4300159 – Física do Calor - Diurno

Provinha 3 (12/06/2020)

1º Semestre 2020

Observação: Todas as questões devem apresentar solução. As questões que apresentarem apenas as respostas NÃO serão corrigidas.

Constantes: R = 8,3 J/mol.K = 0,083 atm.L/mol.K; $k = 1{,}3\times10^{-23}$ J/K; $N_A = 6{,}02\times10^{23}$ moléculas/mol

Conversões: 1 atm = 1×10^5 Pa; 1L = 1000 cm^3; 1 atm.L= 100 J, 1cal = 4,18 J; $T_C = (5/9)(T_F - 32)$; $T_C = T - 273$

Dados: $c_{água}$ = 4,18 kJ/kg; $L_{fusão}$ = 334 kJ/kg; $L_{ebulição}$ = 2256 kJ/kg;

DURAÇÃO: 10:30h as 12:30h

Não esqueça de SALVAR e ENVIAR cada questão após finalizá-la

Caso você tenha problemas com o Moodle, me envie as questões resolvidas por email: kaline@if.usp.br

1) 1 kg de água na forma de gelo a 0°C é colocado em um forno a 100°C, durante um tempo suficientemente longo para que toda água evapore. Considerando que o sistema água+forno é isolado termicamente e que o forno tem um volume infinitamente maior que o da água: a) (0,5) determine a variação de entropia do sistema. b) (0,5) Explique conceitualmente o que representa uma variação entropia e por que ela é diferente na transição de fase sólido↔líquido e líquido↔gás.
2) Uma máquina térmica, que opera com 5 mol de um gás ideal diatômico, pode ser representada por 4 processos quase-estáticos iniciando no estado A: (i) expansão adiabática até o estado B, (ii) expansão isotérmica até o estado C, (iii) resfriamento isobárica até o estado D, e (iv) aquecimento isocórico até o estado inicial A. Dados: P_A = 5,278 atm e V_A = 2 L; P_B = 2 atm e V_B = 4 L; P_C = 1 atm e V_C = 8 L; e P_D = 1 atm e V_D = 2 L;. Determine: a) (1,0) a variação de entropia em cada um dos processos termodinâmicos; b) (0,3) Algum destes processos apresentou variação de entropia negativa? Discuta se isto viola a segunda lei da termodinâmica? c) (0,2) Discuta a variação total da entropia no ciclo.

Gabarito

1) Dados do enunciado:

Água: com m= 1kg; $T_i = 0^oC = 273$ K fase sólida; $T_f = 100^oC = 373$ K fase gasosa;

forno: com $T = 100^oC = 373$ K devido ao volume ser infinitamente maior que o da água o forno é considerado como um reservatório.

Dados fornecidos: $c_{água} = 4{,}18$ kJ/kg; $L_{fusão} = 334$ kJ/kg; $L_{ebulição} = 2256$ kJ/kg;

A água passa por 3 processos:

(1) liquefação a $T_1 = 273$ K recebendo do forno calor $Q_1 = m\, L_{fusão} = 334$ kJ

(2) aquecimento de 273 a 373 K, $\Delta T = 100$ K, recebendo calor do forno $Q_2 = m\, c_{água}\, \Delta T = 4{,}18 \times 100 = 418$ kJ;

(3) vaporização a $T_3 = 373$ K recebendo calor do forno $Q_3 = m\, L_{ebulição} = 2256$ kJ.

Desta forma o forno liberou para água o total de calor $Q_{total} = -(Q_1 + Q_2 + Q_3) = -(334 + 418 + 2256) = -3008$kJ.

Como a temperatura do reservatório é constante, então sua variação de entropia é

$\Delta S_{forno} = Q_{total}/T = -3008/373 = -8{,}06$ kJ/K.

Já a variação de entropia total da água é $\Delta S_{água} = \Delta S_1 + \Delta S_2 + \Delta S_3$.

Os processos (1) e (3) ocorrem a T constante então $\Delta S_1 = Q_1/T_1 = 334/273 = 1{,}22$ kJ/K e $\Delta S_3 = Q_3/T_3 = 2256/373 = 6{,}05$ kJ/K.

No processo (2) ocorre uma variação de temperatura de T_1 a T_3.

Então $dS = dQ/T \Rightarrow \Delta S_2 = \int mcdT/T = mc\ln(T_3/T_1) = 4{,}18 \times \ln(373/273) = 1{,}30$ kJ/K.

Assim, $\Delta S_{água} = \Delta S_1 + \Delta S_2 + \Delta S_3 = 1{,}22 + 1{,}30 + 6{,}05 = 8{,}57$ kJ/K.

$\Delta S = \Delta S_{água} + \Delta S_{forno} = 8{,}57 - 8{,}06 = 0{,}51$ kJ.

Resposta: A variação de entropia do sistema água-forno foi de 0,51 kJ/K, sendo 8,57 kJ/K devido água e -8,06 kJ/K devido ao forno.

