

50 problemas de Termodinámica desde cero

Clase progresiva con los conceptos esenciales y diagramas

MATEMÁTICAS CON JUAN

Canal: <https://www.youtube.com/@matematicaconjuan>

Versión vídeo de estos ejercicios aquí:
<https://youtu.be/rkQrURI4sZA>

La termodinámica estudia el calor, la temperatura, la energía interna, el trabajo y las transformaciones de la materia.

El objetivo de esta colección no es abrumar, sino construir una base sólida. Por eso los problemas avanzan poco a poco: primero escalas de temperatura y calor, después cambios de estado, gases ideales, primer principio, máquinas térmicas y una introducción a la entropía.

La idea es que el estudiante termine la clase con una sensación clara:

La termodinámica se puede entender paso a paso.

Índice de bloques

Bloque	Tema	Ejercicios
A	Temperatura, calor y dilatación	1–10
B	Cambios de estado y calorimetría	11–20
C	Gases ideales y leyes de los gases	21–30
D	Trabajo, energía interna y primer principio	31–40
E	Máquinas térmicas, entropía y transferencia de calor	41–50

Bloque A. Temperatura, calor y dilatación

En este bloque trabajamos las ideas más básicas:

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$$

$$Q = mc\Delta T$$

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T$$

La temperatura mide el estado térmico de un cuerpo. El calor es energía en tránsito entre cuerpos a distinta temperatura.

Ejercicio 1. Pasar de grados Celsius a kelvin

Una habitación está a:

$$25^{\circ}C$$

Expresa esta temperatura en kelvin.

Solución.

Para pasar de grados Celsius a kelvin usamos:

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$$

Sustituimos:

$$T = 25 + 273 = 298$$

Por tanto:

$$25^{\circ}C = 298 K$$

Ejercicio 2. Pasar de kelvin a grados Celsius

Un gas se encuentra a:

$$310 K$$

Expresa esta temperatura en grados Celsius.

Solución.

Usamos:

$$T(^{\circ}C) = T(K) - 273$$

Sustituimos:

$$T = 310 - 273 = 37$$

Por tanto:

$$310 K = 37^{\circ}C$$

Ejercicio 3. Diferencia de temperatura

El agua pasa de:

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

a

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

Calcula la variación de temperatura.

Solución.

La variación de temperatura es:

$$\Delta T = T_f - T_i$$

Sustituimos:

$$\Delta T = 80 - 20 = 60$$

Por tanto:

$$\Delta T = 60^{\circ}\text{C}$$

Una variación de 60°C equivale también a una variación de:

$$60\text{ K}$$

Ejercicio 4. Calor necesario para calentar agua

Calcula el calor necesario para calentar:

$$0,50\text{ kg}$$

de agua desde 20°C hasta 80°C .

Dato:

$$c_{\text{agua}} = 4180\text{ J}/(\text{kg} \cdot \text{K})$$

Solución.

Usamos la expresión:

$$Q = mc\Delta T$$

donde Q representa el **calor absorbido por el agua**, m es la masa de agua, c es el **calor específico del agua** y ΔT es la variación de temperatura.

La variación de temperatura es:

$$\Delta T = 80 - 20 = 60\text{ K}$$

Sustituimos:

$$Q = 0,50 \cdot 4180 \cdot 60$$

$$Q = 125400\text{ J}$$

Por tanto:

$$Q = 125400 \text{ J}$$

También podemos escribir:

$$Q \approx 125 \text{ kJ}$$

Como el agua aumenta su temperatura, el calor calculado es **calor absorbido por el agua**.

Ejercicio 5. Enfriamiento de una pieza de hierro

Una pieza de hierro de masa:

$$2 \text{ kg}$$

se enfría desde 150°C hasta 30°C .

Dato:

$$c_{\text{hierro}} = 450 \text{ J}/(\text{kg} \cdot \text{K})$$

Calcula el calor cedido por la pieza.

Solución.

Usamos:

$$Q = mc\Delta T$$

La variación de temperatura es:

$$\Delta T = 30 - 150 = -120 \text{ K}$$

Sustituimos:

$$Q = 2 \cdot 450 \cdot (-120)$$

$$Q = -108000 \text{ J}$$

El signo negativo indica que el hierro pierde energía.

Por tanto, el calor cedido es:

$$108000 \text{ J}$$

Ejercicio 6. Mezcla de dos cantidades de agua

Mezclamos $0,20 \text{ kg}$ de agua a 80°C con $0,30 \text{ kg}$ de agua a 20°C .

Suponiendo que no hay pérdidas de calor, calcula la temperatura final.

Solución.

Como es agua con agua, usamos que el calor perdido por el agua caliente es igual al calor ganado por el agua fría.

Sea T_f la temperatura final.

Agua caliente:

$$0,20(80 - T_f)$$

Agua fría:

$$0,30(T_f - 20)$$

Igualemos:

$$0,20(80 - T_f) = 0,30(T_f - 20)$$

Desarrollamos:

$$16 - 0,20T_f = 0,30T_f - 6$$

$$22 = 0,50T_f$$

$$T_f = 44$$

Por tanto:

$$T_f = 44^\circ\text{C}$$

Ejercicio 7. Dilatación lineal de una barra

Una barra metálica mide:

$$L_0 = 12 \text{ m}$$

Su temperatura aumenta 35°C .

Dato:

$$\alpha = 12 \cdot 10^{-6} \text{ K}^{-1}$$

Calcula cuánto se alarga.

Solución.

Usamos:

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T$$

Sustituimos:

$$\Delta L = 12 \cdot 10^{-6} \cdot 12 \cdot 35$$

$$\Delta L = 0,00504 \text{ m}$$

Pasamos a milímetros:

$$0,00504 \text{ m} = 5,04 \text{ mm}$$

Por tanto:

$$\Delta L = 5,04 \text{ mm}$$

Ejercicio 8. Dilatación volumétrica de un líquido

Un depósito contiene:

$$50 \text{ L}$$

de gasolina. La temperatura aumenta 20°C .

Dato:

$$\beta = 950 \cdot 10^{-6} \text{ K}^{-1}$$

Calcula el aumento de volumen.

Solución.

Usamos:

$$\Delta V = \beta V_0 \Delta T$$

Sustituimos:

$$\Delta V = 950 \cdot 10^{-6} \cdot 50 \cdot 20$$

$$\Delta V = 0,95 \text{ L}$$

Por tanto:

$$\boxed{\Delta V = 0,95 \text{ L}}$$

El volumen aumentaría casi un litro.

