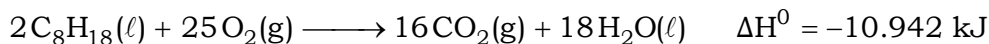


EXERCÍCIOS SOBRE TERMOQUÍMICA - LEI DE HESS

01. (UNESP - adaptada) Definir, ou conceituar, e discutir, usando exemplos quando julgar conveniente:

- a) entalpia molar padrão de formação de uma substância;
- b) Lei de Hess e sua aplicação em Termoquímica.

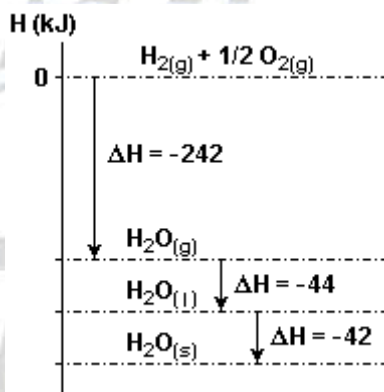
02. (UEL) Se o suprimento de ar, na câmara de combustão de um motor de automóvel, for insuficiente para a queima do n-octano, pode ocorrer a formação de monóxido de carbono, uma substância altamente poluidora do ar atmosférico. Dados:



Assinale a alternativa que representa, corretamente, a equação termoquímica de combustão incompleta do n-octano.

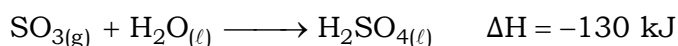
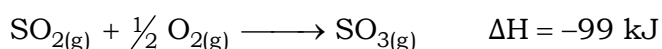
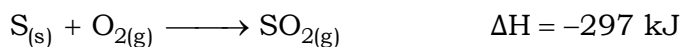
- a)  $2C_8H_{18}(\ell) + 17O_2(g) \rightarrow 16CO(g) + 18H_2O(\ell) \quad \Delta H^0 = - 6.414 \text{ kJ.}$
- b)  $2C_8H_{18}(\ell) + 17O_2(g) \rightarrow 16CO(g) + 18H_2O(\ell) \quad \Delta H^0 = - 11.508 \text{ kJ.}$
- c)  $2C_8H_{18}(\ell) + 17O_2(g) \rightarrow 16CO_2(g) + 18H_2O(\ell) \quad \Delta H^0 = - 6.414 \text{ kJ.}$
- d)  $2C_8H_{18}(\ell) + 17O_2(g) \rightarrow 16CO(g) + 18H_2O(\ell) \quad \Delta H^0 = - 10.376 \text{ kJ.}$
- e)  $2C_8H_{18}(\ell) + 9O_2(g) \rightarrow 16C(g) + 18H_2O(\ell) \quad \Delta H^0 = - 6.414 \text{ kJ.}$

03. (UFLA) Com base no conceito de entalpia de formação (H) e dado o diagrama de entalpia de formação de H<sub>2</sub>O a seguir, a alternativa INCORRETA é:



- a) a entalpia de formação de H<sub>2</sub>O(s) é 42 kJ.
- b) o processo de formação de 1 mol de H<sub>2</sub>O(ℓ) libera 286 kJ de energia.
- c) a quantidade de energia envolvida na formação de H<sub>2</sub>O(ℓ) depende da quantidade de reagente utilizado.
- d) as substâncias simples H<sub>2</sub>(g) e O<sub>2</sub>(g) no estado padrão possuem entalpia igual a zero.
- e) o calor liberado na solidificação do vapor d'água é 86 kJ.

04. (FATEC) O processo de obtenção industrial de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> é representado pelas equações:



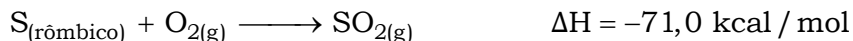
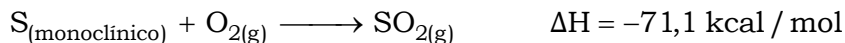
Dados:

Massa molar do H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98 g/mol, 1t = 1,0 × 10<sup>6</sup> g.

A quantidade de calor liberada na produção de 700 toneladas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é aproximadamente:

- a) 3,8 kJ    b) 536 kJ    c) 4025 kJ    d)  $5,4 \times 10^8$  kJ    e)  $3,8 \times 10^9$  kJ

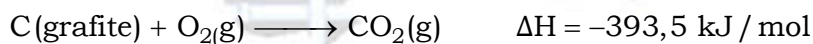
**05.** (FAAP) O enxofre constitui-se na matéria prima essencial na fabricação de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . No estado sólido, o enxofre apresenta as formas alotrópicas rômica e monoclinica. Sabendo que:



podemos afirmar que:

- a) a transformação da forma monoclinica para a rômica se dá com a liberação de 71,0 kcal/mol.  
 b) o enxofre sólido, em temperaturas mais baixas, apresenta-se na forma monoclinica  
 c) a transformação da forma rômica para a monoclinica se dá com a liberação de 0,1 kcal/mol.  
 d) a forma rômica precede à monoclinica quando o enxofre sólido é aquecido.  
 e) a transformação do enxofre sólido de uma forma alotrópica para outra, não envolve variação de energia.

