

# Entalpia

Renan Romariz e Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



## Problemas

### PROBLEMA 1. C

2A01

1. Café na garrafa térmica: A ideia da garrafa térmica é justamente evitar a troca de calor entre o líquido e o ambiente, portanto o sistema projetado evita troca de energia, além disso, como o líquido se mantém dentro da garrafa, não há troca de matéria, portanto temos um **sistema isolado**.
2. Serpentina da geladeira: A serpentina de uma geladeira é projetada para realizar a troca de calor entre a geladeira e o ambiente, ou seja, libera o calor retirado dos alimentos, então **há troca de energia**, porém a serpentina é projetada para vazão de gás, não de líquido, então o líquido se mantém na serpentina, logo **não há troca de matéria**, portanto temos um **sistema fechado**.
3. Calorímetro de bomba: A ideia do calorímetro é aferir o calor liberado por certas reações, por isso ele não pode sofrer influência externa, portanto configura um **sistema isolado**.
4. Motor de um carro: Os gases gerados pela gasolina são transportados para outro compartimento, portanto **há troca de matéria** e a energia gerada é convertida em energia mecânica então **há troca de energia**, portanto configura um **sistema aberto**.
5. Planta viva: A planta viva realiza fotossíntese que é justamente responsável pelo fluxo de energia e matéria, portanto configura um **sistema aberto**.

### PROBLEMA 2. D

2A02

1. **Verdadeiro**. Troca massa e energia, então sua energia interna varia.
2. **Verdadeiro**. Através do trabalho, será possível aumentar a energia interna.
3. **Falso**. Também podemos aumentar a energia interna realizando trabalho sobre o sistema.
4. **Verdadeiro**. Não troca massa nem energia.

### PROBLEMA 3. B

2A03

$$\tau = P_{\text{ext}} \Delta V$$

$$\tau = 10 \cdot 2 = 20 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

$$1 \text{ atm} \cdot \text{L} = 100 \text{ J}$$

$$\tau = 20 \cdot 100 = 2000 \text{ J} = 2 \text{ kJ}$$

### PROBLEMA 4. D

2A04

Densidade da água: 1 g/ml Cálculo do Volume inicial de água(líquida):

$$V_0 = \frac{m}{\rho_{\text{H}_2\text{O}, \text{l}}} = \frac{100 \text{ g}}{1 \text{ g ml}^{-1}} = 100 \text{ ml} = 0,1 \text{ L}$$

Cálculo do Volume final de água(sólida):

$$V_f = \frac{m}{\rho_{\text{H}_2\text{O}, \text{s}}} = \frac{100 \text{ g}}{0,9 \text{ g ml}^{-1}} = 111 \text{ ml} = 0,111 \text{ L}$$

Cálculo do Trabalho:

$$\tau = P_{\text{ext}} \Delta V = 1070 \cdot 0,011 = 11,77 \text{ atm} \cdot \text{L} = 1177 \text{ J}$$

### PROBLEMA 5. E

2A05

Cálculo da capacidade calorífica:

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{30 \text{ kJ}}{2 \text{ K}} = 15 \text{ kJ K}^{-1}$$

### PROBLEMA 6. D

2A06

Cálculo da massa molar do ácido benzoico( $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$ ):

$$M = 7 \cdot M_{\text{C}} + 6 \cdot M_{\text{H}} + 2 \cdot M_{\text{O}}$$

$$M = 7 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 2 \cdot 16$$

$$M = 122 \text{ g/mol}$$

Cálculo do calor fornecido ao calorímetro:

$$Q = C \cdot n = C \cdot \frac{m}{M}$$

$$Q = (3,2 \text{ MJ mol}^{-1}) \cdot \frac{1,7 \text{ g}}{122 \text{ g mol}^{-1}} = 0,045 \text{ MJ} = 45 \text{ kJ}$$

Cálculo da capacidade calorífica:

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{45 \text{ kJ}}{3 \text{ K}} = 15 \text{ kJ K}^{-1}$$

### PROBLEMA 7. D

2A07

Calorímetro a volume constante( $Q_V$ ):

$$Q_{\text{fornecido}} = -\Delta U_{\text{reação}}$$

Cálculo da capacidade calorífica:

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{3,5 \text{ kJ}}{7 \text{ K}} = 0,5 \text{ kJ K}^{-1}$$

Cálculo do calor fornecido ao calorímetro:

$$Q_{\text{fornecido}} = 0,5 \cdot 2 = 1 \text{ kJ}$$

Cálculo da variação de energia interna:

$$Q_{\text{fornecido}} = -\Delta U_{\text{reação}}$$

$$\Delta U_{\text{reação}} = -1 \text{ kJ}$$

**PROBLEMA 8. A**

2A08

Calorímetro a volume constante( $Q_v$ ):

$$Q_{\text{fornecido}} = -\Delta U_{\text{reação}}$$

Cálculo da capacidade calorífica:

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{0,9}{3} = 0,3 \text{ kJ/mol}$$

