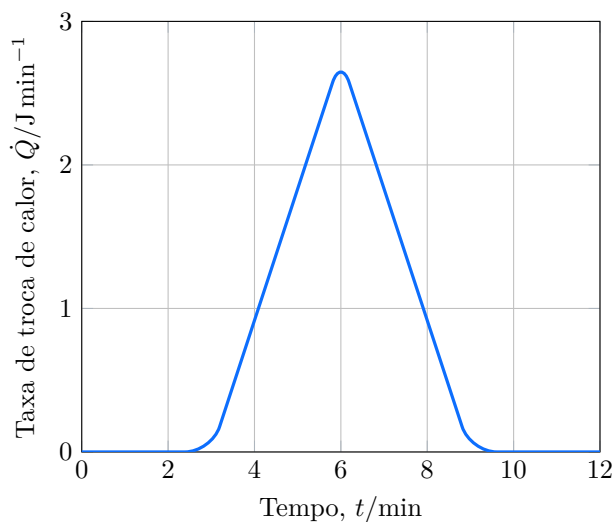


GABARITO QUÍMICA

Questão 1

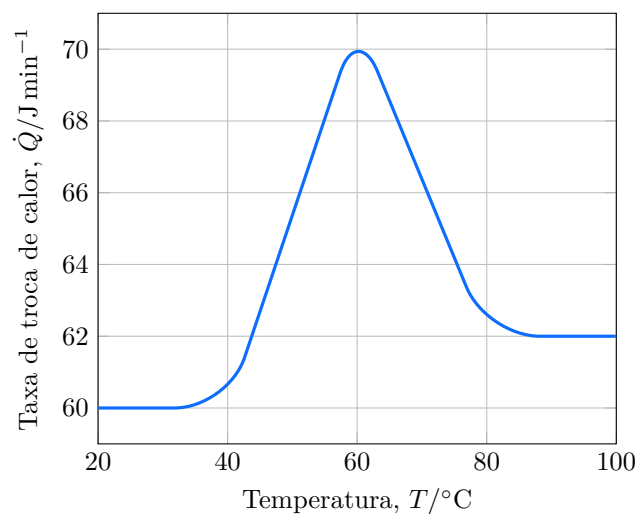
O gráfico a seguir apresenta a taxa de liberação de calor para uma reação química. Ao final da reação é formado 1 mol de produto.



- Determine a quantidade de produto formada até 4 minutos de reação.
- Determine o calor liberado até 11 minutos de reação.

Questão 2

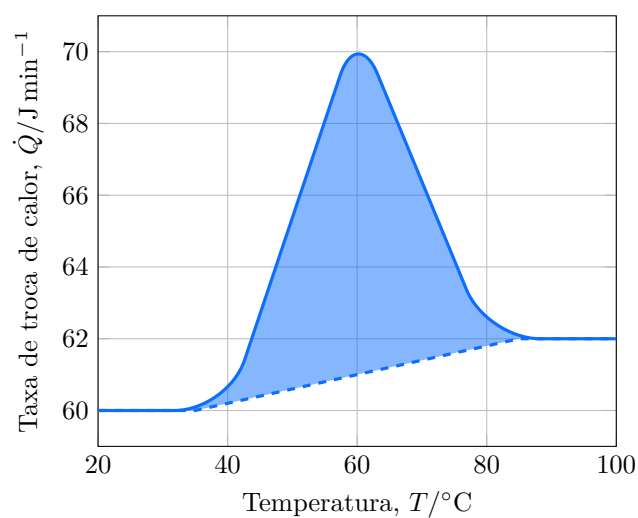
A técnica de calorimetria exploratória diferencial pode ser aplicada para determinar a entalpia de desnaturação uma proteína. Uma amostra contendo 1 g da proteína e uma amostra de alumínio são colocadas no equipamento. O alumínio recebe uma taxa constante de calor de forma que sua temperatura varia 1 K s^{-1} . A taxa de calor fornecida à proteína varia de forma que a temperatura da proteína e do alumínio permanecem iguais em todo o processo. O termograma a seguir apresenta a taxa de calor fornecida à proteína em função de sua temperatura.

