



Pró-Ensino De Físico-Química



Pró-Ensino

**EXERCÍCIOS RESOLVIDOS
FUNDAMENTOS DA
TERMODINÂMICA – 2º LEI**

Físico-Química

2024



Exercícios resolvidos - 2º Lei da Termodinâmica

Material feito pelos alunos(as) do curso de Farmácia: Gabriel Rojas Procópio e Jéssica Giacomini Suprani.

1. Calcule a variação de entropia molar quando vapor d'água a 11°C é aquecido a 170 °C, a volume constante ($C_{v,m} = 26,92 \text{ J/ K. mol}$).

Primeiramente, convertamos as temperaturas de °C para K.

Assim:

$$11 + 273 = 284 \text{ K}$$

$$170 + 273 = 443 \text{ K}$$

Sabemos que a variação de entropia em um aquecimento é dada por:

$$\Delta S = C \times \ln \frac{T_f}{T_i}$$

Teremos então:

$$\Delta S = 26,92 \text{ J/K.mol} \times \ln \frac{443}{284}$$

Resultando em: 3,92 J/K.mol, que é o aumento da entropia com o aquecimento quando se aumenta a temperatura.

2. A proteína lisozima é uma enzima com alta importância na defesa do organismo, pois causa lise (ruptura da membrana plasmática) nas paredes das células bacterianas. O seu desdobramento ocorre a uma temperatura de 70 °C, e a entalpia padrão de transição nesse processo é 509 kJ/mol. Qual a variação de entropia associada ao desdobramento da proteína?

Primeiramente, convertamos a temperatura de °C para K.

Assim:

$$70 + 273 = 343 \text{ K}$$

Sabemos que a variação de entropia em uma transição de fase é dada por:

$$\Delta S_{trans} = \frac{\Delta H_{trans}}{T_{trans}}$$

Teremos então:

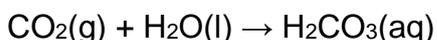
$$\Delta S_{trans} = \frac{509 \text{ KJ/mol}}{343 \text{ K}}$$



Exercícios resolvidos - 2º Lei da Termodinâmica

Resultando em: 1,48 KJ/K.mol, que é o aumento da entropia quando ocorre desdobraimento da proteína, na presença de aquecimento.

3. A enzima anidrase carbônica é essencial pois catalisa a hidratação do CO₂ gasoso nas células vermelhas do sangue, formando ácido carbônico, como demonstrado abaixo:



Dados:

$$S_m(\text{H}_2\text{CO}_3, \text{aq}) = 187,4 \text{ J/K.mol};$$

$$S_m(\text{CO}_2, \text{g}) = 213,74 \text{ J/K.mol};$$

$$S_m(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 69,91 \text{ J/K.mol};$$

Qual a variação de entropia padrão desta reação?

Sabemos que para calcular entropia padrão de reação utilizamos a fórmula:

$$\Delta S_m^{\circ r} = \sum v \times S_m^{\circ} \text{produtos} - \sum v \times S_m^{\circ} \text{reagentes}$$

Como a equação química já está balanceada, podemos substituir os valores na fórmula.

$$\Delta S_m^{\circ r} = \sum 1 \times 187,4 \text{ J/K.mol} - (\sum 1 \times 213,74 \text{ J/K.mol} + 1 \times 69,91 \text{ J/K.mol})$$

O que resulta em $\Delta S_m^{\circ r} = -96,25 \text{ J/K.mol}$, que é a entropia resultante nesse processo reacional. Note que nesse caso, a variação é negativa, pois há uma alteração do número de mol de gás de 1 para 0.

4. A taxa metabólica é a taxa à qual um organismo gasta a energia proveniente da oxidação dos alimentos. Considere um ser humano em repouso que aquece o ambiente (as vizinhanças) a uma taxa de 100 J/s. Calcule a entropia que essa pessoa em repouso gera no ambiente (nas vizinhanças) ao longo de um dia a 30 °C.

Sabemos que a entropia das vizinhanças é dada matematicamente por:



Exercícios resolvidos - 2º Lei da Termodinâmica

$$\Delta S_{viz} = \frac{-\Delta H}{T}$$

Antes de irmos substituindo os valores, devemos pensar em como encontrar a entalpia e isso é simples. Note que ele deseja a entropia durante o dia (24h) sendo este aquecimento ocorrido a uma taxa de 100 J/s.

Sabemos que $1h \rightarrow 60 \text{ min}$ e $1\text{min} \rightarrow 60\text{s}$; logo, $1h \rightarrow 3600\text{s}$ (60×60)

Se queremos durante o dia, basta multiplicar pelas 24h $\rightarrow 3600\text{s} \times 24h \rightarrow 86400\text{s}$

Se a taxa é de $100 \text{ J} - 1\text{s}$; se multiplicarmos a taxa com o valor encontrado em segundos, obteremos o ΔH .

Quando calor é desprendido para as vizinhanças então $q < 0$

Assim: À pressão constante $\Delta H = q = -8640000 \text{ J} = -8640 \text{ KJ}$.

Temos também que converter a temperatura para K.

$$30 + 273 = 303 \text{ K}$$

Agora, substituindo na fórmula teremos:

$$\Delta S_{viz} = -\frac{\Delta H}{T}$$

$$\Delta S_{viz} = -\frac{-8640 \text{ KJ}}{303 \text{ K}}$$

$$\Delta S_{viz} = 28,51 \text{ KJ/K}.$$

Ou seja, a variação de entropia nas vizinhanças é positiva, logo, há maior desordem decorrente do aumento de temperatura.

5. Dada a tabela a seguir, calcule a energia de Gibbs molar da fermentação de glicose gerando etanol e explique se o processo é espontâneo ou não. Dado que: $\Delta G_f(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -917,2 \text{ kJ/mol}$.



Exercícios resolvidos - 2° Lei da Termodinâmica

SUBSTÂNCIA	ΔG_f° (kJ mol ⁻¹)	SUBSTÂNCIA	ΔG_f° (kJ mol ⁻¹)
CH ₄ (g)	-50,72	H ₂ O(l)	-237,13
C ₂ H ₂ (g)	+209,20	H ₂ O(g)	-228,57
C ₂ H ₄ (g)	+68,15	HNO ₃ (l)	-80,71
C ₂ H ₆ (g)	-32,82	NH ₃ (g)	-16,45
CH ₃ OH(l)	-166,27	NH ₃ (aq)	-26,50
C ₂ H ₅ OH(l)	-174,78	SO ₂ (g)	-300,19
HCOOH(l)	-361,35	SO ₃ (g)	-371,06
CH ₃ COOH(l)	-389,9	H ₂ SO ₄ (l)	-690,00
CO ₂ (g)	-394,36	O ₃ (g)	+163,2

Primeiramente, devemos escrever a equação química:



A equação não está balanceada, vamos resolver!



Agora, utilizaremos a seguinte equação:

$$\Delta G = \sum v \Delta G^\circ_{prod} - \sum v \Delta G^\circ_{reag}$$

Teremos então:

$$\Delta G = \sum (2 \times -174,78) + (2 \times -394,36) - \sum (1 \times -917,2)$$

$$\Delta G = \sum (-349,56) + (-788,72) - \sum -917,2$$

$$\Delta G = -1138,28 - \sum -917,2$$

$$\Delta G = -1138,28 + 917,2$$

$$\Delta G = -221,08 \text{ KJ/mol.}$$

A reação é espontânea pois a energia livre é menor que 0.

Todas as questões foram adaptadas do livro: Físico Química Aplicada à Farmácia da autoria de Helson Moreira da Costa