

 **OBJETIVO**

ITA Química
Livro do Professor

9

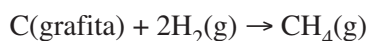


25 Mn Manganês 54.938045	26 Fe Ferro 55.845	27 Co Cobalto 58.933200	28 Ni Níquel 58.6934	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinco 65.38	31 Ga Gálio 69.723	32 Ge Germânio 72.64	33 As Arsênio 74.9216	34 Se Selênio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Criptônio 83.80
43 Tc Técnetio (98)	44 Ru Rútenio 101.07	45 Rh Ródio 102.90550	46 Pd Paládio 106.42	47 Ag Prata 107.8682	48 Cd Cádmio 112.411	49 In Índio 114.818	50 Sn Estanho 118.710	51 Sb Antimônio 121.757	52 Te Telúrio 127.60	53 I Iodo 126.905	54 Xe Xenônio 131.29
75 Re Rênio 186.207	76 Os Ósmio 190.23	77 Ir Írídio 192.222	78 Pt Platina 195.084	79 Au Ouro 196.967	80 Hg Mercúrio 200.59	81 Tl Tântalo 204.38	82 Pb Chumbo 207.2	83 Bi Bismuto 208.980	84 Po Póloônio 209	85 At Astato 210	86 Rn Radônio 222

MÓDULO 33

Terموquímica I

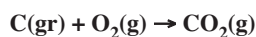
1. (ITA-SP) – Sabe-se que a 25°C as entalpias de combustão (em kJ mol⁻¹) de grafita, gás hidrogênio e gás metano são, respectivamente: - 393,5; - 285,9 e - 890,5. Assinale a alternativa que apresenta o valor correto da entalpia da seguinte reação:



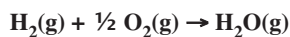
- a) - 211,1 kJ mol⁻¹ b) - 74,8 kJ mol⁻¹
 c) 74,8 kJ mol⁻¹ d) 136,3 kJ mol⁻¹
 e) 211,1 kJ mol⁻¹

RESOLUÇÃO:

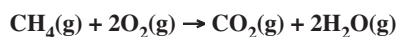
Dadas as entalpias de combustão:



$$\Delta H = - 393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

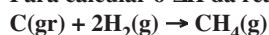


$$\Delta H = - 285,9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

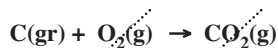


$$\Delta H = - 890,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

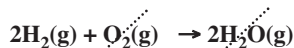
Para calcular o ΔH da reação



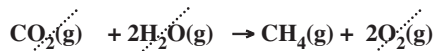
devemos manter a 1ª equação, multiplicar por 2 a 2ª equação e inverter a 3ª equação:



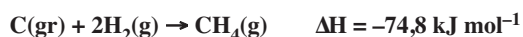
$$\Delta H = - 393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H = - 571,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H = + 890,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$



Resposta: B

2. (ITA-SP) – Assinale a opção **errada** que apresenta (em KJ/mol) a entalpia padrão de formação (ΔH_f) da substância a 25 °C.

- a) $\Delta H_f(\text{H}_2(\text{g})) = 0$ b) $\Delta H_f(\text{F}_2(\text{g})) = 0$
 c) $\Delta H_f(\text{N}_2(\text{g})) = 0$ d) $\Delta H_f(\text{Br}_2(\text{g})) = 0$
 e) $\Delta H_f(\text{Cl}_2(\text{g})) = 0$

RESOLUÇÃO:

Substâncias simples na forma alotrópica mais estável, a 25°C, apresentam entalpia padrão de formação igual a zero.

O Br₂ a 25°C encontra-se no estado líquido e, portanto, $\Delta H_f(\text{Br}_2(\text{g}))$ é diferente de zero.

Resposta: D

3. (ITA-SP) – Assinale a opção que indica a variação correta de entalpia, em kJ/mol, da reação química a 298,15K e 1 bar, representada pela seguinte equação:



Dados eventualmente necessários:

$$\Delta H_f^0(\text{C}_4\text{H}_8(\text{g})) = - 11,4; \quad \Delta H_f^0(\text{CO}_2(\text{g})) = - 393,5;$$

$\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = - 285,8$ e $\Delta H_c^0(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})) = - 2.877,6$, em que ΔH_f^0 e ΔH_c^0 , em kJ/mol, representam as variações de entalpia de formação e de combustão a 298,15 K e 1 bar, respectivamente.

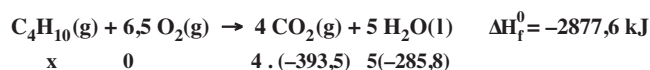
- a) - 3.568,3 b) - 2.186,9 c) + 2.186,9
 d) + 125,4 e) + 114,0

RESOLUÇÃO

Para calcular o ΔH da reação



temos o ΔH_f^0 do C₄H₈(g) (-11,4kJ/mol) e o H₂(g), por ser substância simples, tem $\Delta H_f^0 = 0$, porém falta o ΔH_f^0 do C₄H₁₀(g), que podemos calcular pela combustão deste composto.



$$\Delta H_f^0 = H_p - H_R$$

$$-2877,6 \text{ kJ} = (-1574,0 \text{ kJ} - 1429,0 \text{ kJ}) - x$$

$$x = -3003,0 \text{ kJ} + 2877,6 \text{ kJ}$$

$$x = -125,4 \text{ kJ}$$

Portanto:



$$-125,4\text{kJ} \quad -11,4\text{kJ} \quad 0$$

$$\Delta H = H_p - H_R$$

$$\Delta H = -11,4\text{kJ} - (-125,4\text{kJ})$$

$$\Delta H = +114,0\text{kJ}$$

Resposta: E

MÓDULO 34

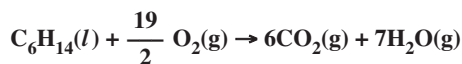
Termoquímica II

1. (ITA-SP) – A 25°C e pressão de 1 atm, a queima completa de um mol de hexano produz dióxido de carbono e água no **estado gasoso** e libera 3883kJ, enquanto a queima completa da mesma quantidade de heptano produz as mesmas substâncias no **estado gasoso** e libera 4498kJ.