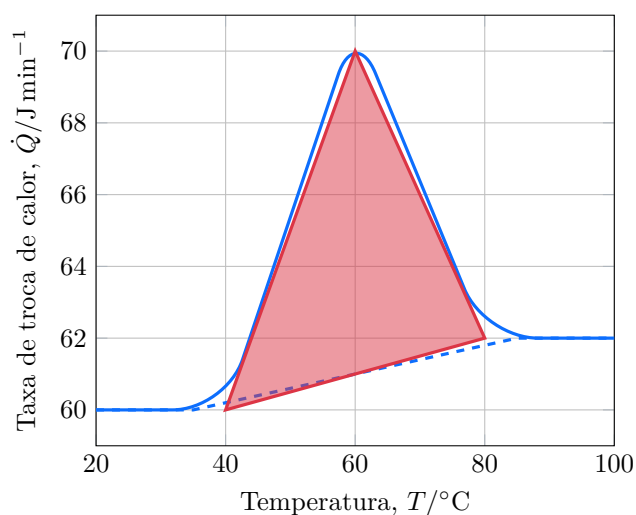


- Classifique** a desnaturação como endotérmica ou exotérmica.
- Compare** a capacidade calorífica da proteína antes e após a desnaturação.
- Estime** a variação de entalpia da desnaturação.

Gabarito

Etapa 1. (c)





Questão 3

Uma massa de óxido de ferro(II), FeO , é aquecida até 1273 K e, em seguida, exposta a uma mistura gasosa de monóxido de carbono e hidrogênio. O óxido é reduzido ao metal sem qualquer fornecimento adicional de energia. O sistema perde $4,2\text{ kJ}$ de calor para a vizinhança por mol de óxido reduzido.

- Apresente** as equações balanceadas para as reações químicas do processo.
- Determine** a menor razão possível entre as pressões parciais de monóxido de carbono e hidrogênio para que a reação seja autossustentável.

Dados em 1273 K	FeO(s)	$\text{H}_2\text{O(g)}$	CO(g)	$\text{CO}_2\text{(g)}$
Entalpia padrão de formação, $\Delta H_f^{\circ} / \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	-265	-250	-112	-394

Questão 4

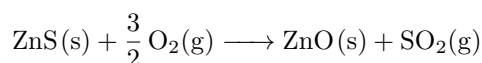
A ustulação da blenda de zinco é conduzida em 1350 K em um reator do tipo leito fluidizado. Sulfeto de zinco, ZnS , e quantidade estequiométrica de ar são adicionados em fluxo contínuo a 77°C . Nessa temperatura, a reação libera 460 kJ de calor por mol de sulfeto reduzido, formando óxido de zinco e dióxido de enxofre.

- Verifique** se a reação é autossustentável em 1350 K .
- Determine** maior a fração mássica possível da impureza sílica, SiO_2 , na blenda para que a reação seja autossustentável em 1350 K .

Dados em 1350 K	SiO(s)	ZnS(s)	$\text{O}_2\text{(g)}$	$\text{N}_2\text{(g)}$
Capacidade calorífica isobárica, $C_P / \frac{\text{J}}{\text{K mol}}$	80	60	40	30

Gabarito

Etapa 1. (a) Escreva a reação balanceada para a ustulação da blenda de zinco.



Etapa 2. Base de cálculo: 1 mol de ZnS. Calcule o calor liberado pela reação.

$$Q_{\text{liberado}} = (460 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) \times (1 \text{ mol}) = 460 \text{ kJ}$$

Etapa 3. Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de ZnS na quantidade de O₂ necessária para a reação.

$$n_{\text{O}_2} = \frac{3}{2} n_{\text{ZnS}} = \frac{3}{2} \times (1 \text{ mol}) = 1,5 \text{ mol}$$

Etapa 4. Use a composição molar do ar para calcular a quantidade de N₂.

$$n_{\text{N}_2} = 4n_{\text{O}_2} = 4 \times (1,5 \text{ mol}) = 6 \text{ mol}$$

Etapa 5. Calcule a capacidade calorífica dos reagentes.

$$\text{De } C_P = \sum n C_{P,m},$$

$$C_{P,\text{reagentes}} = n_{\text{ZnS}} C_{P,m,\text{ZnS}} + n_{\text{O}_2} C_{P,m,\text{O}_2} + n_{\text{N}_2} C_{P,m,\text{N}_2}$$

logo,

$$C_{P,\text{reagentes}} = \left\{ (1 \times 60) + (1,5 \times 40) + (6 \times 40) \right\} \frac{\text{J}}{\text{K}} = 300 \text{ J K}^{-1}$$

Etapa 6. Calcule o calor necessário para aquecer os reagentes da temperatura inicial, 350 K, até a temperatura de reação, 1350 K.

$$Q = C_{P,\text{reagentes}} \Delta T = (300 \frac{\text{J}}{\text{K}}) \times (1350 \text{ K} - 350 \text{ K}) = 300 \text{ kJ}$$

Como o calor necessário para aquecer os reagentes é menor do que o calor liberado pela reação, o processo é autossustentável em 1350 K.