Cálculo do calor fornecido ao calorímetro:

$$Q_{\text{fornecido}} = 0,3 \cdot 1 = 0,3 \text{ kJ}$$

Cálculo da variação de energia interna da reação:

$$Q_{\text{fornecido}} = -\Delta U_{\text{reação}}$$

$$\Delta U_{\text{reação}} = -0,3 \text{ kJ}$$

**PROBLEMA 9. D**

2A09

 $W_{\text{realizado}}$  : Trabalho realizado pelo sistema  $Q_{\text{fornecido}}$  : Calor fornecido ao sistema Cálculo da variação de energia interna:

$$\Delta U = Q_{\text{Fornecido}} - W_{\text{realizado}}$$

$$\Delta U = -220 - 520 = -740 \text{ kJ}$$

**PROBLEMA 10. C**

2A10

 $W_{\text{realizado}}$  : Trabalho realizado pelo sistema  $Q_{\text{fornecido}}$  : Calor fornecido ao sistema Cálculo do trabalho realizado:

$$W_{\text{realizado}} = Q_{\text{fornecido}} - \Delta U$$

$$W = 300 - (-150) = 450 \text{ kJ}$$

Então o sistema realizou 450 kJ de trabalho

**PROBLEMA 11. B**

2A11

 $W_{\text{realizado}}$  : Trabalho realizado pelo gás  $Q_{\text{fornecido}}$  : Calor fornecido ao gás Cálculo da variação de energia interna:

$$\Delta U = Q_{\text{Fornecido}} - W_{\text{realizado}} = -50 - (20) = -70 \text{ kJ}$$

Cálculo da variação de entalpia:

$$\Delta H = Q_p = -50 \text{ kJ}$$

**PROBLEMA 12. D**

2A12

 $W_{\text{realizado}}$  : Trabalho realizado pelo gás  $Q_{\text{fornecido}}$  : Calor fornecido ao gás Cálculo da variação de energia interna:

$$\Delta U = Q_{\text{Fornecido}} - W_{\text{realizado}} = 30 - (-40) = 70 \text{ kJ}$$

Cálculo da variação de entalpia:

$$\Delta H = Q_p = 30 \text{ kJ}$$

**PROBLEMA 13. C**

2A13

Cálculo da variação de temperatura:

$$\Delta T = \frac{Q}{n \cdot C_p} = \frac{500 \text{ J}}{0,6 \text{ mol} \cdot 29 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}} = 28,7 \text{ K}$$

**PROBLEMA 14. A**

2A14

Cálculo da capacidade calorífica a volume constante:

$$C_v = C_p - R = 29 - 8,3 = 20,7 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}$$

Cálculo da variação de temperatura:

$$\Delta T = \frac{Q}{n \cdot C_v} = \frac{1200 \text{ J}}{1,0 \text{ mol} \cdot 20,7 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}} = 57,9 \text{ K}$$

**PROBLEMA 15. D**

2A15

Cálculo da massa molar de benzeno( $C_6H_6$ ) :

$$M = 6 \cdot M_C + 6 \cdot M_H$$

$$M = 6 \cdot 12 + 6 \cdot 1$$

$$M = 78 \text{ g mol}^{-1}$$

Cálculo do número de mols de benzeno:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{39 \text{ g}}{78 \text{ g mol}^{-1}} = 0,5 \text{ mol}$$

Cálculo da entalpia de vaporização:

$$\Delta H_{\text{vap}} = \frac{Q}{n} = \frac{15 \text{ kJ}}{0,5 \text{ mol}} = 30 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 16. B**

2A16

Cálculo da massa molar de etanol( $C_2H_6O$ ) :

$$M = 2 \cdot M_C + 6 \cdot M_H + 1 \cdot M_O$$

$$M = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 1 \cdot 16$$

$$M = 46 \text{ g mol}^{-1}$$

Cálculo do número de mols de etanol:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{23 \text{ g}}{46 \text{ g mol}^{-1}} = 0,5 \text{ mol}$$

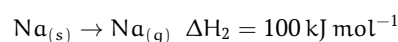
Cálculo da entalpia de vaporização:

$$\Delta H_{\text{vap}} = \frac{Q}{n} = \frac{22 \text{ kJ}}{0,5 \text{ mol}} = 44 \text{ kJ mol}^{-1}$$

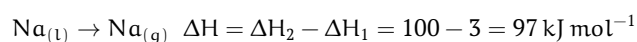
**PROBLEMA 17. B**

2A17

Escrevendo as transformações:



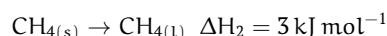
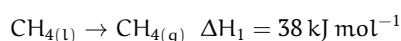
A transformação que queremos é a líquido virando vapor, então vamos fazer a segunda menos a primeira:



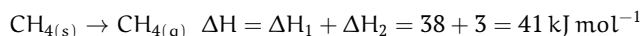
**PROBLEMA 18. D**

2A18

Escrevendo as transformações:



A transformação que queremos é a sólido virando vapor, então vamos fazer a primeira mais a segunda:

**PROBLEMA 19. D**

2A19

Calorímetro a pressão constante ( $Q_P$ ):

$$Q_{\text{fornecido}} = -n_{\text{reação}} \cdot \Delta H_{\text{reação}}$$

Cálculo do calor fornecido pela reação:

$$Q_{\text{fornecido}} = 220 \cdot 11 = 2420 \text{ J}$$

Cálculo do número de mols de fósforo:

$$n = \frac{0,2}{31} = 0,0064 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols de reação:

$$n_{\text{reação}} = \frac{n_{\text{molécula}}}{\text{coef. esteq. da molécula}}$$

$$n_{\text{reação}} = \frac{0,0064}{2} = 0,0032 \text{ mol}$$

Cálculo da variação de entalpia:

$$\Delta H_{\text{reação}} = -\frac{2420 \text{ J}}{0,0032 \text{ mol}} = -756250 = 756,25 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 20. C**