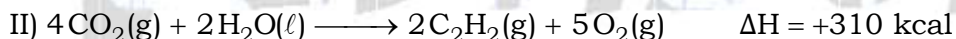
**06.** (FEI) A fabricação de diamante pode ser feita comprimindo-se grafite a uma temperatura elevada empregando-se catalisadores metálicos como o tântalo e o cobalto. Analisando os dados obtidos experimentalmente em calorímetros:



- a) a formação de  $\text{CO}_2$  é sempre endotérmica.  
 b) a conversão da forma grafite na forma diamante é exotérmica.  
 c) a forma alotrópica estável do carbono nas condições da experiência é a grafite.  
 d) a variação de entalpia da transformação do carbono grafite em carbono diamante nas condições da experiência é  $\Delta H = -2,1$  kJ/mol.  
 e) a forma alotrópica grafite é o agente oxidante e a diamante é o agente redutor das reações de combustão.

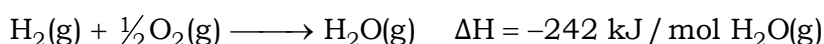
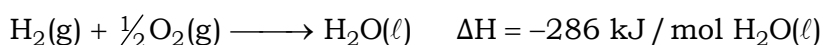
**07.** (Mackenzie) O calor da trimerização do acetileno ( $3\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$ ), em kcal/mol, na formação de benzeno é:

Dadas as equações termoquímicas, a 1atm. e 25°C.



- a) - 65 kcal/mol.  
 b) - 245 kcal/mol.  
 c) - 490 kcal/mol.  
 d) +1110 kcal/mol.  
 e) - 130 kcal/mol.

**08.** (FATEC) As transformações representadas a seguir referem-se à formação da água.

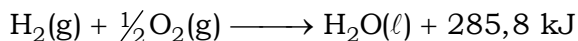
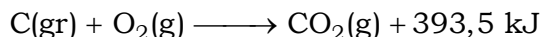


Para vaporizar 180 g de água são necessários:

Dados: Massa molar  $\text{H}_2\text{O} = 18$  g/mol.

- a) 79 kJ    b) 5280 kJ    c) 44 kJ    d) 528 kJ    e) 440 kJ

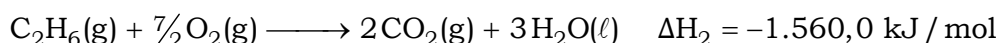
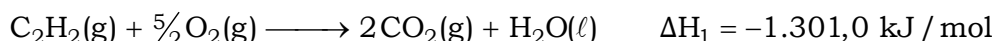
09. (FEI) Considerando as questões abaixo:



A entalpia molar de formação de  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$  é:

- a) + 226,7 kJ    b) + 620,2 kJ    c) + 798,3 kJ    d) - 1978,8 kJ    e) - 2372,3 kJ

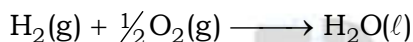
10. (PUCMG) Dadas as seguintes equações termoquímicas, a 25°C e 1 atm:



Assinale a variação de entalpia ( $\Delta H$ ), em kJ, para a reação  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ .

- a) - 313,0    b) - 27,0    c) + 313,0    d) + 27,0

11. (FUVEST) Benzeno pode ser obtido a partir de hexano por reforma catalítica. Considere as reações da combustão:



Calor liberado = 286,0 kJ/mol de combustível



Calor liberado = 3.268 kJ/mol de combustível



Calor liberado = 4.163 kJ/mol de combustível

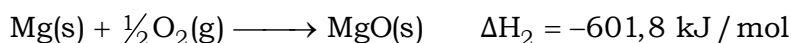
Pode-se então afirmar que na formação de 1 mol de benzeno, a partir do hexano, há:

- a) liberação de 249 kJ.  
b) absorção de 249 kJ.  
c) liberação de 609 kJ.  
d) absorção de 609 kJ.  
e) liberação de 895 kJ.

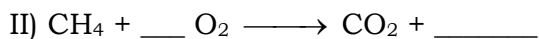
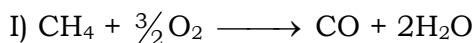
12. (UNESP) Silício elementar, na forma sólida, pode ser obtido pela reação entre dióxido de silício pulverizado e magnésio metálico.

a) Escreva a equação balanceada da reação, indicando os estados de agregação de reagentes e produtos.

b) Calcule a variação de entalpia deste processo químico a partir das entalpias de reação dadas a seguir:



13. (FUVEST) As duas equações a seguir representam a combustão do metano:

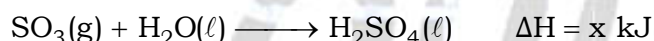
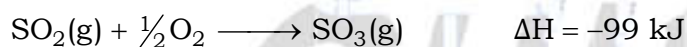
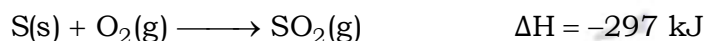


a) Complete a equação II.

b) Sabendo que a combustão do CO dando CO<sub>2</sub> é exotérmica, explique em qual das duas reações (equação I ou equação II) é liberada maior quantidade de calor por mol de CH<sub>4</sub>.

