

**INSTITUTO POLITÉCNICO DE TOMAR
ESCOLA SUPERIOR DE TECNOLOGIA**

Departamento de Engenharia Química e do Ambiente

QUÍMICA II (1º Ano/2º Semestre)

1ª Série de Exercícios

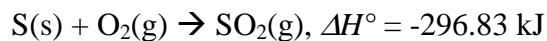
INTRODUÇÃO À TERMODINÂMICA QUÍMICA

Tomar (2004)

Revisão de Termoquímica

1. As entalpias padrão de combustão do C(grafite) e C(diamante) são respectivamente -393.51 e -395.451 kJ/mol. Calcule a variação de entalpia na transformação de grafite em diamante.

2. As duas etapas sucessivas na produção industrial de ácido sulfúrico são a combustão do enxofre e a oxidação do dióxido de enxofre a trióxido de enxofre. A partir das entalpias de reacção padrão das reacções:



Calcule a entalpia da reacção para a oxidação do dióxido de enxofre a trióxido de enxofre na reacção: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$.

3. Fez-se a combustão de 1.435 g de naftaleno (C_{10}H_8) num calorímetro de bomba a volume constante. Em consequência, a temperatura da água elevou-se de 20.17°C até 25.84°C . Se a quantidade de água que rodeia o calorímetro for exactamente 2 kg e a capacidade calorífica da bomba for $1.80 \text{ kJ}/^\circ\text{C}$, calcule o calor de combustão molar do naftaleno ($C_{\text{água}} = 4.184 \text{ J/g}\cdot^\circ\text{C}$)

4. Uma peça de 237 g de molibdénio, inicialmente a 100°C é adicionada a 244 g de água a 10°C . Quando o sistema atinge o equilíbrio térmico a temperatura é 15.3°C . Calcular a capacidade calorífica específica do molibdénio.

Primeira Lei da Termodinâmica

5. Explicar as convenções de sinal na equação $\Delta U = q + w$

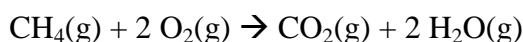
6. Um gás expande-se e realiza 325 J de trabalho p - V sobre o meio exterior. Simultaneamente absorve 127 J de calor do meio exterior. Calcular a variação de energia do gás.

7. Calcule o trabalho realizado, em joule, quando 1 mole de água vaporiza a 1 atm e 100 °C. Admitir que o volume de água é desprezável comparado com o do vapor a 100 °C, e que este se comporta como gás perfeito.

8. Considere a reacção: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$, com $\Delta H^\circ_{\text{reacção}} = -92.6 \text{ kJ}$. Se 2 moles de N_2 reagirem com 6 moles de H_2 para formar NH_3 , calcule o trabalho feito (em joules) contra a pressão de 1 atm a 25 °C. Qual o valor de ΔU para esta reacção? Admita que a reacção é completa.

9. Um fluido sofre uma variação adiabática de volume de 3.5 dm^3 para 1.0 dm^3 , consumido 230 J. Calcule a pressão contra a qual o trabalho foi realizado.

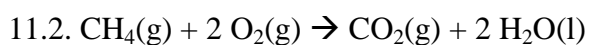
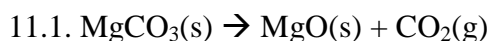
10. A variação de energia interna para a combustão de 1 mole de CH_4 num cilindro de acordo com a reacção que se apresenta é -892.4 kJ .



Se o pistão associado ao cilindro realizar um trabalho de expansão de 492 kJ, qual a quantidade calor perdida pelo sistema?

Entropia e Segunda Lei da Termodinâmica

11. Calcule a variação de entropia padrão para as seguintes reacções a 25 °C, recorrendo a uma tabela de dados (por exemplo do Chang):



12. Calcule o aumento de entropia total padrão (sistema + meio exterior) correspondente à reacção $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$, em condições de pressão constante. Entalpia de combustão do $\text{SO}_2(\text{g})$: $\Delta H^\circ_{\text{comb}} = 99 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Entropias molares padrão: $\text{SO}_2(\text{g})$: $248 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{O}_2(\text{g})$: $205 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{SO}_3(\text{g})$: $257 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

13. A entalpia molar de vaporização do etanol é 39.3 kJ/mol e a temperatura de ebulição do etanol é 78.3 °C . Calcular ΔS para a vaporização de 0.5 moles de etanol.

