

LISTA DE QUESTÕES - TERMODINÂMICA – 2014

1) (a) Um sistema foi aquecido usando 300 J de calor, enquanto a sua energia interna diminuiu 150 J. Calcular o trabalho w . O trabalho foi realizado sobre o sistema ou o sistema realizou trabalho?

(b) Um sistema teve 200 J de trabalho realizado sobre ele, mas a sua energia interna diminuiu somente 40 J. Calcular o calor q . O sistema ganhou ou perdeu calor no processo?

2) Suponha um gás que se expande 500 mL contra uma pressão de 1,20 atm. Qual é o trabalho realizado pelo gás na expansão contra pressão constante?

3) A água expande-se quando congela. Quanto trabalho realiza uma amostra de 100 gramas de água quando congela a 0,0 °C e estoura um cano de água que exerce uma pressão contrária de 1070 atm? Dados: densidades da água e do gelo a 0° C: 1,00 e 0,92 g.cm⁻³ respectivamente.

4) Os gases dos quatro cilindros de um motor de automóvel expandem de 0,22 a 2,20 L durante um ciclo de ignição. Assumindo que o virabrequim exerce uma força constante equivalente à pressão de 9,60 atm, quanto trabalho de expansão o motor realiza em um ciclo?

5) (a) Uma reação ocorre em um calorímetro de capacidade calorífica 2,0 kJ.K⁻¹. A temperatura do calorímetro aumentou 3,25 °C. Qual o valor de q para a mistura reacional?

(b) Uma reação ocorre em um calorímetro de capacidade calorífica 3,0 kJ.K⁻¹. A temperatura do calorímetro aumentou 5,1° C. Qual o valor de q para a mistura reacional?

6) A capacidade calorífica de uma substância pode ser medida por um experimento simples. Por exemplo, em um recipiente com isolamento térmico foram adicionados 50 g de água a 20,0 °C e 21 g de ferro a 90,2 °C. A temperatura final da água foi 23,2 °C. Qual é a capacidade calorífica específica do ferro?

10) (a) Em uma certa reação química exotérmica à pressão constante, 50 kJ de calor deixam o sistema e 20kJ de energia deixam o sistema como trabalho de expansão para fazer espaço para os produtos gasosos. Quais são os valores de ΔH e ΔU para este processo?

(b) Em uma certa reação endotérmica à pressão constante, 30 kJ de calor entram no sistema. Os produtos ocupam menos volume que os reagentes e 40 kJ de energia entram no sistema como trabalho de compressão que a atmosfera exterior faz sobre ele. Quais são os valores de ΔH e ΔU para este processo?

11) (a) Uma amostra de benzeno, C₆H₆, foi aquecida até 80° C, seu ponto de ebulição. O aquecimento continuou até que 28 kJ fossem fornecidos. Como resultado, 71 g de benzeno em ebulição foram vaporizados. Qual é a entalpia molar de vaporização do benzeno em seu ponto de ebulição?

(b) O mesmo aquecedor foi usado para aquecer uma amostra de 23 g de etanol, C₂H₅OH. Qual é a entalpia molar de vaporização do etanol em seu ponto de ebulição se 22 kJ foram necessários para evaporar todo o etanol?

12) Quando uma amostra de 0,113 g de benzeno (C₆H₆) queima na presença de excesso de oxigênio em um calorímetro a pressão constante calibrado, com capacidade calorífica de 551 J.K⁻¹, a temperatura do calorímetro aumenta 8,60° C. Calcule a entalpia molar de combustão do benzeno: $2 \text{ C}_6\text{H}_6 (\text{l}) + 15 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 12 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$.

13) Um calorímetro a volume constante mostrou que a perda de calor acompanha a combustão de 1,0 mol de moléculas de glicose na reação $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{s}) + 6 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 6 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$ é 2559 kJ a 298 K, ou seja, $\Delta U = -2559 \text{ kJ}$. Qual é a variação na entalpia para a mesma reação? Se a água formada estivesse em estado líquido, haveria diferença entre ΔU e ΔH ?

14) (a) Descreva três maneiras pelas quais você poderia aumentar a energia interna de um sistema aberto.

(b) Quais desses métodos poderia ser usado para aumentar a energia interna de um sistema fechado? (c) Qual, se houver, desses métodos você poderia usar para aumentar a energia interna de um sistema isolado?

- 15) Faça uma distinção entre ΔU e ΔH para uma reação química. Em que circunstâncias $\Delta U = \Delta H$?
- 16) A capacidade calorífica de um certo calorímetro vazio é $488,1 \text{ J.K}^{-1}$. Quando $25,0 \text{ mL}$ de $\text{NaOH}_{(aq)} 0,700 \text{ M}$ são misturados nesse calorímetro com $25,00 \text{ mL}$ de $\text{HCl}_{(aq)} 0,700 \text{ M}$, ambos inicialmente a $20,00 \text{ }^\circ\text{C}$, a temperatura aumentou para $21,34^\circ \text{C}$. Calcule a variação de entalpia do sistema. Considerando que a capacidade calorífica específica da solução aquosa é de $1,00 \text{ cal.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$ ($4,19 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$) e que sua densidade seja $1,0 \text{ g.mL}^{-1}$, determine a entalpia de neutralização em kJ.mol^{-1} de HCl .
- 17) Considere a reação de formação de formaldeído a partir de hidrogênio e monóxido de carbono: $\text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_{(g)}$ $\Delta H^\circ = +1,96 \text{ kJ}$ $\Delta S^\circ = -109,6 \text{ J/K}$
- a) Esta reação pode ocorrer espontaneamente? Justifique.
- b) Pela segunda lei da termodinâmica, o que se pode afirmar sobre a variação de entropia das vizinhanças onde esta reação ocorre?
- 18) Para cada par de substâncias, qual terá a maior entropia específica? Explique o seu raciocínio: (a) Água líquida a $20 \text{ }^\circ\text{C}$ ou gelo a $-1 \text{ }^\circ\text{C}$; (b) Polietileno a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ ou polietileno a $8 \text{ }^\circ\text{C}$, sólidos; (c) Iodo (I_2) ou bromo (Br_2), gasosos a $75 \text{ }^\circ\text{C}$; (d) Metano (CH_4) ou 1-Penteno (C_5H_{10}), líquidos; (e) Diamante ou cobre, sólidos a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.
- 19) A energia interna de um sistema, U , representa a soma das energias cinéticas e potenciais internas. Se houver, por exemplo, uma combustão em um sistema isolado, o que ocorre com U e com estas suas parcelas?
- 20) A água e o gelo estão em equilíbrio a $0,0 \text{ }^\circ\text{C}$? Use a variação de entropia para determinar se este sistema está em equilíbrio: $\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$.
- Dados: $\Delta H^\circ_{\text{fusão}} = +6,01 \text{ kJ.mol}^{-1}$, $\Delta S^\circ_{\text{fusão}} = +22,0 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $\Delta S_{\text{vizinhanças}} = -\Delta H/T$.
- 21) Calcule a mudança na energia livre molar para o processo de fusão $\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ a: (a) $+10 \text{ }^\circ\text{C}$; (b) $0 \text{ }^\circ\text{C}$ e (c) $-10 \text{ }^\circ\text{C}$. Para cada uma das temperaturas, decida se a fusão é espontânea.
- Dados: $\Delta H^\circ_{\text{fusão}} = +6,01 \text{ kJ.mol}^{-1}$, $\Delta S^\circ_{\text{fusão}} = +22,0 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
- 22) (a) Um processo não espontâneo exotérmico com ΔS negativo pode tornar-se espontâneo se a temperatura for aumentada?(b) Um processo não espontâneo exotérmico com ΔS positivo pode tornar-se espontâneo se a temperatura for aumentada?(c) Por que existem tantas reações exotérmicas espontâneas? (d) Explique como uma reação endotérmica pode ser espontânea.
- 23) Calcule a variação de entropia das vizinhanças quando: (a) $1,0 \text{ mJ}$ é liberado para as vizinhanças a $2,0 \times 10^{-7} \text{ K}$; (b) $1,0 \text{ J}$, a energia de uma única batida do coração, é liberada para as vizinhanças a $37 \text{ }^\circ\text{C}$ (temperatura normal do corpo humano); (c) 20 J , a energia liberada quando $1,0 \text{ mol}$ de hélio congela a $3,5 \text{ K}$, é absorvido pelas vizinhanças; (d) 120 J de calor são liberados para as vizinhanças a $25 \text{ }^\circ\text{C}$; (e) 120 J de calor são liberados para as vizinhanças a $100 \text{ }^\circ\text{C}$; (f) 100 J são absorvidos das vizinhanças a 50°C .
- 24) Explique porque cada uma das seguintes afirmações é falsa: (a) Reações com energias livres de reação negativas ocorrem espontânea e rapidamente; (b) Para cada amostra de um elemento puro independente de seu estado físico, foi definida uma energia livre de formação igual a zero.
- 25) O ferro metálico pode ser obtido a partir do minério hematita usando carbono como agente redutor da seguinte forma: $2 \text{ Fe}_2\text{O}_{3(s)} + 3 \text{ C}_{(s)} \rightarrow 4 \text{ Fe}_{(s)} + 3 \text{ CO}_{2(g)}$. Nas condições padrão a 28 K tem-se para esta reação $\Delta H^\circ = +468 \text{ kJ}$ e $\Delta S^\circ = +558 \text{ J.K}^{-1}$. Estime a temperatura mínima necessária para que a formação de ferro metálico seja termodinamicamente favorecida.