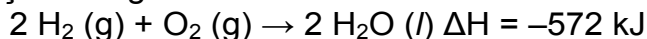


## LISTA DE EXERCÍCIOS 11 – TERMOQUÍMICA

1. Considere a equação a seguir:



É correto afirmar que a reação é:

- a) exotérmica, liberando 286 kJ por mol de oxigênio consumido.
- b) exotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de água produzida.
- c) endotérmica, consumindo 572 kJ para dois mols de água produzida.
- d) endotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de oxigênio consumido.
- e) endotérmica, consumindo 286 kJ por mol de água produzida.

2. Sódio metálico reage com água liberando grande quantidade de calor, o qual pode desencadear uma segunda reação, de combustão. Sobre essas reações, é correto afirmar que

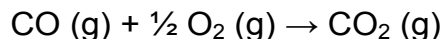
- a) os valores de  $\Delta H$  são positivos para as duas reações e  $\text{H}_2\text{O}$  é produto da combustão.
- b) o valor de  $\Delta H$  é positivo apenas para a formação de  $\text{NaOH} (\text{aq})$  e  $\text{CO}_2$  é um produto da combustão.
- c) o valor de  $\Delta H$  é positivo para a formação de  $\text{NaOH} (\text{aq})$  e negativo para a combustão de  $\text{H}_2$ .
- d) os valores de  $\Delta H$  são negativos para as duas reações e  $\text{H}_2\text{O}$  é produto da combustão.
- e) os valores de  $\Delta H$  são negativos para as duas reações e  $\text{CO}_2$  é produto da combustão.

3. Os hidrocarbonetos isômeros antraceno e fenantreno diferem em suas entalpias (energias). Esta diferença de entalpia pode ser calculada, medindo-se o calor de combustão total desses compostos em idênticas condições de pressão e temperatura. Para o antraceno, há liberação de 7060 kJ/mol e para o fenantreno, há liberação de 7040 kJ/mol.

Sendo assim, para 10 mols de cada composto, a diferença de entalpia é igual a

- a) 20 kJ, sendo o antraceno o mais energético.
- b) 20 kJ, sendo o fenantreno o mais energético.
- c) 200 kJ, sendo o antraceno o mais energético.
- d) 200 kJ, sendo o fenantreno o mais energético.
- e) 2000 kJ, sendo o antraceno o mais energético.

4. O monóxido de carbono, um dos gases emitidos pelos canos de escapamento de automóveis, é uma substância nociva, que pode causar até mesmo a morte, dependendo de sua concentração no ar. A adaptação de catalisadores aos escapamentos permite diminuir sua emissão, pois favorece a formação do  $\text{CO}_2$ , conforme a equação a seguir:

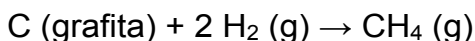


Sabe-se que as entalpias de formação para o  $\text{CO}$  e para o  $\text{CO}_2$  são, respectivamente,  $-110,5 \text{ kJ/mol}$  e  $-393,5 \text{ kJ/mol}$ .

É correto afirmar que, quando há consumo de 1 mol de oxigênio por esta reação, serão

- a) consumidos 787 kJ.
- b) consumidos 183 kJ.
- c) produzidos 566 kJ.
- d) produzidos 504 kJ.
- e) produzidos 393,5 kJ.

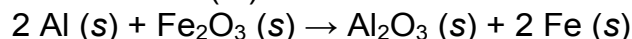
5. Sabe-se que a  $25^\circ\text{C}$  as entalpias de combustão (em  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) de grafita, gás hidrogênio e gás metano são, respectivamente:  $-393,5$ ;  $-285,9$  e  $-890,5$ . Assinale a alternativa que apresenta o valor CORRETO da entalpia da seguinte reação:



a)  $-211,1 \text{ kJ.mol}^{-1}$   
e)  $211,1 \text{ kJ.mol}^{-1}$

b)  $-74,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$  c)  $74,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$  d)  $136,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$

6. Sob certas circunstâncias, como em locais sem acesso a outras técnicas de soldagem, pode-se utilizar a reação entre alumínio (Al) pulverizado e óxido de ferro ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) para soldar trilhos de aço. A equação química para a reação entre alumínio pulverizado e óxido de ferro (III) é:



O calor liberado nessa reação é tão intenso que o ferro produzido é fundido, podendo ser utilizado para soldar as peças desejadas. Conhecendo-se os valores de entalpia de formação para o  $\text{Al}_2\text{O}_3 \text{ (s)} = -1676 \text{ kJ/mol}$  e para o  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)} = -824 \text{ kJ/mol}$ , nas condições padrão ( $25^\circ\text{C}$  e 1 atmosfera de pressão), calcule a entalpia dessa reação nessas condições. Apresente seus cálculos.