(b) **Resposta: A entropia representa o grau de desordem de um sistema. Do ponto de vista microscópico é possível pensar na desordem temporal e espacial, ou seja a desordem temporal está ligada a velocidade das partícula e consequentemente está relacionada a temperatura do sistema, e a desordem espacial está ligada a organização das partículas num espaço e consequentemente está relacionada ao volume do sistema. Assim, aumentar a temperatura e/ou o volume aumenta a desordem do sistema, consequentemente aumenta a entropia. Desta forma, é possível entender a variação de entropia durante a transição de fase analisando a mudança do volume, uma vez que a temperatura é constante. Portanto a mudança de volume na transição sólido↔líquido é muito menor que na transição líquido↔gás e isto justifica porque a variação de entropia na transição sólido↔líquido é muito menor que na transição líquido↔gás.**

2) Dados do enunciado: Condição inicial: $P_A = 5{,}278$ atm e $V_A = 2$ L; Processos quase-estáticos $\Rightarrow$ reversíveis.

(i) expansão adiabática até o estado B, $P_B = 2$ atm e $V_B = 4$ L $\Rightarrow \Delta S_i = 0$, pois não há troca de calor $\Rightarrow \mathbf{\Delta S_{AB} = 0}$.

(ii) expansão isotérmica até o estado C, $P_C = 1$ atm e $V_C = 8$ L $\Rightarrow \Delta S_{ii} = Q_{ii}/T$, pois T = const.

Então $\Delta U_{ii} = 0$ e $Q_{ii} = W_{ii} = \int PdV = nRT \int dV/V = nRT \ln(V_f/V_i) \Rightarrow \Delta S_{ii} = nR\ln(V_f/V_i) \Rightarrow \mathbf{\Delta S_{BC} = nR\ln(V_C/V_B).}$

(iii) resfriamento isobárica até o estado D, $P_D = 1$ atm e $V_D = 2$ L $\Rightarrow dS = dQ/T \Rightarrow \Delta S_{iii} = \int n\, c_p\, dT/T$, pois P = const.

Então $\Delta S_{ii} = n\, c_p \ln(T_f/T_i) = n\, c_p \ln(P_fV_f/P_iV_i) \Rightarrow \mathbf{\Delta S_{CD} = n\, c_p \ln(V_D/V_C)}$ pois $P_D = P_C$.

(iv) aquecimento isocórico até o estado inicial A $\Rightarrow dS = dQ/T \Rightarrow \Delta S_{iv} = \int n\, c_v\, dT/T$, pois V = const.

Então $\Delta S_{iv} = n\, c_v \ln(T_f/T_i) = n\, c_v \ln(P_fV_f/P_iV_i). \Rightarrow \mathbf{\Delta S_{DA} = n\, c_v \ln(P_A/P_D)}$ pois $V_A = V_D$.

Usando o Teorema de Equipartição de Energia diz que para um sistema em equilíbrio térmico existem (1/2)nRT

para cada grau de liberdade. Como no enunciado foi informado que o gás ideal é composto por moléculas diatômicas, são 5 graus de liberdade, então $U = \left(\frac{5}{2}\right) nRT$ e como $dU = nc_V dT \Rightarrow c_V = \frac{5}{2}R$

Como $c_P = c_V + R \;\Rightarrow\; c_P = \frac{7}{2}R \;\Rightarrow\; \gamma = \frac{7}{5} = 1{,}4$

Usando as expressões acima e os valores informados no enunciado:

$\Delta S_{AB} = 0$ para o processo adiabático

$\Delta S_{BC} = nR\ln(V_C/V_B) = 5 \times 8{,}3 \times \ln(8/4) = 28{,}766$ J/K para o processo isotérmico

$\Delta S_{CD} = n\, c_p \ln(V_D/V_C) = 5 \times (7/2) \times 8{,}3 \times \ln(2/8) = -201{,}359$ J/K para o processo isobárico

$\Delta S_{DA} = n\, c_v \ln(P_A/P_D) = 5 \times (5/2) \times 8{,}3 \times \ln(5{,}278/1) = 172{,}593$ J/K para o processo isocórico

$\Delta S_{total} = \Delta S_{AB} + \Delta S_{BC} + \Delta S_{CD} + \Delta S_{DA} = 28{,}766 - 201{,}359 + 172{,}593 = 0$

Resposta: (a) A variação de entropia foi nula na expansão adiabática, de 28,7 J/K na expansão isotérmica, -201,7 J/K no resfriamento isobárico e 172,6 J/K no aquecimento isocórico.

Resposta: (b) No resfriamento isobárico a variação de entropia do sistema é negativa, mas isto não viola a 2ª Lei da Termodinâmica, pois esta lei define a variação de entropia do universo positiva ou nula, mas aqui só calculamos a variação de entropia do sistema e não calculamos dos reservatórios que trocam calor com o sistema.

Resposta: (c) Calculamos a variação de entropia do ciclo como nula. Isto é o esperado, pois como a entropia é uma função de estado, ou seja, só depende dos estados termodinâmicos inicial e final que são iguais no ciclo.