

Departamento de Química Inorgânica
Química Geral II - IQG-127 - Prof. Roberto Faria
Lista de Exercícios nº2 (termodinâmica)

1-Defina e descreva o que é o método científico, explicando também, o mais claramente possível, a distinção entre lei, hipótese e teoria.

2-Discuta os dois fatores termodinâmicos que determinam a grandeza da constante de equilíbrio para uma reação química.

3-Defina e explique: sistema, ambiente, função de estado, entalpia, entropia, energia livre de Gibbs.

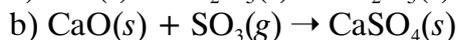
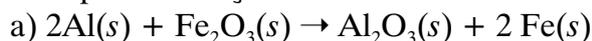
4- 10,0 dm³ de um gás ideal a 1500 kPa, expande-se isotermicamente em duas etapas. Na primeira, a pressão externa é mantida em 750 kPa e na segunda em 100 kPa. a) Quais são as variações globais de energia interna do sistema e do ambiente? b) Quais os valores de q e w para cada etapa?

5-Ponha em ordem, da temperatura final mais baixa para a mais alta, cada um dos seguintes processos de expansão de 1,0 L de um gás à pressão inicial de 10,0 atm até o volume final de 5,0 L: a) expansão adiabática contra o vácuo, considerando o gás ideal; b) expansão adiabática contra uma pressão de 2 atm, considerando o gás ideal; c) idem (a), sendo o gás real; d) idem (b), sendo o gás real. Explique suas respostas.

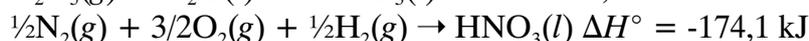
6- Uma amostra de 0,100 mol de propano foi colocada em uma bomba calorimétrica com excesso de oxigênio e inflamada, formando apenas CO₂ e água. Se a capacidade calorífica do calorímetro é de 97,1 kJ/°C e a variação de temperatura foi de 2,282 °C: a) Quantos joules foram liberados? b) Qual o ΔU e o ΔH para a reação em kJ/mol de propano?

7- O calor de vaporização da água, $\Delta_{\text{vap}}H$, a 25 °C, é de 43,9 kJ/mol. Calcule q , w , e ΔU para o processo.

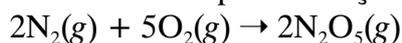
8- Usando a Lei de Hess e o calor padrão de formação das substâncias, calcule, em kJ, o ΔH° para as reações:



9- Dadas as reações:



Calcule o ΔH° para a reação:



10- Estima-se que o corpo humano gera 5900 kJ por hora, durante atividade física intensa. Se o único meio de liberar esta energia fosse pela evaporação da água do suor, quantos gramas de água teriam que evaporar, por hora, para manter a temperatura do corpo constante?

11- Usando os valores de $\Delta_f H^\circ$ dos átomos gasosos e os valores das energias médias de ligação entre carbono e hidrogênio, calcule o $\Delta_f H^\circ$, em kJ/mol, para o álcool alílico gasoso, CH₂=CH-CH₂OH. Compare com o valor experimental de -132,0 kJ/mol.

12- Explique o que é uma equação de estado e qual a diferença entre processo reversível e irreversível. Na prática, qual dos dois processos (reversível ou irreversível) ocorre?

13- Quais os dois critérios que devem ser satisfeitos para que um processo seja espontâneo, independentemente da temperatura?

14- Qual o sinal de variação da entropia para cada um dos processos:

a) cristalização de um sal a partir da sua solução; b) evaporação da água; c) $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$

15- Uma reação química com ΔG positivo pode ocorrer? Explique sua resposta.

16- Qual a diferença entre ΔG e $\partial G/\partial \xi$ para uma reação química? Qual dos dois mede a espontaneidade? Qual o valor de cada um no equilíbrio?

17- Se 500 cm^3 de um gás são comprimidos a 250 cm^3 , sob uma pressão externa constante de 300 kPa , absorvendo $12,5 \text{ kJ}$ de calor, qual o valor para q , w e ΔU , em kJ . Qual o valor de ΔU para o ambiente? Respostas no SI.

18- Se o calor latente de fusão e vaporização da água são iguais a $\Delta_{\text{fus}}H = 6,02 \text{ kJ/mol}$ e $\Delta_{\text{vap}}H = 40,7 \text{ kJ/mol}$, a 0°C e 100°C , respectivamente, calcule o ΔS para cada um desses processos e explique porque um é maior do que o outro.

19- A partir dos valores de $\Delta_f H^\circ$ e S° a 25°C dados a seguir, calcule o ponto de ebulição da água. (b) Recalcule o ponto de ebulição empregando os valores de $\Delta_f H^\circ$ e S° obtidos a 400 K .

Valores a 25°C : $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,830 \text{ kJ/mol}$; $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -241,826 \text{ kJ/mol}$;
 $S^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = 69,950 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $S^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = 188,834 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Valores obtidos a 400 K : $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -282,591 \text{ kJ/mol}$; $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -242,846 \text{ kJ/mol}$;
 $S^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = 92,189 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $S^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = 198,788 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

20- Enuncie as primeira, segunda e terceira leis da termodinâmica.

21- Explique porque na definição de entropia se usa o calor reversível.

22- Para a reação $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$, sabendo que o $\Delta G_{700\text{K}}^\circ = -13,5 \text{ kJ/mol}$, calcule as constantes de equilíbrio, K_c e K_p , a 700 K .

