

Solución.

a)

A partir de la ecuación de estado de los gases ideales tendremos:

$$pV = nRT \implies n = \frac{p_1 \cdot V_1}{R \cdot T_1} = \frac{10^5 \cdot 0,4}{8,31 \cdot 300} = 16 \text{ moles}$$

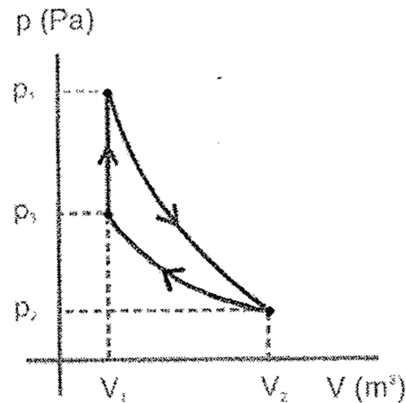
En una expansión diabática ($\gamma=1,4$ por ser un gas diatómico), tendremos:

$$p_1 \cdot V_1^\gamma = p_2 \cdot V_2^\gamma \implies p_2 = p_1 \cdot \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^\gamma = 0,21 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Además:

$$p_2 V_2 = nRT_2 \implies T_2 = \frac{p_2 \cdot V_2}{n \cdot R} = \frac{0,21 \cdot 10^5}{16 \cdot 8,31} = 189,5 \text{ K}$$

Gráficamente;



b)

Vamos a calcular en cada transformación, el trabajo, el calor y la variación de energía interna.

$$\Delta U = Q - W$$

Transformación 1-2. Expansión adiabática.

$$Q_{12} = 0 \implies W_{12} = -\Delta U_{12}$$

$$\Delta U_{12} = nC_v(T_2 - T_1) = 16 \cdot \frac{5}{2} \cdot 8,31 \cdot (189 - 300) = -36896,4 \text{ J}$$

Transformación 2-3. Compresión isoterma.

$$\Delta U_{23} = 0 \implies W_{23} = Q_{23}$$

$$W_{23} = nRT_2 \ln(V_3/V_2) = 16 \cdot 8,31 \cdot 189 \cdot \ln \frac{1,2}{0,4} = -30255 \text{ J}$$

Transformación 3-1. Compresión isócora.

$$W_{31} = 0(T = cte) \implies Q_{31} = nC_v(T_1 - T_3) = 16 \cdot \frac{5}{2} \cdot 8,31 \cdot (300 - 189) = 36896,4J$$

O bien:

$$\Delta U_{ciclo} = \Delta U_{12} + \Delta U_{23} + \Delta U_{31} = 0 \implies \Delta U_{31} = -\Delta U_{12} = 36896,4J$$