Etapa 7. (b) Quando o ZnS está contaminado com SiO₂, esse também precisará ser aquecido até a temperatura de reação. Para que o processo seja autossustentável, o calor total necessário para aquecer os reagentes e a impureza deve ser menor que o calor liberado pela reação.

$$Q' = C_{P,\text{reagentes}} \Delta T + n_{\text{SiO}_2} C_{P,m,\text{SiO}_2} \Delta T \leq Q_{\text{liberado}}$$

logo,

$$n_{\text{SiO}_2} \leq \frac{Q_{\text{liberado}} - C_{P,\text{reagentes}} \Delta T}{C_{P,m,\text{SiO}_2}} = \frac{460 \text{ kJ} - 300 \text{ kJ}}{80 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}} = 2 \text{ mol}$$

A quantidade máxima de SiO₂ é $n_{\text{SiO}_2} = 2 \text{ mol}$.

Etapa 8. Converta a massa de ZnS e de SiO₂ em quantidade usando as massas molares.

$$m_{\text{ZnS}} = n_{\text{ZnS}} \times M_{\text{ZnS}} = (1 \text{ mol}) \times (97,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 97,5 \text{ g}$$

$$m_{\text{SiO}_2} = n_{\text{SiO}_2} \times M_{\text{SiO}_2} = (2 \text{ mol}) \times (60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 120 \text{ g}$$

Etapa 9. Calcule a fração mássica de SiO₂.

$$f_{\text{SiO}_2} = \frac{m_{\text{SiO}_2}}{m_{\text{ZnS}} + m_{\text{SiO}_2}} = \frac{120 \text{ g}}{97,5 \text{ g} + 120 \text{ g}} = \boxed{55\%}$$

Questão 5

A **temperatura adiabática de chama** é a temperatura que resulta de uma combustão completa em pressão constante que ocorre sem qualquer transferência de calor para a vizinhança.

Considere a combustão do octano, C_8H_{18} , em $25^\circ C$.

- Determine** a temperatura adiabática de chama da combustão com quantidade estequiométrica de oxigênio.
- Determine** a temperatura adiabática de chama da combustão com quantidade estequiométrica de ar.
- Determine** a temperatura adiabática de chama da combustão com 300% de excesso de ar.

Dados em $25^\circ C$	$C_8H_{18}(l)$	$O_2(g)$	$N_2(g)$	$H_2O(g)$	$CO_2(g)$
Entalpia padrão de formação, $\Delta H_f^\circ / \frac{kJ}{mol}$	-250			-242	-394
Capacidade calorífica isobárica, $C_P / \frac{J}{K mol}$		30	30	44	45

Questão 6

Uma mistura de metano e ar na proporção 1 : 15, em $25^\circ C$ e 1 atm, entra em combustão em um reservatório adiabático, consumindo completamente o metano. O processo ocorre sob pressão constante e os produtos formados permanecem em fase gasosa.

- Determine** a fração molar de vapor d'água no reservatório ao final da reação.
- Determine** a temperatura final do sistema.

Dados em $25^\circ C$	$CH_4(l)$	$O_2(g)$	$N_2(g)$	$H_2O(g)$	$CO_2(g)$
Entalpia padrão de formação, $\Delta H_f^\circ / \frac{kcal}{mol}$	-94			-58	-18
Entalpia padrão, $(H_{1700 K}^\circ - H_{298 K}^\circ) / \frac{kcal}{mol}$		11,5	10,9	13,7	17,6
Entalpia padrão, $(H_{2000 K}^\circ - H_{298 K}^\circ) / \frac{kcal}{mol}$		14,1	13,4	17,3	21,9

Questão 7

Monóxido de carbono em 473 K é queimado com 90% de excesso de ar em 773 K e 1 atm. Os produtos da combustão abandonam a câmara de reação a 1273 K.

- Determine** o calor liberado por mol de monóxido de carbono formado.
- Determine** a maior temperatura possível para os produtos de combustão ao final da reação.