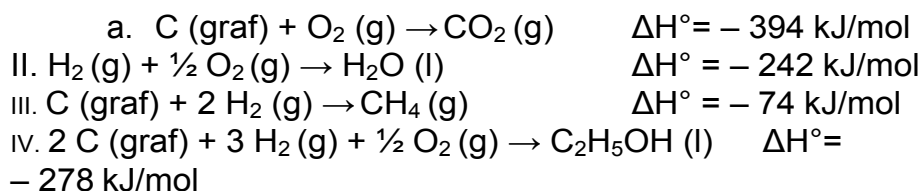
7. O nadador Michael Phelps surgiu na Olimpíada de Beijing como um verdadeiro fenômeno, tanto pelo seu desempenho quanto pelo seu consumo alimentar. Divulgou-se que ele ingere uma quantidade diária de alimentos capaz de lhe oferecer uma energia de 50 MJ. Quanto disto é assimilado, ou não, é uma incógnita. Só no almoço, ele ingere um pacote de macarrão de 500 gramas, além de acompanhamentos.

a) Suponha que o macarrão seja constituído essencialmente de glicose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ), e que, no metabolismo, toda essa glicose seja transformada em dióxido de carbono e água. Considerando-se apenas o metabolismo do macarrão diário, qual é a contribuição do nadador para o efeito estufa, em gramas de dióxido de carbono?

b) Qual é a quantidade de energia, em kJ, associada à combustão completa e total do macarrão (glicose) ingerido diariamente pelo nadador?

(Dados de entalpia de formação em kJ/mol: glicose =  $-1.274$ , água =  $-242$ , dióxido de carbono =  $-394$ ).

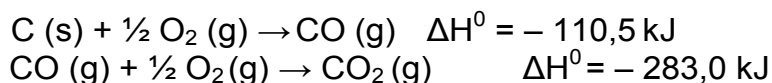
8. Considere as equações termoquímicas abaixo.



É correto afirmar que

- a) a combustão completa de um mol de gás metano libera 402 kJ.  
b) todos os processos representados pelas equações dadas são endotérmicos.  
c) a combustão completa de um mol de etanol libera 618 kJ.  
d) o etanol, em sua combustão, libera, por mol, mais energia do que o metano.  
e) a combustão de um mol de etanol produz 89,6 L de  $\text{CO}_2$ , nas CNTP.

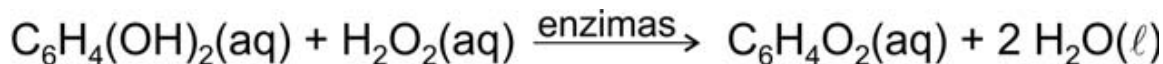
9. A oxidação do carbono a dióxido de carbono pode ocorrer em dois passos:



A reação total e o valor da entalpia total da reação são, respectivamente:

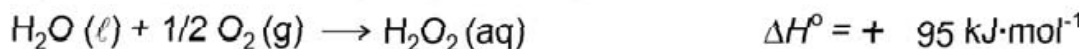
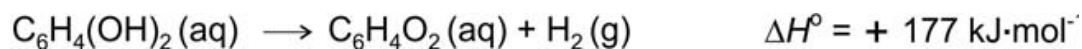
- a)  $\text{C (s)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{(g)}; \Delta H^0 = - 393,5\text{kJ}.$  d)  $\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{CO (g)}; \Delta H^0 = + 393,5\text{kJ}.$   
 b)  $\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{(g)}; \Delta H^0 = + 393,5\text{kJ}.$  e)  $\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{CO (g)}; \Delta H^0 = - 393,5\text{kJ}.$   
 c)  $\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{(g)}; \Delta H^0 = - 393,5\text{kJ}.$

