

TEMA Nº 11. EJERCICIOS DE CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

1.- Queremos aumentar en 45°C la temperatura de 10 litros de agua. ¿Qué cantidad de calor debemos suministrar?. $C_{e_{agua}} = 4186 \text{ J / (Kg} \cdot \text{K)}$

Resolución:

Unidades:

$$\Delta t = 45^\circ\text{C}$$

$$V_{\text{agua}} = 10 \text{ L} \cdot 1000 \text{ cm}^3 / 1 \text{ L} = 10000 \text{ cm}^3$$

$$m_{\text{agua}} = 10000 \text{ cm}^3 \cdot 1 \text{ g / cm}^3 = 10000 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 10 \text{ kg}$$

$$C_{e_{agua}} = 4186 \text{ J / (kg} \cdot ^\circ\text{C)}$$

Los grados Kelvin pueden ser sustituidos por °C.

$$Q_{\text{ganadoagua}} = m_{\text{agua}} \cdot C_{e_{agua}} \cdot \Delta t$$

$$Q_{\text{ganadoagua}} = 10 \text{ Kg} \cdot 4185 \text{ J / (Kg} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot 45 ^\circ\text{C}$$

$$Q_{\text{ganadoagua}} = 188 \text{ J}$$

2.- Queremos aumentar la temperatura de una sustancia que se encuentra inicialmente a 20°C a 80°C. Si su calor específico es de 0,50 cal/(g.°C) determinar la cantidad de calor que debemos suministrar a 1,25 Kg de dicha sustancia.

Resolución:

Unidades:

$$t_o = 20^{\circ}\text{C}$$

$$t_f = 80^{\circ}\text{C}$$

$$C_e = 0,50 \text{ cal} / (\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C})$$

$$m = 1,25 \text{ Kg} \cdot 1000 \text{ g} / 1 \text{ Kg} = 1250 \text{ g}$$

$$Q_{\text{ganado}} = m \cdot C_e \cdot \Delta t$$

$$Q_{\text{ganado}} = 1250 \text{ g} \cdot 0,50 \text{ cal} / (\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}) \cdot (80 - 20)^{\circ}\text{C}$$

$$Q_{\text{ganado}} = 37500 \text{ cal} \cdot 1 \text{ J} / 0,24 \text{ cal} = 156250 \text{ Julios}$$

3.- El calor de combustión de la nafta es $11 \cdot 10^3 \text{ cal/g}$. ¿Cuál es la masa de nafta que debemos quemar para obtener $40 \cdot 10^7 \text{ cal}$?

Resolución:

Unidades:

$$Q_{\text{combustión}} = 11 \cdot 10^3 \text{ cal} / \text{g}$$

La resolución del problema se basa en saber interpretar el dato

$$Q_{\text{combustión}} = 11 \cdot 10^3 \text{ cal/g}$$

$$1 \text{ g de nafta libera} / 11 \cdot 10^3 \text{ cal}$$

$$40 \cdot 10^7 \text{ cal} \cdot 1 \text{ g} / 11 \cdot 10^3 \text{ cal} = 3,63 \cdot 10^4 \text{ g}$$

4.- Para calentar 800 g de una sustancia de 0°C a 60°C fueron necesarias 4.000 cal. Determine el calor específico y la capacidad térmica de la sustancia.

Resolución:

Unidades:

$$Q_{\text{ganado}} = m \cdot Ce \cdot \Delta t$$

$$m = 800 \text{ g}$$

$$t_0 = 0^\circ\text{C}$$

$$t_f = 60^\circ\text{C}$$

$$Q = 4000 \text{ Cal}$$

$$4000 \text{ Cal} = 800 \text{ g} \cdot Ce \cdot (60 - 0)^\circ\text{C}$$

$$4000 \text{ Cal} = 48000 \text{ g} \cdot ^\circ\text{C} \cdot Ce$$

$$Ce = 4000 \text{ Cal} / 48000 \text{ g} \cdot ^\circ\text{C}$$

$$Ce = 0,08 \text{ Cal} / (\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$

En lo referente a la capacidad térmica:

$$C_{\text{térmica}} = \Delta Q / \Delta T$$

$$C_{\text{térmica}} = 4000 \text{ cal} / (60 - 0)^\circ\text{C} = 66,7 \text{ cal} / ^\circ\text{C}$$

5.- ¿Cuál es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 200 g de cobre de 10 °C a 80 °C?. Considere el calor específico del cobre igual a 0,093 cal /g °C.

Resolución:

Unidades:

$$Q_{\text{ganado}} = m \cdot Ce \cdot \Delta t$$

$$m = 200 \text{ g}$$

$$t_0 = 10^\circ\text{C}$$

$$t_f = 80^\circ\text{C}$$

$$Ce = 0,093 \text{ cal} / (\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$

$$Q_{\text{ganado}} = 200 \text{ g} \cdot 0,093 \text{ cal} / (\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (80 - 10)^\circ\text{C}$$

$$Q_{\text{ganado}} = 1302 \text{ cal}$$

6.- Considere un bloque de cobre de masa igual a 500 g a la temperatura de 20 °C. Siendo: $c_{\text{cobre}} = 0,093 \text{ cal} / \text{g} \cdot ^\circ\text{C}$. Determine: a) la cantidad de calor que se debe ceder al bloque para que su temperatura aumente de 20 °C a 60 °C y b) ¿cuál será su temperatura cuando sean cedidas al bloque 10.000 cal?

Resolución:

Unidades:

a) $Q_{\text{ganado}} = m \cdot Ce \cdot \Delta t$

$m_{\text{Cu}} = 500 \text{ g}$

$t_{\text{Cu}} = 20^{\circ}\text{C}$

$Ce_{\text{Cu}} = 0,093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C})$

$t_f = 60^{\circ}\text{C}$

$Q_{\text{ganado}} = 500 \text{ g} \cdot 0,093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}) \cdot (60-20)^{\circ}\text{C}$

$Q_{\text{ganado}} = 1860 \text{ cal}$

b)

$Q_{\text{ganado}} = m \cdot Ce \cdot \Delta t$

$10000 \text{ cal} = 500 \text{ g} \cdot 0,093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}) \cdot (t_f - 20)^{\circ}\text{C}$

$10000 \text{ cal} = 46,5 \text{ cal}/^{\circ}\text{C} \cdot (t_f - 20)^{\circ}\text{C}$

$10000 = 46,5 \cdot t_f \cdot (1/^{\circ}\text{C}) - 930$

$10000 = 46,5 \cdot t_f \cdot (1/^{\circ}\text{C}) - 930$

$(10000 + 930)^{\circ}\text{C} = 46,5 \cdot t_f$

$10930^{\circ}\text{C} = 46,5 \cdot t_f ; t_f = 10930^{\circ}\text{C} / 46,5 = 235,05^{\circ}\text{C}$

7.- Un bloque de 300 g de hierro se encuentra a 100°C . ¿Cuál será su temperatura cuando se retiren de él 2.000 cal? Sabiendo que: $c_{\text{hierro}} = 0,11 \text{ cal}/\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}$.