Ejercicio 9. Tiempo para calentar agua con una resistencia

Una resistencia eléctrica de potencia:

$$P = 1500 \text{ W}$$

calienta 1 kg de agua. Queremos aumentar su temperatura en:

$$60 \text{ K}$$

Dato:

$$c_{\text{agua}} = 4180 \text{ J/(kg} \cdot \text{K)}$$

Calcula el tiempo necesario, suponiendo que toda la energía se aprovecha.

Solución.

Primero calculamos el calor necesario:

$$Q = mc\Delta T$$

$$Q = 1 \cdot 4180 \cdot 60$$

$$Q = 250800 \text{ J}$$

La potencia es energía por unidad de tiempo:

$$P = \frac{Q}{t}$$

Despejamos:

$$t = \frac{Q}{P}$$

Sustituimos:

$$t = \frac{250800}{1500} = 167,2 \text{ s}$$

Por tanto:

$$t \approx 167 \text{ s}$$

Es decir, aproximadamente:

$$2,8 \text{ min}$$

Ejercicio 10. Mismo calor, distinta subida de temperatura

Se entregan 10000 J a 0,50 kg de agua y a 0,50 kg de aceite.

Datos:

$$c_{\text{agua}} = 4180 \text{ J/(kg} \cdot \text{K)}$$

$$c_{\text{aceite}} = 2000 \text{ J/(kg} \cdot \text{K)}$$

Calcula la subida de temperatura en cada caso.

Solución.

Usamos:

$$Q = mc\Delta T$$

Despejamos:

$$\Delta T = \frac{Q}{mc}$$

Para el agua:

$$\Delta T_{\text{agua}} = \frac{10000}{0,50 \cdot 4180}$$

$$\Delta T_{\text{agua}} \approx 4,78 \text{ K}$$

Para el aceite:

$$\Delta T_{\text{aceite}} = \frac{10000}{0,50 \cdot 2000}$$

$$\Delta T_{\text{aceite}} = 10 \text{ K}$$

Por tanto:

$$\Delta T_{\text{agua}} \approx 4,78 \text{ K}$$

$$\Delta T_{\text{aceite}} = 10 \text{ K}$$

El aceite aumenta más su temperatura porque su calor específico es menor.

Bloque B. Cambios de estado y calorimetría

En los cambios de estado la temperatura permanece constante mientras la sustancia cambia de fase. Para un cambio de estado usamos:

$$Q = mL$$

donde L es el calor latente.

Para calentar o enfriar sin cambio de estado usamos:

$$Q = mc\Delta T$$

Ejercicio 11. Fundir hielo a 0°C

Calcula el calor necesario para fundir:

$$0,10 \text{ kg}$$

de hielo que ya está a 0°C .

Dato:

$$L_f = 334000 \text{ J/kg}$$

donde L_f es el **calor latente de fusión** del hielo.

Solución.

Como el hielo ya está a 0°C , no necesitamos calentarlo hasta llegar a la temperatura de fusión. Ya está en ella.

Por tanto, solo necesitamos aportar el calor necesario para el cambio de estado:

hielo sólido $\longrightarrow$ agua líquida

En este caso usamos:

$$Q = mL_f$$

donde:

$$Q$$

es el calor necesario para fundir el hielo,

$$m$$

es la masa de hielo,

y

$$L_f$$

es el calor latente de fusión.

Sustituimos:

$$Q = 0,10 \cdot 334000$$

$$Q = 33400 \text{ J}$$

Por tanto:

$$Q = 33400 \text{ J}$$

En este ejercicio usamos L_f , no L_v , porque estamos estudiando una **fusión**, no una vaporización.

Ejercicio 12. Vaporizar agua a 100°C

Calcula el calor necesario para vaporizar:

$$0,20 \text{ kg}$$

de agua que ya está a 100°C.

Dato:

$$L_v = 2260000 \text{ J/kg}$$

Solución.

Usamos:

$$Q = mL_v$$

Sustituimos:

$$Q = 0,20 \cdot 2260000$$

$$Q = 452000 \text{ J}$$

Por tanto:

$$Q = 452000 \text{ J}$$

La vaporización requiere mucha energía.

Ejercicio 13. Calentar hielo y fundirlo

Tenemos:

$$0,20 \text{ kg}$$

de hielo a -10°C . Calcula el calor necesario para llevarlo hasta agua líquida a 0°C .

Datos:

$$c_{\text{hielo}} = 2100 \text{ J/(kg} \cdot \text{K)}$$

$$L_f = 334000 \text{ J/kg}$$

Solución.

Hay dos etapas.

1. Calentar el hielo de -10°C a 0°C :

$$Q_1 = mc\Delta T$$

$$Q_1 = 0,20 \cdot 2100 \cdot 10$$

$$Q_1 = 4200 \text{ J}$$

2. Fundir el hielo a 0°C:

$$Q_2 = mL_f$$

$$Q_2 = 0,20 \cdot 334000$$

$$Q_2 = 66800 \text{ J}$$

Calor total:

$$Q = Q_1 + Q_2$$

$$Q = 4200 + 66800 = 71000 \text{ J}$$

Por tanto:

$$Q = 71000 \text{ J}$$

Ejercicio 14. Calentar agua y evaporarla

Calcula el calor necesario para calentar:

$$0,50 \text{ kg}$$

de agua desde 20°C hasta 100°C y después evaporarla completamente.

Datos:

$$c_{\text{agua}} = 4180 \text{ J/(kg} \cdot \text{K)}$$

$$L_v = 2260000 \text{ J/kg}$$

donde L_v es el **calor latente de vaporización** del agua.

Solución.

El proceso tiene dos etapas.

Primero calentamos el agua desde 20°C hasta 100°C. Para ello usamos:

$$Q_1 = mc\Delta T$$

La variación de temperatura es:

$$\Delta T = 100 - 20 = 80 \text{ K}$$

Sustituimos:

$$Q_1 = 0,50 \cdot 4180 \cdot 80$$

$$Q_1 = 167200 \text{ J}$$

Ahora, una vez que el agua está a 100°C, hay que evaporarla. Para el cambio de estado usamos:

$$Q_2 = mL_v$$

Sustituimos:

$$Q_2 = 0,50 \cdot 2260000$$

$$Q_2 = 1130000 \text{ J}$$

El calor total necesario es la suma de los dos calores:

$$Q = Q_1 + Q_2$$

$$Q = 167200 + 1130000$$

$$Q = 1297200 \text{ J}$$

Por tanto:

$$Q = 1297200 \text{ J}$$

En este ejercicio usamos L_v , no L_f , porque el cambio de estado es una **vaporización**:

agua líquida $\longrightarrow$ vapor de agua

Ejercicio 15. Hielo en agua caliente

Se introducen 0,05 kg de hielo a 0°C en 0,50 kg de agua a 30°C .

Datos:

$$c_{\text{agua}} = 4180 \text{ J/(kg} \cdot \text{K)}$$

$$L_f = 334000 \text{ J/kg}$$

Comprueba si el hielo se funde completamente.

