \left(\Delta H^\circ_{f\ glucosa} + \Delta H^\circ_{f\ O2}\right) - \left(\Delta H^\circ_{f\ CO2} + \Delta H^\circ_{f\ H2O}\right)$$

$$\Delta H^\circ = [\,0{,}05\ \cancel{mol}\,(-1273{,}3\ kJ/\cancel{mol}) + 0{,}6\ \cancel{mol}\,(0\ kJ/\cancel{mol})] - [\,0{,}3\ \cancel{mol}\,(-393{,}5\ kJ/\cancel{mol}) + 0{,}3\ \cancel{mol}\,(-285{,}8\ kJ/\cancel{mol})]$$

$$\Delta H^\circ = -63{,}665\ kJ + 203{,}79\ kJ$$

$$\Delta H^\circ = \mathbf{140{,}12\ kJ}$$

Además, se conoce que a 25°C y 1 atm:

	$CO_{2(g)}$	$H_2O_{(l)}$	$C_6H_{12}O_{6\ (s)}$	$O_{2\ (g)}$
$\Delta H_f°$/(kJ/mol)	-393,5	-285,8	-1273,3	
$S_f°$/(J/mol K)	213,6	69,9	212,1	205

b)

T = 25°C +273 = 298 K

$$\mathbf{6}\ CO_{2\ (g)} + \mathbf{6}\ H_2O_{(l)} \rightarrow C_6H_{12}O_{6\ (s)} + \mathbf{12}\ O_{2\ (g)} \qquad (\Delta G^\circ = ?)$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$
$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - (298K)\Delta S^\circ$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_{productos} - \Delta H^\circ_{reactantes}$$
$$\Delta H^\circ = \left(\Delta H^\circ_{f\ glucosa} + \Delta H^\circ_{f\ O2}\right) - \left(\Delta H^\circ_{f\ CO2} + \Delta H^\circ_{f\ H2O}\right)$$
$$\Delta H^\circ = [\ 1\ \cancel{mol}\ (-1273{,}3\ kJ/\cancel{mol}) + 12\ \cancel{mol}\ (0\ kJ/\cancel{mol})] - [\ 6\ \cancel{mol}\ (-393{,}5\ kJ/\cancel{mol}) + 6\ \cancel{mol}\ (-285{,}8\ kJ/\cancel{mol})]$$
$$\Delta H^\circ = -1273{,}3kJ + 4075{,}8\ kJ$$
$$\Delta H^\circ = 2802{,}5\ kJ$$

$$\Delta G^\circ = 2802{,}5\ kJ - (298\ K)\Delta S^\circ$$

$$\Delta S^\circ = S^\circ_{productos} - S^\circ_{reactantes}$$
$$\Delta S^\circ = \left(S^\circ_{glucosa} + S^\circ_{O2}\right) - \left(S^\circ_{CO2} + S^\circ_{H2O}\right)$$
$$\Delta S^\circ = [\ 1\ \cancel{mol}\ (212{,}1\ J/\cancel{mol}\ K) + 12\ \cancel{mol}\ (205\ J/\cancel{mol}\ K)] - [\ 6\ \cancel{mol}\ (213{,}6\ J/\cancel{mol}\ K) + 6\ \cancel{mol}\ (69{,}9\ J/\cancel{mol}\ K)]$$
$$\Delta S^\circ = 2672{,}1\ J/K - 1701\ J/K$$
$$\Delta S^\circ = 971{,}1\ J/K$$
$$\Delta S^\circ = \frac{971{,}1\ J/K}{1000} = 0{,}9711\ \boldsymbol{kJ}/K$$

$$\Delta G^\circ = 2802{,}5\ kJ - (298\ K)\Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = 2802{,}5\ kJ - (298\ \cancel{K})(0{,}9711\ kJ/\cancel{K})$$
$$\Delta G^\circ = 2802{,}5\ kJ - 289{,}4\ kJ$$
$$\boldsymbol{\Delta G^\circ = 2513{,}1\ kJ\ (\approx 2513100\ J)}$$

Como el ΔG dio un valor positivo, se puede decir que, el proceso NO es espontáneo.

Datos Relevantes

1cal = 4,18 J

C_{Cu} = 0,093 cal/g °C
C_{agua} = 1cal/g°C
C_{Al}= 0,215 cal/g°C
C_{Fe}= 0,107 cal /g °C
$L_{f\ hielo}$= 80 cal/ g

C_{Cu} = 390 J/kg·K
C_{agua}= 4180 J/kg·K
C_{Au} = 0,031 cal /g °C
C_{hielo} = 0,5 cal/ g °C

$Q = m\ c\ \Delta T$
$Q = C\ \Delta T$

1 caloría = 4,184 joule

1 kJ = 1000 J

___ °K = ___ °C + 273

$$\Delta H = H_{productos} - H_{reactantes}$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta S = S_{productos} - S_{reactantes}$$

$\Delta H < 0\ (-\Delta H) \rightarrow exotérmica$
$\Delta H > 0\ (+\Delta H) \rightarrow endotérmica$

$\Delta G < 0\ (-\Delta G) \rightarrow espontáneo$
$\Delta G = 0 \rightarrow equilibrio$
$\Delta G > 0\ (+\Delta G) \rightarrow no\ espontáneo$

$Q = m\ L_f$