- Escreva as equações químicas, balanceadas, para as reações de combustão em questão.
- Utilizando as informações fornecidas no enunciado desta questão, faça uma estimativa do valor de combustão do decano. Deixe claro o raciocínio utilizado na estimativa realizada.
- Caso a água formada na reação de combustão do hexano estivesse no **estado líquido**, a quantidade de calor liberado seria MAIOR, MENOR ou IGUAL a 3883kJ? Por quê?

RESOLUÇÃO:

a) A equação química da combustão completa do hexano:



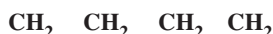
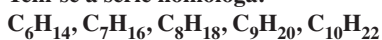
$$\Delta H = -3883\text{kJ}$$

A equação química da combustão completa do heptano:



$$\Delta H = -4498\text{kJ}$$

b) Tem-se a série homóloga:

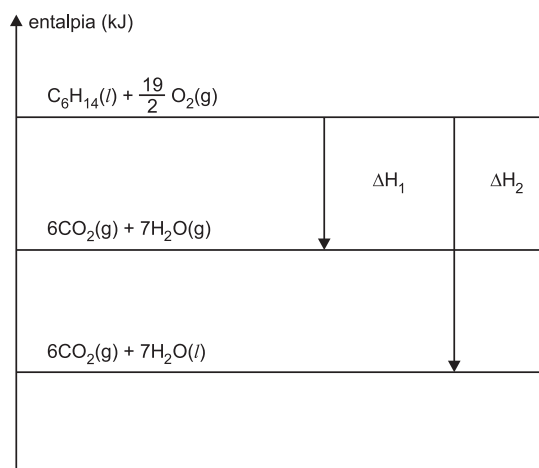


Observe que a diferença entre os compostos da série é dada pela adição do grupo CH_2 , portanto o decano origina-se da adição de quatro grupos CH_2 , a partir do hexano.

A estimativa do calor liberado será:

$$Q = 3883\text{kJ} + 4(4498 - 3883)\text{kJ} = 6343\text{kJ}$$

c) O calor liberado é maior porque a liquefação do vapor d'água libera calor; graficamente, temos:



Então, conclui-se que $|\Delta H_2| > |\Delta H_1|$

2. (ITA-SP) – Na temperatura e pressão ambientes, a quantidade de calor liberada na combustão completa de 1,00g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) é igual a 30J. A combustão completa de igual massa de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) libera 15J. Com base nestas informações, é correto afirmar que

- a quantidade de calor liberada na queima de 1,00 mol de etanol é igual a 2 vezes a quantidade de calor liberada na queima de 1,00 mol de glicose.
- a quantidade de oxigênio (em mols) necessária para queimar completamente 1,00 mol de etanol é igual a 2 vezes a quantidade (em mols) necessária para queimar 1,00 mol de glicose.
- a relação (em mols) combustível/comburente para a queima completa de 1,00 mol de etanol é igual à metade da mesma relação para a queima completa de 1,00 mol de glicose.
- a quantidade de calor liberada na queima de etanol será igual àquela liberada na queima de glicose quando a relação massa de etanol/massa de glicose queimada for igual a 1/2.
- a quantidade de calor liberada na queima de etanol será igual àquela liberada na queima de glicose quando a relação mols de etanol/mols de glicose for igual a 1/2.

Dados: Massas molares em g/mol: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46$;

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180$$

RESOLUÇÃO:

- a) *Incorreta.* Cálculo da quantidade de calor liberada na queima de 1,00 mol de etanol:

$$\begin{array}{l} 1,00\text{g} \text{ ————— } 30\text{J} \\ 46,00\text{g} \text{ ————— } x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1,00\text{g} \\ 46,00\text{g} \end{array}} \right\} x = 1380\text{J}$$

Cálculo da quantidade de calor liberada na queima de 1,00 mol de glicose:

$$\begin{array}{l} 1,00\text{g} \text{ ————— } 15\text{J} \\ 180,00\text{g} \text{ ————— } y \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1,00\text{g} \\ 180,00\text{g} \end{array}} \right\} y = 2700\text{J}$$

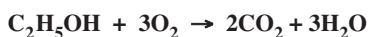
A relação entre as quantidades de calor é:

$$\frac{1380\text{J}}{2700\text{J}} = 0,51$$

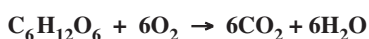
- b) *Incorreta.* (Ver equações abaixo)

- c) *Incorreta.*

As equações de combustão são:



$$\begin{array}{l} 1\text{mol} \quad 3\text{mol} \quad \text{relação} = \frac{1}{3} \end{array}$$



$$\begin{array}{l} 1\text{mol} \quad 6\text{mol} \quad \text{relação} = \frac{1}{6} \end{array}$$