14. (UFRJ) O H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> é uma substância tão importante, devido ao seu extenso uso em processos industriais, que a quantidade de ácido sulfúrico produzido anualmente por um país é um dos indicadores de seu nível de desenvolvimento.

As reações que descrevem um dos processos de obtenção desse ácido e suas respectivas entalpias a 25 °C são:



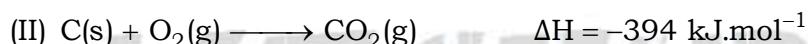
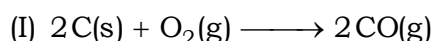
a) Sabendo-se também que



e que a entalpia de formação ( $\Delta H_f$ ) do H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> a 25 °C é igual a - 814 kJ/mol, calcule o valor de x.

b) Escreva a fórmula estrutural do ácido sulfúrico.

15. (UNESP) A entalpia da reação (I) não pode ser medida diretamente em um calorímetro porque a reação de carbono com excesso de oxigênio produz uma mistura de monóxido de carbono e dióxido de carbono gasosos. As entalpias das reações (II) e (III), a 20 °C e 1 atmosfera, estão indicadas nas equações termoquímicas a seguir:



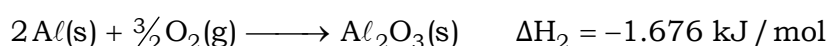
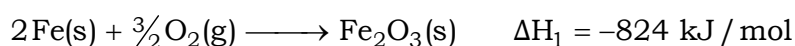
a) Calcular a entalpia da reação (I) nas mesmas condições.

b) Considerando o calor envolvido, classificar as reações (I), (II) e (III).

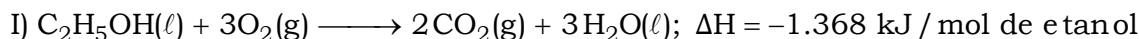
16. (UNESP) A reação entre alumínio e óxido de ferro (III) pulverizados é exotérmica, e fornece como produtos ferro metálico e óxido de alumínio (III) sólidos.

a) Escreva a equação balanceada da reação, indicando os estados de agregação de reagentes e produtos.

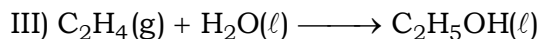
b) Calcule a variação de entalpia deste processo químico, a partir das entalpias de reação dadas a seguir:



17. (UNICAMP) Quantidades diferentes de entalpia são envolvidas na combustão do etanol,  $C_2H_5OH$ , e etileno,  $C_2H_4$ , como mostram as equações I e II:



Sob condições adequadas, é possível obter etanol a partir da reação representada pela equação III:

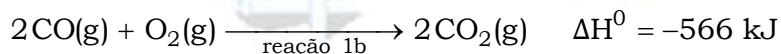
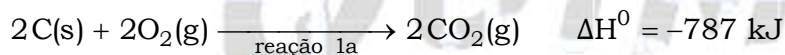


a) Qual é a variação da entalpia envolvida por mol de  $C_2H_4$  consumido na reação III?

b) Essa reação absorve ou libera calor? Explique.

c) Sabendo-se que a entalpia de formação da  $H_2O(\ell)$  é  $-286 \text{ kJ/mol}$  e que a do  $C_2H_4(g)$  é  $52 \text{ kJ/mol}$ , calcule a entalpia de formação por mol de  $C_2H_5OH(\ell)$ .

18. (PUCRJ) Dadas as reações termoquímicas de formação de  $CO_2$  (reações 1a e 1b):



a) calcule a variação de entalpia para a formação de 1 mol de CO a partir da reação do carbono com o gás oxigênio, dada a seguir:  $2C(s) + O_2(g) \longrightarrow 2CO(g)$ .

b) calcule quantos mols de monóxido de carbono serão produzidos pela combustão completa de 2.400 kg de carbono?

