



Questão 01

Três moles de um gás ideal a 27°C expandem-se isotérmica e reversivelmente de 20 para 60 dm³. Calcule Q , W , ΔU e ΔH .

Resolução

$$W = nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = 3 \times 8,314 \times 300 \ln \frac{60}{20} = 8220 \text{ J}$$

$$\Delta U = Q - W \quad \Delta U = 0 \quad \text{logo} \quad Q = W = 8220 \text{ J}$$

Em processos isotérmicos a temperatura é constante e temos $\Delta U = 0$ e $\Delta H = 0$

Questão 02

Numa dada mudança de estado são destruídos 44 J de trabalho e a energia interna aumenta de 170. Qual é a capacidade calorífica do sistema, se a temperatura deste aumentou de 10 K.

Resolução

$$\Delta U = Q - W = 170 = Q - (-44)$$

$$170 = Q + 44 \quad \text{donde} \quad Q = 170 - 44 = 126 \text{ J}$$

$$C_v = Q / \Delta T \quad \text{Donde} \quad C_v = 126 / 10 = 12,6 \text{ J/K}$$

Questão 03

Um mol de um gás ideal, $C_v = 20,8 \text{ J/K mol}$, é transformado a volume constante de 0°C para 75°C. Calcule Q , W , ΔU e ΔH .

Resolução

$$W = \int P dV \quad \text{a volume constante} \quad \Delta V = 0 \quad \text{logo} \quad W = 0$$

$$\Delta U = C_v(T_2 - T_1) = 20,8(348 - 273) = 1560 \text{ J/mol}$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta PV = \Delta U + (P_2V - P_1V) = \Delta U + (RT_2 - RT_1)$$

$$\Delta H = 1560 + (8,314 \times 348 - 8,314 \times 273) = 2183,5 \text{ J/mol}$$

$$\Delta U = Q + W = 1560 = Q + 0, \quad Q = 1560 \text{ J/mol}$$

Questão 04

Uma amostra de gás nitrogênio de volume 20,0 L a 5,00 kPa tem sua temperatura aumentada de 20°C a 400°C a volume constante. Qual é a variação de entropia do nitrogênio devido ao aquecimento? A capacidade calorífica molar do nitrogênio a volume constante, $C_{v,m}$

é 20,81 J/K.mol. Assuma comportamento de gás ideal.

SOLUÇÃO A temperatura inicial é 293 K; o número de mols de N_2 é

$$\begin{aligned} n &= \frac{PV}{RT} = \frac{(5,00 \text{ kPa}) \times (20,0 \text{ L})}{(8,3145 \text{ L} \cdot \text{kPa} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \times (293 \text{ K})} \\ &= \frac{5,00 \times 20,0}{8,3145 \times 293} \text{ mol} = 0,041 \text{ mol} \end{aligned}$$

Segue então da Eq. 2a que quando a temperatura aumenta de 293 K para 673 K, a variação na entropia é

$$\begin{aligned} \Delta S &= C_v \ln \frac{T_2}{T_1} = n C_{v,m} \ln \frac{T_2}{T_1} \\ &= \left(\frac{5,00 \times 20,0}{8,3145 \times 293} \text{ mol} \right) \times (20,81 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \times \ln \left(\frac{673}{293} \right) \\ &= +0,710 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \end{aligned}$$