

# Gabarito: Energia Livre

Renan Romariz e Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



## Problemas

### PROBLEMA 1. C

2C01

Para medir a espontaneidade de uma reação, basta olhar para o  $\Delta G$

1. **Incorreta.** Podemos ter uma reação não espontânea basta o  $\Delta H$  ser maior que  $-T\Delta S$ :

$$\underbrace{\Delta G}_{+} = \underbrace{\Delta H}_{+} - \underbrace{T\Delta S}_{-}$$

2. **Incorreta.** Se variação de entropia é negativa,  $-T\Delta S$  será positivo e aumentar a temperatura, apenas o tornará mais positivo, então não irá favorecer para que a reação se torne espontânea.

3. **Correta.** Se variação de entropia é positiva,  $-T\Delta S$  será negativo e aumentar a temperatura, o tornará mais negativo, então irá favorecer para que a reação se torne espontânea:

$$\underbrace{\Delta G}_{+} = \underbrace{\Delta H}_{+} - \underbrace{T\Delta S}_{-} \rightarrow \underbrace{\Delta G}_{-} = \underbrace{\Delta H}_{+} - \underbrace{\uparrow T\Delta S}_{-}$$

4. **Correta.** Se variação de entropia é positiva,  $-T\Delta S$  será negativo então dado que a reação é não espontânea, a variação de entalpia terá de ser positiva para compensar:

$$\underbrace{\Delta G}_{+} = \underbrace{\Delta H}_{+} - \underbrace{T\Delta S}_{-}$$

### PROBLEMA 2. B

2C02

1. **Incorreta.** A energia livre de Gibbs não mede a cinética de uma reação para poder prever sua rapidez
2. **Incorreta.** A energia livre irá depender do estado físico
3. **Incorreta.** Produz mais mols de gás do que consome implica em  $\Delta S > 0$  e a reação é exotérmica portanto  $\Delta H < 0$ , substituindo na equação da energia livre:

$$\underbrace{\Delta G}_{-} = \underbrace{\Delta H}_{-} - \underbrace{T\Delta S}_{-}$$

4. **Correta.** Reações exergônicas apresentam  $\Delta G < 0$

### PROBLEMA 3. E

2C03

Cálculo da energia livre:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = 40700 \text{ J mol}^{-1} - 368 \text{ K} \cdot 109 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta G = 588 \text{ J mol}^{-1}$$

### PROBLEMA 4. C

2C04

Cálculo da energia livre:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = 59,3 \text{ kJ mol}^{-1} - 643 \text{ K} \cdot 94,2 \cdot 10^{-3} \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta G = -1,2706 \text{ kJ mol}^{-1}$$

### PROBLEMA 5. D

2C05

Ponto 1: 1 atm 200 °C → 760 tor 200 °C → vapor

Ponto 2: 100 atm 50 °C → 76000 tor 50 °C → líquido

Ponto 3: 3 tor 10 °C → vapor

Ponto 4: 20 tor -10 °C → sólido

### PROBLEMA 6. D

2C06

Ponto 1: 6 atm -80 °C → sólido

Ponto 2: 1 atm -56 °C → vapor

Ponto 3: 80 atm 25 °C → líquido

Ponto 4: 5, 1 atm -56 °C → equilíbrio de fases

### PROBLEMA 7. D

2C07

1. **Correta.** Basta observar o ponto de equilíbrio de fases existente à pressão de  $10^{-1}$  atm que ocorre a uma temperatura aproximadamente igual a 2,7 K
2. **Correta.** A curva de equilíbrio entre o estado sólido e líquido tangencia a pressão de  $10^1$  atm
3. **Correta.** Para verificar densidade basta fazer a seguinte relação:

$$\underbrace{\frac{\Delta P}{\Delta T}}_{\text{coeficiente angular}} = \frac{\Delta S}{\Delta V}$$

Olhando para a curva que divide os dois líquidos, vemos que ela é decrescente, então seu coeficiente angular será negativo, portanto:

$$\frac{\Delta S}{\Delta V} < 0 \therefore \frac{S_{II} - S_I}{V_{II} - V_I} < 0$$

Como o líquido I existe a uma maior temperatura, naturalmente ele irá possuir maior entropia, portanto  $S_{II} - S_I < 0$ , portanto:

$$V_{II} - V_I > 0 \therefore V_{II} > V_I$$

$$\frac{1}{V_{II}} < \frac{1}{V_I} \therefore \frac{m}{V_{II}} < \frac{m}{V_I} \therefore \mu_{II} < \mu_I$$

