

## EJERCICIOS RESUELTOS DE CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

### Ejercicio resuelto N° 1 (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

Transforme 20 J en calorías.

#### Resolución

Recordemos que:  $1 \text{ Julio} / 0,24 \text{ cal}$

$$20 \text{ J} \cdot 0,24 \text{ cal} / 1 \text{ J} = 4,8 \text{ cal}$$

### Ejercicio resuelto N° 2 (Fuente Enunciado: Fisicanet)

Transforme 40 cal en Joules.

#### Resolución

$$1 \text{ Julio} / 0,24 \text{ cal}$$

$$40 \text{ cal} \cdot 1 \text{ Julio} / 0,24 \text{ cal} = 166,7 \text{ Julios}$$

### Ejercicio resuelto N° 3

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

#### Resolución

Unidades:

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

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

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

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

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

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

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

#### Ejercicio resuelto N° 4

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:

$$t_0 = 20^\circ\text{C}$$

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

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

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

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

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

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

#### Ejercicio resuelto N° 5 (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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

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

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

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

#### Ejercicio resuelto N° 6 (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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:

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

**Ejercicio resuelto N° 7** (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

¿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:

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

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

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

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

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

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

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

**Ejercicio resuelto N° 8** (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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:

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

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

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

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

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

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

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

b)

$$Q_{\text{ganado}} = m \cdot C_e \cdot \Delta t ; 10000 \text{ cal} = 500 \text{ g} \cdot 0,093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (t_f - 20)^\circ\text{C}$$

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

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

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

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

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

**Ejercicio resuelto N° 9** (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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:  $c_{\text{hierro}} = 0,11 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$ .

**Resolución**

Unidades:

$$m = 300 \text{ g}$$

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

$$Q = - 2000 \text{ cal}$$

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

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

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

*Quando se enfría un cuerpo  $Q < 0$*

$$-2000 = 300 \cdot 1 / ^\circ\text{C} \cdot (t_f - 100^\circ\text{C})$$

$$-2000 = 300 t_f \cdot 1 / ^\circ\text{C} - 30000$$

$$(-2000 + 30000)^\circ\text{C} = 300 \cdot t_f$$

$$28000^\circ\text{C} = 300 \cdot t_f ; t_f = 28000^\circ\text{C} / 300 = 93,33^\circ\text{C}$$

**Ejercicio resuelto N° 10** (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

Sean 400 g de hierro a la temperatura de 8 °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:

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

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

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

$$-1000 \text{ cal} = 400 \text{ g} \cdot 0,11 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (t_f - 8^\circ\text{C})$$

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

$$Ce = 0,11 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \quad -1000 = 400 \cdot 1/^\circ\text{C} \cdot (t_f - 8^\circ\text{C})$$

$$-1000 = 400 \cdot t_f \cdot 1/^\circ\text{C} - 3200$$

$$(-1000 + 3200)^\circ\text{C} = 400 \cdot t_f$$

$$t_f = 5,5^\circ\text{C}$$

**Ejercicio resuelto N° 11** (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

Para calentar 600 g de una sustancia de  $10^\circ\text{C}$  a  $50^\circ\text{C}$  fueron necesarias 2.000 cal. Determine el calor específico y la capacidad térmica de la sustancia.

**Resolución**

Unidades:

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

$$m = 600 \text{ g}$$

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

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

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

$$t_f = 50^\circ\text{C}$$

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

$$Q = 2000 \text{ cal}$$

$$Ce = 4,16 \cdot 10^{-5} \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$

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

**Ejercicio resuelto N° 12** (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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

**Resolución**

Unidades:

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

$$m = 300 \text{ g}$$

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

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

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

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

$$Q = 1116 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$

**Ejercicio resuelto N° 13**

Queremos enfriar un recipiente de metal mediante la adición de 2 litros de agua. El recipiente tenía una temperatura inicial de  $80^\circ\text{C}$  y queremos que pase a  $25^\circ\text{C}$ . El recipiente una masa de 750 g. y la temperatura del agua es de  $10^\circ\text{C}$  Determinar el calor específico del metal del recipiente.

