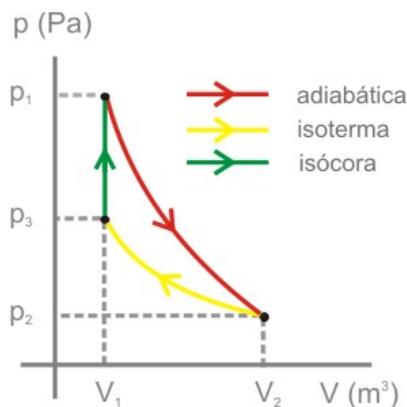


2.- Un gas ideal diatómico se encuentra inicialmente a una temperatura $T_1 = 300$ K, una presión $p_1 = 10^5$ Pa y ocupa un volumen $V_1 = 0.4$ m³. El gas se expande adiabáticamente hasta ocupar un volumen $V_2 = 1.2$ m³. Posteriormente se comprime isotérmicamente hasta que su volumen es otra vez V_1 y por último vuelve a su estado inicial mediante una transformación isócora. Todas las transformaciones son reversibles.

a) Dibuja el ciclo en un diagrama p-V. Calcula el número de moles del gas y la presión y la temperatura después de la expansión adiabática.



Ecuación de estado gas ideal:

$$pV = nRT$$

$$n = \frac{p_1 V_1}{RT_1} = \frac{10^5 \cdot 0.4}{8.31 \cdot 300} = 16 \text{ moles}$$

Expansión adiabática $\gamma = 1.4$ (gas diatómico)

$$p_1 V_1^\gamma = p_2 V_2^\gamma \quad p_2 = p_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^\gamma = 0.21 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T_2 = \frac{p_2 V_2}{RT_2} = 193.7 \text{ K}$$

b) Calcula la variación de energía interna, el trabajo y el calor en cada transformación.

Primer Principio: $Q = \Delta U + W$ $C_v = \frac{5}{2} R$ (gas diat.)

1-2: adiabática $Q_{12} = 0$ $W_{12} = -\Delta U_{12}$

$$\Delta U_{12} = n C_v (T_2 - T_1) = 16 \cdot \frac{5}{2} \cdot 8.31 (193 - 300) = -35340 \text{ J}$$

2-3: isoterma $\Delta U_{23} = 0$ (T cte) $W_{23} = Q_{23}$

$$W_{23} = n R T_2 \ln \left(\frac{V_3}{V_2} \right) = -28294 \text{ J}$$

3-1: isócora $W_{31} = 0$ (V cte) $Q_{31} = \Delta U_{31}$

$$Q_{31} = n C_v (T_1 - T_3) = 35340 \text{ J}$$

o también: $\Delta U_{\text{ciclo}} = \Delta U_{12} + \Delta U_{23} + \Delta U_{31} = 0 \Rightarrow \Delta U_{31} = -\Delta U_{12} = 35340 \text{ J}$