Solución.

El calor máximo que puede ceder el agua al bajar de 30°C a 0°C es:

$$Q_{\text{agua}} = mc\Delta T$$

$$Q_{\text{agua}} = 0,50 \cdot 4180 \cdot 30$$

$$Q_{\text{agua}} = 62700 \text{ J}$$

El calor necesario para fundir todo el hielo es:

$$Q_{\text{hielo}} = mL_f$$

$$Q_{\text{hielo}} = 0,05 \cdot 334000$$

$$Q_{\text{hielo}} = 16700 \text{ J}$$

Como:

$$62700 > 16700$$

el hielo se funde completamente.

Sí, el hielo se funde completamente.

Ejercicio 16. Vapor que condensa y se enfría

Una masa de vapor de agua de:

$$0,010 \text{ kg}$$

a 100°C se condensa y luego el agua líquida se enfría hasta 40°C .

Datos:

$$L_v = 2260000 \text{ J/kg}$$

$$c_{\text{agua}} = 4180 \text{ J/(kg} \cdot \text{K)}$$

Calcula el calor cedido.

Solución.

Hay dos etapas.

1. Condensación del vapor:

$$Q_1 = mL_v$$

$$Q_1 = 0,010 \cdot 2260000 = 22600 \text{ J}$$

2. Enfriamiento del agua de 100°C a 40°C :

$$Q_2 = mc\Delta T$$

$$Q_2 = 0,010 \cdot 4180 \cdot 60$$

$$Q_2 = 2508 \text{ J}$$

Calor total cedido:

$$Q = Q_1 + Q_2$$

$$Q = 22600 + 2508 = 25108 \text{ J}$$

Por tanto:

$$Q \approx 25100 \text{ J}$$

Ejercicio 17. Interpretar una curva de calentamiento

Un bloque de hielo se calienta desde -20°C hasta convertirse en agua a 20°C . Describe las etapas del proceso.

Solución.

El proceso tiene tres etapas:

1. Calentamiento del hielo:

$$-20^{\circ}\text{C} \longrightarrow 0^{\circ}\text{C}$$

Aquí aumenta la temperatura del hielo.

2. Fusión:

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

El hielo se convierte en agua. Durante esta etapa la temperatura permanece constante.

3. Calentamiento del agua líquida:

$$0^{\circ}\text{C} \longrightarrow 20^{\circ}\text{C}$$

Aquí aumenta la temperatura del agua líquida.

Por tanto:

calentar hielo, fundir, calentar agua

Ejercicio 18. Comparar calentar y vaporizar

Calcula el calor necesario para:

- a) calentar 0,10 kg de agua desde 20°C hasta 100°C ;
- b) vaporizar 0,10 kg de agua a 100°C .

Datos:

$$c_{\text{agua}} = 4180 \text{ J/(kg} \cdot \text{K)}, \quad L_v = 2260000 \text{ J/kg}$$

Solución.**a) Calentar agua:**

$$Q_1 = mc\Delta T$$

$$Q_1 = 0,10 \cdot 4180 \cdot 80$$

$$Q_1 = 33440 \text{ J}$$

b) Vaporizar agua:

$$Q_2 = mL_v$$

$$Q_2 = 0,10 \cdot 2260000$$

$$Q_2 = 226000 \text{ J}$$

Por tanto:

$$Q_1 = 33440 \text{ J}$$

$$Q_2 = 226000 \text{ J}$$

Vaporizar requiere mucha más energía que simplemente calentar.

Ejercicio 19. Masa de hielo que se puede fundir

Disponemos de:

$$100000 \text{ J}$$

para fundir hielo a 0°C .

Dato:

$$L_f = 334000 \text{ J/kg}$$

Calcula la masa de hielo que se puede fundir.

Solución.

Usamos:

$$Q = mL_f$$

Despejamos:

$$m = \frac{Q}{L_f}$$

Sustituimos:

$$m = \frac{100000}{334000}$$

$$m \approx 0,299 \text{ kg}$$

Por tanto:

$$m \approx 0,30 \text{ kg}$$

Ejercicio 20. Mezcla de hielo con agua caliente

Se mezclan 0,10 kg de hielo a 0°C con 0,50 kg de agua a 80°C .

Calcula la temperatura final de la mezcla.

Supón que no hay pérdidas de calor al exterior.

Datos:

$$c_{\text{agua}} = 4180 \text{ J/(kg} \cdot \text{K)}$$

$$L_f = 334000 \text{ J/kg}$$

Solución.

El agua caliente cede calor.

El hielo recibe calor. Primero se funde y después, ya convertido en agua líquida, aumenta su temperatura hasta la temperatura final T_f .

1. Calor que cede el agua caliente

El agua caliente pasa de 80°C a T_f :

$$Q_{\text{cedido}} = m_{\text{agua}} c_{\text{agua}} (80 - T_f)$$

Sustituimos:

$$Q_{\text{cedido}} = 0,50 \cdot 4180(80 - T_f)$$

$$Q_{\text{cedido}} = 2090(80 - T_f)$$

2. Calor necesario para fundir el hielo

$$Q_{\text{fusión}} = m_{\text{hielo}} L_f$$

$$Q_{\text{fusión}} = 0,10 \cdot 334000$$

$$Q_{\text{fusión}} = 33400 \text{ J}$$

3. Calor necesario para calentar el agua procedente del hielo

Una vez fundido, el hielo se convierte en agua a 0°C . Esa agua sube desde 0°C hasta T_f :

$$Q_{\text{calentamiento}} = m_{\text{hielo}} c_{\text{agua}} T_f$$

$$Q_{\text{calentamiento}} = 0,10 \cdot 4180 \cdot T_f$$

$$Q_{\text{calentamiento}} = 418T_f$$

4. Igualamos calor cedido y calor absorbido

$$Q_{\text{cedido}} = Q_{\text{fusión}} + Q_{\text{calentamiento}}$$

$$2090(80 - T_f) = 33400 + 418T_f$$

Desarrollamos:

$$167200 - 2090T_f = 33400 + 418T_f$$

Pasamos términos:

$$167200 - 33400 = 2090T_f + 418T_f$$

$$133800 = 2508T_f$$

Despejamos:

$$T_f = \frac{133800}{2508}$$

$$T_f \approx 53,35^\circ\text{C}$$

Por tanto:

$$T_f \approx 53,35^\circ\text{C}$$

La temperatura final de la mezcla es aproximadamente:

$$53,35^\circ\text{C}$$

Bloque C. Gases ideales y leyes de los gases

Para muchos gases, en condiciones no extremas, usamos la ecuación de los gases ideales:

$$pV = nRT$$

donde:

$$R = 8,31 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$$

Recordatorio importante:

T debe ir en kelvin.