2A20

Na combustão, a entalpia é calculada por mol do composto queimado, ou seja, o pentano nesse caso. Calorímetro a pressão constante ( $Q_P$ ):

$$Q_{\text{fornecido}} = -n_{\text{pentano}} \cdot \Delta H_{\text{combustão}}$$

Cálculo do calor fornecido pela reação:

$$Q = 220 \cdot 80 = 17600 = 17,6 \text{ kJ}$$

Cálculo da massa molar de pentano ( $\text{C}_5\text{H}_{12}$ ):

$$M = 5 \cdot M_C + 12 \cdot M_H$$

$$M = 5 \cdot 12 + 12 \cdot 1$$

$$M = 72 \text{ g mol}^{-1}$$

Cálculo do número de mols de pentano:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,36 \text{ g}}{72 \text{ g mol}^{-1}} = 0,005 \text{ mol}$$

Cálculo da variação de entalpia:

$$\Delta H = -\frac{Q}{n} = -\frac{17,6 \text{ kJ}}{0,005 \text{ mol}} = -3520 \text{ kJ} = -3,52 \text{ MJ}$$

**PROBLEMA 21. A**

2A21

Pela reação, é possível perceber que são necessários 360 kJ para formar 4 mols de  $\text{CS}_2$  então para formar 1 mol de  $\text{CS}_2$ , são necessários 90 kJ Cálculo do número de mols formado:

$$n = \frac{415 \text{ kJ}}{90 \text{ kJ mol}^{-1}} = 4,6 \text{ mol}$$

Cálculo da massa molar de  $\text{CS}_2$ :

$$M = 1 \cdot M_C + 2 \cdot M_S$$

$$M = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 32$$

$$M = 76 \text{ g mol}^{-1}$$

Cálculo da massa de  $\text{CS}_2$ :

$$m = M \cdot n = (76 \text{ g mol}^{-1}) \cdot 4,6 \text{ mol} = 349,6 \text{ g}$$

**PROBLEMA 22. D**

2A22

Como temos a entalpia por mol de reação, e na reação temos 1 mol de  $\text{O}_2$  reagindo, então temos a entalpia por mol de  $\text{O}_2$  Cálculo da massa molar de ( $\text{O}_2$ ):

$$M = 2 \cdot M_O$$

$$M = 2 \cdot 16$$

$$M = 32 \text{ g mol}^{-1}$$

Cálculo do número de mols de  $\text{O}_2$ 

$$n = \frac{m}{M} = \frac{12 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}} = 0,375 \text{ mol}$$

Cálculo do calor liberado:

$$Q = -\Delta H \cdot n = -(-200) \cdot 0,375 = 75 \text{ kJ}$$

**PROBLEMA 23. B**

2A23

Calorímetro de bomba -&gt; Calorímetro a volume constante:

$$Q_{\text{fornecido}} = -n_{\text{reação}} \Delta H_{\text{reação}}$$

Cálculo do calor fornecido pela reação:

$$Q = C \cdot \Delta T = (3 \text{ kJ K}^{-1}) \cdot 0,7 \text{ K} = 2,1 \text{ kJ}$$

Cálculo da massa molar do monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ):

$$M = M_C + M_O$$

$$M = 12 + 16$$

$$M = 28 \text{ g mol}^{-1}$$

Cálculo do número de mols de monóxido de carbono:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,4 \text{ g}}{28 \text{ g mol}^{-1}} = 0,05 \text{ mol}$$

Cálculo da variação de energia interna da reação:

$$\Delta U = -\frac{2,1 \text{ kJ}}{0,05 \text{ mol}} = -42 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 24. A**

2A24

Calorímetro de bomba -&gt; Calorímetro a volume constante:

$$Q_{\text{fornecido}} = -n_{\text{reação}} \Delta H_{\text{reação}}$$

Cálculo da massa molar do ácido benzoico ( $C_7H_6O_2$ ):

$$M = 7 \cdot M_C + 6 \cdot M_H + 2 \cdot M_O$$

$$M = 7 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 2 \cdot 16$$

$$M = 122 \text{ g/mol}$$

Cálculo do número de mols de ácido benzoico:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,83 \text{ g}}{122 \text{ g mol}^{-1}} = 0,0068 \text{ mol}$$

Cálculo do calor fornecido pela combustão do ácido benzoico:

$$Q = \Delta U \cdot n = -(-3,2 \text{ MJ mol}^{-1}) \cdot 0,0068 \text{ mol} = 0,02176 \text{ MJ}$$

Cálculo da capacidade calorífica do calorímetro:

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{0,02176 \text{ MJ}}{2 \text{ K}} = 0,01088 \text{ MJ/K}$$

Cálculo do calor fornecido pela combustão da ribose:

$$Q = C \Delta T = (0,01088 \text{ MJ K}^{-1}) \cdot 1 \text{ K} = 0,01088 \text{ MJ}$$

Cálculo da massa molar de ribose ( $C_5H_{10}O_5$ ):

$$M = 5 \cdot M_C + 10 \cdot M_H + 5 \cdot M_O$$

$$M = 5 \cdot 12 + 10 \cdot 1 + 5 \cdot 16$$

$$M = 150 \text{ g mol}^{-1}$$

Cálculo do número de mols de ribose:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,7 \text{ g}}{150 \text{ g mol}^{-1}} = 0,005 \text{ mol}$$