- d) *Correta.*

Se a relação entre as massas for igual a $\frac{1}{2}$, temos:

$$\frac{m_{\text{etanol}}}{m_{\text{glicose}}} = \frac{1}{2}$$

$$1,00\text{g} \text{ ————— } 30\text{J}$$

$$m_{\text{etanol}} \text{ ————— } x$$

$$\therefore x = m_{\text{etanol}} \cdot 30\text{J}$$

$$1,00\text{g} \text{ ————— } 15\text{J}$$

$$2m_{\text{etanol}} \text{ ————— } y$$

$$\therefore y = 2m_{\text{etanol}} \cdot 15\text{J}$$

$$\boxed{x = y}$$

- e) *Incorreta.*

$$\frac{n_{\text{etanol}}}{n_{\text{glicose}}} = \frac{1}{2}$$

$$1 \text{ mol ————— } 1380\text{J}$$

$$n_{\text{etanol}} \text{ ————— } x$$

$$\therefore x = n_{\text{etanol}} \cdot 1380\text{J}$$

$$1 \text{ mol ————— } 2700\text{J}$$

$$2n_{\text{etanol}} \text{ ————— } y$$

$$\therefore y = 2n_{\text{etanol}} \cdot 2700\text{J}$$

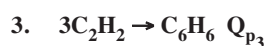
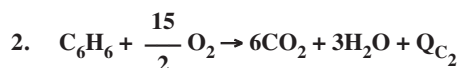
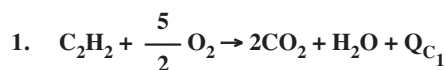
$$\boxed{x \neq y}$$

Resposta: D

3. (IME) – Nas combustões completas de x gramas de acetileno e de y gramas de benzeno são liberadas, respectivamente, Q_1 kcal e Q_2 kcal. Determine o calor liberado, em kcal, na formação de z gramas de benzeno a partir do acetileno.

Dados: massas molares em g/mol: C 12, H 1

RESOLUÇÃO:



Lei de Hess: $Q_{p_3} = 3Q_{C_1} - Q_{C_2}$

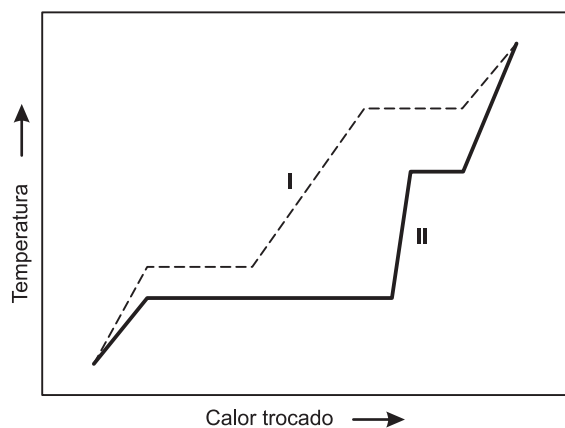
$$\begin{array}{l} 26\text{g} \text{ ————— } Q_{C_1} \\ x \text{ ————— } Q_1 \end{array} \quad \begin{array}{l} Q_{C_1} = \frac{26}{x} Q_1 \\ Q_{C_2} = \frac{78}{y} Q_2 \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} 26\text{g} \\ x \\ 78\text{g} \\ y \end{array}} \right\} Q_{p_3} = 3 \cdot \frac{26}{x} Q_1 - \frac{78}{y} Q_2$$

$$\begin{array}{l} 78\text{g} \text{ ————— } \frac{78}{x} Q_1 - \frac{78}{y} Q_2 \\ z \text{ ————— } Q_3 \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} 78\text{g} \\ z \end{array}} \right\} Q_3 = \frac{z}{x} Q_1 - \frac{z}{y} Q_2$$

MÓDULO 35

Termoquímica III

1. (ITA-SP) – Amostras de massas iguais de duas substâncias, I e II, foram submetidas independentemente a um processo de aquecimento em atmosfera inerte e a pressão constante. O gráfico abaixo mostra a variação da temperatura em função do calor trocado entre cada uma das amostras e a vizinhança.



Dados: ΔH_f e ΔH_v representam as variações de entalpia de fusão e de vaporização, respectivamente, e c_p é o calor específico.

Assinale a opção **errada** em relação à comparação das grandezas termodinâmicas.

- a) $\Delta H_f(I) < \Delta H_f(II)$ b) $\Delta H_v(I) < \Delta H_v(II)$
 c) $c_{p,I}(s) < c_{p,II}(s)$ d) $c_{p,II}(g) < c_{p,I}(g)$
 e) $c_{p,II}(l) < c_{p,I}(l)$

RESOLUÇÃO:

De acordo com o gráfico, temos:

- a) Certa. O calor trocado na fusão da substância II é maior que o calor trocado na fusão da substância I. Assim, $\Delta H_f(I) < \Delta H_f(II)$.
 b) Errada. O calor trocado na ebulição da substância I é maior que o calor trocado na ebulição da substância II. Assim, $\Delta H_v(I) > \Delta H_v(II)$.
 c) Certa. Calor específico é a quantidade de calor necessária para elevar de 1°C a temperatura de 1g de um sistema.

