

Lista - Desordem

Luiz Claudio





1 Questões

Problema 1. (ITA 2006 - QUESTÃO 26) Para cada um dos processos listados abaixo, indique se a variação de entropia será maior, menor ou igual a zero. Justifique suas respostas.

- $N_2(g, 1 \text{ atm}, T = 300 \text{ K}) \rightarrow N_2(g, 0,1 \text{ atm}, T = 300 \text{ K})$.
- $C(\text{grafite}) \rightarrow C(\text{diamante})$.
- Solução supersaturada \rightarrow Solução saturada.
- Sólido amorfo \rightarrow Sólido cristalino.
- $N_2(g, 1 \text{ atm}, T = 300 \text{ K}) \rightarrow N_2(g, \text{adsorvido em sílica})$.

Problema 2. Um frasco preenchido com água à 25°C é colocado sobre uma manta térmica e absorve, de forma reversível, 420J de calor. Qual é, aproximadamente, a variação de entropia da água?

- $0,71 \text{ J.K}^{-1}$
- $5,45 \text{ J.K}^{-1}$
- $1,41 \text{ J.K}^{-1}$
- $2,82 \text{ J.K}^{-1}$
- $16,8 \text{ J.K}^{-1}$

Problema 3. Em um estudo das propriedades termodinâmicas dos gases, um gás ideal é colocado inicialmente dentro de um recipiente de 3 L nas CNTPs. Esse recipiente se expande isotermicamente até os 10 L. Qual o valor encontrado para a variação de entropia (ΔS) desse gás?

- $1,34 \text{ J.K}^{-1}$
- $642,70 \text{ J.K}^{-1}$
- $-1,24 \text{ J.K}^{-1}$
- $3,05 \text{ J.K}^{-1}$
- $-5,13 \text{ J.K}^{-1}$

Problema 4. Calcule a entropia de um gás ideal num recipiente de 10 L que inicialmente está a 50°C e 2 atm e se aquece isocoricamente até os 200°C . sabe-se que $c_v = 25,6 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

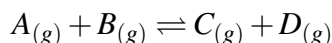
Problema 5. Calcule a variação da entropia quando 2 mol do gás hidrogênio (H_2) diminui sua pressão de 5 atm para 0,2 atm em uma temperatura constante de 25°C . Sabe-se que c_v do H_2 vale $20,51 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Problema 6. Considere um sistema composto por dois compartimentos, o primeiro de 10 L e o segundo de 20 L, conectados por uma válvula de volume desprezível. Sabendo que inicialmente o primeiro compartimento contém 3 mol de CO_2 e o segundo está sob vácuo, ambos a 30°C ; Qual o valor da variação da entropia do sistema quando a válvula for aberta e o sistema for aquecido até os 50°C ? ($c_v = 28,8 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$)



- a) $-21,88 \text{ J.K}^{-1}$
- b) $-32,92 \text{ J.K}^{-1}$
- c) $21,88 \text{ J.K}^{-1}$
- d) $32,92 \text{ J.K}^{-1}$
- e) $96,51 \text{ J.K}^{-1}$

Problema 7. Sabe-se que a seguinte reação é uma transformação isobárica que ocorre na temperatura de 200 K;

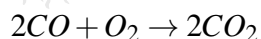


Se o ΔH dessa reação vale 120 KJ.mol^{-1} , qual o valor do ΔS dessa reação?

- a) $0,6 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- b) $6 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- c) $60 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- d) $600 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- e) $6000 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Problema 8. (Peter Atkins - edição 7 - Questão 4F.17) Calcule a entropia padrão de vaporização da água, em 85°C , sabendo que sua entropia de vaporização em 100°C é $109,0 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$ e que as capacidades caloríficas molares em pressão constante da água líquida e do vapor de água são $75,3 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$ e $33,6 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$, respectivamente, nessa faixa.

Problema 9. Sabendo que $S_{CO}^\circ = 197,67 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $S_{CO_2}^\circ = 213,74 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ e $S_{O_2}^\circ = 205,14 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, qual o valor da variação da entropia da seguinte reação química;



- a) $-173,00 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- b) $173,00 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- c) $-189,07 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- d) $189,07 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- e) $-181,04 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Problema 10. compare os seguintes compostos e diga qual deles tem a maior entropia absoluta;

- a) $H_2O_{(l)}$ e $H_2O_{(g)}$
- b) Butano (C_4H_{10}) e Hexano (C_6H_{14})
- c) Magnésio ($Z=12$) e Zinco ($Z=30$)
- d) NO_2 e N_2O
- e) O_2 a 30°C e O_2 a 50°C



Problema 11. Um químico entediado decide fazer um experimento, para isso ele esquenta uma bola de metal e a joga na sua piscina, de temperatura constante de 25°C . Ao entrar em contato com a água da piscina, o químico mediu que a bola transferiu 300 J para a piscina de forma reversível. Depois de medir os dados, ele calculou o valor da variação da entropia da água. Qual foi o valor, aproximado, encontrado pelo químico?