**10.** O “besouro bombardeiro” espanta seus predadores, expelindo uma solução quente. Quando ameaçado, em seu organismo ocorre a mistura de soluções aquosas de hidroquinona, peróxido de hidrogênio e enzimas, que promovem uma reação exotérmica, representada por:



hidroquinona

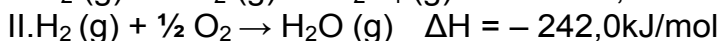
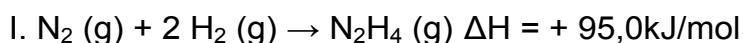
O calor envolvido nessa transformação pode ser calculado, considerando-se os processos:



Assim sendo, o calor envolvido na reação que ocorre no organismo do besouro é

- a)  $- 558 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  b)  $- 204 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  c)  $+ 177 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  d)  $+ 558 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  e)  $+ 585 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

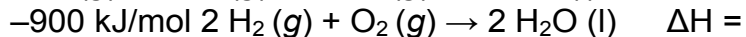
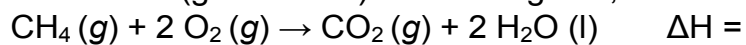
**11.** A hidrazina, cuja fórmula química é  $\text{N}_2\text{H}_4$ , é um composto químico com propriedades similares à amônia, usado entre outras aplicações como combustível para foguetes e propelente para satélites artificiais. Em determinadas condições de temperatura e pressão, são dadas as equações termoquímicas abaixo.



A variação da entalpia e a classificação para o processo de combustão da hidrazina, nas condições de temperatura e pressão das equações termoquímicas fornecidas são, de acordo com a equação  $\text{N}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , respectivamente,

- a)  $- 579 \text{ kJ/mol}$ ; processo exotérmico. d)  $- 147 \text{ kJ/mol}$ ; processo exotérmico.  
 b)  $+ 389 \text{ kJ/mol}$ ; processo endotérmico. e)  $+ 147 \text{ kJ/mol}$ ; processo endotérmico.  
 c)  $- 389 \text{ kJ/mol}$ ; processo exotérmico.

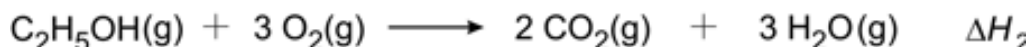
**12.** Com base nos valores aproximados de  $\Delta H$  para as reações de combustão do metano (gás natural) e do hidrogênio,



$- 600 \text{ kJ/mol}$

e das massas molares: carbono =  $12 \text{ g/mol}$ , hidrogênio =  $1 \text{ g/mol}$  e oxigênio =  $16 \text{ g/mol}$ , calcule a massa de hidrogênio que fornece, na combustão, energia correspondente a  $16 \text{ kg}$  de metano.

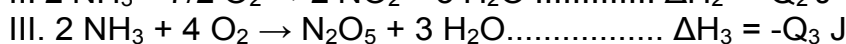
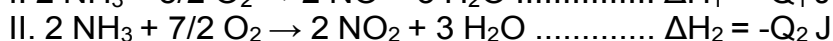
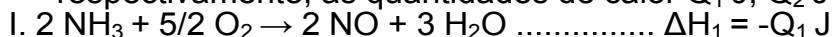
**13.** Pode-se calcular a entalpia molar de vaporização do etanol a partir das entalpias das reações de combustão representadas por



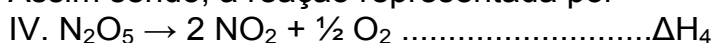
Para isso, basta que se conheça, também, a entalpia molar de

- |                                      |   |
|--------------------------------------|---|
| a) vaporização da água.              | d) formação do etanol líquido.            |
| b) sublimação do dióxido de carbono. | e) formação do dióxido de carbono gasoso. |
| c) formação da água líquida.         |   |

**14.** As reações, em fase gasosa, representadas pelas equações I, II e III, liberam, respectivamente, as quantidades de calor  $Q_1$  J,  $Q_2$  J e  $Q_3$  J, sendo  $Q_3 > Q_2 > Q_1$ .