14. A reacção $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$ dá-se espontaneamente a $25\text{ }^\circ\text{C}$ apesar de haver uma diminuição de desordem no sistema (há conversão de gases num sólido) Explique.

15. A cristalização do acetato de sódio a partir de uma solução sobressaturada ocorre espontaneamente. O que pode concluir acerca dos sinais de ΔS e ΔH ?

16. Numa central a carvão, de produção de energia eléctrica, a “fonte” quente é uma corrente de vapor a cerca de $500\text{ }^\circ\text{C}$ e a “fonte” fria um rio a uma temperatura de $15\text{ }^\circ\text{C}$. Calcular a eficiência termodinâmica da central.

17. A variação de entropia de 1 mol de sódio quando vaporiza à pressão de 1 atm é 84.8 J.K^{-1} e a sua entalpia de vaporização é 98.0 kJ.mol^{-1} . Estimar a temperatura de ebulição do sódio líquido (sistema em equilíbrio).

18. Considere a reacção de produção do formaldeído:



Calcule a variação de entropia do exterior e comente quanto à espontaneidade a $25\text{ }^\circ\text{C}$.

Energia de Gibbs e Equilíbrio Químico

19. Calcule ΔG° , ΔH° e ΔS° para a decomposição térmica do cloreto de carbonilo, $\text{COCl}_2(\text{l})$, de acordo com a reacção: $\text{COCl}_2(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ sabendo que:

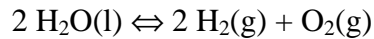
| | $\Delta G_f^\circ / \text{kJ.mol}^{-1}$ | $\Delta H_f^\circ / \text{kJ.mol}^{-1}$ |
|-----------------|---|---|
| COCl_2 | -204.8 | -223.8 |
| CO | -137.17 | -26.42 |

A decomposição dá-se a $25\text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm.

20. O K_w para a autoionização da água é 1×10^{-14} , a $25\text{ }^\circ\text{C}$. Qual é o valor de ΔG° para este processo?

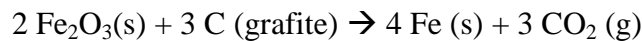
21. Considere a decomposição do carbonato de cálcio: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$.
Calcular a pressão de CO_2 , em atmosferas, numa situação de equilíbrio (a) a 25°C e (b) a 800°C . Admita que $\Delta H^\circ = 177.8\text{ kJ}$ e $\Delta S^\circ = 160.5\text{ J/K}$.

22. Calcule a constante de equilíbrio em condições PTP da seguinte reacção:



utilizando o seguinte valor de energia de Gibbs padrão: $\Delta G^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -237.2\text{ kJ/mol}$

23. A produção de ferro num forno metalúrgico resulta da reacção:



Os seguintes parâmetros foram determinados: $\Delta H^\circ_{\text{reacção}} = 467.9\text{ kJ}$ e $\Delta S^\circ_{\text{reacção}} = 560.7\text{ J/K}$.

Mostrar que esta reacção só pode ocorrer a altas temperaturas.

24. O oxigénio foi pela primeira vez preparado por Joseph Priestley (1733-1804) aquecendo óxido de mercúrio, HgO . Usar dados termodinâmicos (por exemplo do Chang) para estimar a temperatura necessária para decompor $\text{HgO}(\text{s})$ em $\text{Hg}(\text{l})$ e $\text{O}_2(\text{g})$.

25. O valor de K_{ps} do $\text{AgCl}(\text{s})$ a 25°C é 1.8×10^{-10} . Usar este valor para determinar ΔG° para o processo $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$ a 25°C .