4. **Incorreta.** Não existe interseção entre a curva de equilíbrio líquido-sólido com a de equilíbrio líquido-gasoso

**PROBLEMA 8. D**

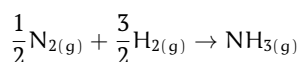
2C08

1. **Correta.** Basta observar a curva de equilíbrio de fase diamante-grafite quando  $T = 2000 \text{ K}$
2. **Correta.** A temperatura mínima na qual carbono líquido existem em pressões menores a  $10000 \text{ atm}$  está na faixa dos  $4100 \text{ K}$ , a pressão de  $10000 \text{ atm}$  corresponde a pressão de  $1 \text{ GPa}$ .
3. **Correta.** Basta observar o gráfico e encontrar o o ponto de interseção das duas curvas
4. **Incorreta.** Em condições normais(baixa pressão e temperatura) o carbono se encontra no estado grafite.

**PROBLEMA 9. E**

2C09

A reação será a seguinte:



Cálculo da variação de entropia:

$$\Delta S = S_{\text{NH}_3} - \frac{3}{2} \cdot S_{\text{H}_2} - \frac{1}{2} \cdot S_{\text{N}_2}$$

$$\Delta S = 192 - \frac{3}{2} \cdot 131 - \frac{1}{2} \cdot 192$$

$$\Delta S = -100,5 \text{ J mol}^{-1}$$

Cálculo da energia livre:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

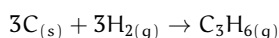
$$\Delta G = -46,1 \text{ kJ mol}^{-1} - \frac{298 \text{ K}}{1000} \cdot (-100,5 \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$$

$$\Delta G = -16,151 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 10. D**

2C10

A reação será a seguinte:



Cálculo da variação de entropia:

$$\Delta S = S_{\text{C}_3\text{H}_6} - 3 \cdot S_{\text{C}} - 3 \cdot S_{\text{H}_2}$$

$$\Delta S = 237 - 3 \cdot 5,74 - 3 \cdot 131$$

$$\Delta S = -173,22 \text{ J mol}^{-1}$$

Cálculo da energia livre:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

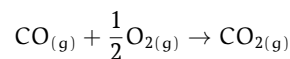
$$\Delta G = 53,3 \text{ kJ mol}^{-1} - \frac{298 \text{ K}}{1000} \cdot (-173,22 \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$$

$$\Delta G = 104,92 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 11. D**

2C11

A reação é a seguinte:



Cálculo da energia livre:

$$\Delta G = \Delta G_{\text{Produtos}} - \Delta G_{\text{Reagentes}}$$

$$\Delta G = -394 - (-137)$$

$$\Delta G = -257 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 12. C**

2C12

Cálculo da energia livre:

$$\Delta G = \Delta G_{\text{Produtos}} - \Delta G_{\text{Reagentes}}$$

$$\Delta G = \Delta G_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} - 6 \cdot \Delta G_{\text{CO}_2} - 6 \cdot \Delta G_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\Delta G = -910 - 6 \cdot (-394) - 6 \cdot (-237)$$

$$\Delta G = 2,876 \text{ MJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 13. B**

2C13

Cálculo da variação de entropia:

$$\Delta S = 2 \cdot S_{\text{H}_2\text{O}} + S_{\text{O}_2} - 2 \cdot S_{\text{H}_2\text{O}_2}$$

$$\Delta S = 2 \cdot 69,9 + 205 - 2 \cdot 110$$

$$\Delta S = 124,8 \text{ J mol}^{-1}$$

Cálculo da variação de entalpia:

$$\Delta H = 2 \cdot \Delta H_{\text{f}(\text{H}_2\text{O})} - 2 \cdot \Delta H_{\text{f}(\text{H}_2\text{O}_2)}$$

$$\Delta H = 2 \cdot (-286) - 2 \cdot (-188)$$

$$\Delta H = -196 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Cálculo da energia livre:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = -196 \text{ kJ mol}^{-1} - \frac{298 \text{ K}}{1000} \cdot (124,8 \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$$

$$\Delta G = -233,19 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Cálculo do trabalho expansivo máximo:

$$W_{\text{máx}} = -\Delta G$$

$$W_{\text{máx}} = 233,19 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 14. D**

2C14

Cálculo da energia livre:

$$\Delta G = \Delta G_{\text{Produtos}} - \Delta G_{\text{Reagentes}}$$

$$\Delta G = 4 \cdot (-297) - 2 \cdot (-237)$$

$$\Delta G = -714 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Cálculo do trabalho expansivo máximo:

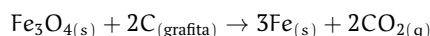
$$W_{\text{máx}} = -\Delta G$$

$$W_{\text{máx}} = 714 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 15. E**

2C15

A reação balanceada é a seguinte:



Cálculo da variação de entropia:

$$\Delta S = 3S_{\text{Fe}} + 2S_{\text{CO}_2} - 2 \cdot S_{\text{C}} - S_{\text{Fe}_3\text{O}_4}$$

$$\Delta S = 3 \cdot 27,3 + 2 \cdot 214 - 2 \cdot 5,74 - 146$$

$$\Delta S = 352,42 \text{ J mol}^{-1}$$

Cálculo da variação de entalpia:

$$\Delta H = 2\Delta H_{\text{CO}_2} - \Delta H_{\text{Fe}_3\text{O}_4}$$

$$\Delta H = 2 \cdot (-394) - (-1120)$$

$$\Delta H = 332 \text{ kJ mol}^{-1}$$

A temperatura mínima é aquela no limite da transição entre o processo não espontâneo e o espontâneo, ou seja, quando  $\Delta G = 0$ :  
Cálculo da temperatura:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$0 = \Delta H - T\Delta S$$

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

$$T = \frac{332000 \text{ J}}{352,42 \text{ J K}^{-1}} = 942 \text{ K}$$

**PROBLEMA 16. E**

2C16

Cálculo da variação de entropia:

$$\Delta S = S_{\text{MgO}} + S_{\text{CO}_2} - S_{\text{MgCO}_3}$$

$$\Delta S = 26,9 + 214 - 65,7$$

$$\Delta S = 175,2 \text{ J mol}^{-1}$$

Cálculo da variação de entalpia:

$$\Delta H = \Delta H_{\text{MgO}} + \Delta H_{\text{CO}_2} - \Delta H_{\text{MgCO}_3}$$

$$\Delta H = -602 - 394 - (-1100)$$

$$\Delta H = 104 \text{ kJ mol}^{-1}$$

A temperatura mínima é aquela no limite da transição entre o processo não espontâneo e o espontâneo, ou seja, quando  $\Delta G = 0$ :  
Cálculo da temperatura:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$0 = \Delta H - T\Delta S$$

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

$$T = \frac{104000 \text{ J}}{175,2 \text{ J K}^{-1}} = 593,6 \text{ K}$$

**PROBLEMA 17. C**

2C17

Cálculo da energia livre:

$$\Delta G = 2 \cdot \Delta G_{\text{BF}_3} + 3 \cdot \Delta G_{\text{H}_2\text{O}} - 6 \cdot \Delta G_{\text{HF}} - \Delta G_{\text{B}_2\text{O}_3}$$

$$\Delta G = 2 \cdot (-1120) + 3 \cdot (-237) - 6 \cdot (-273) - (-1190)$$

$$\Delta G = -123 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Cálculo da variação de entalpia:

$$\Delta H = 2 \cdot \Delta H_{\text{BF}_3} + 3 \cdot \Delta H_{\text{H}_2\text{O}} - 6 \cdot \Delta H_{\text{HF}} - \Delta H_{\text{B}_2\text{O}_3}$$

$$\Delta H = 2 \cdot (-1140) + 3 \cdot (-286) - 6 \cdot (-271) - (-1270)$$

$$\Delta H = -242 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Cálculo da variação de entropia assumindo que a energia livre dada é a 25°C:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$-123 = -242 - 0,298 \cdot \Delta S$$

$$\Delta S = -399,3 \text{ J mol}^{-1}$$

A temperatura mínima é aquela no limite da transição entre o processo não espontâneo e o espontâneo, ou seja, quando  $\Delta G = 0$ :  
Cálculo da temperatura:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$0 = \Delta H - T\Delta S$$