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

Como as quantidades de calor absorvidas no aquecimento em I e II são iguais nos sólidos e as massas das amostras das substâncias I e II também, temos:

$$\left. \begin{array}{l} Q_I = mc_I \cdot \Delta\theta_I \\ Q_{II} = mc_{II} \cdot \Delta\theta_{II} \end{array} \right\} Q_I = Q_{II}$$

Então:

$$c_I \Delta\theta_I = c_{II} \Delta\theta_{II}$$

Como $\Delta\theta_I$ é maior que $\Delta\theta_{II}$:

$$\frac{c_I(s)}{c_{II}(s)} = \frac{\Delta\theta_{II}}{\Delta\theta_I}$$

Então:

$$\frac{c_I(s)}{c_{II}(s)} < 1 \text{ e } c_{II}(s) > c_I(s)$$

- d) Certa. Como as quantidades de calor absorvidas no aquecimento de I e II são iguais nos gases e as massas das amostras das substâncias I e II também, temos

$$\left. \begin{array}{l} Q_I = mc_I \cdot \Delta\theta_I \\ Q_{II} = mc_{II} \cdot \Delta\theta_{II} \end{array} \right\} Q_I = Q_{II}$$

Então:

$$c_I \Delta\theta_I = c_{II} \Delta\theta_{II}$$

Como $\Delta\theta_{II}$ é maior que $\Delta\theta_I$:

$$\frac{c_I(g)}{c_{II}(g)} = \frac{\Delta\theta_{II}}{\Delta\theta_I}$$

$$\frac{c_I(g)}{c_{II}(g)} > 1, \text{ então: } c_I(g) > c_{II}(g)$$

- e) Certa. De acordo com o gráfico, temos que $Q_1 \gg Q_2$ no aquecimento do líquido e $\Delta\theta_I > \Delta\theta_{II}$.

$$c_I \Delta\theta_I \gg c_{II} \Delta\theta_{II}$$

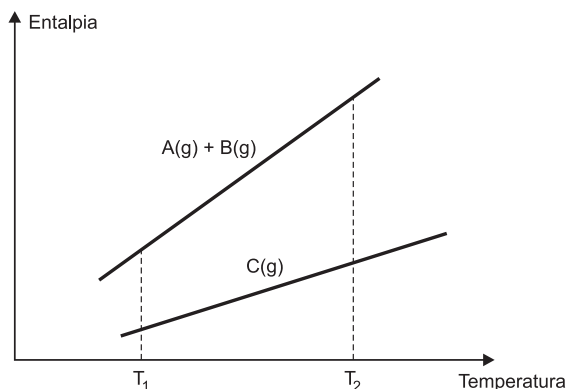
$$\frac{c_I(l)}{c_{II}(l)} > \frac{\Delta\theta_{II}}{\Delta\theta_I}$$

$$\frac{c_I(l)}{c_{II}(l)} > 1$$

Então: $c_I(l) > c_{II}(l)$

Resposta: B

2. (ITA-SP) – A figura abaixo mostra como a entalpia dos reagentes e dos produtos de uma reação química do tipo $A(g) + B(g) \rightarrow C(g)$ varia com a temperatura.



Levando em consideração as informações fornecidas nesta figura, e sabendo que a variação de entalpia (ΔH) é igual ao calor trocado pelo sistema à pressão constante, é **errado** afirmar que

- na temperatura T_1 a reação ocorre com liberação de calor.
- na temperatura T_1 , a capacidade calorífica dos reagentes é maior que a dos produtos.
- no intervalo de temperatura compreendido entre T_1 e T_2 , a reação ocorre com absorção de calor ($\Delta H > \text{zero}$).
- o ΔH , em módulo, da reação aumenta com o aumento de temperatura.
- no intervalo de temperatura compreendido entre T_1 e T_2 , $\Delta H < 0$.

RESOLUÇÃO:

a) **Correto.** Na temperatura T_1 , a reação ocorre com liberação de calor, pois a entalpia dos reagentes é maior que a dos produtos.

$$\Delta H = H_p - H_R < 0$$

b) **Correto.** Observando o gráfico, notamos que o ΔH_R é maior que o ΔH_p , portanto a capacidade calorífica dos reagentes é maior que a dos produtos.

$$\Delta H_R = n_A C_A (T_2 - T_1) + n_B C_B (T_2 - T_1)$$

$$\Delta H_p = n_C C_C (T_2 - T_1)$$

$$\text{Como } n_A = n_B = n_C = 1$$

$$C_A + C_B > C_C$$

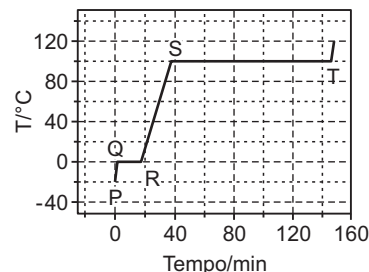
c) **Errado.** No intervalo de temperatura compreendido entre T_1 e T_2 , a reação ocorre com liberação de calor, pois $H_p < H_R$.

d) **Correto.** O ΔH , em módulo, da reação aumenta com o aumento de temperatura (vide gráfico).

e) **Correto.** $\Delta H = H_p - H_R$. Como $H_p < H_R$, $\Delta H < 0$

Resposta: C

3. (ITA-SP) – A figura abaixo apresenta a curva de aquecimento de 100 g de uma substância pura genérica no estado sólido. Sabe-se que calor é fornecido a uma velocidade constante de 500 cal min^{-1} . Admite-se que não há perda de calor para o meio ambiente, que a pressão é de 1 atm durante toda a transformação e que a substância sólida apresenta apenas uma fase cristalina.



Considere que sejam feitas as seguintes afirmações em relação aos estágios de aquecimento descritos na figura:

- No segmento PQ ocorre aumento da energia cinética das moléculas.
- No segmento QR ocorre aumento da energia potencial.
- O segmento QR é menor que o segmento ST porque o calor de fusão da substância é menor que o seu calor de vaporização.
- O segmento RS tem inclinação menor que o segmento PQ porque o calor específico do sólido é maior que o calor específico do líquido.

Das afirmações acima, está(ão) **errada(s)**:

- apenas I.
- apenas I, II e III.
- apenas II e IV.
- apenas III.
- apenas IV.

RESOLUÇÃO:

I. **Correta.**

No segmento PQ, ocorre aumento de energia cinética das moléculas, pois está ocorrendo um aumento da temperatura no sistema. A energia cinética é diretamente proporcional à temperatura na escala Kelvin.