- a) $0,5\text{ J.K}^{-1}$
- b) $1,0\text{ J.K}^{-1}$
- c) $1,5\text{ J.K}^{-1}$
- d) $2,0\text{ J.K}^{-1}$
- e) $2,5\text{ J.K}^{-1}$

Problema 12. Em um recipiente de vidro de 15 L , estão presentes 2 mol de metano, que age como gás ideal. Esse gás sofre um aquecimento isocórico, saindo de 57°C e indo até os 87°C . Sabendo que $c_p = 35,69\text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, qual o valor de ΔS ?

- a) $-6,21\text{ J.K}^{-1}$
- b) $6,21\text{ J.K}^{-1}$
- c) $7,66\text{ J.K}^{-1}$
- d) $4,76\text{ J.K}^{-1}$
- e) $-7,66\text{ J.K}^{-1}$

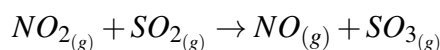
Problema 13. (Questão 5 - OBQ 2017) Durante algum tempo os químicos acreditavam que bastava conhecer a entalpia da reação para conhecer sua espontaneidade. Porém, há vários exemplos de transformações químicas que contradizem essa ideia. Para corrigir essa distorção, introduziu-se um outro parâmetro para avaliar a espontaneidade de uma reação, a entropia. O enunciado de Kelvin é:

“É impossível remover energia cinética de um sistema a uma certa temperatura e converter essa energia integralmente em trabalho mecânico sem que haja uma modificação no sistema ou em suas vizinhanças”.

Sobre a entropia é CORRETO afirmar que:

- a) A segunda Lei da Termodinâmica afirma que a entropia do universo diminui numa transformação espontânea.
- b) Se a entropia de um sistema diminui, a transformação será necessariamente não espontânea.
- c) A entropia padrão de uma substância pura é zero nas condições padrão.
- d) Uma reação endotérmica e com diminuição de entropia do sistema é espontânea.
- e) Numa transformação espontânea, a entropia do universo irá aumentar

Problema 14. (Questão 15 - OBQ 2020 - Adaptada) Para um recipiente foram transferidos, a 25°C , os gases NO_2 e SO_2 . A reação que ocorre entre esses gases é representada abaixo:





Indique a alternativa que apresenta a variação da entropia da reação. Dados de valores padrão para 25°C: $S_{NO}^{\circ} = 210,76 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ $S_{NO_2}^{\circ} = 240,06 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ $S_{SO_2}^{\circ} = 248,22 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ $S_{SO_3}^{\circ} = 256,76 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$. Indique a alternativa que apresenta a variação da entropia da reação (ΔS);

- a) $20,76 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- b) $-54,16 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- c) $37,84 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- d) $54,16 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- e) $-20,76 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Problema 15. (Peter Atkins - edição 7 - Questão 4F.12) Calcule a variação de entropia quando a pressão de 5,75 g de gás hélio é reduzida de 320,0 kPa até 40,0 kPa e a temperatura cai de 423 K até 273 K. Considere comportamento ideal. Sabe-se que: $M_{He} = 4\text{g}.\text{mol}^{-1}$ e $c_v = 12,62\text{J}.\text{K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

2 Gabarito

- Problema 1.**
- a) $\Delta S > 0$, já que houve um aumento do volume, decorrente da diminuição da pressão, o que aumenta a desordem
 - b) $\Delta S < 0$, já que o carbono grafite tem menor organização do que o carbono diamante, assim ao ir de algo menos organizado a algo mais organizado, diminuímos a desordem
 - c) $\Delta S < 0$, para ir de uma solução supersaturada para uma solução saturada, as partículas em excesso na solução devem ser precipitadas, indo de um estado mais desorganizado, enquanto estavam dissolvidas, para um estado mais organizado, cristal, assim diminuindo a desordem do sistema
 - d) $\Delta S < 0$, já que o sólido amorfo é formado por partículas em desordem, enquanto o sólido cristalino é formado por partículas em ordem, ir de um ao outro causa uma diminuição na desordem do sistema
 - e) $\Delta S < 0$, quando o gás é adsorvido ele tem sua liberdade limitada, assim diminuindo a desordem do sistema