Cálculo da energia interna de combustão da ribose:

$$\Delta U = -\frac{Q}{n} = -\frac{0,01088 \text{ MJ}}{0,005 \text{ mol}} = -2,176 \text{ MJ mol}^{-1}$$

Reação de combustão da ribose:



Cálculo da entalpia de combustão da ribose:

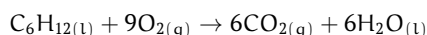
$$\Delta H = \Delta U + RT \Delta n_{\text{gás}}$$

$$\Delta H = \Delta U = -2,176 \text{ MJ mol}$$

**PROBLEMA 25. D**

2A25

Reação de combustão do cicloexano a 25°C (água líquida):



Cálculo da energia interna de combustão:

$$\Delta U = \Delta H - RT \Delta n_{\text{gás}}$$

$$\Delta U = -3920 \text{ kJ} - 8,3 \left( \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \right) \cdot 298 \text{ K} \cdot \frac{(6-9) \text{ mol}}{1000 \text{ K}^{-1}}$$

$$\Delta U = -3912,5798 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 26. B**

2A26

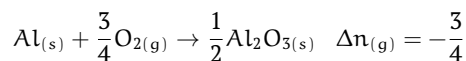
Cálculo do número de mols de alumínio:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{27 \text{ g}}{27 \text{ g mol}^{-1}} = 1 \text{ mol}$$

Cálculo da energia interna de combustão:

$$\Delta U = -\frac{Q_v}{n} = -\frac{3870 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -3870 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Balanceando a reação para 1 mol de alumínio:



Cálculo da entalpia de combustão:

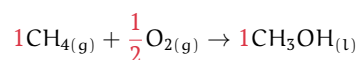
$$\Delta H = \Delta U + RT \Delta n_{\text{gás}}$$

$$\Delta H = -3870 \text{ kJ} + 8,3 \left( \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \right) \cdot (1200 + 273 \text{ K}) \cdot \frac{(-\frac{3}{4} \text{ mol})}{1000 \text{ K}^{-1}} = -3879 \text{ kJ mol}^{-1}$$

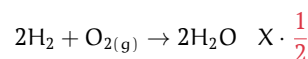
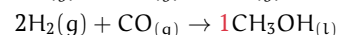
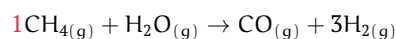
**PROBLEMA 27. D**

2A27

Para fazer a lei de Hess, buscamos moléculas que aparecem na reação final e aparecem em apenas uma das reações dadas na questão, pois isso fixa o coeficiente estequiométrico: Reação desejada:



Aplicando:



Pela lei de Hess, basta fazer a primeira reação mais a segunda mais metade da terceira para chegar à equação desejada.

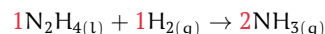
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \frac{1}{2} \Delta H_3$$

$$\Delta H = 206 - 128 + \frac{1}{2} \cdot (-484) = -164 \text{ kJ mol}^{-1}$$

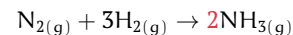
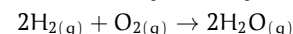
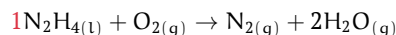
**PROBLEMA 28. A**

2A28

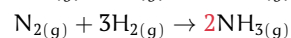
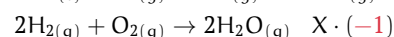
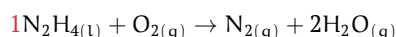
Para fazer a lei de Hess, buscamos moléculas que aparecem na reação final e aparecem em apenas uma das reações dadas na questão, pois isso fixa o coeficiente estequiométrico: Reação desejada:



Aplicando:



Veja que o coeficiente de duas reações já estão fixas, então para determinar o da outra, vemos que temos apenas 1 mol de  $H_{2(g)}$  na reação desejada, então para forçar isso, partimos da terceira reação que já tem 3 mols de  $H_{2(g)}$  e precisamos subtrair 2 mols, então fazemos menos a segunda reação. Ficando com:



Pela lei de Hess, basta fazer a primeira mais a terceira, menos a segunda para chegar à equação desejada.

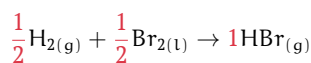
$$\Delta H = \Delta H_1 - \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H = -543 - (-484) - 92 = -151 \text{ kJ mol}^{-1}$$

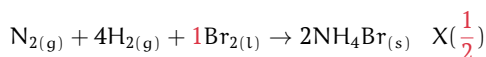
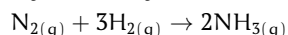
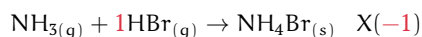
**PROBLEMA 29. E**

2A29

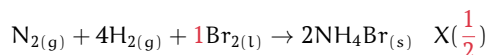
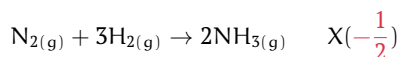
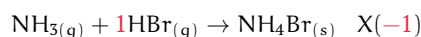
Para fazer a lei de Hess, buscamos moléculas que aparecem na reação final e aparecem em apenas uma das reações dadas na questão, pois isso fixa o coeficiente estequiométrico: A reação de formação do HBr é a seguinte:



Aplicando:



Veja que o coeficiente de duas reações já estão fixas, então para determinar o da outra, vemos que temos apenas 1/2 mol de  $\text{H}_{2(g)}$  na reação desejada, então para forçar isso, partimos da terceira reação que já tem 2 mols de  $\text{H}_{2(g)}$  e precisamos subtrair 3/2 mols, então fazemos menos metade da segunda reação. Ficando com:



Pela lei de Hess, basta fazer menos a primeira, menos metade da segunda mais metade da terceira para chegar à equação desejada.

