

1.- Un émbolo de 40 cm de diámetro avanza 5 cm bajo una presión de 10 atm. ¿Cuántas calorías corresponderán a este trabajo?

Sabemos que el trabajo termodinámico, es el producto de la presión y la variación de volumen:

$$W = - p \cdot \Delta V$$

Podemos calcular el volumen del cilindro, que será la variación del volumen del trabajo:

$$V = R^2 h \rightarrow V = (0,2\text{m})^2 \cdot 0,05\text{m} \rightarrow V = 6,28 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

Puesto que el volumen lo tenemos expresado en unidades del sistema internacional, haremos lo mismo con la presión:

$$p = 10 \text{ atm} \cdot \frac{101325 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 1,013 \cdot 10^6 \text{ Pa}$$

Calculamos el trabajo:

$$W = - 1,013 \cdot 10^6 \text{ Pa} \cdot 6,28 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \rightarrow W = 6361,6 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ cal}}{4,18 \text{ J}} = 1521,9 \text{ cal}$$

2.- En un recipiente que contiene 300 gramos de agua a 10°C, se añaden 200 gramos de agua a 60°C. Calcular:

- La temperatura del equilibrio.
- El calor cedido por el cuerpo caliente.
- El calor ganado o absorbido por el cuerpo frío.

Dato: $C_e = 1 \text{ cal / g}^\circ\text{C}$

El calor cedido o absorbido, posee la siguiente expresión:

$$Q = m C_e \Delta T$$

Indicamos la expresión del calor absorbido, por el cuerpo que está a menor temperatura:

$$Q = 300\text{g} \cdot 1 \text{ cal / g}^\circ\text{C} \cdot (T - 10^\circ\text{C})$$

Indicamos la expresión del calor cedido por el cuerpo que está a más temperatura:

$$Q = 200\text{g} \cdot 1 \text{ cal / g}^\circ\text{C} \cdot (60^\circ\text{C} - T).$$

Puesto que el calor cedido y absorbido es el mismo:

$$300\text{g} \cdot 1 \text{ cal / g}^\circ\text{C} \cdot (T - 10^\circ\text{C}) = 200\text{g} \cdot 1 \text{ cal / g}^\circ\text{C} \cdot (60^\circ\text{C} - T)$$

$$300T - 3000 = -200T + 12000 \rightarrow 500T = 15000 \rightarrow T = 30^{\circ}\text{C}$$

Calculamos los calores cedidos o absorbidos:

$$Q = 300\text{g} \cdot 1\text{cal/g}^{\circ}\text{C} \cdot (T - 10^{\circ}\text{C}) \rightarrow Q = 300\text{g} \cdot 1\text{cal/g}^{\circ}\text{C} \cdot (30^{\circ}\text{C} - 10^{\circ}\text{C}) = 6000\text{ cal}$$

$$Q = 200\text{g} \cdot 1\text{cal/g}^{\circ}\text{C} \cdot (60^{\circ}\text{C} - T) \rightarrow Q = 200\text{g} \cdot 1\text{cal/g}^{\circ}\text{C} \cdot (60^{\circ}\text{C} - 30^{\circ}\text{C}) = 6000\text{ cal}$$

3.- Una bala de plomo de 40 gramos que se mueve horizontalmente a 180 m/s choca contra un muro, deteniéndose. Si toda su energía cinética se convierte en energía térmica, ¿cuánto se calentará?

Dato: $C_{\text{Hg}} = 140\text{ J/kg K}$

En primer lugar calculamos la energía cinética de la bala, cuando impacta con la pared:

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2 \rightarrow E_c = \frac{1}{2} 0,04\text{kg} \cdot (180\text{ m/s})^2 \rightarrow E_c = 648\text{J}$$

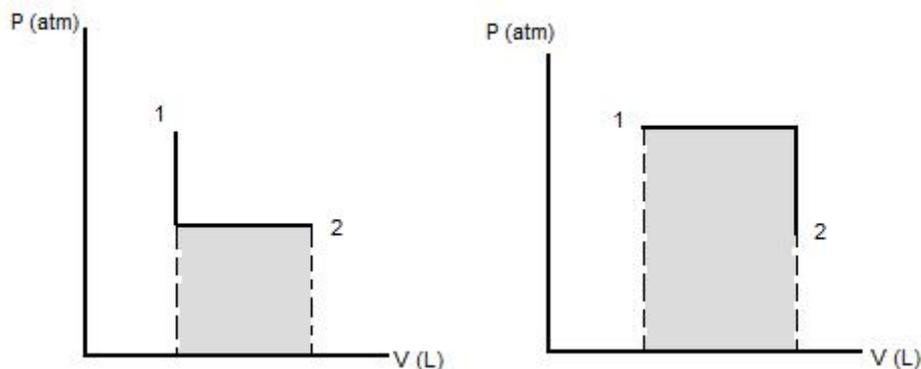
Toda esta energía es calor, luego $Q = 648\text{ J}$.