Dados em $25^\circ C$	$O_2(g)$	$N_2(g)$	$CO_2(g)$	$CO(g)$
Entalpia padrão de formação, $\Delta H_f^\circ / \frac{kJ}{mol}$			-394	-112
Capacidade calorífica isobárica, $C_P / \frac{J}{K mol}$	30	30	40	30

Questão 8

Um carro comum possui quatro cilindros, que totalizam um volume de 1,6 L e um consumo de combustível de 9,5 L por 100 km quando viaja a 80 km h^{-1} . Cada cilindro sofre 20 ciclos de queima por segundo. O combustível é o octano, C_8H_{18} , com densidade $0,75 \text{ g cm}^{-3}$. O combustível gaseificado e ar são introduzidos a 390 K no cilindro quando seu volume é máximo, até que a pressão atinja 1 atm. A densidade da combustão, 10% do carbono é convertido em monóxido de carbono e o restante em dióxido de carbono. Ao final do ciclo, o cilindro se expande novamente até o volume máximo, sob pressão final de 2 atm.

- Determine a vazão de entrada de ar no motor.
- Determine a composição dos produtos de combustão.
- Determine a temperatura dos produtos de combustão imediatamente após o final da reação.
- Determine a temperatura de saída dos gases de exaustão.

Dados em 25 °C	$\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g})$	$\text{O}_2(\text{g})$	$\text{N}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{CO}(\text{g})$
Entalpia padrão de formação, $\Delta H_f^\circ / \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	-250			-242	-394	-112
Capacidade calorífica isobárica, $C_P / \frac{\text{J}}{\text{K mol}}$		30	30	40	40	30

Gabarito

Etapla 1. (a) Base de cálculo: $1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$. Calcule o volume de combustível líquido que entra no motor

$$V_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})} = \frac{9,5 \text{ L}}{100 \text{ km}} \times 80 \text{ km} = 7,6 \text{ L}$$

Etapla 2. Converta o volume de combustível líquido em massa usando a densidade.

$$m_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = d_{\text{C}_8\text{H}_{18}} V_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})} = \left(750 \frac{\text{g}}{\text{L}}\right) \times (7,6 \text{ L}) = 5700 \text{ g}$$

Etapla 3. Converta a massa de combustível líquido em quantidade usando a massa molar.

$$n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = \frac{m_{\text{C}_8\text{H}_{18}}}{M_{\text{C}_8\text{H}_{18}}} = \frac{5700 \text{ g}}{114 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 50 \text{ mol}$$

Etapla 4. Calcule o volume de combustível gaseificado usando a lei dos gases ideais.

$$V_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g})} = \frac{n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} RT_{\text{entrada}}}{P_{\text{entrada}}} = \frac{(50 \text{ mol}) \times \left(0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}\right) \times (390 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 1600 \text{ L}$$

Etapla 5. Calcule o volume total de gás que entra no motor a partir do número de ciclos de queima e do volume total dos cilindros.

$$V_{\text{total}} = (20 \times 3600) \times (4 \times 1,6 \text{ L}) = 460 800 \text{ L}$$

Etapla 6. Calcule o volume de ar que entra no motor.

$$V_{\text{ar}} = V_{\text{total}} - V_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g})} = 460 800 \text{ L} - 1600 \text{ L} = 459 200 \text{ L}$$

Etapla 7. Calcule a vazão de ar que entra no motor.

$$v_{\text{ar}} = \frac{V_{\text{ar}}}{\Delta t} = \frac{459\,200\text{ L}}{3600\text{ s}} = \boxed{127,5\text{ L s}^{-1}}$$

Etapla 8. (b) Calcule a quantidade de ar que entra no motor.

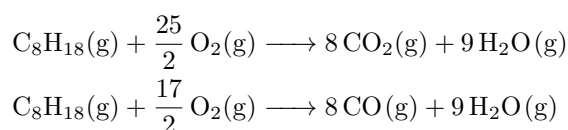
De $PV = nRT$,

$$n_{\text{ar}} = \frac{P_{\text{entrada}} V_{\text{ar}}}{RT_{\text{entrada}}} = \frac{(1\text{ atm}) \times (459\,200\text{ L})}{(0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}) \times (390\text{ K})} = \boxed{14\,360\text{ mol}}$$

Etapla 9. Calcule a quantidade de nitrogênio e oxigênio que entra no motor.

$$\begin{aligned} n_{\text{N}_2} &= x_{\text{N}_2} n_{\text{ar}} = (0,8) \times (14\,360\text{ mol}) = 11\,488\text{ mol} \\ n_{\text{O}_2} &= x_{\text{O}_2} n_{\text{ar}} = (0,2) \times (14\,360\text{ mol}) = 2872\text{ mol} \end{aligned}$$

Etapla 10. Escreva as reações balanceadas de combustão.