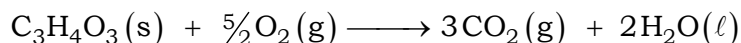
19. (UEL) A respiração celular é um processo vital e ocorre por meio de reações químicas. Um exemplo pode ser a conversão da glicose em ácido pirúvico por meio da reação:



Considere as reações a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm:



Energia liberada =  $2.808 \text{ kJ/mol}$



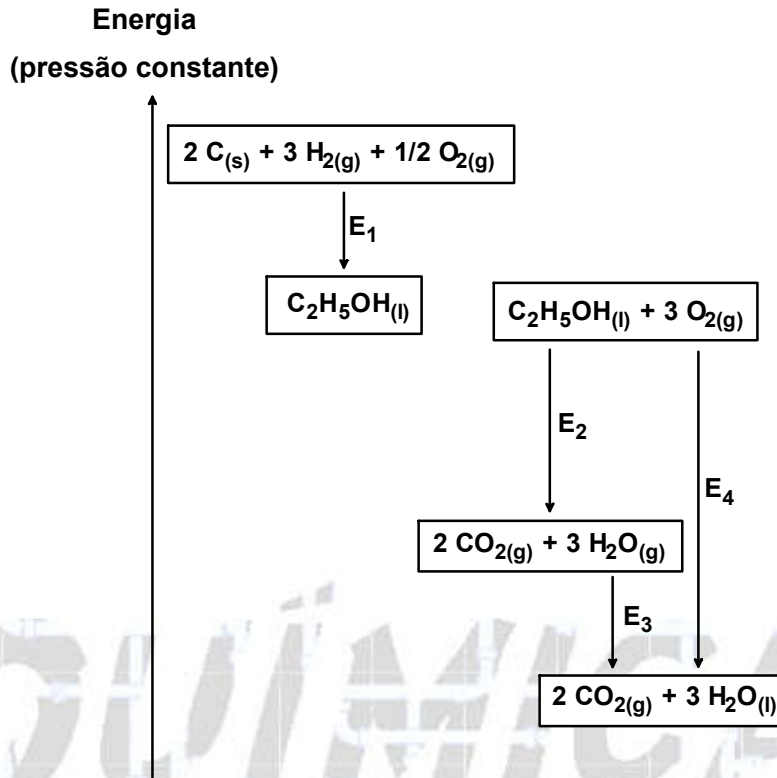
Energia liberada =  $1.158 \text{ kJ/mol}$

Pode-se então afirmar que, na formação do ácido pirúvico a partir de 1 mol de glicose, há:

- liberação de  $492 \text{ kJ}$  de energia.
- absorção de  $492 \text{ kJ}$  de energia.
- liberação de  $1650 \text{ kJ}$  de energia.
- absorção de  $1650 \text{ kJ}$  de energia.
- liberação de  $5124 \text{ kJ}$  de energia.

20. (UFPR) A perspectiva de esgotamento das reservas mundiais de petróleo nas próximas décadas tem incentivado o uso de biocombustíveis. Entre eles está o etanol, que no Brasil já vem sendo usado como combustível de automóveis há décadas. Usando o gráfico a seguir, considere as afirmativas a seguir:



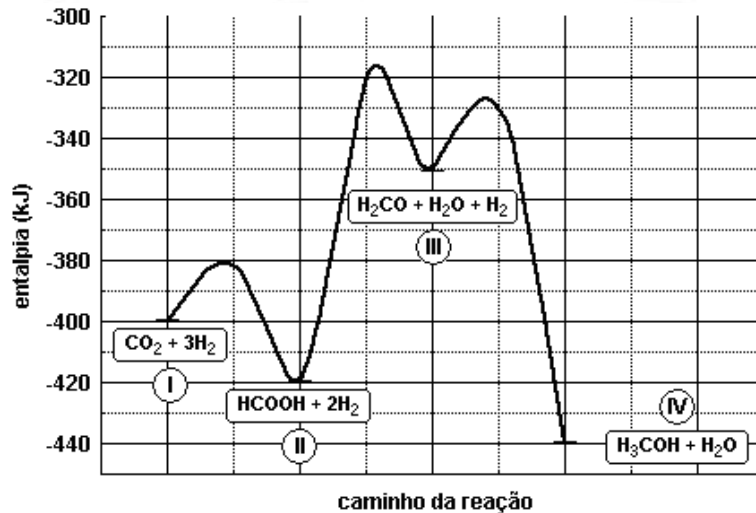


1. A energia  $E_2$  refere-se à entalpia de formação do etanol.
2.  $E_3$  é a energia molar de vaporização da água.
3. A entalpia de formação do etanol é um processo endotérmico.
4.  $E_4$  é a entalpia de combustão do etanol.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente a afirmativa 4 é verdadeira.
- b) Somente a afirmativa 1 é verdadeira.
- c) Somente as afirmativas 3 e 4 são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas 1, 2 e 3 são verdadeiras.
- e) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.