Problema 2. C, $\Delta S = \frac{Q_{rev}}{T} = \frac{420\text{J}}{25^{\circ}\text{C}} = \frac{420\text{J}}{(25+273)\text{K}} = 1,41\text{J}.\text{K}^{-1}$

Problema 3. A, como estamos nas CNTPs, 1 mol de gás ideal ocupa 22,4 L. Logo, em 3 L temos;

$$n = \frac{1\text{mol}}{22,4\text{L}} \cdot 3\text{L} = 0,134\text{mol}$$

Para transformações isotérmicas:

$$\Delta S = n.R.Ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) = 0,134\text{mol} \cdot 8,3145\text{J}.\text{K}^{-1}.\text{mol}^{-1} \cdot Ln\left(\frac{10\text{L}}{3\text{L}}\right) = 1,34\text{J}.\text{K}^{-1}$$

Problema 4. Utilizando a equação de Claucius-Clapeyron;

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{2\text{atm} \cdot 10\text{L}}{0,082\text{atm}.\text{L}.\text{mol}^{-1}.\text{K}^{-1} \cdot (50 + 273)\text{K}} = 0,755\text{mol}$$



Para reações isocóricas temos;

$$\Delta S = n.c_v.Ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) = 0,755mol.25,6J.K^{-1}.mol^{-1}.Ln\left(\frac{(200+273)K}{(50+273)K}\right) = 7,37J.K^{-1}$$

Problema 5. Pela equação de Clausius-Clapeyron, temos que;

$$PV = nRT \Rightarrow P = \frac{nRT}{V}$$

Considere X_1 as propriedades do estado inicial da reação e X_2 as propriedades do estado final da reação;

$$P_1 = \frac{n_1.R.T_1}{V_1} \quad (1)$$

$$P_2 = \frac{n_2.R.T_2}{V_2} \quad (2)$$

Dividindo (1) por (2);

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{\frac{n_1.R.T_1}{V_1}}{\frac{n_2.R.T_2}{V_2}}$$

Como não há aumento na quantidade de gás, $n_1 = n_2$, e como a reação é isotérmica, $T_1 = T_2$, assim;

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

Para uma reação isotérmica temos que;

$$\Delta S = n.R.Ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) = n.R.Ln\left(\frac{P_1}{P_2}\right) = 2mol.8,3145J.mol^{-1}.K^{-1}.Ln\left(\frac{5atm}{0,2atm}\right) = 53,53J.K^{-1}$$

Problema 6. D, Para calcular o ΔS temos;

$$\Delta S = n.c_v.Ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) + n.R.Ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

$$\Rightarrow \Delta S = 3mol.28,8J.K^{-1}.mol^{-1}.Ln\left(\frac{(50+273)K}{(30+273)K}\right) + 3mol.8,3145J.mol^{-1}.K^{-1}.Ln\left(\frac{(10+20)L}{10L}\right)$$

$$\Rightarrow \Delta S = 32,92J.K^{-1}$$

Problema 7. D, Numa transformação isobárica temos que $\Delta H = Q$, logo;

$$\Delta S = \frac{Q}{T} = \frac{\Delta H}{T} = \frac{120KJ.mol^{-1}}{200K} = 0,6KJ.mol^{-1}.K^{-1} = 600J.K^{-1}.mol^{-1}$$

Problema 8. Divida o problema em 3 partes;

I) $H_2O_{(l)}$ a $85^\circ C \rightarrow H_2O_{(l)}$ a $100^\circ C$ como nessa equação não há expansão, apenas mudança de temperatura, logo;

$$\Delta S = n.c_v.Ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) \Rightarrow \Delta S_m = \Delta S_I = c_v.Ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) = 75,3J.mol^{-1}.K^{-1}.Ln\left(\frac{(100+273)K}{85+273)K}\right)$$



$$\Delta S = 3,09 J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$$

II) $H_2O_{(l)}$ a $100^\circ C \rightarrow H_2O_{(g)}$ a $100^\circ C$, para essa equação;

$$\Delta S_{II} = \Delta S_{vap,100^\circ C} = 109,0 J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$$