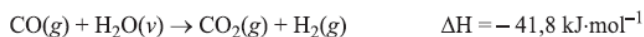
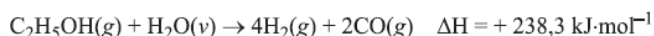
Assim sendo, a reação representada por



será

- |  |  |
|--|--|
| a) exotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_3 - Q_1) \text{ J}$ .  | d) endotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_3 - Q_2) \text{ J}$ . |
| b) endotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_2 - Q_1) \text{ J}$ . | e) exotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_1 - Q_2) \text{ J}$ .  |
| c) exotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_2 - Q_3) \text{ J}$ .  |  |

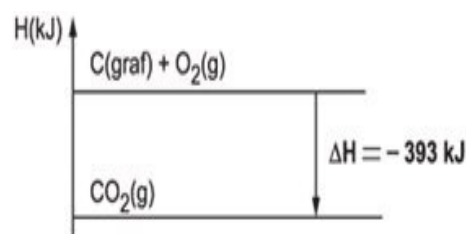
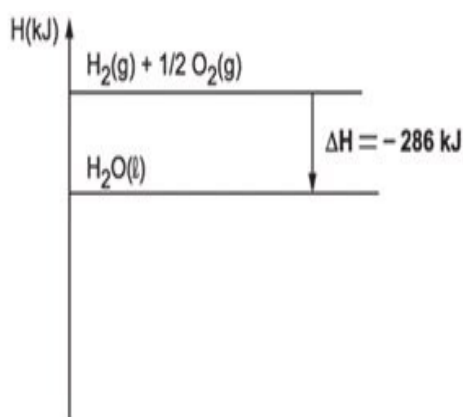
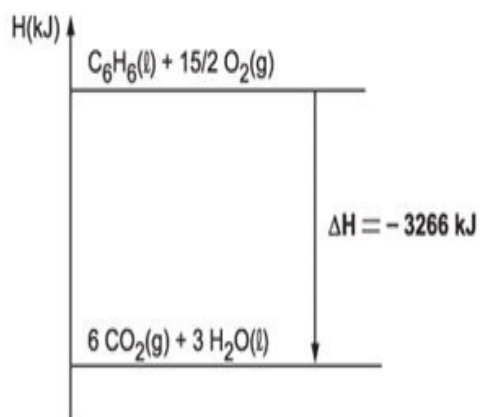
**15.** No processo de obtenção de hidrogênio molecular a partir da reforma a vapor



do etanol, estão envolvidas duas etapas, representadas pelas equações químicas parciais que se seguem.

Considerando 100% de eficiência no processo, escreva a equação global e calcule a variação de entalpia total envolvida na reforma de um mol de etanol, usando a Lei de Hess. Mostre os cálculos necessários.

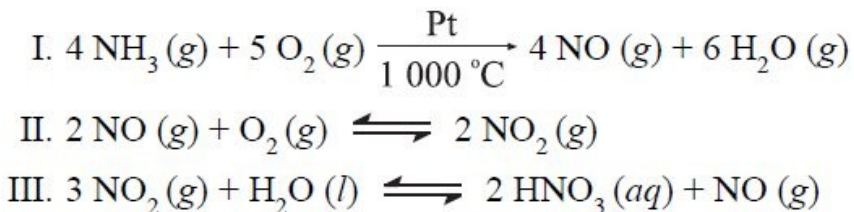
**16.** Utilizando uma bomba calorimétrica é possível determinar o calor de combustão do benzeno, do hidrogênio e do carbono grafite, como ilustram os diagramas a seguir.



A partir desses dados, a entalpia de formação do benzeno ( $\Delta H_f$ ) é:

- a)  $-3945 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .      b)  $-1239 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .      c)  $-808 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .  
 d)  $50 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .      e)  $2587 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

17. O ácido nítrico é muito utilizado na indústria química como insumo na produção de diversos produtos, dentre os quais os fertilizantes. É obtido a partir da oxidação catalítica da amônia, através das reações:



Calcule as entalpias de reação e responda se é necessário aquecer ou resfriar o sistema reacional nas etapas II e III, para aumentar a produção do ácido nítrico. Considere as reações dos óxidos de nitrogênio em condições padrões ( $p = 1 \text{ atm}$  e  $t = 25^\circ\text{C}$ ), e as entalpias de formação ( $\Delta H_f$ ) em  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , apresentadas na tabela.

Substância	NO (g)	NO <sub>2</sub> (g)	H <sub>2</sub> O (l)	HNO <sub>3</sub> (aq)
$\Delta H_f (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	+90,4	+33,9	-285,8	-173,2

18. A tabela apresenta informações sobre as composições químicas e as entalpias de combustão para três diferentes combustíveis que podem ser utilizados em motores de combustão interna, como o dos automóveis.