De la expresión del calor:

$$Q = mC_e T \rightarrow T = Q/mC_e$$

$$\Delta T = \frac{648\text{J}}{0,04\text{kg} \cdot 140\text{ J/kgK}} \rightarrow \Delta T = 115,7\text{K}$$

4.- Calcula el trabajo de los procesos indicados en la figura si $p_1 = 3\text{ atm}$, $V_1 = 500\text{ cm}^3$, $p_2 = 1\text{ atm}$ y $V_2 = 2000\text{ cm}^3$.



a) Calcularemos el trabajo para el primer proceso, que será la suma de las dos etapas, que generan el proceso.

En primer lugar, la primera etapa, vemos que es a volumen constante (etapa isocora), por tanto el trabajo es cero.

La segunda etapa es a presión constante (etapa isobárica), y el trabajo será:

$$W = -p \Delta V \rightarrow W = -1\text{ atm} (2\text{L} - 0,5\text{L}) \rightarrow W = -1,5\text{ atmL}$$

$$W = -1,5\text{ atmL} \cdot \frac{101,325\text{J}}{1\text{ atmL}} = -152\text{J}$$

El trabajo total del primer proceso es de -152J . Por lo tanto es un trabajo que realiza el sistema.

- b) Para el segundo proceso, el trabajo será la suma de sus dos etapas. La primera etapa es a presión constante, y la segunda a volumen constante, por tanto el trabajo de la segunda etapa será cero.

$$W = -p \Delta V \rightarrow W = -3 \text{ atm} (2\text{L} - 0,5\text{L}) \rightarrow W = -4,5 \text{ atmL}$$

$$W = -4,5 \text{ atmL} \cdot \frac{101,325\text{J}}{1 \text{ atmL}} = -456\text{J}$$

El trabajo al ser negativo, es un trabajo realizado por el sistema.

5.- Un cilindro cerrado con un pistón sin rozamiento contiene 3 moles de helio gaseoso a una presión de 1 atm, y es introducido en un baño grande a la temperatura constante de 400 K. La presión aumenta reversiblemente hasta las 5 atm. Calcula el trabajo, calor y energía interna del proceso.

Al ser un proceso a temperatura constante, es decir, un proceso isotérmico, la energía interna del sistema es cero. ($U = 0\text{J}$).

Por tanto aplicando la primera ley de la termodinámica:

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

En un proceso isotérmico, el trabajo lo podemos calcular mediante la siguiente expresión:

$$W = -nRT \ln V_2 / V_1$$

Puesto que el problema no nos da volúmenes pero sí presiones, aplicamos la ley de Boyle de los gases:

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

Por tanto la expresión para calcular el trabajo en un proceso isotérmico queda como:

$$W = -nRT \ln p_1 / p_2$$

El trabajo será:

$$W = -3 \text{ moles} \cdot 8,31\text{J/K mol} \cdot 400\text{K} \ln 1 \text{ atm} / 5 \text{ atm} \rightarrow W = 16049,3 \text{ J}$$

Como el calor es igual al menos trabajo: $Q = -16049,3\text{J}$.

6.- Un cilindro de 825cm^3 provisto de un émbolo móvil contiene 6,72 gramos de nitrógeno gaseoso a 25°C . Se le comunica un calor de 32J , de modo que su temperatura aumenta hasta $41,4^\circ\text{C}$. Calcula:

- Los moles de nitrógeno que contiene y la presión inicial.
- El trabajo realizado.
- La variación de energía interna que experimenta el sistema.

