PONTIFICIA UNIVERSIDAD CATÓLICA DE CHILE

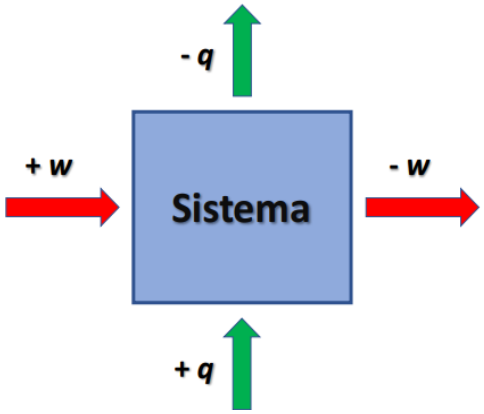
QIM100E-3 Taller N°2, 1° semestre 2020

22-04-2020

Romina Bassi Castillo

robassi@uc.cl

Taller 2



Ambiente

$$\Delta E = q + W$$

$$W = -P\Delta V$$

Datos:

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

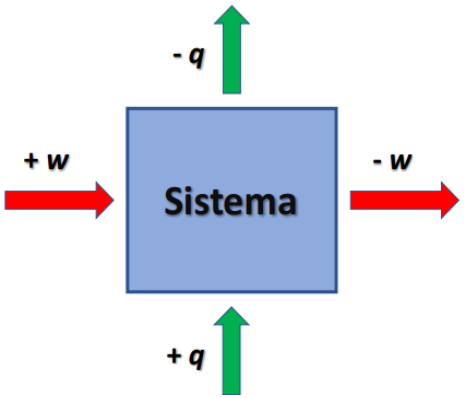
c_{Cu} = 390 J/kg·K
c_{agua}= 4180 J/kg·K
c_{Au} = 0,031 cal /g °C
ce hielo= 0,5 cal/ g °C

Q= m c ΔT
Q= C ΔT
Q= m L_f

Sistemas de un componente

Ejercicio N°1: Calorimetría

Una lámina de cobre absorbe 1100 calorías al calentarse desde 20°C hasta 120°C (capacidad calórica= 0,093 cal/g K) ¿Cuál es la masa de la lámina de cobre?