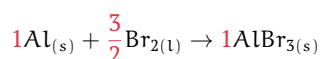
$$\Delta H = -\Delta H_1 - \frac{1}{2}\Delta H_2 + \frac{1}{2}\Delta H_3$$

$$\Delta H = -(-188) - \frac{1}{2}(-92) + \frac{1}{2}(-542) = -37 \text{ kJ mol}^{-1}$$

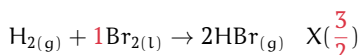
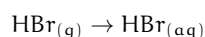
**PROBLEMA 30. A**

2A30

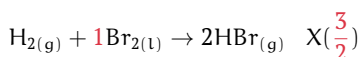
Para fazer a lei de Hess, buscamos moléculas que aparecem na reação final e aparecem em apenas uma das reações dadas na questão, pois isso fixa o coeficiente estequiométrico: A reação de formação do brometo de alumínio anidro é a seguinte:



Aplicando:



Veja que o coeficiente de três reações já estão fixas, então para determinar o da outra, vemos que temos 0 mol de  $\text{HBr}_{(g)}$  na reação desejada, então para forçar isso, partimos da terceira reação que já tem -3(negativo pois está nos produtos) mols de  $\text{HBr}_{(g)}$  e precisamos somar 3 mols, então fazemos mais 3 vezes a segunda. Ficando com:



Pela lei de Hess, basta fazer metade da primeira, mais 3/2 da terceira mais 3 vezes a segunda menos a quarta para chegar à equação desejada:

$$\Delta H = \frac{1}{2}\Delta H_1 + 3 \cdot \Delta H_2 + \frac{3}{2}\Delta H_3 - \Delta H_4$$

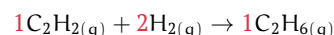
$$\Delta H = \frac{1}{2} \cdot (-1060) + 3 \cdot (-81) + \frac{3}{2}(-73) - (-368) = -514,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H = -514,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

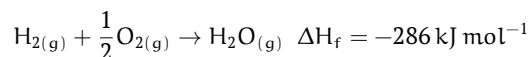
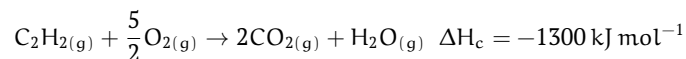
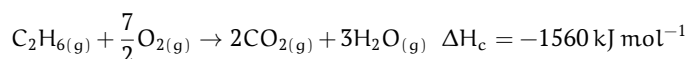
**PROBLEMA 31. C**

2A31

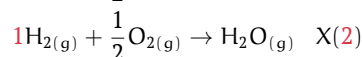
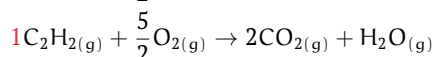
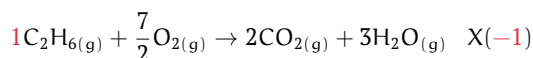
Para fazer a lei de Hess, buscamos moléculas que aparecem na reação final e aparecem em apenas uma das reações dadas na questão, pois isso fixa o coeficiente estequiométrico: A reação de hidrogenação do etino é a seguinte:



As entalpias dadas são correspondentes às seguintes reações:



Aplicando:



Pela lei de Hess, basta fazer menos a primeira, mais a segunda mais 2 vezes a terceira para chegar à equação desejada:

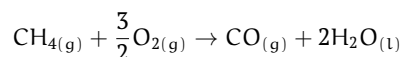
$$\Delta H = -\Delta H_1 + \Delta H_2 + 2 \cdot \Delta H_3$$

$$\Delta H = -(-1560) - 1300 + 2 \cdot (-286) = -312 \text{ kJ mol}^{-1}$$

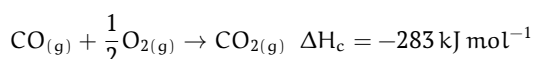
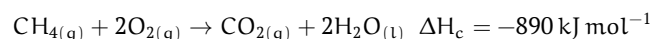
**PROBLEMA 32. A**

2A32

A reação desejada é a seguinte:



As reações dadas correspondem às seguintes reações:



Pela lei de Hess, basta fazer a primeira menos a segunda para chegar à equação desejada:

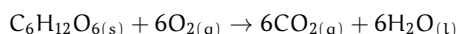
$$\Delta H = \Delta H_1 - \Delta H_2$$

$$\Delta H = -890 - (-283) = -607 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 33. E**

2A33

A reação de combustão da glicose é a seguinte:



Cálculo da entalpia de combustão:

$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum \Delta H_{f,\text{produtos}} - \sum \Delta H_{f,\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = 6\Delta H_{\text{CO}_2} + 6\Delta H_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H_{\text{glicose}}$$

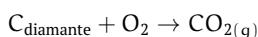
$$\Delta H = 6 \cdot (-394) + 6 \cdot (-286) - (-1270) = -2810 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H = -2,81 \text{ MJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 34. C**

2A34

A reação de combustão do diamante é a seguinte:



Cálculo da entalpia de combustão:

$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum \Delta H_{f,\text{produtos}} - \sum \Delta H_{f,\text{reagentes}}$$