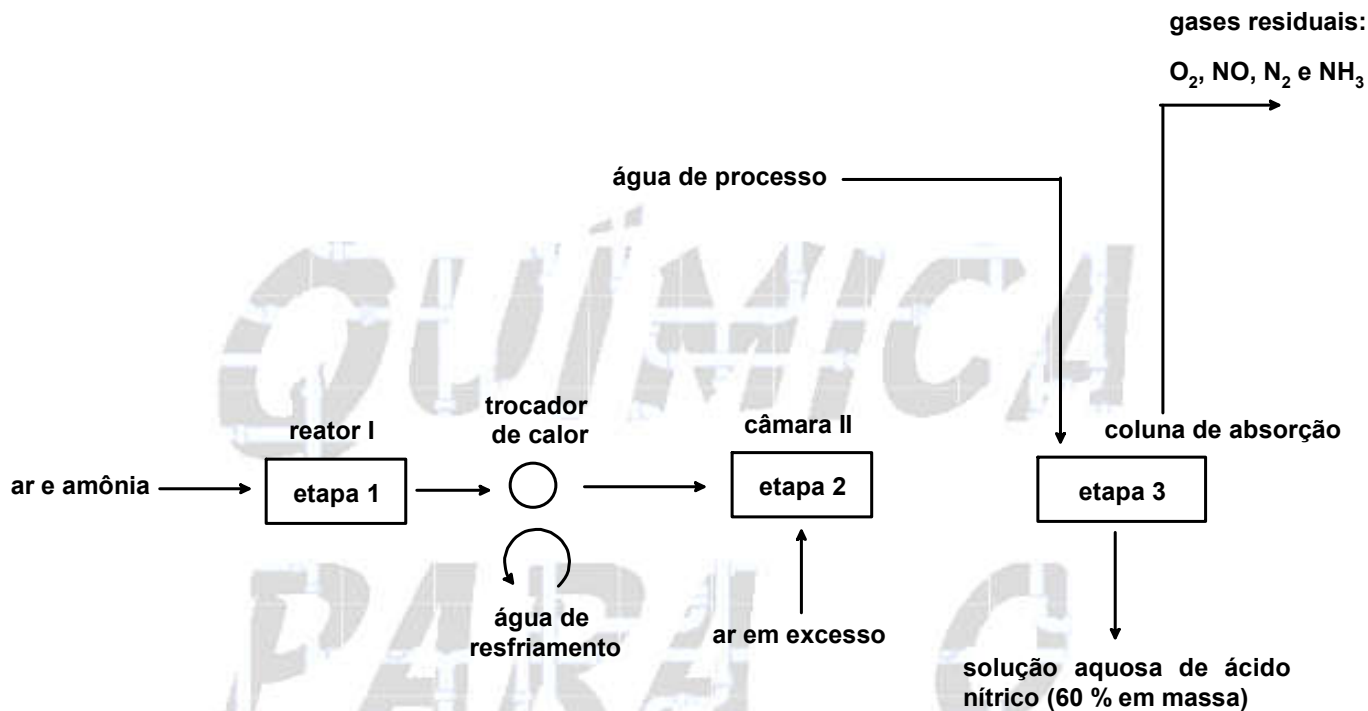
21. (UFRJ) A redução das concentrações de gases responsáveis pelo efeito estufa constitui o desafio central do trabalho de muitos pesquisadores. Uma das possibilidades para o seqüestro do  $\text{CO}_2$  atmosférico é sua transformação em outras moléculas. O diagrama a seguir mostra a conversão do gás carbônico em metanol.



- a) Indique as etapas endotérmicas e exotérmicas.
- b) Calcule a variação da entalpia na conversão do  $\text{CO}_2$  em metanol.

22. (UEL) O ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , é usado como matéria-prima na produção de fertilizantes e explosivos. O processo patenteado pela primeira vez em 1902 pelo químico Wilhelm Ostwald é o mais importante processo industrial para a fabricação do ácido nítrico. A tabela e o diagrama simplificado mostram a produção de ácido nítrico por oxidação catalítica.

Etapa 1	$4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \xrightarrow{850\text{ }^\circ\text{C}, 5\text{ atm, Pt/Rh}} 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Etapa 2	$2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$
Etapa 3	$3\text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \longrightarrow 2\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{NO}(\text{g})$



**Dados:**

- Na oxidação da amônia, etapa 1, o calor envolvido na reação mantém o catalisador aquecido.
- O reator 1 é um sistema fechado.
- O NO que sai pelo topo é produzido dentro da coluna de absorção.
- A produção da solução aquosa de ácido nítrico é de 10.000 kg/h.
- Massas molares (g/mol): N = 14; O = 16; H = 1.

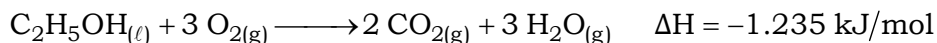
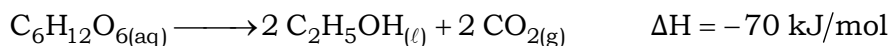
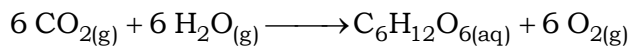
São feitas as seguintes afirmativas com relação às reações das etapas 1, 2 e 3 do processo de obtenção do ácido nítrico:

- Para a etapa 1, a soma das entalpias dos reagentes é menor que a soma das entalpias dos produtos da reação.
- Na etapa 2, o monóxido de nitrogênio é um reagente e, na etapa 3, ele é um produto; portanto, pode ser reciclado no processo.
- Nas condições da etapa 1 (850 °C, 5 atm), a razão entre o volume de NO e o volume de  $\text{NH}_3$  é igual a 1.
- A solução obtida após uma hora do processo contém aproximadamente  $6 \times 10^{25}$  íons  $\text{NO}_3^-$ .