Ambiente

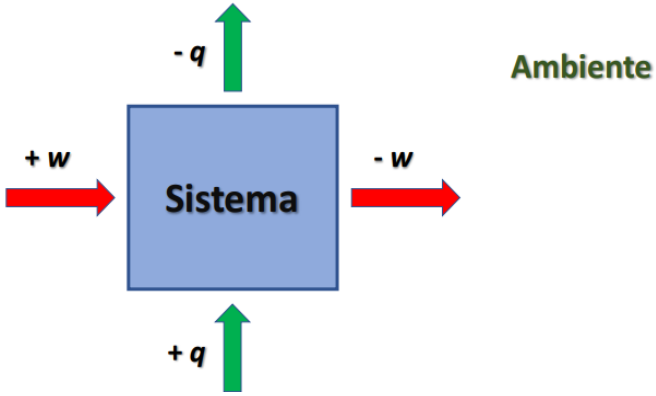
$$q = C \times \Delta T \times m$$

$$1100\ cal = 0{,}093 \frac{cal}{g\ K}\ x\ (393{,}15\ K - 293{,}15\ K)\ x\ m$$

$$\boldsymbol{m = 118{,}3\ g}$$

Ejercicio N°2: Calorimetría

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



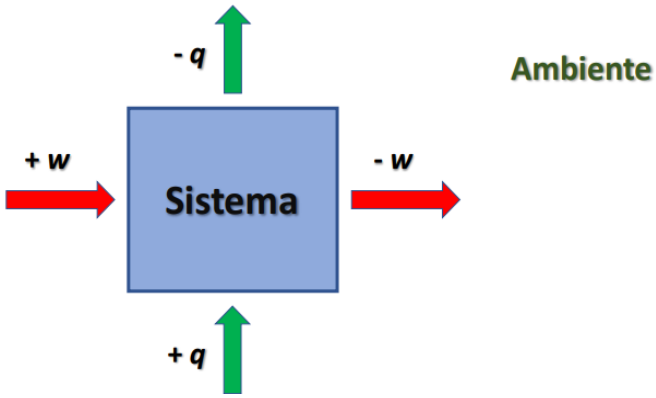
$$q = C \times \Delta T \times m$$

$$69{,}3\ cal = c_e\, x\, (28\ °C - 15°C)\ x\ 50{,}80\ g$$

$$\mathbf{c_e = 0,10 \frac{cal}{g\ °C}}$$

Ejercicio N°3: Calorimetría

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



$$q = C \times \Delta T \times m$$

$$7322\,J = 4{,}18 \frac{J}{g\,°C}\; x(50\,°C - 15°C)\; x\; m$$

$$\mathbf{m = 50{,}05\; g}$$

Sistemas de dos componentes

Ejercicio N°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_2O es de 27,6 °C. ¿Cuál es el calor específico de la plata?

T inicial$_{agua}$= 23,2 °C

T final$_{agua}$= 27,6 °C

C_{H2O}= 4,18 J/g °C

$$q = C \times \Delta T \times m$$

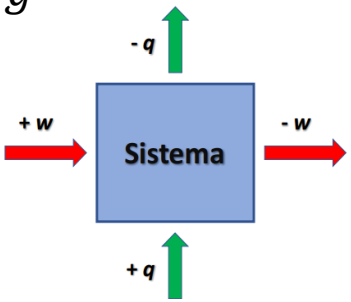
$$q = 4{,}18 \frac{J}{g\,°C}\ x(27{,}6\,°C - 23{,}2\,°C)\ x\ 50{,}0\ g$$



Calorimetría a *Presión* Constante

$$q_{absorbido} = 919{,}6\ J$$

$$q_{absorbido} = -q_{transferido}$$



$$-919{,}6\ J = C_{Ag}\ x(27{,}6\,° - 80{,}0\,°C)\ x\ 75{,}0\ g$$

$$\boldsymbol{C_{Ag} = 0{,}23 \frac{J}{g\,°C}}$$

Ejercicio N°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 especifico del plomo? d= 1 g/mL

T inicial$_{agua}$= 22,5 °C

T final$_{agua}$= 23,17 °C

C_{H2O}= 4,18 J/g °C

$$q = C \times \Delta T \times m$$

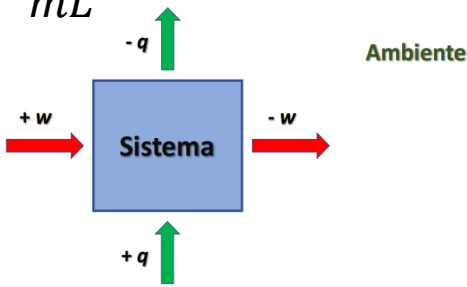
$$q = 4{,}18 \frac{J}{g\,°C}\ x(23{,}17\,°C - 22{,}5\,°C)\ x\ (100\,mL\ x\ 1\frac{g}{mL})$$



Calorimetría a *Presión* Constante

$$q_{absorbido} = 280,1J$$

$$q_{absorbido} = -q_{transferido}$$



$$-280{,}1\ J = C_{Pb}\ x\ (23,17°C - 89{,}98\,°C)\ x\ 26{,}47\ g$$

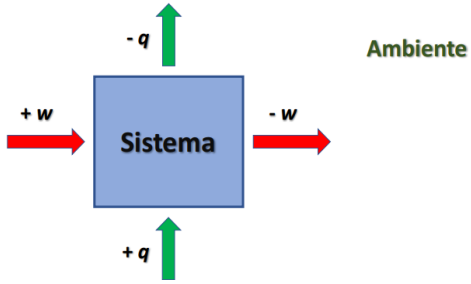
$$\boldsymbol{C_{Pb} = 0,158 \frac{J}{g\,°C}}$$

Ejercicio N°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 solución 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)