III) $H_2O_{(g)}$ a $100^\circ C \rightarrow H_2O_{(g)}$ a 85° , como nessa equação não há alteração do volume, apenas da temperatura, temos que;

$$\Delta S_{III} = c_v \cdot \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) = 33,6 J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot \ln\left(\frac{(85 + 273)K}{(100 + 273)K}\right) = -1,38 J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$$

Somando as equações das três etapas, e utilizando a lei de Hess, temos;

$$H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)} \Delta S_{vap,85^\circ C} = \Delta S_I + \Delta S_{II} + \Delta S_{III} = 110,71 J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$$

assim, $\Delta S_{vap,85^\circ C} = 110,71 J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

Problema 9. A, Como, $\Delta S_{reacao} = S^\circ_{produtos} - S^\circ_{reagentes}$, então;

$$\Delta S_{reacao} = 2 \cdot S^\circ_{CO_2} - 2 \cdot S^\circ_{CO} - S^\circ_{O_2} = (2 \cdot 213,74 - 2 \cdot 197,67 - 205,14) J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$$

$$\Delta S = -173,0 J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$$

Problema 10. a) $S^\circ_{H_2O_{(g)}} > S^\circ_{H_2O_{(l)}}$, já que a entropia do estado gasoso é maior que a do estado líquido.

b) $S^\circ_{C_6H_{14}} > S^\circ_{C_4H_{10}}$, já que como o hexano tem maior nuvem eletrônica, há maior desordem em seus elétrons.

c) $S^\circ_{Zn} > S^\circ_{Mg}$, já que o zinco tem maior quantidade de elétrons, o que aumenta a desordem do sistema.

d) $S^\circ_{NO_2} > S^\circ_{N_2O}$, já que a molécula de NO_2 apresenta estrutura molecular angular, que tem maior número de graus de liberdade que a molécula de N_2O , que tem estrutura molecular plana, assim aumentando sua desordem.

e) $S^\circ_{O_2,50^\circ C} > S^\circ_{O_2,30^\circ C}$, já que quanto maior a temperatura, maior a agitação das moléculas, assim aumentando a desordem do sistema.

Problema 11. B, já que;

$$\Delta S = \frac{Q_{rev}}{T} = \frac{300 J}{(25 + 273) K} = 1 J \cdot K^{-1}$$

Problema 12. D, já que;

$$\Delta S = n \cdot c_v \cdot \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) = n \cdot (c_p - R) \cdot \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) = 2 mol \cdot (35,69 - 8,3145) J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot \ln\left(\frac{(87 + 273) K}{(57 + 273) K}\right)$$

$$\Delta S = -20,76 J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$$



Problema 13. E;

- a) está incorreta, pois a segunda lei da termodinâmica diz que a entropia do universo aumenta numa reação espontânea
- b) está incorreta, pois depende da entalpia do sistema, já que a espontaneidade é definida pelo ΔG , próximo conteúdo, e não pelo ΔS
- c) está incorreta, já que a entropia padrão só é 0 para a substância simples mais estável de cada átomo, exceto apenas do fósforo.
- d) está incorreta, já que uma reação endotérmica e a diminuição da entropia do universo trabalham contra a espontaneidade de uma reação
- e) está correta

Problema 14. E, Como, $\Delta S_{reacao} = S_{produtos}^{\circ} - S_{reagentes}^{\circ}$, então;

$$\Delta S_{reacao} = S_{NO}^{\circ} + S_{SO_3}^{\circ} - S_{NO_2}^{\circ} - S_{SO_2}^{\circ} = (210,76 + 256,76 - 240,06 - 248,22) J.K^{-1}.mol^{-1}$$

$$\Delta S = -20,76 J.K^{-1}.mol^{-1}$$

Problema 15. Inicialmente, calcule o número de mols de hélio em 5,75g;

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5,75g}{4g.mol^{-1}} = 1,44mol$$

Agora calculemos o volume em cada um dos estados inicial e final;

$$V^{\circ} = \frac{nRT}{P^{\circ}} = 0,0158L$$

$$V = \frac{nRT}{P} = 0,0816L$$

Assim, podemos calcular a variação da entropia;

$$\Delta S = n c_v \cdot \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) + n \cdot R \cdot \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

$$\Delta S = 1,44mol \cdot 12,62 J.K^{-1}.mol^{-1} \cdot \ln\left(\frac{273K}{423K}\right) + 1,44mol \cdot 8,3145 J.K^{-1}.mol^{-1} \cdot \ln\left(\frac{0,0816L}{0,0158L}\right)$$

$$\Delta S = 11,70 J.K^{-1}$$