Etapla 11. Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de C_8H_{18} na quantidade de CO_2 , CO e H_2O formados na reação.

$$\begin{aligned} n_{\text{CO}_2} &= \frac{8}{1} \times (0,9 \times 50\text{ mol}) = 360\text{ mol} & n_{\text{H}_2\text{O}} &= \frac{9}{1} \times (50\text{ mol}) = 450\text{ mol} \\ n_{\text{CO}} &= \frac{8}{1} \times (0,1 \times 50\text{ mol}) = 40\text{ mol} \end{aligned}$$

Etapla 12. Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de C_8H_{18} na quantidade de O_2 consumido na reação.

$$n_{\text{O}_2, \text{consumido}} = \frac{25}{2} \times (0,9 \times 50\text{ mol}) + \frac{17}{2} \times (0,1 \times 50\text{ mol}) = 605\text{ mol}$$

Etapla 13. Calcule a quantidade de O_2 remanescente ao final da reação.

$$n_{\text{O}_2, \text{xs}} = n_{\text{O}_2} - n_{\text{O}_2, \text{consumido}} = 2872\text{ mol} - 605\text{ mol} = 2267\text{ mol}$$

Etapla 14. Calcule a quantidade total de gás que sai do motor ao final da reação.

$$n_{\text{saída}} = n_{\text{O}_2, \text{xs}} + n_{\text{N}_2} + n_{\text{CO}_2} + n_{\text{CO}} + n_{\text{H}_2\text{O}} = 2267\text{ mol} + 11\,488\text{ mol} + 360\text{ mol} + 40\text{ mol} + 450\text{ mol} = 14\,605\text{ mol}$$

Etapla 15. Calcule a composição molar do gás que sai do motor ao final da reação.

$$\begin{aligned} x_{\text{CO}_2} &= \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{saída}}} = \frac{360\text{ mol}}{14\,605\text{ mol}} = 2,47\% & x_{\text{O}_2} &= \frac{n_{\text{O}_2, \text{xs}}}{n_{\text{saída}}} = \frac{2267\text{ mol}}{14\,605\text{ mol}} = 15,52\% \\ x_{\text{CO}} &= \frac{n_{\text{CO}}}{n_{\text{saída}}} = \frac{40\text{ mol}}{14\,605\text{ mol}} = 0,27\% & x_{\text{N}_2} &= \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{saída}}} = \frac{11\,488\text{ mol}}{14\,605\text{ mol}} = 78,66\% \\ x_{\text{H}_2\text{O}} &= \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{saída}}} = \frac{450\text{ mol}}{14\,605\text{ mol}} = 3,08\% \end{aligned}$$

Etapa 16. (c) Calcule a entalpia padrão de combustão completa formando CO_2 em 25 °C.

$$\text{De } \Delta H_r^\circ = \sum_{\text{produtos}} n\Delta H_f^\circ - \sum_{\text{reagentes}} n\Delta H_f^\circ,$$

$$\Delta H_{cc}^\circ = 8\Delta H_{f,\text{CO}_2(\text{g})}^\circ + 9\Delta H_{f,\text{H}_2\text{O}(\text{g})}^\circ - \Delta H_{f,\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})}^\circ$$

logo,

$$\Delta H_{cc}^\circ = \left\{ 8(-394) + 9(-242) - (-250) \right\} \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -6718 \text{ kJ mol}^{-1}$$

A reação de combustão completa é exotérmica, como esperado.

Etapa 17. Calcule a entalpia padrão de combustão incompleta formando CO em 25 °C.

$$\text{De } \Delta H_r^\circ = \sum_{\text{produtos}} n\Delta H_f^\circ - \sum_{\text{reagentes}} n\Delta H_f^\circ,$$

$$\Delta H_{ci}^\circ = 8\Delta H_{f,\text{CO}(\text{g})}^\circ + 9\Delta H_{f,\text{H}_2\text{O}(\text{g})}^\circ - \Delta H_{f,\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})}^\circ$$

logo,

$$\Delta H_{ci}^\circ = \left\{ 8(-112) + 9(-242) - (-250) \right\} \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -2824 \text{ kJ mol}^{-1}$$

A reação de combustão incompleta é exotérmica, como esperado.

Etapa 18. Calcule a variação de entalpia total.

$$\Delta H = (-6718 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}^{-1}}) \times (0,9 \times 50 \text{ mol}) + (-2824 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}^{-1}}) \times (0,1 \times 50 \text{ mol}) = -316 430 \text{ kJ}$$

Etapa 19. Imediatamente após o final da reação não há troca de calor com a vizinhança nem expansão do pistão: todo calor liberado pela reação aquece os gases de saída (temperatura adiabática de chama). Calcule a capacidade calorífica dos gases de saída.

$$\text{De } C_P = \sum nC_{P,m},$$

$$C_{P,\text{saída}} = n_{\text{O}_2,\text{xs}}C_{P,m,\text{O}_2} + n_{\text{N}_2}C_{P,m,\text{N}_2} + n_{\text{CO}_2}C_{P,m,\text{CO}_2} + n_{\text{CO}}C_{P,m,\text{CO}} + n_{\text{H}_2\text{O}}C_{P,m,\text{H}_2\text{O}}$$

logo,

$$C_{P,\text{saída}} = \left\{ (2267 \times 30) + (11 488 \times 30) + (360 \times 40) + (40 \times 30) + (450 \times 40) \right\} \frac{\text{J}}{\text{K}} = 446,25 \text{ kJ K}^{-1}$$

Etapa 20. Calcule a temperatura dos gases de saída após absorverem o calor liberado pela reação.

$$\text{De } Q_P = C_P\Delta T,$$

$$\Delta T = \frac{(-\Delta H)}{C_{P,\text{saída}}} = \frac{316 430 \text{ kJ}}{446,25 \frac{\text{kJ}}{\text{mol K}}} = 710 \text{ K}$$

logo,

$$T_{\text{chama}} = 390 \text{ K} + 710 \text{ K} = \boxed{1100 \text{ K}}$$

Etapa 21. (d) Ao final do ciclo de combustão os gases se expandem de volta ao volume total sob a pressão de 20 atm. Use a lei dos gases para calcular a temperatura.

$$\text{De } PV = nRT,$$

$$T_{\text{saída}} = \frac{P_{\text{saída}}V_{\text{total}}}{n_{\text{saída}}R} = \frac{(2 \text{ atm}) \times (460 800 \text{ L})}{(14 605 \text{ mol}) \times (0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}})} = \boxed{770 \text{ K}}$$

Questão 9

Uma amostra de 18 g de água líquida super-resfriada em -20°C sob 1 atm é abruptamente convertida em gelo mantendo a temperatura constante.

- Determine a variação de entropia do sistema.
- Determine a variação de entropia da vizinhança.
- Determine a variação de entropia do universo.

Dados em 0°C	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{s})$
Entalpia padrão de formação, $\Delta H_f^{\circ} / \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	-286	-292
Capacidade calorífica isobárica, $C_P / \frac{\text{J}}{\text{K mol}}$	75	38

Gabarito

Etapa 1. (a) Converta a massa de água em quantidade usando a massa molar.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{18 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1 \text{ mol}$$

Etapa 2. Calcule a variação de entropia do aquecimento da água líquida de -20°C , T , a 0°C , T_0 (I).

$$\Delta S_{\text{I}} = nC_{P,\text{m},\text{H}_2\text{O}(\text{l})} \ln \left(\frac{T_0}{T} \right) = (1 \text{ mol}) \times (75 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}) \times \ln \left(\frac{273 \text{ K}}{253 \text{ K}} \right) = +5,71 \text{ J K}^{-1}$$

Etapa 3. Calcule a entalpia padrão de congelamento da água em 0°C .

$$\text{De } \Delta H_r^{\circ} = \sum_{\text{produtos}} n\Delta H_f^{\circ} - \sum_{\text{reagentes}} n\Delta H_f^{\circ},$$

$$\Delta H_{\text{cong},0^{\circ}\text{C}}^{\circ} = \Delta H_{\text{f},\text{H}_2\text{O}(\text{s})}^{\circ} - \Delta H_{\text{f},\text{H}_2\text{O}(\text{l})}^{\circ}$$

logo,

$$\Delta H_{\text{cong},0^{\circ}\text{C}}^{\circ} = \left\{ (-292) - (-286) \right\} \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -6000 \text{ J mol}^{-1}$$

Etapa 4. Calcule a variação de entalpia de congelamento da água em 0°C (II).

$$\Delta H_{\text{II}} = (1 \text{ mol}) \times (-6000 \frac{\text{J}}{\text{mol}}) = -6000 \text{ J}$$

Etapa 5. Calcule a variação de entropia de congelamento da água em 0°C (II).