Combustível	$\Delta H$ combustão Kcal mol <sup>-1</sup>	Massas molares g mol <sup>-1</sup>
Gasolina (C <sub>8</sub> H <sub>18</sub> )	-1222,5	114,0
Etanol (C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH)	-326,7	46,0
Hidrogênio (H <sub>2</sub> )	-68,3	2,0

Com base nas informações apresentadas e comparando esses três combustíveis, é correto afirmar que

- a) a gasolina é o que apresenta menores impacto ambiental e vantagem energética.  
 b) o álcool é o que apresenta maiores impacto ambiental e vantagem energética.  
 c) o hidrogênio é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.  
 d) a gasolina é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.  
 e) o álcool é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.

19. O gás propano é um dos integrantes do GLP (gás liquefeito de petróleo) e, desta forma, é um gás altamente inflamável. Abaixo está representada a equação química **NÃO BALANCEADA** de combustão completa do gás propano.  
 $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{v})$

Na tabela, são fornecidos os valores das energias de ligação, todos nas mesmas condições de pressão e temperatura da combustão.

Ligação	Energia de Ligação (kJ·mol <sup>-1</sup> )
C — H	413
O = O	498
C = O	744
C — C	348
O — H	462

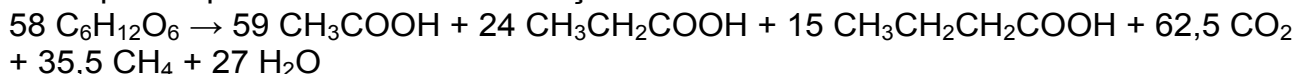
Assim, a variação de entalpia da reação de combustão de um mol de gás propano será igual a

- a) – 1670 kJ.      b) – 6490 kJ.      c) + 1670 kJ.      d) – 4160 kJ.      e) + 4160 kJ.

**20.** Quando se utiliza um bio sistema integrado numa propriedade agrícola, a biodigestão é um dos processos essenciais desse conjunto. O biodigestor consiste de um tanque, protegido do contato com o ar atmosférico, onde a matéria orgânica de efluentes, principalmente fezes animais e humanas, é metabolizada por bactérias. Um dos subprodutos obtidos nesse processo é o gás metano, que pode ser utilizado na obtenção de energia em queimadores. A parte sólida e líquida que sobra é transformada em fertilizante. Dessa forma, faz-se o devido tratamento dos efluentes e ainda se obtêm subprodutos com valor agregado.

- a) Sabe-se que a entalpia molar de combustão do metano é de – 803 kJ/mol; que a entalpia molar de formação desse mesmo gás é de – 75 kJ/mol; que a entalpia molar de formação do CO<sub>2</sub> é de – 394 kJ/mol. A partir dessas informações, calcule a entalpia molar de formação da água nessas mesmas condições.

No aparelho digestório de um ruminante ocorre um processo de fermentação de hexoses, semelhante ao que ocorre nos biodigestores. A equação abaixo tem sido utilizada para representar essa fermentação:



- b) Considere a seguinte afirmação: “o processo de fermentação digestiva de ruminantes contribui para o aquecimento global”, você concorda? Responda SIM ou NÃO e explique sua resposta.
- c) Qual seria o número de moles de gás metano produzido na fermentação de 5,8 quilogramas de hexose ingeridos por um ruminante? (Dada a massa molar de C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> = 180 g/mol).

**Gabarito:** 1. B; 2. D; 3. C; 4. C; 5. B; 6. -852 kJ; 7. a) 733 g de CO<sub>2</sub>; b) 7061 kJ; 8. D; 9. C; 10. B; 11. A; 12. 3 kg de H<sub>2</sub>; 13. A; 14. D; 15. +154,7 kJ/mol; 16. D; 17. ΔH<sub>II</sub> = -113 kJ, ΔH<sub>III</sub> = -71,9 kJ, Considerando que ambas as reações químicas são exotérmicas, pelo Princípio de Le Chatelier, para favorecer o aumento de produção de HNO<sub>3</sub> (reações diretas) é necessário diminuir a temperatura (resfriar o sistema); 18. C; 19. A; 20. a) -242 kJ/mol de H<sub>2</sub>O (l); b) Sim; c) 19,72 mol