$T\ inicial_{café}$= 70°C	$T\ inicial_{taza}$= 20 °C
T final= ?	T final= ?
C_{agua}= 1,00 cal/g °C	C_{Al}= 0,215 cal/g °C
$Masa_{café}$= 300 g	$Masa_{taza}$= 120 g

$$q = C \times \Delta T \times m$$



$$q_{absorbido} = -q_{transferido}$$

$$0{,}215\,\frac{cal}{g\,°C}\ x\ (T_{final} - 20\ °C)\ x\ 120\ g = -1{,}00\,\frac{cal}{g\,°C}\ x (T_{final} - 70\ °C)\ x\ 300\ g$$

$$(T_{final} - 20\ °C) = -11{,}63\ (T_{final} - 70\ °C)$$

$$T_{final} + 11{,}63\ T_{final} = 814\ °C + 20\ °C$$

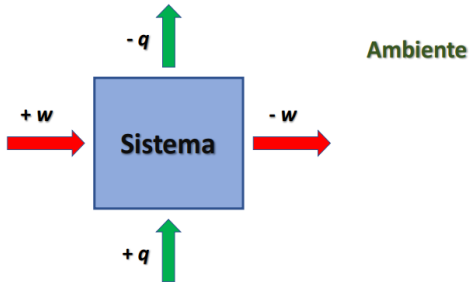
$$\boldsymbol{T_{final} = 66\ °C}$$

Sistemas de multicomponente

Ejercicio N°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?

$q = C \times \Delta T \times m$



$$q_{absorbido} = -\, q_{transferido}$$

$$q_{absorbido} = (q_{agua} + q_{calorímeto}) = -qcobre$$

$$4{,}18\,\frac{J}{g\,K}\ x\ (T_{final} - 20\,°C)\ x\ 100\ g + \ 250\,\frac{J}{K}\ x\ (T_{final} - 20\,°C) = \text{-}0{,}39\,\frac{J}{g\,K}\ x\ (T_{final}\ - 220\,°C)\ x\ 500\ g$$

$$(T_{final} - 20\,°C)\ x\ 668\,\frac{J}{K} = \text{-}\ (T_{final}\ - 220\,°C)\ x\ 195\,\frac{J}{K}$$

$$T_{final} - 20\,°C\ = -\,0{,}292\,T_{final} + 64{,}24\,°C$$

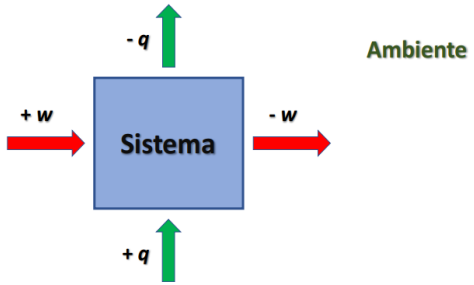
$$T_{final} + 0{,}292\,T_{final}\ = 64{,}24\,°C + 20\,°C$$

$$\boldsymbol{T_{final} = 65\,°C}$$

Ejercicio N°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.

$$q = C \times \Delta T \times m$$



$$q_{absorbido} = -q_{transferido}$$

$$q_{absorbido} = (q_{agua} + q_{calorímeto(Fe)}) = -q_{Plomo(Pb)}$$

$$1\frac{cal}{g\,°C}\ x\ (23\,°C - 20\,°C)\ x\ 350\ g + 0{,}107\frac{cal}{g\,°C}\ x\ (23\,°C - 20\,°C)\ x\ 300\ g = -\ C_{Pb}\ x(23\,°C\ - 98\,°C)\ x\ 500\ g$$

$$C_{Pb} = \frac{1146{,}3\ cal}{37500\ g\,°C}$$

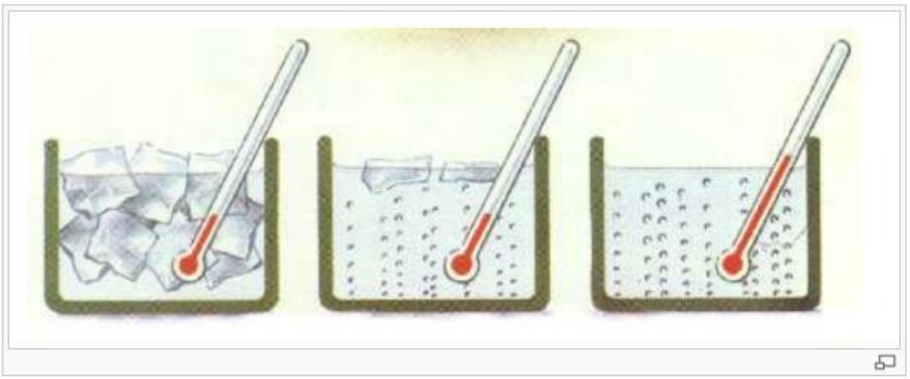
$$\mathbf{C_{Pb} = 0{,}031\frac{cal}{g\,°C}}$$

Ejercicio N°9: Calor de fusión

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. Determina:

b) La Temperatura final del sistema

a) Si se funde todo el hielo (justifica con cálculos)



$$q_{absorbido} = -q_{transferido}$$

Calor absorbido por el hielo para fundirlo + Calor ganado por el hielo fundido = Calor transferido por el agua (mayor T°)

Ejercicio N°9: Calor de fusión

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. Determina:

b) La Temperatura final del sistema

a) Si se funde todo el hielo (justifica con cálculos)

$$q_{absorbido} = -q_{transferido}$$

$$q_{hielo} + qf_{usión} = -q_{agua}$$

$$0{,}5\,\frac{cal}{g\,°C}\ x\ (T_{final} - 0\,°C)\ x\ 100\ g + 100g\ x\ 80\,\frac{cal}{g} = -1{,}00\,\frac{cal}{g\,°C}\ x\ (T_{final} - 20\,°C)\ x\ (1\ L\ x\ \frac{1000mL}{1\ L}\ x\ 1\,\frac{g}{mL})$$

$$50\,\frac{cal}{°C}\ T_{final} + 8000\ cal = -1000\,\frac{cal}{°C} T_{final} + 20000\ cal$$

$$50\,\frac{cal}{°C}\ Tf_{inal} + 1000\,\frac{cal}{°C} T_{final} = 20000\ cal - 8000\ cal$$

$$\boldsymbol{T_{final} = 11{,}4\,°C}$$

Ejercicio N°9: Calor de fusión

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. Determina:

b) Si se funde todo el hielo (justifica con cálculos)

$$-q_{agua} = -1{,}00\,\frac{cal}{g\,°C}\; x\; (11{,}4\,°C - 20\,°C)\; x\; \left(1\,L\; x\,\frac{1000mL}{1\,L}\; x\; 1\,\frac{g}{mL}\right) = 8600\; cal$$

$$Q_{fusión} = 100 \text{ x } 80\,\frac{\text{cal}}{\text{g}} = 8000\; cal$$

Si ya que el calor entregado por el agua ($8600\; cal$*) es superior al calor necesario para fundir 100 g de hielo (*$8000\; cal$*)*

Ejercicio N°10: Calor de neutralización

Una muestra de 100 mL de HCl 0,500M 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).

$$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NaCl_{(s)} + H_2O_{(l)}$$

0,1 L x 0,5 mol/L
0,05 mol

0,1 L x 0,5 mol/L
0,05 mol

0,1 L x 0,5 mol/L
0,05 mol

$$q_{\text{absorbi}do\ por la\ solución} = -q_{\text{producido por la reacción}}$$

$$q = 4{,}184 \frac{J}{g\,°C}\ x\ (25{,}86\ °C\ -\ 22{,}50\ °C)\ x\ (200\ mL\ x\ 1\frac{g}{mL})$$

$$\mathbf{q = 2811{,}6\ J}$$

Calor de neutralización es el calor liberado por cada mol de agua producida

$$q_{\text{neutralización}} = -2811{,}6\ \text{J x}\ 1/0{,}05\ \text{mol}$$

$$\mathbf{q_{neutralización} = -56232\ J/mol}$$

Ejercicio N°1: Termodinámica

Entalpía de formación

1. Calcular el cambio de entalpía de la combustión de 1 mol de etanol (C_2H_5OH), según las siguientes entalpias 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

$$C_2H_5OH_{(l)} + 3O_{2\ (g)} \rightarrow 2CO_{2\ (g)} + 3H_2O_{\ (l)}$$

$$\Delta \boldsymbol{H}° = \boldsymbol{n}\Delta \boldsymbol{H}°_{\mathbf{f}}(\boldsymbol{productos}) - \mathbf{n}\Delta \boldsymbol{H}°_{\mathbf{f}}(\boldsymbol{reactantes})$$

$$\Delta H° = \left(2x(-393{,}5\,\frac{kJ}{mol}) + 3x(-285{,}5\,\frac{kJ}{mol})\right) + 277.7\,\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H° = -1365{,}8\,\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\,\text{x}\,1\text{mol}\,C_2H_5OH$$

$$\Delta \boldsymbol{H}° = \mathbf{-1365{,}8\ kJ}$$

Ejercicio N°2: Termodinámica

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

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

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

$$\Delta H° = n\Delta H°_f(productos) - n\Delta H°_f(reactantes)$$

Asumiendo 1 mol de formación de hidracina:

$$-224{,}8\frac{kj}{mol} = \left(\Delta H_f° N_2O_4 - 285{,}5\frac{kJ}{mol}\right) - \left(81{,}6\frac{kJ}{mol} + 2x\left(-46{,}11\frac{kj}{mol}\right)\right)$$

$$\Delta H_f° N_2O_4 = 50{,}08\frac{kJ}{mol}$$

Ejercicio N°3: Termodinámica

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?

$$\Delta H° = n\Delta H°_f(productos) - n\ \Delta H°_f(reactantes)$$

$$\Delta H° = -223{,}9\,\frac{kcal}{mol} - \left(-152{,}0\,\frac{kcal}{mol} - 68{,}52\,\frac{kcal}{mol}\right)$$

$$\Delta H° = -3{,}38\,\frac{kcal}{mol}$$

Recordemos…

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$$

$$\Delta E = q_p - P\Delta V$$

$$\therefore \Delta H = q_p$$

$$q_p = -3{,}38\,\frac{kcal}{mol}\ x\ (1kg\ CaO\,\frac{1000g}{1kg}\ x\,\frac{1mol\ CaO}{56{,}08\ g})$$

$$\Delta H = q_p = -60{,}27\ kcal$$

Ejercicio N°3: Termodinámica

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?

$$1\text{kg CaO}\frac{1000\text{g}}{1\text{kg}}\ \text{x}\frac{1\text{mol CaO}}{56{,}08\ \text{g}} = 17{,}8\ \text{mol CaO}$$

$$1\ \text{mol CaO} \rightarrow 17{,}83\ \text{mol CaO}$$

$$1\ \text{mol Ca(OH)}_2 = 17{,}83\ \text{mol Ca(OH)}_2$$

$$17{,}8\ \text{mol Ca(OH)}_2\ \frac{74{,}093\ g}{1\text{mol Ca(OH)}_2} = 1318.9\ g$$

Se forma 1,3 kg de cal apagada: $Ca(OH)_2$

Ejercicio N°4: Ley de Hess

4. La glucólisis es proceso de obtención de energía a partir de glucosa en condiciones anaeróbicas que ocurre en el citoplasma celular. 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 entalpia estándar de la glucólisis.

$C_6H_{12}O_{6(s)} + 6\ O_{2(g)} \rightarrow 6\ CO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(l)}$ $\quad \Delta H° = -2808$ kj/mol

$CH_3CH(OH)COOH_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(l)}$ $\quad \Delta H° = -1344$ kj/mol **x-2**

$C_6H_{12}O_{6(s)} + 6\ O_{2(g)} \rightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l)$ $\quad \Delta \mathbf{H}° = -2808$ kj/mol

$6\ CO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(l)} \rightarrow 2\ CH_3CH(OH)COOH_{(s)} + 6\ O_{2(g)}$ $\quad \Delta \mathbf{H}° = 2688$ kj/mol

---

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

$$\Delta H° = -2808 \frac{\text{k}J}{\text{mol}} + 2688 \frac{\text{k}J}{\text{mol}}$$

$$\Delta \boldsymbol{H°} = \mathbf{-120} \frac{\mathbf{k}J}{\boldsymbol{mol}}$$

Ejercicio N°5: Ley de Hess

5. La reacción de síntesis del acetileno, C_2H_2, es:

$2\ C(grafito) + H_2(g) \rightarrow C_2H_2(g)$

Calcula su variación de entalpía a partir de las siguientes ecuaciones:

$C_{(grafito)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$	$\Delta H° = -393{,}5$ kJ	**x2**
$H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$	$\Delta H° = -285{,}8$ kJ	
$2\ C_2H_{2(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 4\ CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(l)}$	$\Delta H° = -2598{,}8$ kJ	**x-1/2**

$2\ C_{(grafito)} + 2\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)}$ $\quad \Delta \mathbf{H}° = -787$ kJ

$H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\quad \Delta \mathbf{H}° = -285{,}8$ kJ

$2\ CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow C_2H_{2(g)} + 5/2\ O_{2(g)}$ $\quad \Delta \mathbf{H}° = 1299{,}4$ kJ