Nessa temperatura o processo é reversível, logo,

$$\Delta S_{\text{II}} = \frac{\Delta H_{\text{II}}}{T_0} = \frac{(-6000 \text{ J})}{273 \text{ K}} = -22,0 \text{ J K}^{-1}$$

A variação de entropia desse processo é negativa, como esperado.

Etapa 6. Calcule a variação de entropia do resfriamento da água sólida de 0°C a -20°C (III).

$$\Delta S_{\text{III}} = nC_{P,\text{m},\text{H}_2\text{O}(\text{s})} \ln \left(\frac{T}{T_0} \right) = (1 \text{ mol}) \times (38 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}) \times \ln \left(\frac{253 \text{ K}}{273 \text{ K}} \right) = -2,89 \text{ J K}^{-1}$$

Etapa 7. Calcule a variação de total entropia do sistema.

$$\Delta S = \Delta S_I + \Delta S_{II} + \Delta S_{III} = \left\{ (+5,71) + (-22,0) + (-2,89) \right\} \frac{\text{J}}{\text{K}} = \boxed{-19,2 \text{ J K}^{-1}}$$

Etapa 8. (b) Para calcular a variação de entropia da vizinhança é necessário calcular a variação de entalpia do processo. Calcule a variação de entalpia do aquecimento da água líquida de -20°C a 0°C (I).

$$\Delta H_I = nC_{P,m,\text{H}_2\text{O}(l)}(T_0 - T) = (1 \text{ mol}) \times \left(75 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}\right) \times (273 \text{ K} - 253 \text{ K}) = +1500 \text{ J}$$

Etapa 9. Calcule a variação de entropia do resfriamento da água sólida de 0°C a -20°C (III).

$$\Delta H_{III} = nC_{P,m,\text{H}_2\text{O}(s)}(T - T_0) = (1 \text{ mol}) \times \left(38 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}\right) \times (253 \text{ K} - 273 \text{ K}) = -760 \text{ J}$$

Etapa 10. Calcule a variação de total entalpia

$$\Delta H = \Delta H_I + \Delta H_{II} + \Delta H_{III} = \left\{ (+1500) + (-6000) + (-760) \right\} \text{ J} = 5260 \text{ J}$$

Etapa 11. Calcule a variação de entropia da vizinhança.

$$\Delta S_{\text{viz}} = -\frac{\Delta H}{T} = -\frac{(5260 \text{ J})}{253 \text{ K}} = \boxed{+20,8 \text{ J K}^{-1}}$$

Etapa 12. (c) Calcule a variação de entropia do universo.

$$\Delta S_{\text{uni}} = \Delta S + \Delta S_{\text{viz}} = -19,2 \text{ J K}^{-1} + +20,8 \text{ J K}^{-1} = \boxed{+1,6 \text{ J K}^{-1}}$$

A variação de entropia do universo é positiva, como esperado, já que o congelamento da água é espontâneo em -20°C .

Questão 10

Uma amostra de 71 g de cloro, inicialmente a 300 K e 100 atm se expande contra uma pressão externa constante de 1 atm até o estado de equilíbrio. Como resultado da expansão, 10% da massa de gás é condensada.

A temperatura de ebulição do cloro líquido é -35°C e sua densidade é $1,6 \text{ g cm}^{-3}$.

- Determine a variação de energia interna do sistema.
- Determine a variação de entropia do sistema.

Dados em -35°C	$\text{Cl}_2(l)$	$\text{Cl}_2(g)$
Entalpia padrão de formação, $\Delta H_f^\circ / \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	-20	
Capacidade calorífica isovolumétrica, $C_V / \frac{\text{J}}{\text{K mol}}$		30

**Gabarito**

Etapas 1. (a) Converta a massa de cloro em quantidade usando a massa molar.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{71 \text{ g}}{71 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1 \text{ mol}$$