



C2. Un mol d'un gas ideal monoatòmic es troba inicialment a una pressió de 2 atm i a una temperatura de 273 K. Es porta a una pressió de 4 atm per un procés reversible caracteritzat perquè P/V es constant. Calculeu:

a- El volum inicial i el volum i la temperatura finals.

b- El calor, el treball, la variació d'energia interna i la de l'entalpia del procés.

Un mol de un gas ideal monoatómico se encuentra inicialmente a una presión de 2 atm y a una temperatura de 273 K. Se lleva a una presión de 4 atm por un proceso reversible caracterizado porque P/V es constante. Calcular:

a- El volumen inicial y el volumen y la temperatura finales.

b- El calor, el trabajo, la variación de energía interna y la de la entalpía del proceso.

En general en problemas de termodinámica debemos comenzar dejando claro el convenio de signos usado: se utiliza el convenio IUPAC según el cual la primera ley es $\Delta U=Q+W$, $Q>0$ y $W>0$ son aportados al sistema (no se utiliza el convenio Clausius según el cual es $\Delta U=Q-W$)

Comentado por manticore y sleepylavoisier en <http://docentesconeducacion.es/viewtopic.php?f=92&t=6152>

Resolución tal y como indica enunciado (se dispone del original e indica P/V=cte)

a) Utilizando la ecuación de los gases ideales

$$\text{Situación inicial } V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 273}{2} = 11,2 \text{ L}$$

Si P/V es constante

$$\text{Situación inicial y final } \frac{P_i}{V_i} = \frac{P_f}{V_f} \Rightarrow V_f = V_i \cdot \frac{P_i}{P_f} = 11,2 \cdot \frac{2}{4} = 5,6 \text{ L}$$

(Como P/V es constante, podríamos haber planteado que como P se duplica (pasa de 2 a 4 atm), el volumen también se duplica y pasa de 11,2 a 22,4 L)

$$\text{En la situación final } T = \frac{PV}{nR} = \frac{4 \cdot 22,4}{1 \cdot 0,082} = 1093 \text{ K}$$

El sistema se está calentando (aumenta T) y expandiendo (aumenta V).

b) Calculamos el trabajo, teniendo en cuenta que P/V es constante y lo sacamos fuera de la integral

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV = \frac{-P}{V} \int_{V_i}^{V_f} V dV = \frac{-P}{V} \left[\frac{V^2}{2} \right]_{V_i}^{V_f}$$

$$W = \frac{-2}{11,2} \left(\frac{22,4^2}{2} - \frac{11,2^2}{2} \right) = -33,6 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

$$W = -33,6 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \frac{101,325 \text{ J}}{1 \text{ atm} \cdot \text{L}} = -3405 \text{ J}$$

El trabajo es negativo, liberado por el sistema, se expande.

Se indica que es un gas monoatómico, por lo que $c_v=3/2 \cdot R$ y $c_p=5/2 \cdot R$

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

$$\Delta U = n \cdot c_v \cdot \Delta T = 1 \cdot (3/2) \cdot 8,31 \cdot (1093-273) = 10221 \text{ J}$$

$$Q = \Delta U - W = 10221 - (-3405) = 13626 \text{ J}$$

Calor positivo, el sistema recibe calor, se expande aumentando la temperatura

$$\Delta H = n \cdot c_p \cdot \Delta T = 1 \cdot (5/2) \cdot 8,31 \cdot (1093-273) = 17036 \text{ J}$$

Resolución asumiendo errata y que se pretendía indicar PV=cte.

a) Si P/V es constante, se trata de un proceso isoterma, la temperatura es constante, luego la

temperatura final es igual a la inicial.

Utilizando la ecuación de los gases ideales

$$\text{Situación inicial } V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 273}{2} = 11,2 \text{ L}$$

$$\text{Situación inicial y final } P_i V_i = P_f V_f \Rightarrow V_f = V_i \cdot \frac{P_i}{P_f} = 11,2 \cdot \frac{2}{4} = 5,6 \text{ L}$$

También podíamos haber visto cualitativamente que si a temperatura constante se duplica la presión, el volumen se reduce a la mitad.

b) Si la temperatura es constante, al ser la energía interna y la entalpía funciones de estado, su variación es cero.

$$\Delta U = 0$$

$$Q = -W$$

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV = - \int_{V_i}^{V_f} \frac{nRT}{V} dV = -nRT [\ln V]_{V_i}^{V_f}$$

$$W = -nRT \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right) = -1 \cdot 0,082 \cdot 273 \cdot \ln \left(\frac{5,6}{11,2} \right) = 15,5 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

$$W = 15,5 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \frac{101,325 \text{ J}}{1 \text{ atm} \cdot \text{L}} = 1571 \text{ J}$$

El trabajo es positivo, es aportado al sistema, ya que se comprime.

$$Q = -1571 \text{ J}$$

Calor negativo, el sistema libera calor, ya que se comprime a temperatura constante.

$$\Delta H = 0$$