II. **Correta.**

No segmento QR, ocorre aumento da energia potencial, pois está havendo um distanciamento das moléculas devido à mudança de estado de sólido para líquido, isto é, houve realização de trabalho. Realizar trabalho sobre um sistema ocasiona aumento de energia potencial dele.

III. **Correta.**

Cálculo da quantidade de calor absorvido na fusão (segmento QR):

$$1 \text{ min} \text{ ————— } 500 \text{ cal}$$

$$20 \text{ min} \text{ ————— } x$$

$$\therefore x = 10\,000 \text{ cal}$$

Cálculo da quantidade de calor absorvido na ebulição (segmento ST):

$$1 \text{ min} \text{ ————— } 500 \text{ cal}$$

$$105 \text{ min} \text{ ————— } y$$

$$\therefore y = 52\,500 \text{ cal}$$

fusão: $Q = m L_f$

$$10\,000 = 100 L_f$$

ebulição: $Q = m L_v$

$$52\,500 = 100 L_v$$

conclusão: $L_v > L_f$

IV. Errada.

O segmento RS tem inclinação maior que o segmento PQ. O calor específico do líquido é maior que o calor específico do sólido, pois para uma mesma variação de temperatura, o intervalo de tempo é maior (que corresponde a uma maior quantidade de calor).

MÓDULO 36

Termoquímica IV

1. (ITA-SP) – 300 gramas de gelo a 0°C foram adicionados a 400 gramas de água a 55°C . Assinale a opção correta para a temperatura final do sistema em condição adiabática.

Dados: calor de fusão do gelo = 80 cal g^{-1} ; calor específico do gelo = $0,50\text{ cal g}^{-1}\text{ K}^{-1}$; calor específico da água líquida = $1\text{ cal g}^{-1}\text{ K}^{-1}$.

- a) -4°C b) -3°C c) 0°C
d) $+3^\circ\text{C}$ e) $+4^\circ\text{C}$

RESOLUÇÃO:

Cálculo da quantidade de calor necessário para fundir 300 gramas de gelo.

$$Q = mL$$
$$Q = 300\text{g} \cdot 80 \frac{\text{cal}}{\text{g}}$$

$$Q = 2400\text{cal}$$

Cálculo da temperatura final da água, considerando que todo gelo derreteu:

$$Q = mc \Delta t$$
$$-2400\text{ cal} = 400\text{g} \cdot 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} (t_f - 55^\circ\text{C})$$

$$t_f = -5^\circ\text{C}$$

Concluimos que não houve a fusão total dos 300 gramas de gelo; portanto, temos gelo e água líquida numa temperatura de 0°C (gelo \rightleftharpoons água).

Resposta: C

2. (ITA-SP) – Uma substância A apresenta as seguintes propriedades:

Temperatura de fusão a 1 atm = -20°C

Temperatura de ebulição a 1 atm = 85°C

Varição de entalpia de fusão = 180 J g^{-1}

Varição de entalpia de vaporização = 500 J g^{-1}

Calor específico de A(s) = $1,0\text{ J g}^{-1}\text{ }^\circ\text{C}^{-1}$

Calor específico de A(l) = $2,5\text{ J g}^{-1}\text{ }^\circ\text{C}^{-1}$

Calor específico de A(g) = $0,5\text{ J g}^{-1}\text{ }^\circ\text{C}^{-1}$

À pressão de 1 atm, uma amostra de 25g de substância A é aquecida de -40°C até 100°C , a uma velocidade constante de 450 J min^{-1} . Considere que todo calor fornecido é absorvido pela amostra. Construa o gráfico de temperatura ($^\circ\text{C}$) versus tempo (min) para todo o processo de aquecimento considerado, indicando claramente as coordenadas dos pontos iniciais e finais de cada etapa do processo. Mostre os cálculos necessários.

RESOLUÇÃO:

I) Aquecimento de -40°C a -20°C :

$$Q_1 = m c \Delta\theta$$

$$Q_1 = 25 \cdot 1 \cdot (20)$$

$$Q_1 = 500\text{J}$$

Assim:

$$\Delta t_1 = \frac{Q_1}{\text{Pot}} = \frac{500}{450} = 1,1\text{ min}$$

Em que Pot é potência constante com que o calor é fornecido à amostra.

II) Fusão da substância A:

$$Q_2 = m L_f$$

Em que L_f é a variação de entalpia de fusão.

$$Q_2 = 25 \cdot 180$$

$$Q_2 = 4500\text{J}$$

$$\therefore \Delta t_2 = \frac{Q_2}{\text{Pot}} = \frac{4500}{450} = 10\text{min}$$

III) Aquecimento da substância no estado líquido:

$$Q_3 = m c \Delta\theta$$

$$Q_3 = 25 \cdot 2,5 \cdot (85 - (-20))$$

$$Q_3 = 6562,5\text{J}$$

$$\therefore \Delta t_3 = \frac{Q_3}{\text{Pot}} = \frac{6562,5}{450} = 14,6\text{min}$$

IV) Vaporização da substância A:

$$Q_4 = m L_v$$

Em que L_v é a variação da entalpia de vaporização.

$$Q_4 = 25 \cdot 500$$

$$Q_4 = 12500\text{J}$$

$$\therefore \Delta t_4 = \frac{Q_4}{\text{Pot}} = \frac{12500}{450} = 27,8\text{min}$$

V) Aquecimento do vapor:

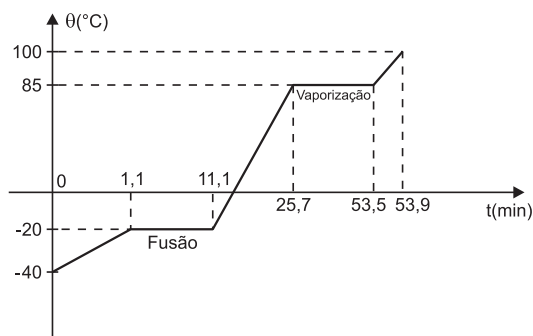
$$Q_5 = m c \Delta\theta$$

$$Q_5 = 25 \cdot 0,5 \quad (15)$$

$$Q_5 = 187,5J$$

$$\therefore \Delta t_5 = \frac{Q_5}{Pot} = \frac{187,5}{450} \cong 0,42min$$

Dessa maneira, o gráfico pedido é:



Nota: O gráfico não está em escala.