Dato $M_N = 14$ uma

- Moles = masa / masa molecular:

$$n = 6,72\text{g} / (2 \cdot 14\text{g} / \text{mol}) \rightarrow n = 0,24 \text{ moles.}$$

Para calcular la presión inicial, utilizamos la ecuación de los gases ideales o de Clapeyron:

$$pV = nRT \rightarrow p = nRT / V \rightarrow (0,24\text{mol} \cdot 0,082 \text{ atmL} / \text{molK} \cdot 298\text{K}) / 0,825\text{L} \rightarrow p = 7,1\text{atm}$$

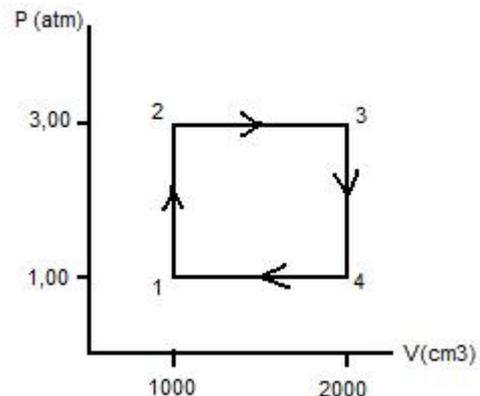
- Calculamos el trabajo:

$$W = - p \Delta V \rightarrow W = - nR \Delta T \rightarrow W = - 0,24 \text{ mol} \cdot 8,31\text{J} / \text{molK} \cdot (314,4\text{K} - 298\text{K}) \rightarrow W = - 32,71\text{J}$$

- Aplicando el primer principio de la termodinámica:

$$U = Q + W \rightarrow U = 32\text{J} - 32,71\text{J} \rightarrow U = - 0,71\text{J.}$$

7.- Suponga que 0,1 moles de una gas perfecto con $C_v = 1,5R$, y $C_p = 2,5R$, experimenta el proceso cíclico reversible $1 \rightarrow 2 \rightarrow 3 \rightarrow 4 \rightarrow 1$, que se muestra en la figura. Calcula el trabajo (W), calor (Q), y energía interna (U), de cada proceso, y del ciclo completo.



En primer lugar calculamos las temperaturas de cada etapa, utilizando la ecuación de los gases ideales $pV = nRT$ ($\rightarrow T = pV / nR$)

$$T_1 = 1 \text{ atm} \cdot 1\text{L} / 0,082 \text{ atmL} / \text{molK} \cdot 0,1\text{mol} \rightarrow T_1 = 121,95\text{K}$$

$$T_2 = 3 \text{ atm} \cdot 1\text{L} / 0,082 \text{ atmL} / \text{molK} \cdot 0,1\text{mol} \rightarrow T_2 = 365,85\text{K}$$

$$T_3 = 3 \text{ atm} \cdot 2\text{L} / 0,082 \text{ atmL} / \text{molK} \cdot 0,1\text{mol} \rightarrow T_3 = 731,7\text{K}$$

$$T_4 = 1 \text{ atm} \cdot 2\text{L} / 0,082 \text{ atmL} / \text{molK} \cdot 0,1\text{mol} \rightarrow T_4 = 243,9\text{K}$$

Analizamos el trabajo, calor y energía interna por etapas:

- Etapa 1 \rightarrow 2:**

$W = - p \Delta V$. Al ser un proceso a volumen constante (proceso isocórico), el trabajo es cero $W_{1 \rightarrow 2} = 0\text{J}$.

$$Q = nC_v T \rightarrow Q = 0,1 \text{ mol} \cdot 1,5 \cdot 8,31 \text{ J/molK} \cdot (365,85 \text{ K} - 121,95 \text{ K}) \rightarrow$$

$$Q_{1 \rightarrow 2} = 304 \text{ J}$$

Según el primer principio de la termodinámica:

$$U = Q + W \rightarrow U_{1 \rightarrow 2} = 304 \text{ J} + 0 \text{ J} \rightarrow U_{1 \rightarrow 2} = 304 \text{ J}$$

- **Etapas 2 → 3:**

Es un proceso a presión constante, o proceso isobárico.

$$W = -p \Delta V \rightarrow -3 \text{ atm} \cdot (2 \text{ L} - 1 \text{ L}) \rightarrow W_{2 \rightarrow 3} = -3 \text{ atmL} \cdot \frac{101,325 \text{ J}}{1 \text{ atmL}} = -303,96 \text{ J}$$

$$Q = nC_p T \rightarrow Q = 0,1 \text{ mol} \cdot 2,5 \cdot 8,31 \text{ J/molK} \cdot (731,7 \text{ K} - 365,85 \text{ K}) \rightarrow Q_{2 \rightarrow 3} = 760,1 \text{ J}$$

Según el primer principio de la termodinámica:

$$U = Q + W \rightarrow U_{2 \rightarrow 3} = 760,1 \text{ J} - 303,96 \text{ J} \rightarrow U_{2 \rightarrow 3} = 456,1 \text{ J}$$