Ejercicio 21. Convertir atmósferas a pascales

Una presión vale:

$$2 \text{ atm}$$

Sabiendo que:

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

expresa la presión en pascales.

Solución.

Multiplicamos:

$$2 \text{ atm} = 2 \cdot 101325 \text{ Pa}$$

$$2 \text{ atm} = 202650 \text{ Pa}$$

Por tanto:

$$2 \text{ atm} = 202650 \text{ Pa}$$

Ejercicio 22. Presión de un gas ideal

Un recipiente contiene:

$$n = 1 \text{ mol}$$

de gas ideal a:

$$T = 300 \text{ K}$$

en un volumen de:

$$V = 0,025 \text{ m}^3$$

Calcula la presión.

Solución.

Usamos:

$$pV = nRT$$

Despejamos:

$$p = \frac{nRT}{V}$$

Sustituimos:

$$p = \frac{1 \cdot 8,31 \cdot 300}{0,025}$$

$$p = 99720 \text{ Pa}$$

Por tanto:

$$p \approx 9,97 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

Ejercicio 23. Volumen de un gas ideal

Un gas ideal tiene:

$$n = 2 \text{ mol}$$

Está a:

$$T = 300 \text{ K}$$

y a una presión de:

$$p = 100000 \text{ Pa}$$

Calcula el volumen.

Solución.

Usamos:

$$pV = nRT$$

Despejamos:

$$V = \frac{nRT}{p}$$

Sustituimos:

$$V = \frac{2 \cdot 8,31 \cdot 300}{100000}$$

$$V = 0,04986 \text{ m}^3$$

Por tanto:

$$V \approx 0,050 \text{ m}^3$$

Ejercicio 24. Ley de Boyle

Un gas ocupa:

$$V_1 = 3 \text{ L}$$

a una presión:

$$p_1 = 1 \text{ atm}$$

Si la temperatura permanece constante y el volumen pasa a:

$$V_2 = 1,5 \text{ L}$$

calcula la nueva presión.

Solución.

A temperatura constante:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

Despejamos:

$$p_2 = \frac{p_1 V_1}{V_2}$$

Sustituimos:

$$p_2 = \frac{1 \cdot 3}{1,5} = 2$$

Por tanto:

$$p_2 = 2 \text{ atm}$$

Al reducir el volumen a la mitad, la presión se duplica.

Ejercicio 25. Ley de Charles

Un gas ocupa:

$$V_1 = 2 \text{ L}$$

a una temperatura:

$$T_1 = 300 \text{ K}$$

Si la presión permanece constante y la temperatura sube a:

$$T_2 = 450 \text{ K}$$

calcula el nuevo volumen.

Solución.

A presión constante:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Despejamos:

Sustituimos:

$$V_2 = V_1 \frac{T_2}{T_1}$$

$$V_2 = 2 \cdot \frac{450}{300}$$

$$V_2 = 3 \text{ L}$$

Por tanto:

$$V_2 = 3 \text{ L}$$

Ejercicio 26. Ley de Gay-Lussac

Un gas está a:

$$p_1 = 100 \text{ kPa}$$

y

$$T_1 = 300 \text{ K}$$

Si el volumen permanece constante y la temperatura sube a:

$$T_2 = 360 \text{ K}$$

calcula la nueva presión.

Solución.

A volumen constante:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Despejamos:

$$p_2 = p_1 \frac{T_2}{T_1}$$

Sustituimos:

$$p_2 = 100 \cdot \frac{360}{300}$$

$$p_2 = 120 \text{ kPa}$$

Por tanto:

$$p_2 = 120 \text{ kPa}$$

Ejercicio 27. Ley combinada de los gases

Un gas pasa de:

$$p_1 = 100 \text{ kPa}, \quad V_1 = 4 \text{ L}, \quad T_1 = 300 \text{ K}$$

a:

$$p_2 = 150 \text{ kPa}, \quad T_2 = 450 \text{ K}$$

Calcula V_2 .

Solución.

Usamos la ley combinada:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Despejamos:

$$V_2 = \frac{p_1 V_1 T_2}{T_1 p_2}$$

Sustituimos:

$$V_2 = \frac{100 \cdot 4 \cdot 450}{300 \cdot 150}$$

$$V_2 = 4 \text{ L}$$

Por tanto:

$$\boxed{V_2 = 4 \text{ L}}$$

Ejercicio 28. Número de moles en un recipiente

Un recipiente de volumen:

$$V = 0,010 \text{ m}^3$$

contiene un gas a:

$$p = 200000 \text{ Pa}$$

y

$$T = 300 \text{ K}$$

Calcula el número de moles.

Solución.

Usamos:

$$pV = nRT$$

Despejamos:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

Sustituimos:

$$n = \frac{200000 \cdot 0,010}{8,31 \cdot 300}$$

$$n = \frac{2000}{2493}$$

$$n \approx 0,802$$

Por tanto:

$$n \approx 0,80 \text{ mol}$$

Ejercicio 29. Temperatura de un gas

Un gas ideal tiene:

$$p = 100000 \text{ Pa}, \quad V = 0,024 \text{ m}^3, \quad n = 1 \text{ mol}$$

Calcula su temperatura.

Solución.

Usamos:

$$pV = nRT$$

Despejamos:

$$T = \frac{pV}{nR}$$

Sustituimos:

$$T = \frac{100000 \cdot 0,024}{1 \cdot 8,31}$$

$$T \approx 288,8 \text{ K}$$

Por tanto:

$$T \approx 289 \text{ K}$$

En grados Celsius:

$$T \approx 289 - 273 = 16^\circ\text{C}$$

$$T \approx 16^\circ\text{C}$$

Ejercicio 30. Por qué no se usan grados Celsius en gases ideales

¿Por qué en la ecuación

$$pV = nRT$$

la temperatura debe expresarse en kelvin y no en grados Celsius?

Solución.

La ecuación de los gases ideales relaciona presión, volumen y temperatura absoluta.

La escala Kelvin comienza en el cero absoluto:

$$0 \text{ K}$$

que representa la temperatura mínima posible.

En cambio, en grados Celsius el cero no significa ausencia de agitación térmica. Por ejemplo:

$$0^{\circ}\text{C} = 273\text{ K}$$

Si usáramos grados Celsius, podríamos cometer errores graves. Por ejemplo, un gas a 0°C no tiene temperatura cero en sentido termodinámico.

Por tanto:

En gases ideales, la temperatura debe ir en kelvin.

Bloque D. Trabajo, energía interna y primer principio

Usaremos el criterio:

$$\Delta U = Q - W$$

donde:

$$Q > 0$$

si el sistema recibe calor, y

$$W > 0$$

si el sistema realiza trabajo sobre el exterior.