RESOLUÇÃO:

Cálculo da massa de água no volume 0,489m³:

$$\frac{1m^3}{0,489m^3} = \frac{1,00 \cdot 10^3kg}{x}$$

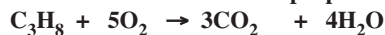
$$\therefore x = 489kg$$

Cálculo da quantidade de calor para aquecer a água de 10°C a 60°C:

$$Q = m c \Delta\theta$$

$$Q = 489kg \cdot 1,00 \frac{kcal}{kg \cdot ^\circ C} \cdot 50^\circ C \therefore Q = 24450kcal$$

Cálculo do calor de combustão do propano:



$$kcal \quad -2,50 \quad 0 \quad 3(-94,0) \quad 4(-58,0)$$

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

$$\Delta H = (-282,0 - 232,0 + 25,0)kcal \therefore \Delta H = -489kcal$$

Cálculo da quantidade em mol do propano:

$$\frac{489kcal}{24450kcal} = \frac{1 \text{ mol}}{x}$$

$$\therefore x = 50 \text{ mol}$$

Cálculo do volume do propano:

$$PV = n R T \therefore 1,00 \text{ atm} \cdot V = 50 \text{ mol} \cdot 82 \cdot 10^{-6} \frac{m^3 \cdot atm}{K \cdot mol} \cdot 298K$$

$$V = 1,22m^3$$

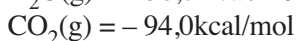
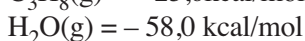
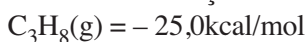
3. (IME) – O consumo de água quente de uma casa é de 0,489m³ por dia. A água está disponível a 10,0°C e deve ser aquecida até 60°C pela queima de gás propano. Admitindo que não haja perda de calor para o ambiente e que a combustão seja completa, calcule o volume (em m³) necessário deste gás, medidos a 25,0°C e 1,00 atm, para atender à demanda diária.

Dados: Constante dos gases: $R = 82,0 \cdot 10^{-6} m^3 \cdot atm / K \cdot mol$

Massa específica da água: $1,00 \cdot 10^3 kg/m^3$

Calor específico da água: $1,00 kcal / kg^\circ C$

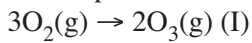
Calores de formação a 298K a partir de seus elementos:



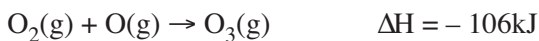
exercícios-tarefa

Termoquímica

1. O processo de transformação de gás oxigênio em gás ozônio pode ser assim equacionado:



Algumas reações importantes envolvidas na produção de ozônio em ar poluído são:



O tipo de reação e o valor de ΔH para a formação de 1 mol de ozônio de acordo com a equação global (I) são, respectivamente,

- exotérmica e $-142,5\text{kJ}$
- exotérmica e -285kJ
- exotérmica e $+86\text{kJ}$
- endotérmica e $+142,5\text{kJ}$
- endotérmica e $+285\text{kJ}$

2. O 2-metilbutano pode ser obtido pela hidrogenação catalítica, em fase gasosa, de qualquer dos seguintes alcenos isoméricos:



$$\Delta H_1 = -113\text{kJ/mol}$$

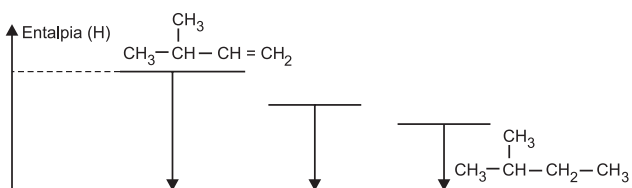


$$\Delta H_2 = -119\text{kJ/mol}$$

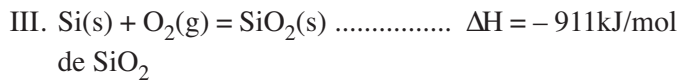
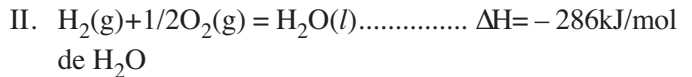
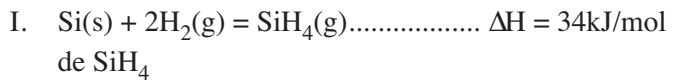


$$\Delta H_3 = -127\text{kJ/mol}$$

- Complete o esquema da figura com a fórmula estrutural de cada um dos alcenos que faltam. Além disso, ao lado de cada seta, coloque o respectivo ΔH de hidrogenação.
- Represente, em uma única equação e usando fórmulas moleculares, as reações de combustão completa dos três alcenos isoméricos.
- A combustão total de cada um desses alcenos também leva a uma variação negativa de entalpia. Essa variação é igual para esses três alcenos? Explique.