Dato: Calor específico del agua =  $4180 \text{ J}/(\text{kg} \cdot ^\circ\text{C})$ .

### Resolución

Unidades

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

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

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

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

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

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

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

$$d_{\text{agua}} = m_{\text{agua}}/v_{\text{agua}} ; m = d \cdot V = 1 \text{ g} / \text{cm}^3 \cdot 2 \text{ L} \cdot 1000 \text{ cm}^3/1 \text{ L} = 2000 \text{ g}$$
$$= 2000 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 2 \text{ Kg de agua}$$

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

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

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

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

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

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

### Ejercicio resuelto N° 14

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

Unidades:

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

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

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

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

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

$$E_{q_{\text{enagua}}} = 750 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 0,750 \text{ Kg}$$

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

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

### Resolución

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

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

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

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

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

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

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

$$82,5 \cdot C_{e_{\text{cobre}}} \cdot \text{Kg} \cdot ^\circ\text{C} = 31350 \text{ J} + 15675 \text{ J}$$

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

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

### Ejercicio resuelto N° 15

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:

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

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

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

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

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

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

En los Equilibrios térmicos:

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

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

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

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

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

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

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

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

**Ejercicio resuelto N° 16** (Fuente enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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

**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:

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

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

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

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



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

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

**Ejercicio resuelto N° 17** (Fuente enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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

**Resolución**

No puedo considerar los 60 g de cobre como Eq en agua 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:

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

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

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

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

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

**Ejercicio resuelto N° 18** (Fuente enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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**

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

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

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

$$-1500 \text{ g} \cdot ^{\circ}\text{C} \cdot C_{\text{cuerpo}} + 5000 \text{ g} \cdot ^{\circ}\text{C} = 800 \text{ cal} + 90 \text{ cal}$$

$$(-1500 + 5000) \text{ g} \cdot ^{\circ}\text{C} \cdot C_{\text{cuerpo}} = 890 \text{ cal}$$

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

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

**Ejercicio resuelto N° 19** (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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

**Resolución**

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

**Unidades:**

$$m_{\text{agua}} = 150 \text{ g}$$

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

$$m_{\text{aguacalorímetro}} = 80 \text{ g}$$

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

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

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

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

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

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

$$-150 \text{ g} \cdot 4180 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (26 - 35) ^\circ\text{C} = 80 \text{ g} \cdot 4180 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (26 - 20) ^\circ\text{C} + E_q \cdot 4180 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (26 - 20) ^\circ\text{C}$$

$$-3900 + 5250 = 480 + 6 \cdot E_q ; E_q = 145 \text{ g de H}_2\text{O}$$

### Ejercicio resuelto N° 20

Tenemos una muestra de 50 gramos de hielo, a  $-10^\circ\text{C}$ , y queremos transformarla en vapor de agua a  $140^\circ\text{C}$ . Determinar el calor necesario que debemos aportar al sistema y realizar una gráfica Temperatura - Tiempo.

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

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

### 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:

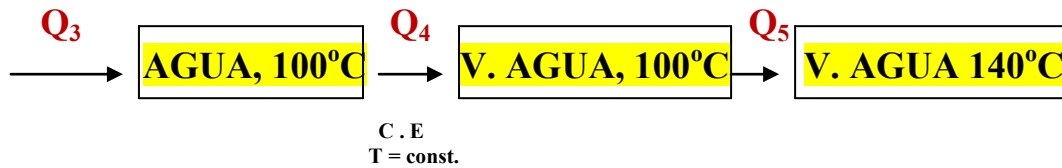
Hielo ( $-10^\circ\text{C}$ )  $\rightarrow$  Vapor de agua  $140^\circ\text{C}$

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

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

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.