En un proceso isobárico:

$$W = p\Delta V$$

Ejercicio 31. Trabajo en una expansión isobárica

Un gas se expande a presión constante:

$$p = 100000 \text{ Pa}$$

Su volumen pasa de:

$$V_i = 0,020 \text{ m}^3$$

a:

$$V_f = 0,050 \text{ m}^3$$

Calcula el trabajo realizado por el gas.

Solución.

En un proceso isobárico:

$$W = p\Delta V$$

Calculamos:

$$\Delta V = V_f - V_i = 0,050 - 0,020 = 0,030 \text{ m}^3$$

Sustituimos:

$$W = 100000 \cdot 0,030$$

$$W = 3000 \text{ J}$$

Por tanto:

$$W = 3000 \text{ J}$$

Ejercicio 32. Trabajo en una compresión

Un gas se comprime a presión constante:

$$p = 150000 \text{ Pa}$$

Su volumen pasa de:

$$0,040 \text{ m}^3$$

a:

$$0,010 \text{ m}^3$$

Calcula el trabajo realizado por el gas.

Solución.

Usamos:

$$W = p\Delta V$$

$$\Delta V = 0,010 - 0,040 = -0,030 \text{ m}^3$$

Entonces:

$$W = 150000 \cdot (-0,030)$$

$$W = -4500 \text{ J}$$

Por tanto:

$$W = -4500 \text{ J}$$

El signo negativo indica que no es el gas quien realiza trabajo neto sobre el exterior, sino que el exterior comprime al gas.

Ejercicio 33. Primer principio de la termodinámica

Un gas recibe:

$$Q = 500 \text{ J}$$

de calor y realiza un trabajo:

$$W = 200 \text{ J}$$

Calcula la variación de energía interna.

Solución.

Usamos:

$$\Delta U = Q - W$$

Sustituimos:

$$\Delta U = 500 - 200$$

$$\Delta U = 300 \text{ J}$$

Por tanto:

$$\Delta U = 300 \text{ J}$$

Ejercicio 34. Calor absorbido por un gas

Un gas aumenta su energía interna en:

$$\Delta U = 800 \text{ J}$$

y realiza un trabajo de:

$$W = 300 \text{ J}$$

Calcula el calor absorbido.

Solución.

Usamos:

$$\Delta U = Q - W$$

Despejamos Q :

$$Q = \Delta U + W$$

Sustituimos:

$$Q = 800 + 300 = 1100 \text{ J}$$

Por tanto:

$$Q = 1100 \text{ J}$$

Ejercicio 35. Proceso isocórico

Un gas recibe:

$$Q = 600 \text{ J}$$

en un recipiente rígido, de modo que el volumen no cambia.

Calcula el trabajo y la variación de energía interna.

Solución.

Si el volumen no cambia:

$$\Delta V = 0$$

Por tanto:

$$W = p\Delta V = 0$$

Usamos:

$$\Delta U = Q - W$$

$$\Delta U = 600 - 0 = 600 \text{ J}$$

Por tanto:

$$W = 0$$

$$\Delta U = 600 \text{ J}$$

Ejercicio 36. Proceso isoterma en un gas ideal

Un gas ideal realiza un proceso isoterma. Durante el proceso realiza un trabajo:

$$W = 400 \text{ J}$$

Calcula el calor intercambiado.

Solución.

En un gas ideal, la energía interna depende solo de la temperatura.

Si el proceso es isoterma:

$$\Delta T = 0$$

Por tanto:

$$\Delta U = 0$$

Usamos:

$$\Delta U = Q - W$$

$$0 = Q - 400$$

$$Q = 400 \text{ J}$$

Por tanto:

$$Q = 400 \text{ J}$$

El gas absorbe calor para poder realizar trabajo sin cambiar su temperatura.

Ejercicio 37. Energía interna de un gas monoatómico

Un mol de gas ideal monoatómico aumenta su temperatura en:

$$\Delta T = 50 \text{ K}$$

Calcula la variación de energía interna.

Dato:

$$\Delta U = \frac{3}{2} n R \Delta T$$

Solución.

Sustituimos:

$$\Delta U = \frac{3}{2} \cdot 1 \cdot 8,31 \cdot 50$$

$$\Delta U = 623,25 \text{ J}$$

Por tanto:

$$\boxed{\Delta U \approx 623 \text{ J}}$$

Ejercicio 38. Trabajo neto en un ciclo p - V

Un gas realiza el ciclo rectangular mostrado en el diagrama p - V .
El ciclo consta de cuatro procesos:

$$A \rightarrow B$$

expansión isobárica a presión

$$p_1 = 100000 \text{ Pa}$$

desde

$$V_A = 0,020 \text{ m}^3$$

hasta

$$V_B = 0,050 \text{ m}^3.$$

Después:

$$B \rightarrow C$$

el volumen permanece constante.
Luego:

$$C \rightarrow D$$

el gas se comprime a presión

$$p_2 = 50000 \text{ Pa}$$

desde

$$V_C = 0,050 \text{ m}^3$$

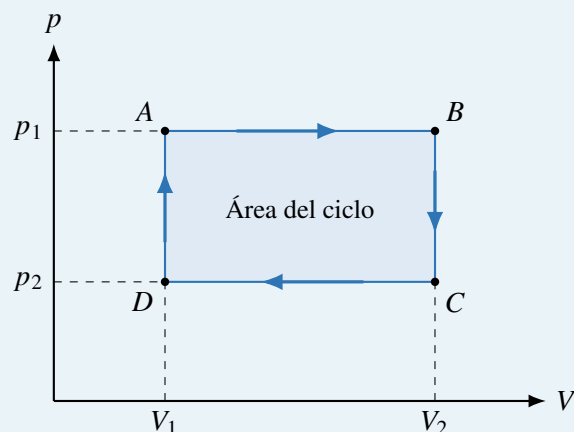
hasta

$$V_D = 0,020 \text{ m}^3.$$

Finalmente:

$$D \rightarrow A$$

el volumen permanece constante.
Calcula el trabajo neto realizado por el gas en el ciclo.

**Solución.**

Este ejercicio conecta con los anteriores porque vamos a calcular el trabajo en cada tramo usando la idea:

$$W = p\Delta V$$

cuando el proceso es isobárico.

Además, en los procesos isocóricos el volumen no cambia. Por tanto:

$$\Delta V = 0$$

y el trabajo es:

$$W = 0$$

1. Trabajo en el tramo $A \rightarrow B$

En este tramo el gas se expande a presión constante:

$$p_1 = 100000 \text{ Pa}$$

El volumen pasa de:

$$0,020 \text{ m}^3$$

a:

$$0,050 \text{ m}^3$$

Por tanto:

$$\Delta V = 0,050 - 0,020 = 0,030 \text{ m}^3$$

Como es una expansión:

$$W_{AB} = p_1 \Delta V$$

$$W_{AB} = 100000 \cdot 0,030$$

$$W_{AB} = 3000 \text{ J}$$

2. Trabajo en el tramo $B \rightarrow C$

En este tramo el volumen permanece constante. Por tanto:

$$W_{BC} = 0$$

3. Trabajo en el tramo $C \rightarrow D$

Ahora el gas se comprime a presión constante:

$$p_2 = 50000 \text{ Pa}$$

El volumen pasa de:

$$0,050 \text{ m}^3$$

a:

$$0,020 \text{ m}^3$$

Por tanto:

$$\Delta V = 0,020 - 0,050 = -0,030 \text{ m}^3$$

El trabajo realizado por el gas es:

$$W_{CD} = p_2 \Delta V$$

$$W_{CD} = 50000 \cdot (-0,030)$$

$$W_{CD} = -1500 \text{ J}$$

El signo negativo aparece porque el gas está siendo comprimido.

4. Trabajo en el tramo $D \rightarrow A$

En este tramo el volumen también permanece constante. Por tanto:

$$W_{DA} = 0$$

5. Trabajo neto del ciclo

Sumamos los trabajos de todos los tramos:

$$W_{\text{neto}} = W_{AB} + W_{BC} + W_{CD} + W_{DA}$$

$$W_{\text{neto}} = 3000 + 0 - 1500 + 0$$

$$W_{\text{neto}} = 1500 \text{ J}$$

Por tanto:

$$W_{\text{neto}} = 1500 \text{ J}$$

Interpretación geométrica.

En un ciclo cerrado en el diagrama p - V , el trabajo neto coincide con el área encerrada por el ciclo.

En este caso, el área del rectángulo es:

$$A = (p_1 - p_2)(V_2 - V_1)$$

Sustituimos:

$$A = (100000 - 50000)(0,050 - 0,020)$$

$$A = 50000 \cdot 0,030$$

$$A = 1500 \text{ J}$$

Como el ciclo se recorre en sentido horario, el trabajo neto realizado por el gas es positivo.

En un ciclo p - V , el trabajo neto realizado por el gas coincide con el área encerrada por el ciclo. Si el recorrido es horario, el trabajo realizado por el gas es positivo.

Ejercicio 39. Primer principio aplicado a un ciclo

En el ejercicio anterior, un gas realizaba un ciclo cerrado en un diagrama p - V . El trabajo neto realizado por el gas era:

$$W_{\text{neto}} = 1500 \text{ J}$$

Calcula:

- a) la variación de energía interna del gas en el ciclo completo;
- b) el calor neto intercambiado por el gas durante el ciclo.

Solución.

Este ejercicio es muy importante porque en un ciclo termodinámico el gas vuelve exactamente al estado inicial.

Eso significa que, al final del ciclo, el gas tiene el mismo estado termodinámico que al principio. Por tanto, su energía interna final es igual a su energía interna inicial.

a) Variación de energía interna

Como el proceso completo es un ciclo:

$$\Delta U_{\text{ciclo}} = 0$$

Esto no significa que durante el ciclo la energía interna no cambie en algunos tramos. Puede aumentar o disminuir en distintas partes del recorrido.

Lo que significa es que, al completar el ciclo entero, la energía interna termina teniendo el mismo valor que al comienzo.

b) Calor neto intercambiado

Usamos el primer principio de la termodinámica:

$$\Delta U = Q - W$$

En un ciclo completo:

$$\Delta U_{\text{ciclo}} = 0$$

Por tanto:

$$0 = Q_{\text{neto}} - W_{\text{neto}}$$

De aquí obtenemos:

$$Q_{\text{neto}} = W_{\text{neto}}$$

Como:

$$W_{\text{neto}} = 1500 \text{ J}$$

entonces:

$$Q_{\text{neto}} = 1500 \text{ J}$$

Por tanto:

$$Q_{\text{neto}} = 1500 \text{ J}$$

Interpretación física.

Durante el ciclo, el gas puede recibir calor en algunos tramos y ceder calor en otros. Pero, considerando el ciclo completo, el balance neto es:

$$Q_{\text{neto}} = W_{\text{neto}}$$

Es decir, el calor neto que entra en el gas acaba convirtiéndose en trabajo neto realizado por el gas.

En un ciclo termodinámico:

$$\Delta U_{\text{ciclo}} = 0$$

Por eso, usando

$$\Delta U = Q - W$$

obtenemos:

$$Q_{\text{neto}} = W_{\text{neto}}$$

Esta idea prepara el camino para entender las máquinas térmicas.

Ejercicio 40. Proceso adiabático

Un gas realiza un proceso adiabático, de modo que no intercambia calor con el exterior:

$$Q = 0$$

Durante el proceso, el gas realiza un trabajo:

$$W = 300 \text{ J}$$

Calcula la variación de energía interna del gas.

Solución.

Un proceso adiabático es un proceso en el que no entra ni sale calor del sistema.

Por tanto:

$$Q = 0$$

Usamos el primer principio de la termodinámica con el criterio de signos que estamos usando en este documento:

$$\Delta U = Q - W$$

Sustituimos:

$$\Delta U = 0 - 300$$

$$\Delta U = -300 \text{ J}$$

Por tanto:

$$\Delta U = -300 \text{ J}$$

Interpretación física.

El gas realiza trabajo sobre el exterior, pero no recibe calor que compense esa pérdida de energía. Por eso su energía interna disminuye.

En un gas ideal, si la energía interna disminuye, también disminuye la temperatura.

En una expansión adiabática, el gas se enfría.

Comparación con un proceso isoterma.

No hay que confundir adiabático con isoterma:

- En un proceso **isoterma**, la temperatura permanece constante.
- En un proceso **adiabático**, el calor intercambiado es cero.

Isoterma significa:

$$T = \text{constante}$$

Adiabático significa:

$$Q = 0$$

Son ideas distintas.

Bloque E. Máquinas térmicas, entropía y transferencia de calor

En este bloque aparecen ideas algo más profundas, pero las trataremos de forma sencilla.

Una máquina térmica recibe calor de un foco caliente, transforma una parte en trabajo y cede el resto a un foco frío:

$$Q_h = W + Q_c$$

Su rendimiento es:

$$\eta = \frac{W}{Q_h}$$

Rendimiento de Carnot:

$$\eta_C = 1 - \frac{T_c}{T_h}$$

Entropía en un proceso reversible isoterma:

$$\Delta S = \frac{Q_{\text{rev}}}{T}$$

Conducción térmica:

$$\frac{Q}{t} = kA \frac{\Delta T}{L}$$

Ejercicio 41. Rendimiento de una máquina térmica

Una máquina térmica recibe:

$$Q_h = 1000 \text{ J}$$

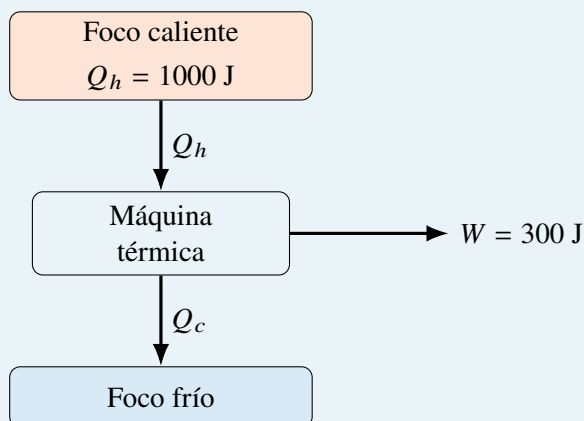
de un foco caliente y realiza un trabajo:

$$W = 300 \text{ J}$$

Calcula su rendimiento.

Solución.

Una máquina térmica recibe calor de un foco caliente. Una parte de esa energía se transforma en trabajo útil y otra parte se cede al foco frío.



El rendimiento mide qué fracción del calor recibido se convierte en trabajo útil:

$$\eta = \frac{W}{Q_h}$$

Sustituimos:

$$\eta = \frac{300}{1000} = 0,30$$

En porcentaje:

$$\eta = 0,30 \cdot 100 \% = 30 \%$$

Por tanto:

$$\boxed{\eta = 30 \%}$$

Interpretación. De cada 100 J que recibe la máquina desde el foco caliente, 30 J se transforman en trabajo útil.

Ejercicio 42. Calor cedido por una máquina térmica

Una máquina térmica recibe:

$$Q_h = 2000 \text{ J}$$

y realiza un trabajo:

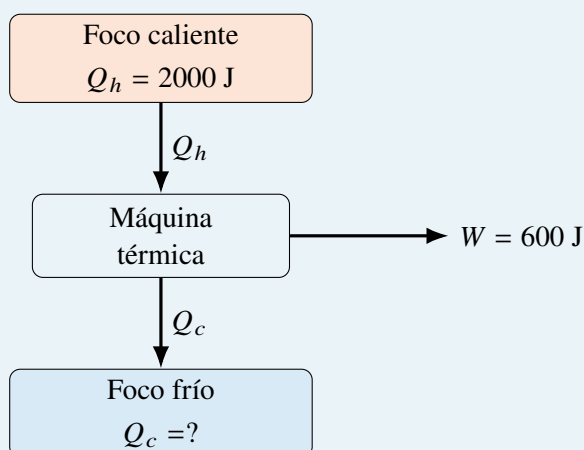
$$W = 600 \text{ J}$$

Calcula el calor que cede al foco frío.

Solución.

En una máquina térmica, la energía que entra desde el foco caliente se reparte en dos partes:

- una parte se transforma en trabajo útil, W ;
- otra parte se cede al foco frío, Q_c .



Por conservación de la energía:

$$Q_h = W + Q_c$$

Despejamos:

$$Q_c = Q_h - W$$

Sustituimos:

$$Q_c = 2000 - 600 = 1400 \text{ J}$$

Por tanto:

$$Q_c = 1400 \text{ J}$$

Interpretación. La máquina no convierte todo el calor recibido en trabajo. En este caso, cede 1400 J al foco frío.

Ejercicio 43. Rendimiento máximo de Carnot

Una máquina de Carnot trabaja entre:

$$T_h = 600 \text{ K}$$

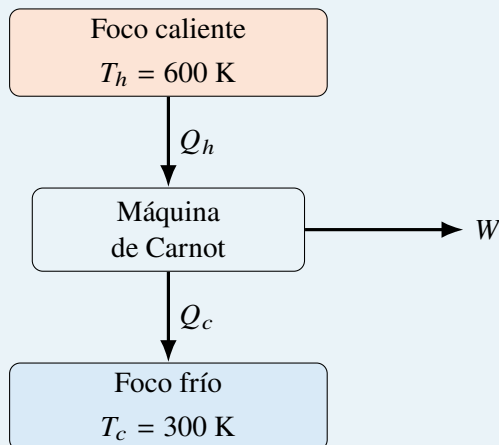
y

$$T_c = 300 \text{ K}$$

Calcula su rendimiento máximo.

Solución.

Una máquina de Carnot es una máquina ideal reversible. Su rendimiento depende solamente de las temperaturas absolutas del foco caliente y del foco frío.



Usamos:

$$\eta_C = 1 - \frac{T_c}{T_h}$$

Sustituimos:

$$\eta_C = 1 - \frac{300}{600}$$

$$\eta_C = 1 - 0,5 = 0,5$$

En porcentaje:

$$\eta_C = 50 \%$$

Por tanto:

$$\eta_C = 50 \%$$

Interpretación. Ninguna máquina que trabaje entre 600 K y 300 K puede superar un rendimiento del 50 %.

Ejercicio 44. Comparar una máquina real con Carnot

Una máquina trabaja entre:

$$T_h = 500 \text{ K}$$

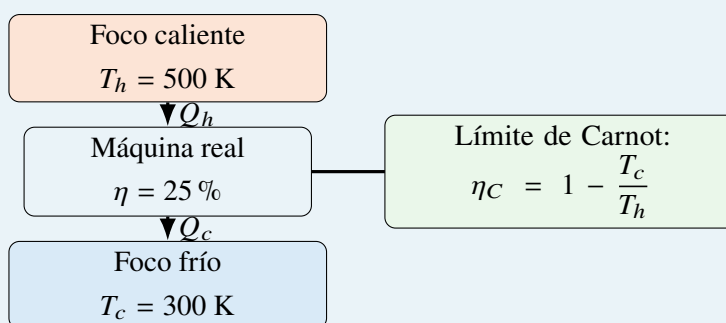
y

$$T_c = 300 \text{ K}$$

Su rendimiento real es del 25 %. Calcula el rendimiento máximo de Carnot y compara.

Solución.

El rendimiento de Carnot marca el límite teórico máximo para cualquier máquina térmica que funcione entre dos focos dados.



Rendimiento de Carnot:

$$\eta_C = 1 - \frac{T_c}{T_h}$$

$$\eta_C = 1 - \frac{300}{500}$$

$$\eta_C = 1 - 0,6 = 0,4$$

$$\eta_C = 40 \%$$

La máquina real tiene:

$$\eta = 25 \%$$

Como:

$$25 \% < 40 \%$$

la máquina real no supera el límite de Carnot.

$$\eta_C = 40 \%$$

La máquina real es posible.

Interpretación. La máquina real no es perfecta, pero respeta la segunda ley de la termodinámica porque su rendimiento está por debajo del máximo ideal.

Ejercicio 45. Máquina imposible

Una máquina térmica trabaja entre dos focos:

$$T_h = 500 \text{ K}, \quad T_c = 300 \text{ K}$$

Un fabricante afirma que su máquina tiene un rendimiento del:

$$45 \%$$

¿Es posible esa máquina?

Solución.

Para decidir si la máquina es posible, comparamos su rendimiento con el rendimiento máximo de Carnot.

$$\eta_C = 1 - \frac{T_c}{T_h}$$

Sustituimos:

$$\eta_C = 1 - \frac{300}{500}$$

$$\eta_C = 1 - 0,6 = 0,4$$

$$\eta_C = 40 \%$$

La máquina anunciada tendría:

$$\eta = 45 \%$$

Pero:

$$45 \% > 40 \%$$

Por tanto, esa máquina superaría el rendimiento máximo permitido por Carnot.

No es posible.

Ninguna máquina térmica que trabaje entre dos focos puede superar el rendimiento de Carnot.

Ejercicio 46. Variación de entropía

Un sistema recibe reversiblemente:

$$Q = 1200 \text{ J}$$

a temperatura constante:

$$T = 300 \text{ K}$$

Calcula la variación de entropía.

Solución.

Usamos:

$$\Delta S = \frac{Q_{\text{rev}}}{T}$$

Sustituimos:

$$\Delta S = \frac{1200}{300} = 4$$

Por tanto:

$$\boxed{\Delta S = 4 \text{ J/K}}$$

Interpretación. Como el sistema recibe calor reversiblemente, su entropía aumenta.

Ejercicio 47. Entropía al fundir hielo

Se funden reversiblemente:

$$0,10 \text{ kg}$$

de hielo a 0°C .

Dato:

$$L_f = 334000 \text{ J/kg}$$

Calcula la variación de entropía del hielo.

Solución.

Primero calculamos el calor absorbido:

$$Q = mL_f$$

$$Q = 0,10 \cdot 334000 = 33400 \text{ J}$$

La temperatura de fusión es:

$$T = 273 \text{ K}$$

Usamos:

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

$$\Delta S = \frac{33400}{273}$$

$$\Delta S \approx 122,3 \text{ J/K}$$

Por tanto:

$$\boxed{\Delta S \approx 122 \text{ J/K}}$$

Interpretación. Al fundirse, el hielo pasa a un estado más desordenado. Por eso su entropía aumenta.

Ejercicio 48. Conducción de calor a través de una pared

Una pared tiene:

$$A = 10 \text{ m}^2, \quad L = 0,20 \text{ m}$$

La diferencia de temperatura entre sus caras es:

$$\Delta T = 15 \text{ K}$$

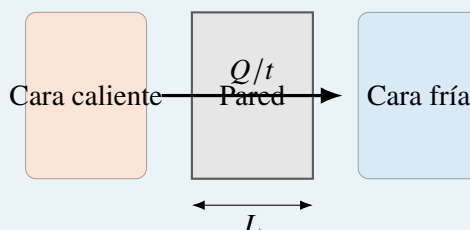
Dato:

$$k = 0,80 \text{ W}/(\text{m} \cdot \text{K})$$

Calcula la potencia térmica que atraviesa la pared.

Solución.

La conducción de calor a través de una pared puede representarse así:



Usamos:

$$\frac{Q}{t} = kA \frac{\Delta T}{L}$$

Sustituimos:

$$\frac{Q}{t} = 0,80 \cdot 10 \cdot \frac{15}{0,20}$$

$$\frac{Q}{t} = 8 \cdot 75 = 600 \text{ W}$$

Por tanto:

$$\boxed{\frac{Q}{t} = 600 \text{ W}}$$

Ejercicio 49. Efecto de duplicar el grosor de una pared

Una pared deja pasar una potencia térmica de:

$$600 \text{ W}$$

Si duplicamos su grosor y mantenemos todo lo demás igual, ¿qué potencia térmica pasará?

Solución.

La conducción térmica cumple:

$$\frac{Q}{t} = kA \frac{\Delta T}{L}$$

La potencia térmica es inversamente proporcional al grosor L :

$$\frac{Q}{t} \propto \frac{1}{L}$$

Si duplicamos L , la potencia se reduce a la mitad.

Por tanto:

$$\frac{600}{2} = 300$$

$$\boxed{300 \text{ W}}$$

Interpretación. Duplicar el grosor de una pared mejora el aislamiento, porque dificulta el paso de calor.

Ejercicio 50. Trabajo y calor cedido en una máquina térmica

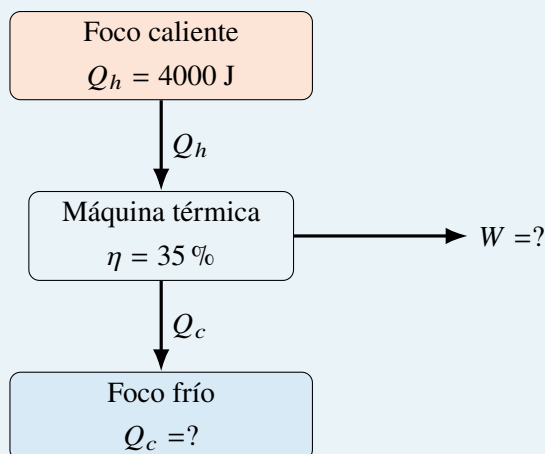
Una máquina térmica tiene un rendimiento del 35 % y recibe:

$$Q_h = 4000 \text{ J}$$

Calcula el trabajo producido y el calor cedido al foco frío.

Solución.

El esquema energético de una máquina térmica es el siguiente:



El rendimiento es:

$$\eta = \frac{W}{Q_h}$$

Despejamos:

$$W = \eta Q_h$$

Como el rendimiento es del 35 %, escribimos:

$$\eta = 0,35$$

Sustituimos:

$$W = 0,35 \cdot 4000$$

$$W = 1400 \text{ J}$$

Ahora calculamos el calor cedido al foco frío. Por conservación de la energía:

$$Q_h = W + Q_c$$

Despejamos:

$$Q_c = Q_h - W$$

$$Q_c = 4000 - 1400 = 2600 \text{ J}$$

Por tanto:

$$W = 1400 \text{ J}$$

$$Q_c = 2600 \text{ J}$$

Interpretación. De los 4000 J recibidos, la máquina transforma 1400 J en trabajo útil y cede 2600 J al foco frío.

Una máquina térmica nunca convierte todo el calor recibido en trabajo útil. Siempre hay una parte de energía que se cede al foco frío.