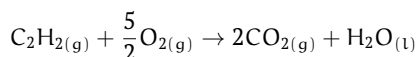
$$\Delta H = \Delta H_{\text{CO}_2} - \Delta H_{\text{diamante}}$$

$$\Delta H = -394 - (1,9) = -395,9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 35. A**

2A35

A reação de combustão do etino é a seguinte:



$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum \Delta H_{f,\text{produtos}} - \sum \Delta H_{f,\text{reagentes}}$$

$$\Delta H_c = 2\Delta H_{\text{CO}_2} + \Delta H_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H_f$$

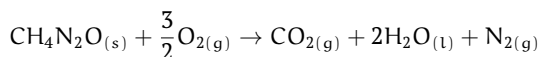
$$-1300 = 2 \cdot (-394) + (-286) - \Delta H_f$$

$$\Delta H_f = 226 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**PROBLEMA 36. E**

2A36

A reação de combustão da ureia é:



$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum \Delta H_{f,\text{produtos}} - \sum \Delta H_{f,\text{reagentes}}$$

$$\Delta H_c = \Delta H_{\text{CO}_2} + 2\Delta H_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H_f$$

$$-632 = -394 + 2(-286) - \Delta H_f$$

$$\Delta H_f = -334 \text{ kJ mol}^{-1}$$

**Problemas cumulativos****PROBLEMA 37**

2A37

Cálculo do número de mols de água:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{150}{18} \text{ mol}$$

Cálculo da potência fornecida pela vizinhança:

$$P = \frac{Q}{t} = \frac{n \cdot C_p \Delta T}{t} = \frac{150}{18} \text{ mol} \cdot 75 \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \cdot \frac{5 \text{ K}}{30 \text{ min}} \cdot \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} = 6250 \text{ J/h}$$

Cálculo do tempo necessário para derreter 150 g de gelo:

$$\Delta t = 10,5 - 0,5 = 10 \text{ h}$$

O processo todo demora 10,5 horas mas aquecer de 0 a 5 graus demora 30 min = 0,5 h Cálculo do calor fornecido para derreter o gelo:

$$Q = (6250 \text{ J h}^{-1}) \cdot 10 \text{ h} = 62500 \text{ J} = 62,5 \text{ kJ}$$

Cálculo da entalpia de fusão do gelo:

$$\Delta H_{\text{fusão}} = \frac{Q}{n} = \frac{62,5 \text{ kJ} \cdot (18 \text{ g mol}^{-1})}{150 \text{ g}} = \boxed{7,5 \text{ kJ mol}^{-1}}$$

**PROBLEMA 38**

2A38

Cálculo do volume de ar:

$$V_{\text{ar}} = 4 \cdot 5 \cdot 3 = 60 \text{ m}^3$$

Cálculo da massa de ar:

$$m = V \cdot \rho = 60 \text{ m}^3 \cdot 1,250 \text{ kg m}^{-3} = 75 \text{ kg}$$

Cálculo do calor necessário para aquecer em 20°C o ar:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

$$Q = (75 \text{ kg}) \cdot \left(1 \frac{\text{J}}{\text{K g}}\right) \cdot 20 \text{ K} = 1500 \text{ kJ}$$

Cálculo do número de mols de água que precisa evaporar:

$$n = \frac{Q}{\Delta H} = \frac{1500 \text{ kJ}}{44 \text{ kJ mol}^{-1}} = 34 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de água:

$$m = n \cdot M = (34 \text{ mol}) \cdot (18 \text{ g mol}^{-1}) = \boxed{612 \text{ g}}$$

**PROBLEMA 39**

2A39

Cálculo da massa de carvão queimada:

$$m = 7 \cdot 6 \cdot 5 \cdot 1,5 = 315 \text{ g}$$

Cálculo do número de mols de carbono:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{315 \text{ g}}{12 \text{ g mol}^{-1}} = 26,25 \text{ mol}$$

Cálculo do calor liberado:

$$Q = -n \cdot \Delta H = -(26,25 \text{ mol}) \cdot (-394 \text{ kJ mol}^{-1}) = 10342,5 \text{ kJ} \approx \boxed{10 \text{ MJ}}$$

Cálculo do número de mols de água que pode ser aquecido:

$$Q = n C_p \Delta T$$

$$10000 \text{ kJ} = n \cdot 75 \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \cdot 75 \text{ K}$$

$$n = \frac{10000}{75 \cdot 75} \text{ kmol}$$

Cálculo da massa de água:

$$m = n \cdot M = \left(\frac{10000}{75 \cdot 75} \text{ kg}\right) \cdot 18 \text{ g mol}^{-1} = \boxed{32 \text{ kg}}$$

## PROBLEMA 40

2A40

Cálculo do volume molar:

$$V = \frac{RT}{P} = \frac{0,082 \cdot 298}{1} = 24,4 \text{ L mol}^{-1}$$

Cálculo da porcentagem de metano:

$$\%_{\text{CH}_4} = 100 - 40 - 25 - 10 = 25\%$$

Base de cálculo: 1 mol de mistura

$$n_{\text{CH}_4} = 0,25 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,25 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}} = 0,4 \text{ mol}$$

Cálculo da energia liberada na queima de 1 mol de mistura: Para cada composto, faremos o número de mols vezes a entalpia de combustão, e a entalpia de combustão é calculada da seguinte forma:

$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum \Delta H_{\text{f, produtos}} - \sum \Delta H_{\text{f, reagentes}}$$

$$Q_{\text{liberada}} = -n\Delta H_{\text{reação}}$$

$$Q_{\text{CO}} = -0,4 \cdot (-394 + 111) = 113,2 \text{ kJ}$$

$$Q_{\text{H}_2} = -0,25 \cdot (-286) = 71,5 \text{ kJ}$$

$$Q_{\text{CH}_4} = -0,25 \cdot (-394 + 2 \cdot (-286) + 74,8) = 222,8 \text{ kJ}$$

$$Q_{\text{total}} = 407,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Cálculo do número de mols de água:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5500 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} = 0,3055 \text{ kmol}$$

Cálculo da energia necessária para elevar a temperatura da água:

$$E = n \cdot C_p \cdot \Delta T$$

$$E = (0,3055 \text{ kmol}) \cdot 75 \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \cdot 5 \text{ K} = 114,6 \text{ kJ}$$

Cálculo do número de mols de mistura necessários:

$$n = \frac{E}{Q} = \frac{114,6 \text{ kJ}}{407,5 \text{ kJ mol}^{-1}} = 0,28 \text{ mol}$$

Cálculo do volume de mistura necessário:

$$V = V_{\text{molar}} \cdot n$$

$$V = 24,4 \cdot 0,28 = 6,832 \text{ L} \approx \boxed{7 \text{ L}}$$

## PROBLEMA 41

2A41

Cálculo da variação da temperatura em Kelvin:

$$\frac{\Delta K}{5} = \frac{\Delta F}{9}$$

$$\Delta K = 38 \cdot \frac{5}{9} = 21,1 \text{ K}$$

Cálculo da temperatura inicial:

$$\frac{T - 273}{5} = \frac{40 - 32}{9}$$

$$T = 277,4 \text{ K}$$

Cálculo da massa de ar:

$$PV = nRT$$

$$m = \frac{PVM}{RT}$$

$$m = \frac{1 \text{ atm} \cdot 33 \cdot \text{kL} \cdot (28,8 \text{ g mol}^{-1})}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 277,4 \text{ K}} = 41,78 \text{ kg}$$

Cálculo do calor necessário para aquecer a sala:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

$$Q = 41,78 \text{ kg} \cdot 1 \frac{\text{J}}{\text{K g}} \cdot 21,1 \text{ K} = 881 \text{ kJ}$$

Cálculo do número de mols de octano necessários:

$$n = -\frac{Q}{\Delta H} = -\frac{881 \text{ kJ}}{-5470 \text{ kJ mol}^{-1}} = 0,16 \text{ mol}$$

Cálculo da massa molar de octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ):

$$M = 8 \cdot M_{\text{C}} + 18 \cdot M_{\text{H}}$$

$$M = 8 \cdot 12 + 18 \cdot 1$$

$$M = 114 \text{ g mol}^{-1}$$

Cálculo da massa de octano:

$$m = n \cdot M = 0,16 \cdot (114 \text{ g mol}^{-1}) = \boxed{18,24 \text{ g}}$$

## PROBLEMA 42

2A42

Cálculo do consumo proveniente da queima de combustíveis fósseis:

$$E = 100 \cdot 0,3 = 30 \text{ terawatts} - \text{ano}$$

Cálculo do consumo de energia por hora:

$$P = 30 \cdot 3600 = 108 \cdot 10^{15} \text{ J} = 108 \cdot 10^{12} \text{ kJ/h}$$

Cálculo da entalpia de combustão do octano:

$$\Delta H_{\text{c}} = 8\Delta H_{\text{CO}_2} + 9\Delta H_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H_{\text{f}}$$

$$\Delta H_{\text{c}} = 8(-394) + 9(-286) - (-250)$$

$$\Delta H_{\text{c}} = -5476 \text{ kJ mol}^{-1}$$



Cálculo do número de mols de octano queimados por hora (considerando que só 80% do calor liberado pode ser aproveitado):

$$n = \frac{P}{-\Delta H} = \frac{108 \cdot 10^{12}}{5476 \cdot 0,8} = 0,025 \cdot 10^{12} \text{ mol h}^{-1} = 25 \cdot 10^9 \text{ mol h}^{-1}$$

Cálculo do número de mols de enxofre:

$$n_S = n \cdot \frac{10}{10^6} = 25 \cdot 10^4 \text{ mol h}^{-1}$$

$$n_S = n_{SO_2}$$

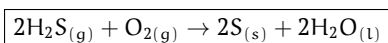
Cálculo da massa de dióxido de enxofre:

$$m_{SO_2} = 25 \cdot 10^4 \cdot 64 = 1600 \cdot 10^4 \text{ g h}^{-1} = 16000 \text{ kg h}^{-1} = \boxed{16 \text{ ton h}^{-1}}$$

#### PROBLEMA 43

2A43

A reação global é a seguinte:



Cálculo da variação de entalpia por mol de gás sulfeto:

$$\Delta H = \Delta H_{H_2O} - \Delta H_{H_2S}$$

$$\Delta H = -286 - (-20,6) = -265,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Cálculo do número de mols de enxofre produzidos:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{60 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}} = 1,875 \text{ kmol}$$

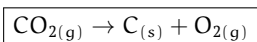
Cálculo da variação de entalpia associada a essa produção:

$$\Delta H = (-265,4 \text{ kJ mol}^{-1}) \cdot 1,875 \text{ kmol} \approx -500 \text{ MJ} = \boxed{-5 \cdot 10^5 \text{ kJ}}$$