Assinale a alternativa que contém todas as afirmativas corretas.

- a) I e II.      b) I e III.      c) II e IV.      d) I, III e IV.      e) II, III e IV.

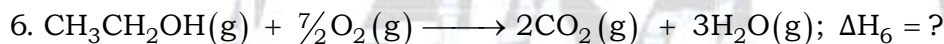
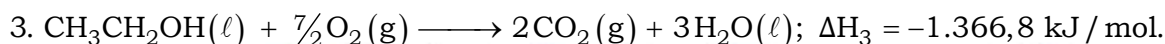
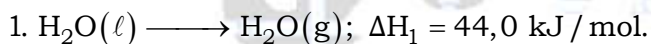
**23.** (FUVEST) A energia liberada na combustão do etanol de cana-de-açúcar pode ser considerada advinda da energia solar, uma vez que a primeira etapa para a produção do etanol é a fotossíntese. As transformações envolvidas na produção e no uso do etanol combustível são representadas pelas seguintes equações químicas:



Com base nessas informações, podemos afirmar que o valor de  $\Delta H$  para a reação de fotossíntese é

- a) - 1.305 kJ/mol.
- b) + 1.305 kJ/mol.
- c) + 2.400 kJ/mol.
- d) - 2.540 kJ/mol.
- e) + 2.540 kJ/mol

**24.** (ITA) Considere as informações contidas nas seguintes equações termoquímicas mostradas a seguir, todas referentes à temperatura de 25 °C e pressão de uma atmosfera:



Pode-se afirmar que  $\Delta H_6 = -1.277,4 \text{ kJ/mol}$  está CERTO ou está ERRADO? Justifique sua resposta.

**25.** (UNESP) O ácido fluorídrico, importante matéria-prima para obtenção de diversos compostos fluorados, pode ser preparado pela reação:



Considere os dados:

Reação	$\Delta H$ (kJ/mol de produto)
$\frac{1}{2}\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2}\text{F}_{2(g)} \rightarrow \text{HF}_{(g)}$	-273
$\text{Ca}_{(s)} + \text{F}_{2(g)} \rightarrow \text{CaF}_{2(s)}$	-1.228
$\text{Ca}_{(s)} + \text{S}_{(s)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CaSO}_{4(s)}$	-1.435
$\text{H}_{2(g)} + \text{S}_{(s)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(l)}$	-814

A partir dos dados apresentados na tabela e utilizando a Lei de Hess, calcule o  $\Delta H$  da reação de preparação do  $\text{HF}_{(g)}$  a partir de 1 mol de  $\text{CaF}_{2(s)}$  e informe se ela é exotérmica ou endotérmica.

Represente, no diagrama apresentado abaixo, a reação de preparação do HF.





**RESPOSTAS**

**01.** a) Entalpia molar padrão de formação de uma substância ( $\Delta H^\circ$ ) é a energia envolvida na síntese de 1 mol da substância a partir de seus elementos na forma alotrópica mais estável a 25 °C e 1 atm.

b) A energia envolvida numa reação química só depende dos estados inicial e final do sistema.

**02.** A **03.** A **04.** E **05.** D

**06.** C **07.** A **08.** E **09.** A

**10.** A **11.** B

**12.** a)  $\text{SiO}_2(\text{s}) + 2\text{Mg}(\text{s}) \longrightarrow \text{Si}(\text{s}) + 2\text{MgO}(\text{s})$ .

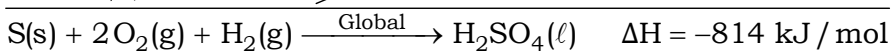
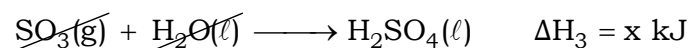
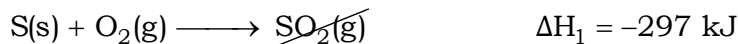
Reagentes e produtos ocorrem no estado sólido.

b) A variação de entalpia deste processo é dada por:  $\Delta H = -292,7 \text{ kJ/mol}$ .

**13.** a)  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

b) Reação II.