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

$$T = \frac{242000 \text{ J}}{399,3 \text{ J K}^{-1}} = 606,1 \text{ K}$$

**PROBLEMA 18. C**

2C18

Cálculo da energia livre:

$$\Delta G = \Delta G_{\text{CO}} + 3 \cdot \Delta G_{\text{H}_2} - \Delta G_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta G_{\text{CH}_4}$$

$$\Delta G = (-137) + 3 \cdot (0) - (-229) - (-50,7)$$

$$\Delta G = 142,7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Cálculo da variação de entalpia:

$$\Delta H = \Delta H_{\text{CO}} + 3 \cdot \Delta H_{\text{H}_2} - \Delta H_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H_{\text{CH}_4}$$

$$\Delta H = (-111) + 3 \cdot (0) - (-242) - (-74,8)$$

$$\Delta H = 205,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Cálculo da variação de entropia assumindo que a energia livre dada é a 25°C:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$142,7 = 205,8 - 0,298 \cdot \Delta S$$

$$\Delta S = 211,7 \text{ J mol}^{-1}$$

A temperatura mínima é aquela no limite da transição entre o processo não espontâneo e o espontâneo, ou seja, quando  $\Delta G = 0$ :  
Cálculo da temperatura:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$0 = \Delta H - T\Delta S$$

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

$$T = \frac{205800 \text{ J}}{211,7 \text{ J K}^{-1}} = 972,1 \text{ K}$$

**PROBLEMA 19. B**

2C19

Líquidos virando gás  $\rightarrow \Delta S > 0$  Verificando a condição para a reação ser sempre espontânea  $\Delta G < 0$ 

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Para ser sempre espontânea, basta que  $\Delta H < 0$  ou seja, que a reação seja exotérmica**PROBLEMA 20. C**

2C20

Como elas são exotérmicas, para serem sempre espontâneas, basta que  $\Delta S > 0$  já que:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

1. **Verdadeiro.**  $\Delta n_{\text{gás}} > 0 \rightarrow \Delta S > 0$
2. **Verdadeiro.** Diamante mais organizado, menos entrópico, portanto  $S_{\text{grafita}} > S_{\text{diamante}} \rightarrow \Delta S > 0$
3. **Falso.**  $\Delta n_{\text{gás}} < 0 \rightarrow \Delta S < 0$
4. **Falso.** líquido virando sólido  $\Delta S < 0$

**PROBLEMA 21. A**

2C21

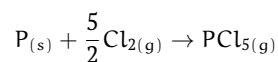
Para medir a estabilidade, basta observar o  $\Delta G$  e para medir a variação dessa estabilidade com a temperatura, devemos olhar para o termo que acompanha a temperatura, ou seja o  $\Delta S$ 

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Se  $\Delta S > 0$  o aumento de temperatura torna  $\Delta G$  cada vez mais negativo ou seja fica mais estável Se  $\Delta S < 0$ , ocorre justamente o contrário, o aumento da temperatura o torna menos estável

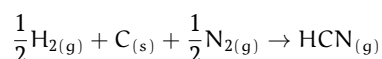
1.

2.



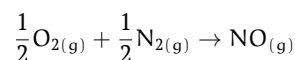
$$\Delta n_{\text{gás}} < 0 \therefore \Delta S < 0 \therefore \text{menos estável}$$

3.



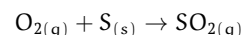
$$\Delta n_{\text{gás}} = 0 \therefore \Delta S \approx 0 \therefore \text{nada se pode afirmar}$$

4.



$$\Delta n_{\text{gás}} = 0 \therefore \Delta S \approx 0 \therefore \text{nada se pode afirmar}$$

5.



$$\Delta n_{\text{gás}} = 0 \therefore \Delta S \approx 0 \therefore \text{nada se pode afirmar}$$

**PROBLEMA 22. E**

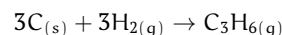
2C22

Para medir a estabilidade, basta observar o  $\Delta G$  e para medir a variação dessa estabilidade com a temperatura, devemos olhar para o termo que acompanha a temperatura, ou seja o  $\Delta S$ 

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

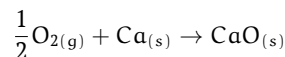
Se  $\Delta S > 0$  o aumento de temperatura torna  $\Delta G$  cada vez mais negativo ou seja fica mais estável Se  $\Delta S < 0$ , ocorre justamente o contrário, o aumento da temperatura o torna menos estável

1.



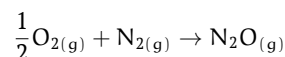
$$\Delta n_{\text{gás}} < 0 \therefore \Delta S < 0 \therefore \text{menos estável}$$

2.



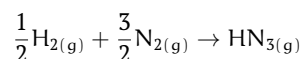
$$\Delta n_{\text{gás}} < 0 \therefore \Delta S < 0 \therefore \text{menos estável}$$

3.



$$\Delta n_{\text{gás}} < 0 \therefore \Delta S < 0 \therefore \text{menos estável}$$

4.



$$\Delta n_{\text{gás}} < 0 \therefore \Delta S < 0 \therefore \text{menos estável}$$