#### PROBLEMA 44

2A44

A reação global é a seguinte:



Cálculo do número de oxigênios produzidos:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,82 \text{ atm} \cdot 32 \text{ L}}{300 \text{ K} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}} = 1,07 \text{ mol}$$

Cálculo da variação de entalpia associada a essa produção:

$$\Delta H = -n \cdot \Delta H_{f,CO_2} = -1,07 \cdot (-394) = \boxed{421,58 \text{ kJ}}$$

#### PROBLEMA 45

2A45

Cálculo do número de mols de hidrogênio:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{500 \text{ Torr} \cdot 200 \text{ L}}{62,4 \frac{\text{Torr L}}{\text{mol K}} \cdot 338 \text{ K}} = 4,75 \text{ mol}$$

Cálculo da variação de entalpia molar:

$$\Delta H = \Delta H_{CO} - \Delta H_{H_2O}$$

$$\Delta H = -111 + 242 = 131 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Cálculo da variação de entalpia associada a essa produção:

$$\Delta H = 131 \cdot 4,75 = \boxed{622,25 \text{ kJ}}$$

#### PROBLEMA 46

2A46

Cálculo da quantidade de  $H_2$  queimada:

$$|\Delta n| = n_0 - n_f = \frac{P_0 V}{RT} - \frac{P_f V}{RT}$$

$$|\Delta n| = \frac{30}{0,082 \cdot 298} (16 - 4) = \boxed{14,7 \text{ mol}}$$

Cálculo da quantidade de calor liberado:

$$Q_{\text{liberado}} = (14,7 \text{ mol}) \cdot 286 \text{ kJ mol}^{-1} = \boxed{4200 \text{ kJ}}$$

#### PROBLEMA 47

2A47

Cálculo do número de mols de enxofre que reagiu:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,62 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}} = 0,019375 \text{ mol}$$

Cálculo do calor liberado:

$$Q = (5,3 \text{ kJ K}^{-1}) \cdot 1,14 \text{ K} = 6,042 \text{ kJ}$$

Esse calor está associado tanto a formação de  $SO_2$  quanto a de  $SO_3$ , portanto podemos relacionar ele com os respectivos calores de formação e montar um sistema. Montando o sistema:

$$\begin{cases} n_1 + n_2 = 0,019375 \\ 297n_1 + 396n_2 = 6,042 \end{cases}$$

Resolvendo o sistema:

$$n_{SO_2} = n_1 = 0,01647 \text{ mol}$$

$$n_{SO_3} = n_2 = 0,002905 \text{ mol}$$

Cálculo da razão:

$$r = \frac{0,01647}{0,002905} = 5,7 \approx \boxed{6}$$

#### PROBLEMA 48

2A48

**OBS:** a variação de entalpia dada é por mol de reação

Base de cálculo: 2 mol de  $A_3$  Cálculo da pressão inicial:

$$P_0 = \frac{2 \cdot R \cdot 300}{V}$$

Pela estequiometria, são formados 3 mol de  $A_2$  Cálculo da variação de temperatura do  $A_2$ :

$$\Delta T = \frac{108000 \text{ J}}{30 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \cdot 3 \text{ mol}} = 1200 \text{ K}$$

Cálculo da temperatura final:

$$T_f = 1200 + 300 = 1500 \text{ K}$$

Cálculo da pressão final:

$$P_f = \frac{3 \cdot R \cdot 1500}{V}$$

Cálculo do aumento percentual:

$$\frac{P_f - P_0}{P_0} = \frac{6,5}{1} = \boxed{650\%}$$



**PROBLEMA 49**

2A49

Pela lei de kirchhoff:

$$\Delta H_{T_2} = \Delta H_{T_1} + \Delta T \sum (C_{p,\text{produtos}} - C_{p,\text{reagentes}})$$

$$\Delta H_{1273} = \Delta H_{298} + 975(n_{\text{Al}_2\text{O}_3} \cdot C_{p(\text{Al}_2\text{O}_3)} - n_{\text{Al}} \cdot C_{p(\text{Al})} - n_{\text{O}_2} \cdot C_{p(\text{O}_2)})$$

$$\Delta H_{1273} = -3350 + \frac{975}{1000}(2 \cdot 79 - 4 \cdot 24 - 3 \cdot 29)$$

$$\Delta H_{1273} = \boxed{-3374,375 \text{ kJ}}$$

**PROBLEMA 50**

2A50

Pela lei de kirchhoff:

$$\Delta H_{T_2} = \Delta H_{T_1} + \Delta T \sum (C_{p,\text{produtos}} - C_{p,\text{reagentes}})$$

$$\Delta H_{523} = \Delta H_{298} + 225(n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} \cdot C_{p(\text{NH}_4\text{NO}_3)} - n_{\text{N}_2} \cdot C_{p(\text{N}_2)} - n_{\text{O}_2} \cdot C_{p(\text{O}_2)} - n_{\text{H}_2} \cdot C_{p(\text{H}_2)})$$

$$\Delta H_{523} = -365 + \frac{225}{1000}(1 \cdot 84 - 1 \cdot 29 - \frac{3}{2} \cdot 29 - 2 \cdot 29)$$

$$\Delta H_{523} = \boxed{-375,4625 \text{ kJ mol}^{-1}}$$