**14.** a) Teremos:



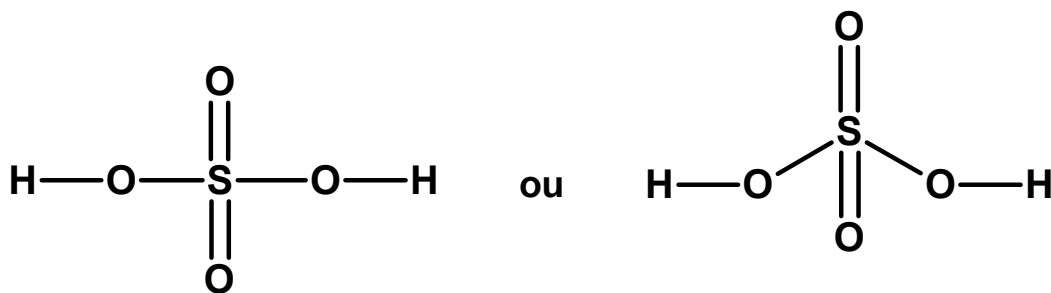
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

$$-814 = -297 - 99 + x - 286$$

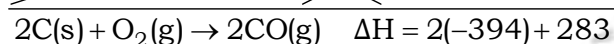
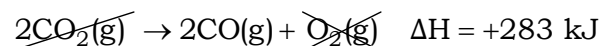
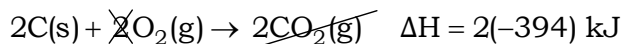
$$x = -814 + 297 + 99 + 286$$

$$x = -132$$

b) Fórmula estrutural do ácido sulfúrico, entre outras possibilidades:



15. a) Teremos:



$$\Delta\text{H} = -505 \text{ kJ}$$

b) As reações I, II e III são exotérmicas, pois o valor da variação de entalpia é negativo.

16. a) Equação balanceada da reação:  $2\text{Al}(\text{s}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) \longrightarrow 2\text{Fe}(\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ .

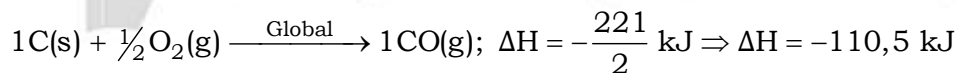
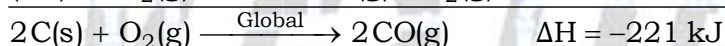
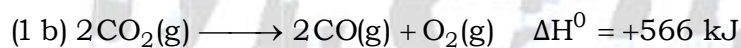
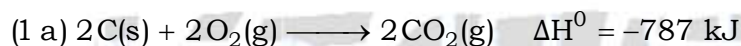
b)  $\Delta\text{H} = -851,8 \text{ kJ}$ .

17. a)  $\Delta\text{H} = -42 \text{ kJ/mol}$ .

b)  $\Delta\text{H} < 0$  (reação exotérmica: libera calor).

c)  $\Delta\text{H}_f = -276 \text{ kJ/mol}$ .

18. a) A reação 2 pode ser obtida pela soma da reação 1a e a inversa da reação 1b, mostrado a seguir:



Para a formação de 1 mol de  $\text{CO}(\text{g})$  a variação de entalpia seria a metade do valor:  $-110,5 \text{ kJ}$ .

b) A reação é completa e a estequiometria da reação é 1 mol C para 1 mol  $\text{CO}_2$ . Assim, se 2.400 kg de C equivalem a 200.000 mols de C, tem-se a formação de 200.000 mols de CO.

19. Alternativa A.

20. Alternativa A.

21. a) Etapa endotérmica: II  $\rightarrow$  III.

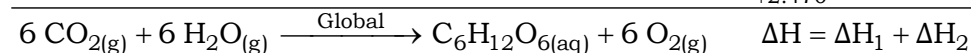
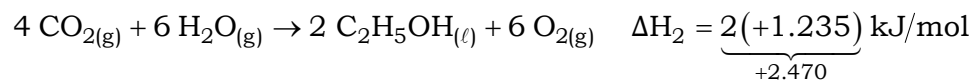
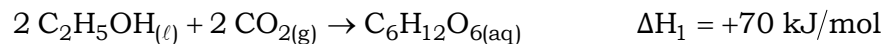
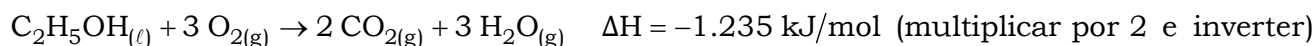
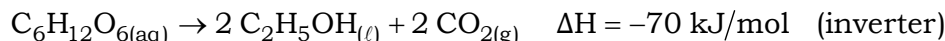
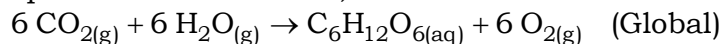
Etapas exotérmicas: I  $\rightarrow$  II e III  $\rightarrow$  IV.

b)  $\Delta\text{H} = -40 \text{ kJ}$ .