Resolución:

Unidades:

$- Q_{\text{cedido}} = m \cdot Ce \cdot \Delta t$

$m = 300 \text{ g}$

$t_o = 100^{\circ}\text{C}$

$Q = - 2000 \text{ cal}$

$Ce = 0,11 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C})$

$- 2000 \text{ cal} = 300 \text{ g} \cdot 0,11 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}) \cdot (t_f - 100^{\circ}\text{C})$

$-2000 = 33 \cdot 1/^{\circ}\text{C} t_f - 3300 1/^{\circ}\text{C} \cdot ^{\circ}\text{C}$

$-2000 = 33/^{\circ}\text{C} t_f - 3300/^{\circ}\text{C} \cdot ^{\circ}\text{C}$

$-2000^{\circ}\text{C} = 33/^{\circ}\text{C} t_f - 3300$

$- 2000^{\circ}\text{C} = 33 t_f - 3300^{\circ}\text{C}$

$$(-2000 + 3300)^{\circ}\text{C} = 33 \text{ tf}$$

$$(3300 - 2000)^{\circ}\text{C} = 33 \text{ tf}$$

$$1300^{\circ}\text{C} = 33 \text{ tf} \quad ; \quad \text{tf} = 1300^{\circ}\text{C} / 33 = \mathbf{39,39^{\circ}\text{C}}$$

8.- Sean 400 g de hierro a la temperatura de 80 °C. Determine su temperatura después de haber cedido 1.000 cal. Sabiendo que: $c_{\text{hierro}} = 0,11 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$.

Resolución:

Unidades:

$$- Q_{\text{cedido}} = m \cdot C_e \cdot \Delta t$$

$$m = 400 \text{ g}$$

$$T_o = 80^{\circ}\text{C}$$

$$Q = - 1000 \text{ cal}$$

$$C_e = 0,11 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C})$$

$$-1000 \text{ cal} = 400 \text{ g} \cdot 0,11 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}) \cdot (\text{tf} - 80^{\circ}\text{C})$$

$$-1000 = 400 \cdot 0,11/^{\circ}\text{C} \cdot (\text{tf} - 80^{\circ}\text{C})$$

$$-1000 = 44 \cdot \text{tf} \cdot (1/^{\circ}\text{C}) - 3520 \cdot (1/^{\circ}\text{C}) \cdot ^{\circ}\text{C}$$

$$-1000 = 44 \text{ tf } (1/^{\circ}\text{C}) - 3520$$

$$-1000^{\circ}\text{C} = 44 \text{ tf } (1/^{\circ}\text{C}) - 3520$$

$$-1000^{\circ}\text{C} = 44 \text{ tf} - 3520^{\circ}\text{C}$$

$$-1000^{\circ}\text{C} + 3520^{\circ}\text{C} = 44 \text{ tf}$$

$$2520^{\circ}\text{C} = 44 \text{ tf} \quad ; \quad \text{tf} = 2520/44^{\circ}\text{C} = \mathbf{57,27^{\circ}\text{C}}$$

9.- Para calentar 600 g de una sustancia de 10 °C a 50 °C fueron necesarias 2.000 cal. Determine el calor específico y la capacidad térmica de la sustancia.

Resolución: *Se suministra energía y esta es positiva*

Unidades:

$$Q = m \cdot Ce \cdot \Delta t$$

m = 600 g

$$2000 \text{ cal} = 600 \text{ g} \cdot Ce \cdot (50 - 10)^\circ\text{C}$$

to = 10°C

$$2000 \text{ cal} = 2400 \text{ g} \cdot Ce \cdot ^\circ\text{C}$$

tf = 50°C

$$Ce = 2000 \text{ cal} / 2400 \cdot \text{g} \cdot ^\circ\text{C}$$

Q = 2000 cal

$$Ce = 0,83 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$

En lo referente a la capacidad térmica:

$$C_{\text{térmica}} = \Delta Q / \Delta t$$

$$C_{\text{térmica}} = 2000 \text{ cal} / (50-10)^\circ\text{C} = 50 \text{ cal}/^\circ\text{C}$$

10.- ¿Cuál es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 300 g de cobre de 20 °C a 60 °C?. Siendo: $c_{\text{cobre}} = 0,093 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$.

Resolución:

Unidades:

$$Q = m \cdot Ce \cdot \Delta t$$

m = 300 g

to = 20°C

$$Q = 300 \text{ g} \cdot 0,093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (60 - 20)^\circ\text{C}$$

tf = 60°C

Ce = 0,093 cal / (g · °C)

$$Q = 1116 \text{ cal}$$

11.- Queremos enfriar un recipiente de metal mediante la adición de 2 litros de agua. El recipiente tenía una temperatura inicial de 80°C y queremos que pase a 25°C. El recipiente tiene una masa de 750 g, y la temperatura del agua es de 10°C. Determinar el calor específico del metal del recipiente.

Dato: Calor específico del agua = 4180 J/(kg·°C).

Resolución:**Unidades**

$$V_{\text{agua}} = 2 \text{ L}$$

$$t_{\text{recipiente}} = 80^{\circ}\text{C}$$

$$t_{\text{frecipiente}} = 25^{\circ}\text{C}$$

$$m_{\text{recipiente}} = 750 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg}/1000 \text{ g} = 0,750 \text{ Kg}$$

$$t_{\text{agua}} = 18^{\circ}\text{C}$$

$$d_{\text{agua}}: 1 \text{ g} / \text{cm}^3$$

$t^{\circ}\text{e} = 25^{\circ}$
$80^{\circ}\text{C} > t^{\circ}\text{e} > 10^{\circ}\text{C}$

$$d_{\text{agua}} = m_{\text{agua}}/v_{\text{agua}}$$

$$m = d \cdot V = 1 \text{ g/cm}^3 \cdot 2 \text{ L} \cdot 1000 \text{ cm}^3 / 1 \text{ L} = 2000 \text{ g}$$

$$= 2000 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 2 \text{ Kg de agua}$$

$$-Q_{\text{cedido metal}} = Q_{\text{ganado agua}}$$

Qcedido < 0

$$[-(m_{\text{metal}} \cdot C_{\text{metal}} (t_{\text{e}} - t_{\text{metal}}))] = m_{\text{agua}} \cdot C_{\text{agua}} \cdot (t_{\text{e}} - t_{\text{agua}})$$

$$[-(0,750 \text{ Kg} \cdot C_{\text{metal}} \cdot (25 - 80)^{\circ}\text{C})] =$$

$$= 2 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J} / \text{Kg} \cdot ^{\circ}\text{C} \cdot (25 - 10)^{\circ}\text{C}$$

$$41,25 C_{\text{metal}} \text{ Kg} \cdot ^{\circ}\text{C} = 125400 \text{ J} ; C_{\text{metal}} = 125400 \text{ J} / 41,25 \text{ Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}$$

$$C_{\text{metal}} = 125400/41,25 \text{ (J} / \text{Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}) = 3040 \text{ J} / \text{Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}$$