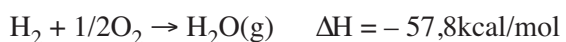
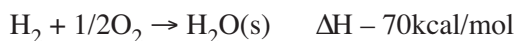
3. Considere as seguintes equações termoquímicas, no estado padrão:



Examinando-se essas equações e seu completo significado, é correto afirmar que:

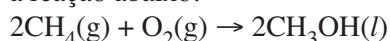
- Na equação I, a entalpia de formação do hidrogênio é, por convenção, igual a zero.
- Na equação II, a entalpia de formação do hidrogênio é diferente da entalpia de formação do oxigênio.
- Pode-se conhecer a variação de entalpia da reação representada por $\text{SiH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{SiO}_2(\text{s})$ e é igual a -1517kJ
- Pode-se, pela Lei de Hess, conhecer a entalpia de vaporização da água, ou seja o ΔH do equilíbrio $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{H}_2\text{O}(\text{v})$.
- Para decompor 1 mol de água líquida em seus constituintes gasosos, são necessários cerca de 290kJ .

4. Observe as equações que representam a formação da água a partir dos seus elementos. Assinale a alternativa **falsa**:



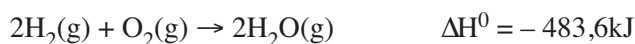
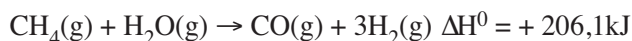
- Sinal negativo indica que as reações são exotérmicas.
- A transformação $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ libera $10,5\text{kcal/mol}$.
- Um mol de vapor de água contém mais energia que um mol de água líquida, na mesma temperatura.
- A formação de água a partir do hidrogênio libera calor.
- O calor de solidificação da água vale $-12,2\text{kcal/mol}$.

5. O metanol é um líquido combustível que pode ser considerado como um substituto da gasolina. Ele pode ser sintetizado a partir do gás natural metano, de acordo com a reação abaixo.



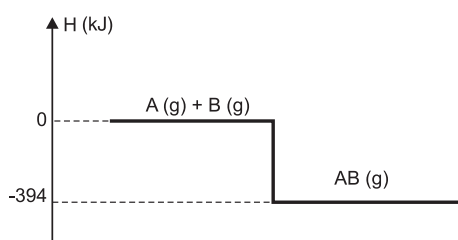
Considerando as equações a seguir e as afirmações acima, assinale o que for correto.

Dados: H = 1; C = 12; O = 16



- 01) Entalpia de combustão de uma substância é o calor liberado na reação de combustão completa de 1 mol dessa substância, a 25°C e 1 atm.
- 02) Uma reação exotérmica possui variação de entalpia padrão negativa.
- 04) Fusão e vaporização são exemplos de processos endotérmicos, enquanto solidificação e liquefação são exemplos de processos exotérmicos.
- 08) O calor de formação de 2 mols de metanol a partir do metano e do oxigênio a 25°C e 1 atm é igual a -328kJ.

6. Observe o caminho da reação esquematizada. Analise as afirmativas abaixo e marque a **soma dos itens corretos** e a **soma dos itens errados**.



- 01) A variação da entalpia é negativa.
- 02) ΔH vale 394kJ em valor absoluto, tanto na síntese como na decomposição.
- 04) A reação processa-se absorvendo calor.
- 08) A entalpia dos reagentes é menor que a dos produtos.
- 16) O processo inverso apresenta $\Delta H = +394\text{kJ}$.

7. A entalpia de neutralização é, aproximadamente, constante quando o

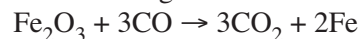
- a) ácido é fraco e a base é forte.
- b) ácido e a base são fracos.
- c) ácido é forte e a base é fraca.
- d) ácido e a base são fortes.
- e) ácido e a base são concentrados.

8. (CEFET-PR) – Uma indústria descobriu que um de seus rejeitos industriais poderia, mediante uma reação química adequada, produzir energia térmica, que, posteriormente, seria convertida em energia elétrica. Para alcançar esse resultado, que característica termodinâmica esta reação química deve apresentar?

- a) A reação deve ser exotérmica.
- b) A reação deve ser redox, pois assim se obterá energia elétrica.
- c) A reação deve ser endotérmica.

- d) A reação deve ocorrer de forma a absorver calor do meio ambiente.
- e) A entalpia dos produtos será maior que a dos reagentes.

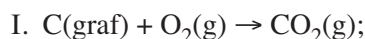
9. (GV-SP) – Da hematita obtém-se ferro. Uma das reações do processo é a seguinte:



Nessa reação, cada mol de hematita libera $30 \cdot 10^3\text{J}$ na forma de calor. O ferro formado absorve 80% desse valor, aquecendo-se. São necessários 25J por mol de ferro resultante, para elevar sua temperatura de 1°C. Supondo-se que a reação teve início à temperatura de 30°C e que a massa de ferro resultante não apresentou sinais de fusão, a temperatura final do ferro é igual a:

- a) 630°C
- b) 510°C
- c) aproximadamente 30,5°C
- d) 990°C
- e) 960°C

10. (ITA-SP) – Considere os valores das seguintes variações de entalpia (ΔH) para as reações químicas representadas pelas equações I e II, em que (graf) significa grafite.



$$\Delta H(298\text{ K}; 1\text{ atm}) = -393\text{kJ}$$



$$\Delta H(298\text{ K}; 1\text{ atm}) = -283\text{ kJ}$$

Com base nestas informações e considerando que todos ΔH se referem à temperatura e pressão citadas acima, assinale a opção correta:

- a) $\text{C}(\text{graf}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}); \Delta H = +110\text{ kJ}$
- b) $2\text{C}(\text{graf}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{g}); \Delta H = -110\text{ kJ}$
- c) $2\text{C}(\text{graf}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{graf}) + \text{CO}(\text{g}); \Delta H = +110\text{ kJ}$
- d) $2\text{C}(\text{graf}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}); \Delta H = +220\text{ kJ}$
- e) $\text{C}(\text{graf}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}); \Delta H = -110\text{ kJ}$

resolução dos exercícios-tarefa

■ TERMOQUÍMICA



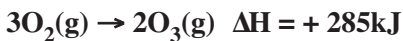
$$\Delta H = -113\text{kJ}$$



$$\Delta H = +610\text{kJ}$$



$$\Delta H = -212\text{kJ}$$

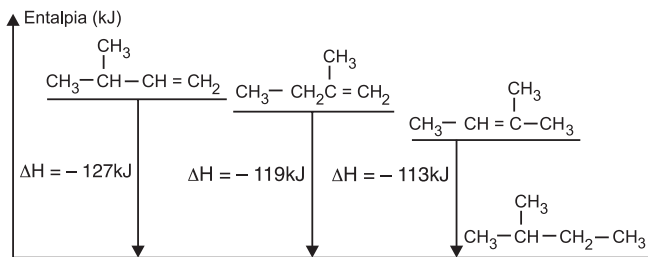


Na formação de 1 mol de O_3 :

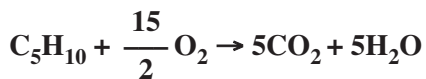
$$\Delta H = +142,5\text{kJ}$$

Resposta: D

- 2) a) Nas três reações, o produto final é o mesmo e, portanto, a entalpia dos produtos é a mesma. A reação que libera maior quantidade de energia indica o reagente de maior entalpia (já representada no gráfico dado). Completa-se o esquema da seguinte maneira:



- b) Os alcenos citados no texto apresentam fórmula molecular C_5H_{10} , portanto, a equação de reação de combustão completa é:



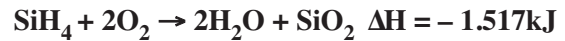
- c) Pelo gráfico, verifica-se que o conteúdo energético (calor de formação) de cada isômero é diferente. Como os produtos da combustão dos três isômeros são os mesmos, o ΔH de combustão dos três isômeros será diferente.

- 3) 0 – Correto.

Por convenção entalpia de formação de substâncias simples na forma alotrópica mais comum em condições padrões é igual a zero.

1 – Errado.

- 2 – Correto.



- 3 – Correto.

- 4 – Correto.



- 4) a) Correta. ΔH^\ominus reação exotérmica

b) Correta. $\Delta H = +57,8\text{kcal} - 68,3\text{kcal} = -10,5\text{kcal}$

c) Correta. $H_{\text{H}_2\text{O}(\text{v})} > H_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}$

d) Correta. ΔH^\ominus

e) Falsa. $\Delta H_{\text{sol}} = +68,3\text{kcal} - 70,0\text{kcal} = -1,7\text{kcal}$

Resposta: E

- 5) 01) Verdadeira.

02) Verdadeira.

04) Verdadeira.

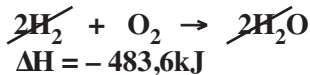
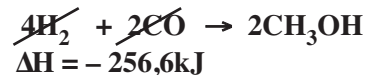
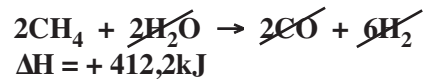
Fusão: S \longrightarrow L absorve calor

Vaporização: L \longrightarrow V absorve calor

Solidificação: L \longrightarrow S libera calor

Liquefação: V \longrightarrow L libera calor

- 08) Verdadeira. Cálculo do calor de formação de 2 mol de metanol a partir do CH_4 e do O_2 :



- 6) 01) Correto.

02) Correto.

04) Errado.

08) Errado.

16) Correto.

Corretos: 01 + 02 + 16 = 19

Errados: 04 + 08 = 12

- 7) A única reação que ocorre é
 $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Resposta: D

- 8) Para produzir energia \rightarrow liberar "Q"
EXOTÉRMICA

Resposta: A

- 9) Calor absorvido pelo ferro na reação de 1 mol de hematita:

$$\begin{aligned} 30 \cdot 10^3 \text{J} & \text{ ————— } 100\% \\ x & \text{ ————— } 80\% \\ x & = 24 \cdot 10^3 \text{J} \end{aligned}$$

Na reação, são produzidos 2 mols de ferro.
Calor absorvido por 1 mol de ferro na reação:
2 mols de Fe ————— 24 · 10³J
1 mol de Fe ————— y
y = 12 · 10³J

Aumento da temperatura do ferro no processo:

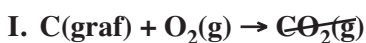
$$\begin{aligned} 25 \text{J} & \text{ ————— } 1^\circ\text{C} \\ 12 \cdot 10^3 \text{J} & \text{ ————— } z \\ z & = 480^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Temperatura final do ferro:

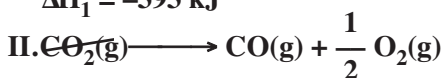
$$\begin{aligned} T_f & = T_i + 480^\circ\text{C} \\ T_f & = 30^\circ\text{C} + 480^\circ\text{C} = 510^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Resposta: B

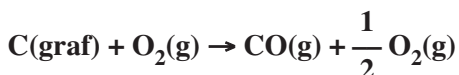
- 10) Aplicando-se a lei de Hess, mantém-se a equação I e inverte-se a equação II:



$$\Delta H_1 = -393 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_2 = +283 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = -393 + 283 \Rightarrow \boxed{\Delta H = -110 \text{ kJ}}$$

Resposta: E