- **Etapas 3 → 4:**

$W = -p \Delta V$. Al ser un proceso a volumen constante (proceso isocórico), el trabajo es cero $W_{3 \rightarrow 4} = 0 \text{ J}$.

$$Q = nC_v T \rightarrow Q = 0,1 \text{ mol} \cdot 1,5 \cdot 8,31 \text{ J/molK} \cdot (243,9 \text{ K} - 731,7 \text{ K}) \rightarrow$$

$$Q_{3 \rightarrow 4} = -608,04 \text{ J}$$

Según el primer principio de la termodinámica:

$$U = Q + W \rightarrow U_{3 \rightarrow 4} = -608,04 \text{ J} + 0 \text{ J} \rightarrow U_{3 \rightarrow 4} = -608,04 \text{ J}$$

- **Etapas 4 → 1:**

Es un proceso a presión constante, o proceso isobárico.

$$W = -p \Delta V \rightarrow -1 \text{ atm} \cdot (1 \text{ L} - 2 \text{ L}) \rightarrow W_{4 \rightarrow 1} = 1 \text{ atmL} \cdot \frac{101,325 \text{ J}}{1 \text{ atmL}} = 101,32 \text{ J}$$

$$Q = nC_p T \rightarrow Q = 0,1 \text{ mol} \cdot 2,5 \cdot 8,31 \text{ J/molK} \cdot (121,95 \text{ K} - 243,9 \text{ K}) \rightarrow$$

$$Q_{4 \rightarrow 1} = -253,4 \text{ J}$$

Según el primer principio de la termodinámica:

$$U = Q + W \rightarrow U_{4 \rightarrow 1} = -253,4 \text{ J} + 101,32 \text{ J} \rightarrow U_{4 \rightarrow 1} = -152,1 \text{ J}$$

- **Ciclo completo:**

$$W_T = W \rightarrow W_T = W_{1 \rightarrow 2} + W_{2 \rightarrow 3} + W_{3 \rightarrow 4} + W_{4 \rightarrow 1}$$

$$W_T = 0 \text{ J} - 303,96 \text{ J} + 0 \text{ J} + 101,33 \text{ J} \rightarrow W_T = -202,63 \text{ J}$$

$$Q_T = Q \rightarrow Q_T = Q_{1 \rightarrow 2} + Q_{2 \rightarrow 3} + Q_{3 \rightarrow 4} + Q_{4 \rightarrow 1}$$

$$Q_T = 304 \text{ J} + 760,1 \text{ J} - 608,04 \text{ J} - 253,35 \text{ J} \rightarrow Q_T = 202,71 \text{ J}$$

$$U_T = U \rightarrow U_T = U_{1 \rightarrow 2} + U_{2 \rightarrow 3} + U_{3 \rightarrow 4} + U_{4 \rightarrow 1}$$

$$U_T = 0 \text{ J}$$

En todo proceso cíclico, la variación de energía interna es cero, ya que es una función de estado, que solamente depende del estado final e inicial. Puesto que en un proceso cíclico, el estado inicial y final es el mismo, la diferencia es cero, y por tanto la variación de energía interna es cero.

8.- Un motor de vapor trabaja entre 500°C y 270°C. ¿Cuál es su eficiencia máxima posible?

Previamente pasamos las temperaturas a kelvin:

$$500^{\circ}\text{C} = 773\text{K}$$

$$270^{\circ}\text{C} = 543\text{K}$$

$$e = 1 - Q_c / Q_f \rightarrow e = 1 - T_m / T_M \rightarrow e = 1 - 543\text{K} / 773\text{K} \rightarrow e = 0,3$$

El rendimiento es del 30%

9.- Halla el rendimiento de una máquina térmica que funciona entre 180°C y 35°C. Calcula también la temperatura del foco caliente para que el rendimiento sea del 60%, si se mantiene constante la temperatura del foco frío.

$$\text{a) } e = e = 1 - Q_c / Q_f \rightarrow e = 1 - T_m / T_M \rightarrow e = 1 - 308\text{K} / 453\text{K} \rightarrow e = 0,32.$$

Es decir el rendimiento es del 32%

$$\text{b) } e = 1 - T_m / T_M \rightarrow 0,6 = 1 - 308 / T_M \rightarrow 308 / T_M = 0,4 \rightarrow T_M = 770\text{K} = 497^{\circ}\text{C}$$