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

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

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

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

$$= 20930 \text{ J}$$

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

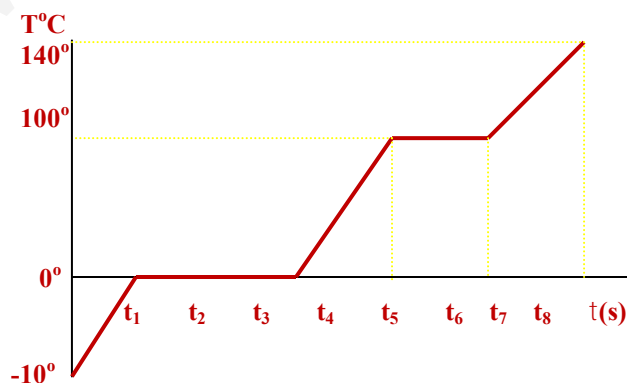
$$Q_5 = m_{\text{vaporagua}} \cdot C_{\text{vaporagua}} \cdot (t_f - t_o) =$$

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

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*:



**Ejercicio resuelto N° 21** ( Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza )

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

**Resolución**

Unidades:

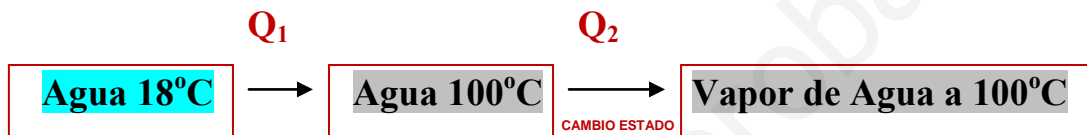
$$V_{\text{agua}} = 1 \text{ L} ; d = m/V ; m_{\text{agua}} = 1 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml} ; m_{\text{agua}} = 1000 \text{ g} = 1 \text{ Kg}$$

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

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

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

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



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

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

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

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

**Ejercicio resuelto N° 22** ( Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza )

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

Respuesta: 782,2 g

**Resolución**

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

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

Recordemos que en un cambio de estado:

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

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

### Ejercicio resuelto N° 23

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:

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

$$t_{0Zn} = 22 \text{ °C}$$

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

$$L_{fZn} = 24 \text{ cal/g}$$

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

$$t_{fZn} = 420 \text{ °C}$$

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:

$$Q_T = Q_1 + Q_2$$

$$Q_T = m \cdot C_e \cdot \Delta t + L_f \cdot m = 200 \cdot 0,093 \cdot (420 - 22) + 24 \cdot 200 =$$

$$= 7402,8 \text{ cal} + 4800 \text{ cal} = 12202,8 \text{ cal}$$

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.**

### Ejercicio resuelto N° 24 ( Fuente Enunciado: FísicaNet. Resolución: A. Zaragoza )

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

### 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:

$$Q = L_f \cdot m$$

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

$$= 16032 \text{ Kcal}$$

**Ejercicio resuelto N° 25** ( Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza )

Calcular la cantidad de calor que absorberá 200 g de hielo que está a  $-8^\circ\text{C}$  para pasar a agua a  $20^\circ\text{C}$ .

**Resolución**

**Unidades:**

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

$$t_{0\text{hielo}} = -8^\circ\text{C}$$

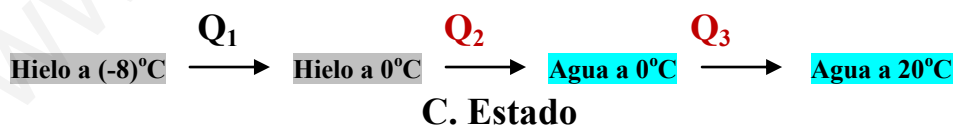
$$t_f = 20^\circ\text{C}$$

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

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

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

Los pasos a seguir son:



$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

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

$$Q_T = 200 \cdot 0,5 \cdot [(-8) - 0] + 80,16 \cdot 200 + 200 \cdot 1 \cdot (20 - 0)$$

$$Q_T = -800 + 16032 + 400 = 15632 \text{ cal} \cdot 1 \text{ Kcal} / 1000 \text{ cal} = 15,632 \text{ Kcal}$$

**Ejercicio resuelto N° 26** ( Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza )

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

**Resolución**

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

Luego:

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

**Ejercicio resuelto N° 27** ( Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza )

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

**Resolución**

Unidades:

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

En un cambio de estado:

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

$$20000 = 77,28 \cdot m_{Al} \quad ; \quad m_{Al} = 258,97 \text{ g}$$

**Ejercicio resuelto N° 28** ( Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza )

Se tiene una barra de cobre de 800 g que está a  $18^\circ\text{C}$ , ¿se fundirá totalmente si se le entregan 80 kcal?.

**Resolución**

Unidades:

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

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



$$t_{f_{Cu}} = 1083^{\circ}\text{C}$$

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

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

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

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



$$Q_T = Q_1 + Q_2$$

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

$$Q_T = 800 \cdot 0,093 \cdot (1083 - 18) + 51,36 \cdot 800 =$$

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

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

**Ejercicio resuelto N° 29** ( Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza )

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

**Resolución**

$$Q_T = Q_1 + Q_2$$

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

**Ejercicio resuelto N° 30**

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

### **Resolución**

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 :

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

$$W = 20 \text{ Joule}$$

En este caso el gas se expandió. **Realizó trabajo positivo.**

b) El trabajo realizado es otra vez:

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

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

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

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

Ahora el gas **se comprimió**. El trabajo dio (-) . **Se realizó trabajo sobre el gas.**

### **Ejercicio resuelto N° 31**

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:

$$\left. \begin{array}{l} Q = + 1000 \text{ cal} \\ W = - 3500 \text{ J} \end{array} \right\} \text{Criterio de Signos}$$

1° P. Termodinámica

$$\Delta U = Q + W$$

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

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

### Ejercicio resuelto N° 32

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  $150 \text{ cm}^3$ . Calcular la presión a la que se encuentra el gas después de producirse la transformación.

### Resolución

Unidades:

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

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

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

$$\text{Como } Q = 0 \rightarrow \Delta U = W \rightarrow \Delta U = P \cdot \Delta V$$

$$\begin{aligned} P &= \Delta U / \Delta V ; P = 50000 \text{ cal} / 0,150 \text{ L} = 333333,33 \text{ cal/L} = \\ &= 333333,33 \text{ cal/L} \cdot 1 \text{ J} / 0,24 \text{ cal} \cdot 1 \text{ L} / 1000 \text{ cm}^3 = \\ &= 1388,88 \text{ J} / \text{cm}^3 \cdot 1000000 \text{ cm}^3 / 1 \text{ m}^3 = \\ &= 1388,88 \text{ N} \cdot \text{m} \cdot 10^6 / \text{m}^3 = 1388,88 \text{ N} \cdot \text{m} \cdot 10^6 / \text{m} \cdot \text{m}^2 = \\ &= 1,38 \cdot 10^9 \text{ N/m}^2 \text{ (Pa)} \end{aligned}$$

### Ejercicio resuelto N° 33

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:

$$V_o = V_o$$

$$V_F = 4 \cdot V_o$$

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

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

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

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

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

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

### Ejercicio resuelto N° 34

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

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

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

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

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

c)  $P = 200 \text{ atm}$   
 $V_0 = 50 \text{ L}$

1.-  $W = P \cdot \Delta V ; W = P \cdot (V_F - V_0) ; -6600 \text{ J} = 200 \text{ atm} (V_F - 50) \text{ L}$

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

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

$$1 \text{ atm} \cdot \text{L} / 101,3 \text{ J}$$

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

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

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

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

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:

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

Como  $V_F = V_0 \rightarrow \Delta V = 0 \rightarrow W = 0$

### **Ejercicio resuelto N° 35**

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**

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

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

b) 1° 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***.