$2\ C_{(grafito)} + H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{2(g)}$

$$\Delta H° = -787\ kJ - 285{,}8\ kJ + 1299{,}4\ kJ$$

$$\Delta \boldsymbol{H}° = \mathbf{226{,}6\ kJ}$$

Ejercicio N°6: 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

$$\mathbf{2}PCl_{3\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow \mathbf{2}POCl_{3\,(l)}$$

$$\Delta \boldsymbol{S}° = \boldsymbol{n}\Delta \boldsymbol{S}°(\boldsymbol{productos}) - \mathbf{n}\Delta \boldsymbol{S}°(\boldsymbol{reactantes})$$

$$\Delta S° = 2x\ 222{,}4\frac{\mathrm{k}cal}{\mathrm{mol}} - \left(2x\ 311{,}8\frac{J}{K} + 205{,}1\frac{J}{K}\right)$$

$$\Delta S° = -383{,}9\frac{\mathrm{J}}{\mathrm{K}}$$

$$\Delta \boldsymbol{G} = \Delta \boldsymbol{H} - \boldsymbol{T}\Delta \boldsymbol{S}$$

$$\Delta G = -620{,}2\ kJ + (298K\ x\ 383{,}9\frac{J}{K}x\frac{1kJ}{1000J})$$

$$\Delta \boldsymbol{G} = \mathbf{-505{,}8}\ \boldsymbol{kJ}$$

$\therefore\ \Delta \boldsymbol{G} < \mathbf{0}\ \boldsymbol{El\ proceso\ es\ espontáneo}.$

Ejercicio N°7: Espontaneidad de procesos

Determine si el proceso es espontáneo

7. Mediante la 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:

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

y sabiendo 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.

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

$$\Delta \boldsymbol{H}° = \Delta \boldsymbol{H}°_{\mathbf{f}}(\boldsymbol{productos}) - \Delta \boldsymbol{H}°_{\mathbf{f}}(\boldsymbol{reactantes})$$

$$\Delta H° = -1273{,}3\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \left(6x(-393{,}5\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) + 6x(-285{,}8\frac{kJ}{mol})\right)$$

$$\Delta H° = 2802{,}5\frac{kJ}{mol}\left(9\text{ g } C_6H_{12}O_6\ \text{x}\frac{1\text{mol } C_6H_{12}O_6}{180{,}16\text{ g}}\right)$$

$$\Delta \boldsymbol{H}° = \mathbf{140\ kJ}$$

Ejercicio N°7: Espontaneidad de procesos

Determine si el proceso es espontáneo

7. Mediante la 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:

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

y sabiendo 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.

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

$$\Delta \boldsymbol{S}° = \boldsymbol{n}\Delta \boldsymbol{S}°(\boldsymbol{productos}) - \mathbf{n}\Delta \boldsymbol{S}°(\boldsymbol{reactantes})$$

$$\Delta S° = \left(212{,}1\frac{\mathrm{J}}{\mathrm{mol}\,K} + 6x205\frac{\mathrm{J}}{\mathrm{mol}\,K}\right) - \left(6x213{,}6\frac{\mathrm{J}}{\mathrm{mol}\,K} + 6x69{,}9\frac{\mathrm{J}}{\mathrm{mol}\,K}\right)$$

$$\Delta S° = -258{,}9\frac{\mathrm{J}}{mol\ \mathrm{K}}$$

$$\Delta \boldsymbol{G} = \Delta \boldsymbol{H} - \boldsymbol{T}\Delta \boldsymbol{S}$$

$$\Delta G = 2802{,}5\frac{kJ}{mol} - \left(298K\ x\ (-258{,}9\frac{\mathrm{J}}{mol\ \mathrm{K}})\frac{1kJ}{1000J}\right)$$

$$\Delta \boldsymbol{G} = \mathbf{2879{,}7}\ \boldsymbol{kJ/mol}$$

$$\therefore\ \Delta \boldsymbol{G} > \mathbf{0}\ \boldsymbol{El\ proceso\ no\ es\ espontáneo}.$$

PONTIFICIA UNIVERSIDAD CATÓLICA DE CHILE

QIM100E-3 Taller N°2, 1° semestre 2020

22-04-2020

Romina Bassi Castillo

robassi@uc.cl