12.- En un calorímetro que contiene 1,5 Kg de agua a 20°C introducimos un trozo de cobre de masa 0,75 Kg que está a una temperatura de 90°C. Una vez alcanzado el equilibrio térmico, la temperatura que marca el termómetro del calorímetro es 25°C. El calorímetro y todos los instrumentos necesarios ganan la misma cantidad de calor que 750 g de agua (equivalente en agua del calorímetro). Calcular el calor específico del cobre. El calor específico del agua es 4180 J/kg.°C

Resolución:

EJERCICIOS DE CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

Unidades:

$$m_{\text{agua}} = 1,5 \text{ Kg}$$

$$t_{\text{agua}} = 20^{\circ}\text{C}$$

$$m_{\text{cobre}} = 0,75 \text{ Kg}$$

$$t_{\text{cobre}} = 90^{\circ}\text{C}$$

$$t_e = 25^{\circ}\text{C}$$

$$E_{\text{q}_{\text{agua}}} = 750 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 0,750 \text{ Kg}$$

$$C_{e_{\text{agua}}} = 4180 \text{ J/Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}$$

$$C_{e_{\text{cobre}}} = ?$$

Según los datos podemos afirmar que el cobre cede calor al agua.

Recordar:

$$-Q_{\text{cedido}} = Q_{\text{ganado}}$$

$$- m_{\text{cobre}} \cdot C_{e_{\text{cobre}}} \cdot \Delta t_{\text{cobre}} = m_{\text{agua}} \cdot C_{e_{\text{agua}}} \cdot \Delta t_{\text{agua}} + E_{\text{q}} \cdot C_{e_{\text{agua}}} \cdot \Delta t_{\text{agua}}$$

$$-0,75 \text{ Kg} \cdot C_{e_{\text{cobre}}} \cdot (t_e - t_{\text{cobre}}) = 1,5 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J/(Kg} \cdot ^{\circ}\text{C)} \cdot (t_e - t_{\text{agua}})^{\circ}\text{C}$$

$$+ 0,750 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J/(Kg} \cdot ^{\circ}\text{C)} \cdot (t_e - t_{\text{agua}})^{\circ}\text{C}$$

$$-0,75 \text{ Kg} \cdot C_{e_{\text{cobre}}} \cdot (25 - 90)^{\circ}\text{C} = 1,5 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J/(Kg} \cdot ^{\circ}\text{C)} \cdot (25 - 20)^{\circ}\text{C} +$$

$$+ 0,750 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J/(Kg} \cdot ^{\circ}\text{C)} \cdot (25 - 20)^{\circ}\text{C}$$

$$48,75 \cdot C_{e_{\text{cobre}}} \cdot \text{Kg} \cdot ^{\circ}\text{C} = 31350 \text{ J} + 15675 \text{ J}$$

$$82,5 \cdot C_{e_{\text{cobre}}} \cdot \text{Kg} \cdot ^{\circ}\text{C} = 47025 \text{ J}$$

$$C_{e_{\text{cobre}}} = 47025 \text{ J} / (82,5 \text{ Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}) = 570 \text{ J/(Kg} \cdot ^{\circ}\text{C)}$$

13.- Mezclamos 1500 g de agua a 20°C con un trozo de cobre de masa 75 g a una temperatura de 90°C. Calcula la temperatura final de la mezcla.

DATOS: $C_{e_{\text{agua}}} = 4180 \text{ J/Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}$; $C_{e_{\text{Cu}}} = 390 \text{ J/Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}$.

Resolución:

Para acelerar la resolución de los ejercicios omitiremos las unidades. Para poder hacer esto, debéis comprobar que trabajamos con todas las magnitudes en el mismo, S.I.

Unidades:

$$m_{\text{agua}} = 1500 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 1,5 \text{ Kg}$$

$$t_{\text{agua}} = 20^{\circ}\text{C}$$

$$m_{\text{cobre}} = 75 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 0,075 \text{ Kg}$$

$$t_{\text{cobre}} = 90^{\circ}\text{C}$$

$$C_{e_{\text{agua}}} = 4180 \text{ J/Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}$$

$$C_{e_{\text{cobre}}} = 390 \text{ J/(Kg} \cdot ^{\circ}\text{C)}$$

En los Equilibrios térmicos:

$$-Q_{\text{cedido}} = Q_{\text{ganado}}$$

El cobre cede calor al agua puesto que está a mayor temperatura.

$$-m_{\text{cobre}} \cdot C_{e_{\text{cobre}}} \cdot \Delta t = m_{\text{agua}} \cdot C_{e_{\text{agua}}} \cdot \Delta t$$

$$-0,075 \cdot 390 \cdot (t_e - t_{\text{cobre}}) = 1,5 \cdot 4180 \cdot (t_e - t_{\text{agua}})$$

$$-29,25 \cdot (t_e - 90) = 6299,25 (t_e - 20)$$

$$-29,25 t_e + 2632,5 = 6299,25 t_e - 125985$$

$$2632,5 + 125985 = 6299,25 t_e + 29,25 t_e$$

$$128617,5 = 6328,5 t_e ; t_e = 128617,5 / 6328,5 = 20,32^{\circ}\text{C}$$

14.- Un calorímetro de cobre de 80 g contiene 62 gramos de un líquido a 20°C. En el calorímetro es colocado un bloque de aluminio de masa 180 g a 40°C. Sabiendo que la temperatura de equilibrio es de 28°C, determinar el calor específico del líquido.

DATOS: $C_{e_{\text{Cu}}} = 0,092 \text{ cal /g} \cdot ^{\circ}\text{C}$ y $C_{e_{\text{Al}}} = 0,217 \text{ cal /g} \cdot ^{\circ}\text{C}$

Resolución:

Suponiendo que en el calorímetro **el cobre y el líquido** se encuentren en equilibrio térmico con **el aluminio** y sabiendo que el aluminio cederá calor al conjunto calorímetro-líquido, podemos escribir:

$$-Q_{cedidoaluminio} = Q_{ganadocobre} + Q_{ganadolíquido}$$

$$-m_{aluminio} \cdot C_{ealuminio} \cdot \Delta t = m_{cobre} \cdot C_{ecobre} \cdot \Delta t + m_{líquido} \cdot C_{eagua} \cdot \Delta t$$

$$-180 \text{ g} \cdot 0,217 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) (28 - 40)^\circ\text{C} = 80 \text{ g} \cdot 0,092 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (28 - 20)^\circ\text{C} \\ + 62 \text{ g} \cdot C_{elíquido} \cdot (28 - 20)^\circ\text{C}$$

$$468,72 \text{ cal} = 58,88 \text{ cal} + 496 \cdot C_{elíquido} \text{ g} \cdot ^\circ\text{C}$$

$$409,84 \text{ cal} = 496 \cdot C_{elíquido} \text{ g}^\circ\text{C}$$

$$C_{elíquido} = 409,84 \text{ cal} / (496 \text{ g} \cdot ^\circ\text{C})$$

$$C_{elíquido} = 0,826 \text{ cal} / (\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$

15.- Un calorímetro de cobre de 60 g contiene 25 g de agua a 20 °C. En el calorímetro es colocado un pedazo de aluminio de masa 120 g a 60 °C. Siendo los calores específicos del cobre y del aluminio, respectivamente iguales a 0,092 cal / g °C y 0,217 cal / g °C; determine la temperatura de equilibrio térmico.

DATO: $C_{eagua} = 1 \text{ cal} / (\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$

Resolución:

No puedo considerar los 60 g de cobre como *Eq en agua* del calorímetro puesto que nos proporcionan el Ce del cobre.

El aluminio cederá calor al calorímetro y al agua por tener la mayor temperatura. Debemos suponer que el cobre del calorímetro y el agua se encuentran a igual temperatura. Podemos escribir:

$$-Q_{cedidoaluminio} = Q_{ganado calorímetro} + Q_{ganadoagua}$$

$$-120 \text{ g} \cdot 0,217 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) (te - 60^\circ\text{C}) = 60 \text{ g} \cdot 0,092 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) (te - 20^\circ\text{C}) + 25 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) (te - 20^\circ\text{C})$$

$$-26,4 te + 1562,4 = 5,52 te - 110,4 + 25 te - 500$$

$$-26,4 te - 5,52 te - 25 te = - 110,4 - 500 - 1562,4$$

$$-56,92 te = - 2172,8 ; te = -2172,8 / -56,92 = 38,1^\circ\text{C}$$

16.- Un calorímetro de equivalente en agua igual a 9 g contiene 80 g de agua a 20 °C. Un cuerpo de masa 50 g a 100 °C es colocado en el interior del calorímetro. La temperatura de equilibrio térmico es de 30 °C. Determine el calor específico del cuerpo.

Resolución:

DATO:

$$C_{\text{agua}} = 1 \text{ cal}/\text{g} \cdot ^\circ\text{C}$$

El cuerpo cederá calor al resto de los componentes del sistema:

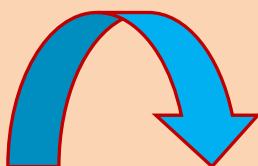
$$-Q_{\text{cedido cuerpo}} = Q_{\text{ganado agua}} + Q_{\text{ganado calorímetro}}$$

$$-50 \text{ g} \cdot C_{\text{cuerpo}} \cdot (30 - 100)^\circ\text{C} = 80 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) (30 - 20)^\circ\text{C} + 9 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) (30 - 20)^\circ\text{C}$$

$$3500 \text{ g} \cdot ^\circ\text{C} \cdot C_{\text{cuerpo}} = 800 \text{ cal} + 90 \text{ cal}$$

$$3500 \text{ g} \cdot ^\circ\text{C} \cdot C_{\text{cuerpo}} = 890 \text{ cal} ; C_{\text{cuerpo}} = 890 \text{ cal}/(3500 \text{ g} \cdot ^\circ\text{C})$$

$$C_{\text{cuerpo}} = 0,254 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$



17.- Se adiciona en el interior de un calorímetro 150 g de agua a 35 °C. Sabiendo que el calorímetro contenía inicialmente 80 g de agua a 20 °C y que la temperatura de equilibrio térmico es de 26 °C. Determine el equivalente en agua del calorímetro.

DATO: $C_{\text{agua}} = 4180 \text{ J / (Kg} \cdot \text{°C)}$

Resolución:

NOTA: Es interesante repasar el Equivalente en agua del calorímetro.

Unidades:

$$m_{\text{agua}} = 150 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 0,150 \text{ Kg}$$

$$t_{\text{agua}} = 35^{\circ}\text{C}$$

$$m_{\text{aguacalorímetro}} = 80 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 0,080 \text{ kg}$$

$$t_{\text{aguacalorímetro}} = 20^{\circ}\text{C}$$

$$t_e = 26^{\circ}\text{C}$$

El calor cedido por el agua añadida al calorímetro lo toman el agua del calorímetro y el propio calorímetro. De tal forma:

$$-Q_{\text{cedidoagua}} = Q_{\text{ganadoagua}} + Q_{\text{ganadocalorímetro}}$$

$$m_{\text{agua}} \cdot C_{\text{agua}} \cdot (t_e - t_{\text{agua}}) = m_{\text{agua}} \cdot C_{\text{agua}} \cdot (t_e - t_{\text{agua}}) + E_q \cdot C_{\text{agua}} \cdot (t_e - t_{\text{calorímetro}})$$

El m_{agua} del calorímetro y el calorímetro se encuentran a la misma temperatura inicial:

$$-0,150 \text{ kg} \cdot 4180 \text{ J/(kg} \cdot \text{°C)} \cdot (26 - 35)^{\circ}\text{C} = 0,080 \text{ kg} \cdot 4180 \text{ J/(Kg} \cdot \text{°C)} \cdot (26 - 20)^{\circ}\text{C} + E_q \cdot 4180 \text{ J/(Kg} \cdot \text{°C)} \cdot (26 - 20)^{\circ}\text{C}$$

$$5643 \text{ J} = 2006,4 \text{ J} + Eq \cdot 25080 \text{ J/kg}$$

$$5643 \text{ J} - 2006,4 \text{ J} = Eq \cdot 25080 \text{ J/kg}$$

$$3636,6 \text{ J} = Eq \cdot 25080 \text{ J/Kg}$$

$$Eq = \frac{3636,6 \text{ J}}{25080 \text{ J/Kg}} = 0,145 \text{ kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 145 \text{ g en agua}$$

18.- Tenemos una muestra de 50 gramos de hielo, a -10°C , y queremos transformarla en vapor de agua a 140°C . Determinar el calor necesario que debemos aportar al sistema y realizar una gráfica Temperatura - Tiempo.

DATOS: $C_{e\text{Hielo}} = 2093 \text{ J/Kg}\cdot\text{K}$; $C_{e\text{agua}} = 4186 \text{ J/Kg}\cdot\text{K}$; $C_{e\text{vaporagua}} = 1840 \text{ J/Kg}\cdot\text{K}$

$$L_{F\text{Hielo}} = 334 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} ; L_{V\text{agua}} = 2260 \cdot 10^3 \text{ J/Kg}\cdot\text{K}$$

Resolución:

Se trata de un ejercicio extremadamente largo pero abarca todas las posibilidades de los problemas de cambio de estado.

El ejercicio no se puede resolver en una sola etapa:

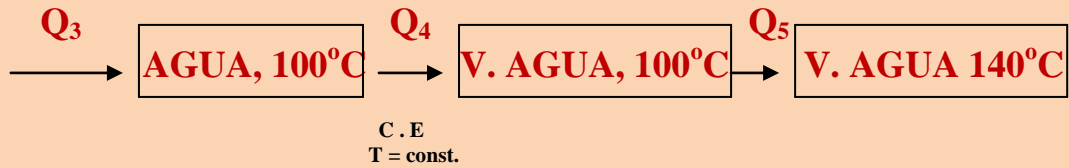
Hielo (-10°C) \rightarrow Vapor de agua 140°C

En el proceso global existen cambios de estado lo que nos obliga a establecer varias etapas en el proceso:

$$m_{\text{hielo}} = 50 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}} = 0,05 \text{ Kg}$$

Supondremos que en todo el proceso no ha existido pérdida de masa y por lo tanto el 0,05 Kg será constante para cada una de las etapas.





El calor total de todo el proceso será igual:

$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5$$

Cálculos de los calores: En los calores específicos la temperatura Kelvin será sustituida por la °C. No cometemos errores.

$$Q_1 = m_{\text{Hielo}} \cdot C_{\text{hielo}} \cdot (T_f - T_o) = 0,05 \text{ Kg} \cdot 2093 \text{ J/Kg} \cdot ^\circ\text{C} \cdot [0 - (-10)]^\circ\text{C} =$$

$$= 1046,5 \text{ J}$$

$$Q_2(\text{Cambio de Estado}) = L_f \cdot m = 334 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 0,05 \text{ Kg} = 16700 \text{ J}$$

$$Q_3 = m_{\text{agua}} \cdot C_{\text{agua}} \cdot (t_f - t_o) = 0,05 \text{ Kg} \cdot 4186 \text{ J/Kg} \cdot ^\circ\text{C} \cdot (100 - 0)^\circ\text{C} =$$

$$= 20930 \text{ J}$$

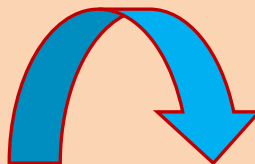
$$Q_4 = (\text{Cambio de Estado}) = L_v \cdot m = 2260 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 0,05 \text{ Kg} = 113000 \text{ J}$$

$$Q_5 = m_{\text{vaporagua}} \cdot C_{\text{vaporagua}} \cdot (t_f - t_o) =$$

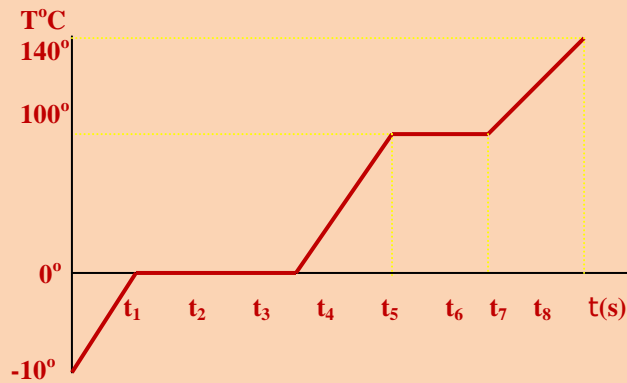
$$= 0,05 \text{ Kg} \cdot 1840 \text{ J/Kg} \cdot ^\circ\text{C} \cdot (140 - 100)^\circ\text{C} = 3680 \text{ J}$$

Luego:

$$Q_T = 1046,5 \text{ J} + 16700 \text{ J} + 20930 \text{ J} + 113000 \text{ J} + 3680 \text{ J} = 155356,5 \text{ J}$$



En lo referente a la gráfica *Temperatura – tiempo*:



19.- ¿Qué cantidad de calor absorberá un litro de agua que está a 18 °C y a presión normal para vaporizarse totalmente?.

Resolución:

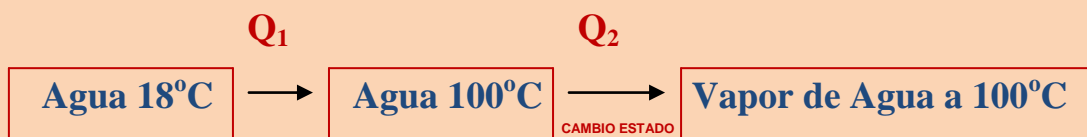
Unidades:

$V_{\text{agua}} = 1 \text{ L}$; $d = m/V$; $m_{\text{agua}} = 1 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml}$; $m_{\text{agua}} = 1000 \text{ g} = 1 \text{ Kg}$
 $t_{\text{agua}} = 18^\circ\text{C}$

$l_v = 2260 \cdot 10^3 \text{ J/Kg}$

$t_{\text{agua}} = 100^\circ\text{C}$

$C_{e_{\text{agua}}} = 4180 \text{ J/(Kg} \cdot ^\circ\text{C)}$



$$Q_T = Q_1 + Q_2 = m \cdot C_e \cdot \Delta t + L_v \cdot m_{\text{agua}}$$

$$Q_T = 1 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J/(Kg} \cdot ^\circ\text{C)} \cdot (100 - 18)^\circ\text{C} + 2260 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 1 \text{ Kg} =$$

$$= 342760 \text{ J} + 2260000 \text{ J} = 2602760 \text{ J} \cdot 0,24 \text{ cal/1 J} \cdot 1 \text{ Kcal/1000 cal} =$$

$$= 624,66 \text{ Kcal}$$

20.- Calcular la cantidad de cinc que se podrá fundir con 18 kcal.

DATO: $L_{f_{Zn}} = 24 \text{ cal/g}$

Resolución:

$$Q = 18 \text{ Kcal} \cdot 1000 \text{ cal} / 1 \text{ Kcal} = 18000 \text{ cal}$$

Recordemos que en un cambio de estado:

$$Q = L_{f_{Zn}} \cdot m_{Zn}$$

$$m_{Zn} = Q / L_{f_{Zn}} = 18000 \text{ cal} / (24 \text{ cal/g}) = 750 \text{ g Zn}$$

21.- Se desea fundir 200 g de cinc que está a 22 °C y se entregan 25 kcal. ¿Se fundirá totalmente?, ¿qué masa de cinc faltará fundir?.

Respuesta: 83,1 g

Resolución:

Unidades:

$$m_{Zn} = 200 \text{ g}$$

$$t_{o_{Zn}} = 22 \text{ °C}$$

$$Q = 25 \text{ Kcal} \cdot 1000 \text{ cal} / 1 \text{ Kcal} = 25000 \text{ cal}$$

$$L_{f_{Zn}} = 24 \text{ cal/g}$$

$$C_{e_{Zn}} = 390 \text{ J/(Kg} \cdot \text{°C)} \cdot 0,24 \text{ cal} / 1 \text{ J} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 0,093 \text{ cal/(g} \cdot \text{°C)}$$

$$t_{f_{Zn}} = 420 \text{ °C}$$

La fundición del cinc se producirá en dos etapas:

1ª Pasar el Zn de 22°C a 420°C

2ª Fundir el Zn sólido mediante un cambio de estado



El calor total necesario será:

$$Q_T = Q_1 + Q_2$$

$$Q_T = m \cdot C_e \cdot \Delta t + L_f \cdot m = 200 \text{ g} \cdot 0,093 \text{ cal/g} \cdot (420 - 22)^{\circ}\text{C} + 24 \text{ cal/g} \cdot 200 \text{ g} = 7402,8 \text{ cal} + 4800 \text{ cal} = 12202,8 \text{ cal}$$

Para fundir los 200 g de Zn nos hacen falta 12202,8 cal. Como nos aportan 25000 cal, *tenemos energía suficiente para fundir todo el Zn.*

22.- ¿Qué cantidad de calor absorbe una masa de hielo de 200 kg que está a 0 °C para fundirse totalmente?.

DATO: $L_f = 334 \cdot 10^3 \text{ J/Kg}$

Resolución:

Unidades:

$$m_{\text{hielo}} = 200 \text{ Kg} \cdot 1000 \text{ g} / 1 \text{ Kg} = 200000 \text{ g}$$

$$t_0 = 0^{\circ}\text{C}$$

$$L_f = 334 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 0,24 \text{ cal/1 J} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 80,16 \text{ cal/g}$$

Recordar que en un cambio de estado:

$$Q = L_f \cdot m$$

$$Q = 80,16 \text{ cal/g} \cdot 200000 \text{ g} = 16032000 \text{ cal} \cdot 1 \text{ Kcal}/1000 \text{ cal} =$$

$$= 16032 \text{ Kcal}$$

23.- Calcular la cantidad de calor que absorberá 200 g de hielo que está a -8°C para pasar a agua a 20°C .

$$L_{f\text{Hielo}} = 334 \cdot 10^3 \text{ J/Kg}$$

Resolución:

Unidades:

$$m_{\text{hielo}} = 200 \text{ g}$$

$$t_{\text{hielo}} = -8^\circ\text{C}$$

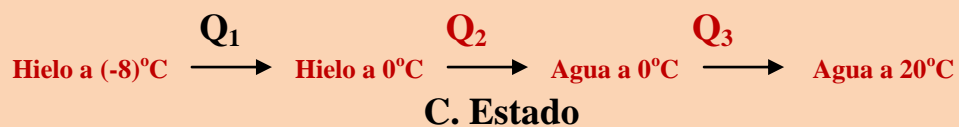
$$t_f = 20^\circ\text{C}$$

$$L_{f\text{Hielo}} = 334 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 0,24 \text{ cal/1 J} \cdot 1 \text{ Kg}/1000 \text{ g} = 80,16 \text{ cal/g}$$

$$C_{e\text{Hielo}} = 0,5 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$$

$$C_{e\text{agua}} = 1 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$$

Los pasos a seguir son:



$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

$$Q_T = m_{\text{hielo}} \cdot C_{e\text{hielo}} \cdot \Delta t + L_f \cdot m_{\text{hielo}} + m_{\text{agua}} \cdot C_{e\text{agua}} \cdot \Delta t$$

$$Q_T = 200 \text{ g} \cdot 0,5 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C} \cdot [(-8) - 0]^\circ\text{C} + 80,16 \text{ cal/g} \cdot 200 \text{ g} +$$

$$+ 200 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C} \cdot (20 - 0)^\circ\text{C}$$

$$Q_T = -800 \text{ cal} + 16032 \text{ cal} + 400 \text{ cal} = 15632 \text{ cal} \cdot 1 \text{ Kcal} / 1000 \text{ cal} =$$

$$= 15,632 \text{ Kcal}$$

24.- Si 300 g de agua ($L_v = 540 \text{ cal/g}$) están a 100°C y presión normal, ¿qué cantidad de calor será necesaria para vaporizarlos?.

Dato: $L_v = 540 \text{ cal/g}$

Resolución:

En un cambio de estado: $Q = L_v \cdot m$

Luego:

$$Q = 540 \text{ cal/g} \cdot 300 \text{ g} = 162000 \text{ cal} \cdot 1 \text{ Kcal}/1000 \text{ cal} = 162 \text{ Kcal}$$

25.- ¿Qué cantidad de aluminio se podrá fundir con 20 kcal si aquel está a temperatura de fusión?

$L_{f_{Al}} = 322 \cdot 10^3 \text{ J/Kg}$

Resolución:

Unidades:

$$L_{f_{Al}} = 322 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 0,24 \text{ cal} / 1 \text{ J} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 77,28 \text{ cal/g}$$

$$20 \text{ Kcal} \cdot \frac{1000 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}} = 20000 \text{ cal}$$

En un cambio de estado:

$$Q = L_f \cdot m_{Al}$$

$$20000 \text{ cal} = 77,28 \text{ cal/g} \cdot m_{Al}$$

$$m_{Al} = \frac{20000 \text{ cal}}{77,28 \text{ cal/g}} = 258,97 \text{ g}$$

26.- Se tiene una barra de cobre de 800 g que está a 18 °C, ¿se fundirá totalmente si se le entregan 80 kcal?.

DATOS:

$$L_{fCu} = 214 \cdot 10^3 \text{ J/Kg}$$

$$C_{eCu} = 387 \text{ J/Kg} \cdot ^\circ\text{C}$$

Resolución:

Unidades:

$$m_{Cu} = 800 \text{ g}$$

$$t_{0Cu} = 18^\circ\text{C}$$

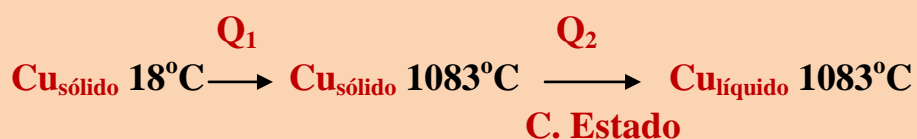
$$t_{fCu} = 1083^\circ\text{C}$$

$$L_{fCu} = 214 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 0,24 \text{ cal/1 J} \cdot 1 \text{ Kg/1000 g} = 51,36 \text{ cal/g}$$

$$Q = 80 \text{ Kcal} \cdot 1000 \text{ cal / 1 Kcal} = 80000 \text{ cal}$$

$$C_{eCu} = 387 \text{ J/Kg} \cdot ^\circ\text{C} \cdot 0,24 \text{ cal/1 J} \cdot 1 \text{ Kg/1000 g} = 0,093 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$$

La cantidad de energía necesaria para fundir todo el cobre es:



$$Q_T = Q_1 + Q_2$$

$$Q_T = m \cdot C_e \cdot \Delta t + L_f \cdot m$$

$$Q_T = 800 \text{ g} \cdot 0,093 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C} \cdot (1083 - 18)^\circ\text{C} + 51,36 \text{ cal/g} \cdot 800 \text{ g} =$$

$$= 79236 \text{ cal} + 41088 \text{ cal} = 120324 \text{ cal}$$

Como nos suministran 80000 cal **NO PODEMOS FUNDIR TODO EL COBRE.**

27.- ¿Qué masa de cobre se habrá fundido en el caso del problema anterior?.

Resolución:

$$Q_T = Q_1 + Q_2$$

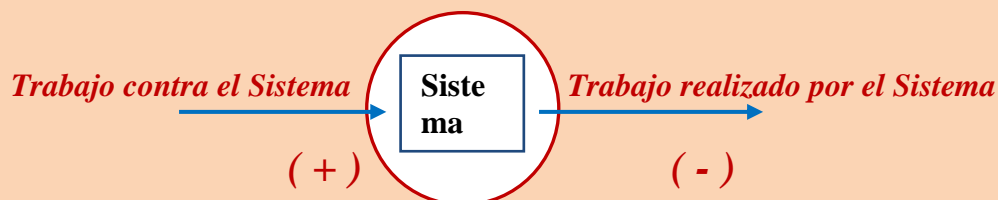
$$80000 \text{ cal} = 79236 \text{ cal} + 51,36 \cdot m_{\text{Cu}} ; m_{\text{Cu}} = 14,87 \text{ g de Cu}$$

28.- Un gas se encuentra en un cilindro a una presión de 10 Pa.

- Calcular el trabajo que realiza el gas si se expande desde un volumen inicial de 1 m^3 a un volumen final de 3 m^3 manteniendo la presión constante.
- Idem si el gas se comprime desde un volumen de 1 m^3 a un volumen final de $0,5 \text{ m}^3$.

Resolución:

Criterios de signos:



a) El trabajo realizado es:

$$W = P \cdot (V_f - V_0)$$

Me dicen que: $P = 10 \text{ Pa}$; $V_f = 3 \text{ m}^3$ y $V_0 = 1 \text{ m}^3$

Entonces :

$$W = 10 \text{ N/m}^2 \cdot (3 \text{ m}^3 - 1 \text{ m}^3)$$

$$W = 20 \text{ N} \cdot \text{m} = 20 \text{ Joule} = - 20 \text{ Joule}$$

El gas se puede expandir por sí solo (el sistema realiza el trabajo) → **Trabajo Negativo** (para expandirse el gas necesita parte de su energía → Consume su propia energía

b) El trabajo realizado es otra vez:

$$W = P \cdot (V_f - V_0)$$

Ahora: $V_f = 0,5 \text{ m}^3$ y $V_0 = 1 \text{ m}^3$

$$W = 10 \text{ N/m}^2 \cdot (0,5 \text{ m}^3 - 1 \text{ m}^3)$$

$$W = - 5 \text{ Joule} = 5 \text{ Joule}$$

Para comprimir un gas debemos trabajar sobre el sistema → **Trabajo Positivo** → El trabajo realizado contra el Sistema se acumula como energía en el propio Sistema

29.- Determinar la variación de energía interna que experimenta un sistema si después de suministrarle 1000 calorías es capaz de realizar un trabajo de 3500 Julios.

Resolución:

Unidades:

$Q = + 1000 \text{ cal}$ } **Criterio de Signos**
 $W = - 3500 \text{ J}$ (e) trabajo lo realiza el Sistema)

1º P. Termodinámica $\Delta U = Q + W$

$$W = - 3500 \text{ J} / 0,24 \text{ cal} / 1 \text{ J} = - 840 \text{ cal}$$

$$\Delta U = 1000 \text{ cal} + (-840 \text{ cal}) = 160 \text{ cal}$$

30.- La variación de energía interna que sufre un gas que se encuentra en un recipiente de paredes adiabáticas ($Q = 0$) es de 50 Kcal. La transformación que sufre el gas implica una variación de volumen de 150 cm^3 . Calcular la presión a la que se encuentra el gas después de producirse la transformación.

Resolución:

Unidades:

$$\Delta U = 50 \text{ Kcal} \cdot 1000 \text{ cal} / 1 \text{ Kcal} = 50000 \text{ cal}$$

$$\Delta V = 150 \text{ cm}^3 \cdot 1 \text{ L} / 1000 \text{ cm}^3 = 0,150 \text{ L}$$

1º P. Termodinámica $\Delta U = Q + W$ (1)

Como $Q = 0$; $W = P \cdot \Delta V$

En (1):

$$\Delta U = W \rightarrow \Delta U = P \cdot \Delta V$$

$$P = \Delta U / \Delta V ; P = 50000 \text{ cal} / 0,150 \text{ L} = 333333,33 \text{ cal/L} =$$

$$= 333333,33 \text{ cal/L} \cdot 1 \text{ J} / 0,24 \text{ cal} \cdot 1 \text{ L} / 1000 \text{ cm}^3 =$$

$$= 1388,88 \text{ J} / \text{cm}^3 \cdot 1000000 \text{ cm}^3 / 1 \text{ m}^3 =$$

$$1 \text{ J} = \text{N} \cdot \text{m}$$

$$= 1388,88 \text{ N} \cdot \text{m} \cdot 10^6 / \text{m}^3 = 1388,88 \text{ N} \cdot \text{m} \cdot 10^6 / \text{m}^3 =$$

$$= 1,38 \cdot 10^9 \text{ N/m}^2 \text{ (Pa)}$$

31.- Un gas ideal se expande isotérmicamente, hasta que alcanza un volumen igual a cuatro veces su valor inicial realizándose un trabajo de 60 Julios. Determinar:

- La variación de la energía interna del gas.
- La cantidad de calor suministrada

Resolución:

Unidades:

$$V_0 = V_0$$

$$V_F = 4 \cdot V_0$$

$$W = 60 \text{ Julios}$$

- En una transformación *Isotérmica* ($T = \text{Const}$); el *estado inicial* coincide con el *final*, lo que implica que: $U_1 = U_2$

$$\Delta U = U_2 - U_1 ; U_2 = U_1 \rightarrow \Delta U = 0$$

- $\Delta U = Q + W ; 0 = Q + W ; Q = -W$

El trabajo de expansión lo realiza el sistema y por lo tanto *debe ser negativo*, luego el sistema recibirá una cantidad de calor de:

$$W < 0 \rightarrow Q = -(-W) = 60 \text{ Julios}$$

32.- Hallar el trabajo realizado y por quién (Sistema o Alrededores). Cuando:

- Absorbe 1500 calorías de calor y tiene una variación de energía interna de -350 Julios.
- Sistema desprende 2570 calorías y su variación de energía interna es de 400 Julios.
- Si el gas que constituye el sistema ejerce una presión constante de 200 atm y su volumen inicial es de 50 Litros determinar el volumen final que ocupará el gas en los dos apartados anteriores.

Resolución:

$$a) Q = 1500 \text{ cal} \cdot 1 \text{ J} / 0,24 \text{ cal} = 6250 \text{ Julios}$$

$$\Delta U = - 350 \text{ Julios}$$

$$1^\circ \text{ P. Termodinámica} \rightarrow \Delta U = Q + W$$

$$W = \Delta U - Q = -350 \text{ J} - 6250 \text{ J} = - 6600 \text{ Julios}$$

El trabajo lo **REALIZA** el **SISTEMA**.

b) Si el Sistema desprende calor este es **NEGATIVO**:

$$Q = - 2570 \text{ cal} \cdot 1 \text{ J} / 0,24 \text{ cal} = - 10708,33 \text{ Julios}$$

$$\Delta U = 400 \text{ Julios}$$

$$W = \Delta U - Q ; W = 400 \text{ J} - (-10708,33 \text{ J}) = 400 \text{ J} + 10708,33 \text{ J} =$$

$$= 11108,33 \text{ Julios}$$

Como $W > 0 \rightarrow$ El trabajo es realizado **CONTRA** el **SISTEMA**.

$$c) P = 200 \text{ atm}$$

$$V_0 = 50 \text{ L}$$

$$1.- \quad W = P \cdot \Delta V ; W = P \cdot (V_F - V_0)$$

$$-6600 \text{ J} = 200 \text{ atm} (V_F - 50 \text{ L})$$

$$-6600 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ atm} \cdot \text{L}}{101,3 \text{ J}} = 200 \cdot \text{atm} \cdot V_F - 10000 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

$$-65,15 \text{ atm} \cdot \text{L} = 200 \text{ atm} \cdot V_F - 10000 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

$$-65,15 \text{ atm} \cdot \text{L} + 10000 \text{ atm} \cdot \text{L} = 200 \text{ atm} \cdot V_F$$

$$9934,85 \text{ atm} \cdot \text{L} = 200 \text{ atm} \cdot V_F$$

$$V_F = 9934,85 \text{ atm} \cdot \text{L} / 200 \cdot \text{atm} = 49,67 \text{ L} \approx 50 \text{ L}$$

$$2.- P = 200 \text{ atm}$$

$$V_0 = 50 \text{ L}$$

$$W = 11108,33 \text{ Julios}$$

$$W = P \cdot (V_F - V_0)$$

$$11108,33 \text{ J} \cdot 1 \text{ atm} \cdot \text{L} / 101,3 \text{ J} = 200 \text{ atm} (V_F - 50 \text{ L})$$

$$109,65 \text{ atm} \cdot \text{L} = 200 \cdot V_F \cdot \text{atm} - 10000 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

$$9890,35 \text{ atm} \cdot \text{L} = 200 \cdot V_F \cdot \text{atm}$$

$$V_F = 9890,35 \text{ atm} \cdot \text{L} / 200 \text{ atm} = 49,45 \text{ L} \approx 50 \text{ L}$$

Con estos resultados del apartado c), si el sistema hubiera estado ejerciendo una presión de 200 atm con un volumen inicial de 50 L, llegamos a la conclusión de que **NO SE REALIZA TRABAJO NI POR EL SISTEMA NI CONTRA EL SISTEMA**, ya que:

$$W = P \cdot \Delta V$$

$$\text{Como } V_F = V_0 \rightarrow \Delta V = 0 \rightarrow W = 0$$

33.- En un proceso Isotérmico ($T = \text{Const.}$) el gas contenido en un recipiente recibe del exterior una cantidad de calor de 8000 calorías. Determinar:

- La variación de energía interna del gas.
- El trabajo realizado por el gas.

Resolución:

$$\text{a) Proceso Isotérmico} \rightarrow \text{Estado Inicial} = \text{Estado Final} \rightarrow U_1 = U_2$$

$$\Delta U = U_2 - U_1 = 0$$

b) 1º Principio de la Termodinámica:

$$\Delta U = Q + W ; \Delta U = 0 \rightarrow 0 = Q + W ; Q = - W$$

$$Q = 8000 \text{ cal} ; 8000 \text{ cal} = - W ; W = - 8000 \text{ cal}$$

El sistema *realiza* un trabajo *equivalente* a la cantidad de energía *suministrada*.

----- O -----