22. Alternativa E.

23. Alternativa E.

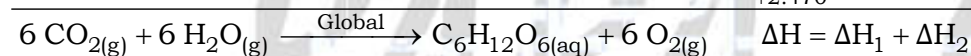
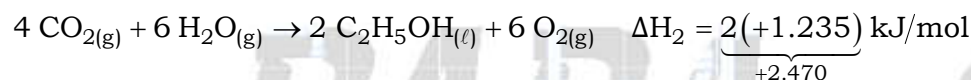
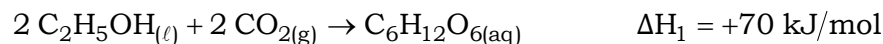
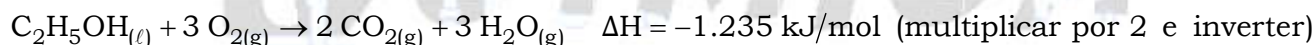
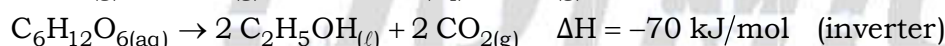
Aplicando a lei de Hess, vem:



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

$$\Delta H = (+70 + 2.470) \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +2.540 \text{ kJ}$$



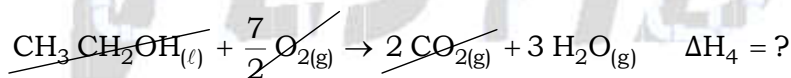
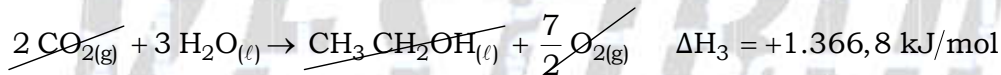
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$\Delta H = (+70 + 2.470) \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +2.540 \text{ kJ}$$

24. O valor de  $\Delta H_6 = -1.277,4 \text{ kJ/mol}$  está certo.

Invertendo a equação da reação 3 e somando com a equação da reação 4, vem:



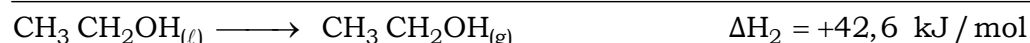
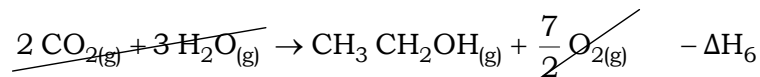
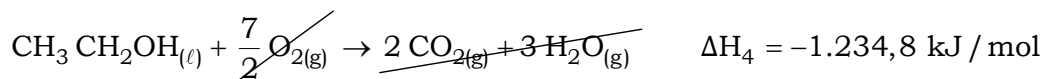
$$3 \times \Delta H_1 = \Delta H_3 + \Delta H_4$$

$$3 \times 44,0 \text{ kJ} = +1.366,8 \text{ kJ} + \Delta H_4$$

$$\Delta H_4 = -1.366,8 \text{ kJ} + 3 \times 44,0 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_4 = -1.234,8 \text{ kJ}$$

Invertendo a equação da reação 6 e somando com a equação da reação 4, vem:



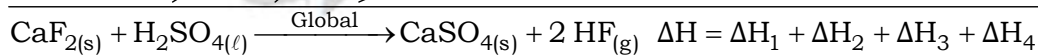
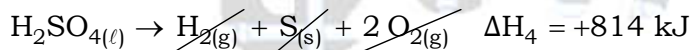
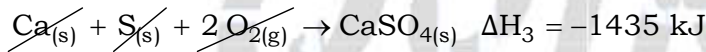
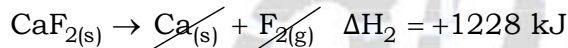
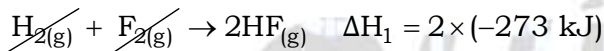
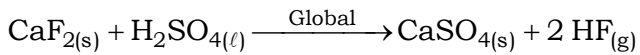
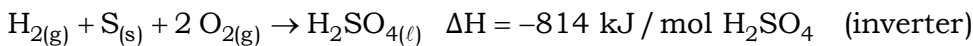
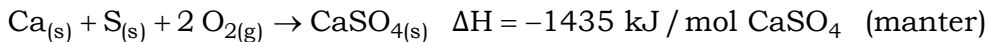
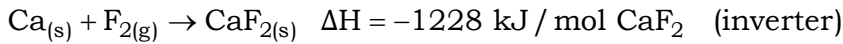
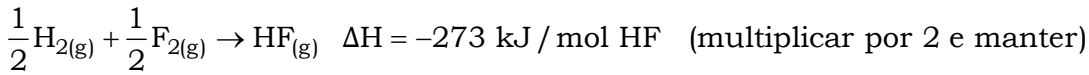
$$\Delta H_2 = \Delta H_4 + (-\Delta H_6)$$

$$+42,6 \text{ kJ} = -1.234,8 \text{ kJ} - \Delta H_6$$

$$\Delta H_6 = -1.234,8 \text{ kJ} - 42,6 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_6 = -1.277,4 \text{ kJ}$$

25. A partir das informações contidas no enunciado da questão, vem:



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

$$\Delta H = 2 \times (-273 \text{ kJ}) + (+1228 \text{ kJ}) + (-1435 \text{ kJ}) + (+814 \text{ kJ})$$

$$\Delta H = -546 \text{ kJ} + 1228 \text{ kJ} - 1435 \text{ kJ} + 814 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +61 \text{ kJ}$$

Representação da reação de preparação do HF<sub>(g)</sub> a partir de 1 mol de CaF<sub>2(s)</sub>:

