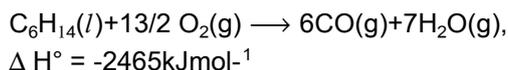


## Exercícios de Química Termoquímica

### TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Ufpe) Na(s) questão(ões) a seguir escreva nos parênteses a letra (V) se a afirmativa for verdadeira ou (F) se for falsa.

1. A queima de combustível no interior de motores pode ocorrer de forma incompleta e produzir monóxido de carbono, um gás extremamente tóxico, ao invés de  $\text{CO}_2$ , que é produzido na queima completa. Para evitar a emissão desse gás, alguns automóveis são equipados com um catalisador que promove a queima do monóxido de carbono, convertendo-o em dióxido de carbono. Tornando-se como modelo de combustível o n-hexano ( $\text{C}_6\text{H}_{14}$ ) para o qual o calor padrão de combustão é de  $-4163 \text{ kJmol}^{-1}$  e sabendo-se que:

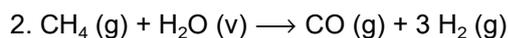


Pode-se afirmar que:

- ( ) A conversão de CO em  $\text{CO}_2$  é endotérmica.
- ( ) O calor liberado na conversão de CO em  $\text{CO}_2$  é menor que  $300 \text{ kJmol}^{-1}$ .
- ( ) É esperado que a conversão de CO em  $\text{CO}_2$ , ocorra com um abaixamento de entropia.
- ( ) A queima completa do n-hexano libera mais calor que a queima incompleta.
- ( ) A combustão completa do n-hexano é exotérmica.

### TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Mackenzie) Em diversos países, o aproveitamento do lixo doméstico é quase 100%. Do lixo levado para as usinas de compostagem, após a reciclagem, obtém-se a biomassa que, por fermentação anaeróbica, produz biogás. Esse gás, além de ser usado no aquecimento de residências e como combustível em veículos e indústrias, é matéria prima importante para a produção das substâncias de fórmula  $\text{H}_3\text{C-OH}$ ,  $\text{H}_3\text{C-Cl}$ ,  $\text{H}_3\text{C-NO}_2$  e  $\text{H}_2$ , além de outras.



O gás hidrogênio pode ser obtido pela reação acima equacionada. Dadas as entalpias de formação em  $\text{kJ/mol}$ ,  $\text{CH}_4 = -75$ ,  $\text{H}_2\text{O} = -287$  e  $\text{CO} = -108$ , a entalpia da reação a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm, é igual a:

- a) + 254 kJ
- b) - 127 kJ
- c) - 470 kJ
- d) + 508 kJ
- e) - 254 kJ

### TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Puccamp) Durante a digestão dos animais ruminantes ocorre a formação do gás metano (constituído pelos elementos carbono e hidrogênio) que é eliminado pelo arroteo do animal.

3. Por dia, cada cabeça de gado produz cerca de (50/365) kg de metano. Se fosse possível recolher essa quantidade de gás, poderia haver valiosa aplicação, uma vez que, na combustão total do metano é gerada energia térmica que poderia ser utilizada para aquecer água. Com essa massa de metano quantos kg de água poderiam ser aquecidos de  $25^\circ\text{C}$  a  $43^\circ\text{C}$ ?

Dados:

Calor de combustão do metano =  $210 \text{ kcal/mol}$

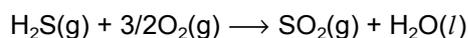
Massa molar do metano =  $16 \text{ g/mol}$

Calor específico da água =  $1,0 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$

- a)  $1,0 \times 10 \text{ kg}$
- b)  $1,0 \times 10^2 \text{ kg}$
- c)  $1,0 \times 10^3 \text{ kg}$
- d)  $2,0 \times 10^4 \text{ kg}$
- e)  $2,0 \times 10^5 \text{ kg}$

### TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Uerj) Nos motores de combustão interna, o sulfeto de hidrogênio, presente em combustíveis, é convertido no poluente atmosférico óxido de enxofre IV, como mostra sua equação de combustão abaixo.



O sulfeto de hidrogênio é extraído dos combustíveis por um solvente que possui baixa polaridade molecular e natureza ácido-básica oposta à sua.

4. As entalpias-padrão de formação de substâncias participantes na combustão do sulfeto de hidrogênio são fornecidas adiante.

substância	$\Delta H^{\circ}_{\text{formação}}$ (kJ x mol <sup>-1</sup> )
H <sub>2</sub> S(g)	-20
SO <sub>2</sub> (g)	-296
H <sub>2</sub> O(l)	-286

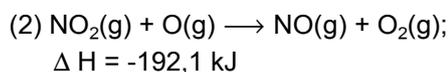
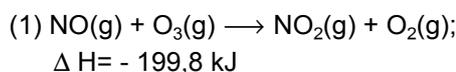
O valor da entalpia-padrão de combustão do sulfeto de hidrogênio em kJ x mol<sup>-1</sup> é igual a:

- a) - 562
- b) - 602
- c) - 1124
- d) - 1204

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Ufc) Na(s) questão(ões) a seguir escreva no espaço apropriado a soma dos itens corretos.

5. O óxido nítrico (NO), produzido pelo sistema de exaustão de jatos supersônicos, atua na destruição da camada de ozônio através de um mecanismo de duas etapas, a seguir representadas:



Assinale as alternativas corretas:

- 01. A reação total pode ser representada pela equação:  $\text{O}_3\text{(g)} + \text{O(g)} \longrightarrow 2\text{O}_2\text{(g)}$ .
- 02. No processo total, o NO é um catalisador da reação.

04. Sendo  $V = k [\text{O}_3][\text{O}]$  a expressão de velocidade para o processo total, a reação é dita de primeira ordem com relação ao ozônio.

08. Ambas as reações correspondentes às etapas do processo são endotérmicas.

16. A reação total fornecerá 391,1 kJ por mol de oxigênio formado.

Soma ( )

TEXTO PARA AS PRÓXIMAS 2 QUESTÕES.

(Ufba) Na(s) questão(ões) a seguir escreva nos parênteses a soma dos itens corretos.

6. As reações químicas envolvem energia. Nos automóveis, a fonte de energia é a queima de certos compostos orgânicos.

A tabela a seguir fornece os valores de calor padrão de combustão, a 25°C, de alguns compostos orgânicos.

Composto	$\Delta H^{\circ}$ combustão (kcal.mol <sup>-1</sup> )
CH <sub>3</sub> OH (l)	- 173,6
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (l)	- 326,7
C <sub>8</sub> H <sub>18</sub> (l)	- 1320,6

Com base nessas informações e nos conhecimentos sobre reações químicas, pode-se afirmar:

(01) A combustão da gasolina é uma reação química que libera energia.

(02) A combustão completa da gasolina produz dióxido de carbono, água e energia.

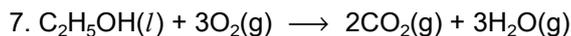
(04) A combustão completa de um mol de octano produz 16 moles de dióxido de carbono.

(08) O calor envolvido na combustão completa de 57g de octano é igual a -660,3kcal.

(16) A combustão de um mol de metanol libera mais energia que a combustão de um mol de etanol.

(32) A equação  $\text{CH}_3\text{OH(l)} + 3/2\text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$  representa a reação de combustão incompleta do metanol.

Soma ( )



A equação balanceada anterior representa a reação do etanol com o oxigênio, e a tabela a seguir apresenta os valores do calor padrão de formação de alguns compostos, a 25°C.

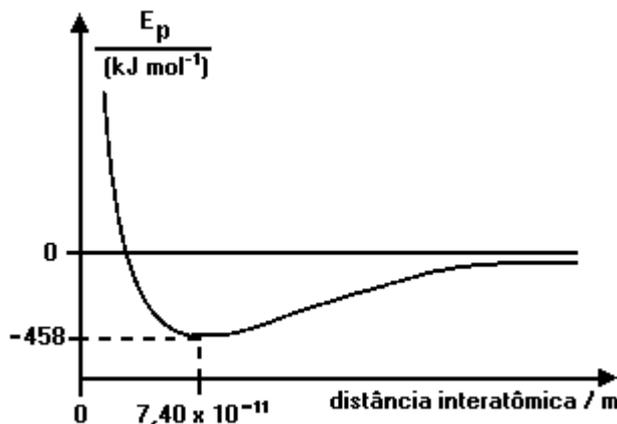
Composto	$\Delta H_f^\circ$ (kcal.mol <sup>-1</sup> )
$C_2H_5OH(l)$	-66,4
$CO_2(g)$	-94,1
$H_2O(g)$	-57,8

Com base nessas informações, pode-se afirmar:

- (01) A equação anterior representa a reação de combustão completa do etanol.
- (02) A combustão completa do etanol, a 25°C, libera 66,4kcal/mol.
- (04) Se a densidade do etanol, a 25°C, é de aproximadamente 0,8g/mL, a combustão completa de 115mL desse composto libera 590,4kcal.
- (08) Se o calor padrão de combustão do metanol é -173,6kcal/mol, uma mistura combustível constituída por quantidades equimolares desse composto e de etanol apresenta maior calor de combustão que o etanol puro.
- (16) Se a reação indicada for realizada num sistema termicamente isolado, observar-se-á a elevação na temperatura do sistema.

Soma (      )

8. (Ufmg) A curva a seguir mostra a variação de energia potencial  $E_p$  em função da distância entre os átomos, durante a formação da molécula  $H_2$  a partir de dois átomos de hidrogênio, INICIALMENTE A UMA DISTÂNCIA INFINITA UM DO OUTRO.



Em relação às informações obtidas da análise do gráfico, assinale a afirmativa FALSA.

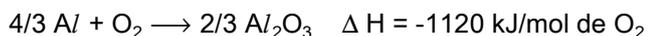
- a) A energia potencial diminui na formação da ligação química.
- b) A quebra da ligação H-H consome 458kJ/mol.
- c) O comprimento de ligação da molécula  $H_2$  é de  $7,40 \times 10^{-11}$  m.
- d) Os átomos separados por uma distância infinita se atraem mutuamente.

9. (Enem) Ainda hoje, é muito comum as pessoas utilizarem vasilhames de barro (moringas ou potes de cerâmica não esmaltada) para conservar água a uma temperatura menor do que a do ambiente. Isso ocorre porque:

- a) o barro isola a água do ambiente, mantendo-a sempre a uma temperatura menor que a dele, como se fosse isopor.
- b) o barro tem poder de "gelar" a água pela sua composição química. Na reação, a água perde calor.
- c) o barro é poroso, permitindo que a água passe através dele. Parte dessa água evapora, tomando calor da moringa e do restante da água, que são assim resfriadas.
- d) o barro é poroso, permitindo que a água se deposite na parte de fora da moringa. A água de fora sempre está a uma temperatura maior que a de dentro.

e) a moringa é uma espécie de geladeira natural, liberando substâncias higroscópicas que diminuem naturalmente a temperatura da água.

10. (Fuvest) Considere as reações de oxidação dos elementos Al, Mg e Si representadas pelas equações a seguir e o calor liberado por mol de O<sub>2</sub> consumido.



Em reações iniciadas por aquecimento, dentre esses elementos, aquele que reduz dois dos óxidos apresentados e aquele que reduz apenas um deles, EM REAÇÕES EXOTÉRMICAS, são, respectivamente,

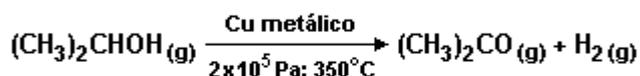
- a) Mg e Si
- b) Mg e Al
- c) Al e Si
- d) Si e Mg
- e) Si e Al

11. (Uel) Sabendo que a combustão completa da glicose com ar libera cerca de  $1 \times 10^2$  kcal/mol de oxigênio (O<sub>2</sub>), a energia liberada na queima de 5mols de glicose, será, em kcal,

Dado: Glicose = C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>

- a)  $1 \times 10^3$
- b)  $2 \times 10^3$
- c)  $3 \times 10^3$
- d)  $4 \times 10^3$
- e)  $5 \times 10^3$

12. (Ufrn) Numa universidade do Nordeste, pesquisadores da área de produtos naturais chegaram a uma importante descoberta: partindo da fermentação do suco de certa espécie de cacto comum na caatinga, obtiveram álcool isopropílico (CH<sub>3</sub>CHOHCH<sub>3</sub>) a baixo custo. Em princípio, esse álcool pode ser convertido em acetona (CH<sub>3</sub>COCH<sub>3</sub>), pelo processo abaixo, com rendimento de 90%, nas condições dadas.



$$\Delta H = + 3,6 \text{ kJ/mol}$$

A partir de 30g de isopropanol, a massa de propanona obtida e o calor absorvido no processo são, mais aproximadamente:

DADOS: Massas Molares (g/mol)

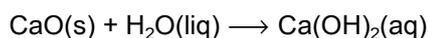
H = 1,0

C = 12,0

O = 16,0

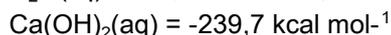
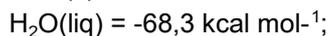
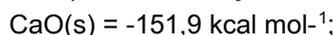
- a) 52 g e 3,2 kJ
- b) 29 g e 1,8 kJ
- c) 26 g e 1,6 kJ
- d) 54 g e 3,6 kJ.

13. (Uel) Por longo tempo, Constantinopla (atual Istambul) foi assediada pelos muçulmanos, antes de cair em 1453. Uma das armas utilizadas pelos defensores da cidade era o "fogo grego", que consistia em uma mistura viscosa injetada no mar e que se inflamava ao contato com a água, queimando violentamente. Ainda hoje não se conhece a exata composição desta mistura, mas uma suposição possível é de que continha pó de cal misturado com o petróleo bruto, dois materiais conhecidos na época. O cal reage com a água segundo a equação



A reação é exotérmica e o calor despreendido poderia inflamar o petróleo, que, por ter densidade menor que a água, se espalharia na superfície do mar, provocando a queima da frota invasora.

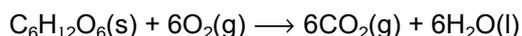
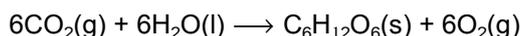
Entalpias de formação:



Sobre a composição proposta para o fogo grego, é INCORRETO afirmar:

- O óxido de cálcio é um óxido básico.
- O hidróxido de cálcio é uma base segundo Arrhenius e Bronsted, mas não segundo Lewis.
- Na reação do óxido de cálcio com a água, esta funciona como ácido de Bronsted.
- A reação desprende 19,5 kcal por mol de óxido de cálcio.
- O petróleo é uma mistura de compostos orgânicos, principalmente hidrocarbonetos.

14. (Fuvest) Considere a reação de fotossíntese (ocorrendo em presença de luz e clorofila) e a reação de combustão da glicose representadas a seguir:



Sabendo-se que a energia envolvida na combustão de um mol de glicose é de  $2,8 \times 10^6 \text{ J}$ , ao sintetizar meio mol de glicose, a planta:

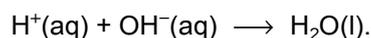
- libera  $1,4 \times 10^6 \text{ J}$ .
- libera  $2,8 \times 10^6 \text{ J}$ .
- absorve  $1,4 \times 10^6 \text{ J}$ .
- absorve  $2,8 \times 10^6 \text{ J}$ .
- absorve  $5,6 \times 10^6 \text{ J}$ .

15. (Fuvest) Tanto gás natural como óleo diesel são utilizados como combustível em transportes urbanos. A combustão completa do gás natural e do óleo diesel liberam, respectivamente,  $9 \times 10^2 \text{ kJ}$  e  $9 \times 10^3 \text{ kJ}$  por mol de hidrocarboneto. A queima desses combustíveis contribui para o efeito estufa. Para igual energia liberada, quantas vezes a contribuição do óleo diesel é maior que a do gás natural?

(Considere gás natural =  $\text{CH}_4$ , óleo diesel =  $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$ )

- 1,1.
- 1,2.
- 1,4.
- 1,6.
- 1,8.

16. (Ita) Em um calorímetro adiabático, com capacidade térmica desprezível, são introduzidos, sob pressão constante de 1atm, um volume  $V_1$  de solução aquosa 1,0 molar de ácido clorídrico e um volume  $V_2$  de solução aquosa 1,0 molar de hidróxido de sódio. A reação que ocorre é aquela representada pela equação química:



as misturas efetuadas são as seguinte:

- $V_1=100\text{ml}$  e  $V_2=100\text{ml}$  e observa-se um aumento de temperatura  $\Delta T_1$
- $V_1=50\text{ml}$  e  $V_2=150\text{ml}$  e observa-se um aumento de temperatura  $\Delta T_2$ .
- $V_1=50\text{ml}$  e  $V_2=50\text{ml}$  e observa-se um aumento de temperatura  $\Delta T_3$ .

Com relação ao efeito térmico que se observa, é CORRETO prever que:

- $\Delta T_1 \approx \Delta T_3 > \Delta T_2$ .
- $\Delta T_1 > \Delta T_2 \approx \Delta T_3$ .
- $\Delta T_1 \approx \Delta T_2 \approx \Delta T_3$ .
- $\Delta T_1 > \Delta T_2 > \Delta T_3$ .
- $\Delta T_1 > \Delta T_3 > \Delta T_2$ .

17. (Ita) Sob 1atm e 25°C, qual das reações a seguir equacionadas deve ser a mais exotérmica?

- a)  $H_2(g)+F_2(g) \rightarrow 2HF(g)$
- b)  $H_2(g)+Cl_2(g) \rightarrow 2HCl(g)$
- c)  $H_2(g)+I_2(g) \rightarrow 2HI(g)$
- d)  $Br_2(g)+I_2(g) \rightarrow 2IBr(g)$
- e)  $Cl_2(g)+Br_2(g) \rightarrow 2CIBr(g)$

18. (Pucsp) A 25°C e 1 atm tem-se:

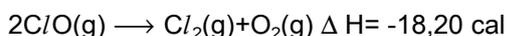
- $\Delta H$  de formação do  $CO_2 = -94,1kcal\ mol^{-1}$
- $\Delta H$  de formação de  $H_2O = -68,3kcal\ mol^{-1}$
- $\Delta H$  de combustão do  $C_2H_2 = -310,6kcal\ mol^{-1}$
- $\Delta S$  de formação do  $C_2H_2 = -0,048kcal\ mol^{-1}$

Escolha entre as alternativas relacionadas na figura a seguir a que completa, adequadamente, a afirmação:

A 25°C e 1 atm,  $\Delta H$  de formação do  $C_2H_2$  é.....,  $\Delta G$  é....., portanto o processo é.....

	$\Delta H$ kcal mol <sup>-1</sup>	$\Delta G$ kcal mol <sup>-1</sup>	Espontaneidade
a)	+54,1	-68,4	Espontâneo
b)	-54,1	+68,4	Não Espontâneo
c)	+54,1	+68,4	Não Espontâneo
d)	-54,1	-55,3	Espontâneo
e)	+54,1	+55,3	Não Espontâneo

19. (Unitau) Temos a reação:



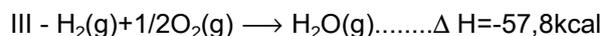
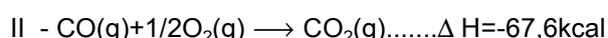
Pode-se afirmar, apenas com estes dados, que:

- a) a reação é espontânea.
- b) a reação não é espontânea.
- c) a reação será espontânea se  $\Delta S$  for positivo.
- d) a reação somente será espontânea em temperaturas abaixo de 0°C.
- e) a reação somente será espontânea em temperaturas acima de 0°C.

20. (Unitau) Nas pizzarias há cartazes dizendo "Forno à lenha". A reação que ocorre deste forno para assar a pizza é:

- a) explosiva.
- b) exotérmica.
- c) endotérmica.
- d) hidrosférica.
- e) catalisada.

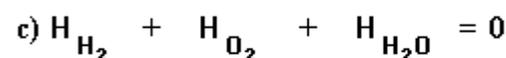
21. (Unitau) Observe as seguintes equações termoquímicas:



De acordo com a variação de entalpia, podemos afirmar:

- a) I é endotérmica, II e III exotérmicas.
- b) I e III são endotérmicas, II exotérmica.
- c) II e III são endotérmicas, I exotérmica.
- d) I e II são endotérmicas, III exotérmica.
- e) II é endotérmica e I e III exotérmicas.

22. (Unesp) A reação de formação de água, a partir de hidrogênio e oxigênio gasosos, é um processo altamente exotérmico. Se as entalpias (H) de reagentes e produtos forem comparadas, vale a relação:



23. (Fuvest) A oxidação de açúcares no corpo humano produz ao redor de 4,0 quilocalorias por grama de açúcar oxidado. A oxidação de um décimo de mol de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) vai produzir aproximadamente:

Massas atômicas: H = 1,0; C = 12; O = 16

- a) 40 kcal
- b) 50 kcal
- c) 60 kcal
- d) 70 kcal
- e) 80 kcal

24. (Fuvest-gv) Qual o calor obtido na queima de 1,000kg de um carvão que contém 4,0% de cinzas?

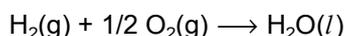
Dados:

Massa molar do carbono: 12g/mol

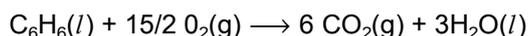
Calor de combustão do carbono: 390 kJ/mol

- a)  $3,75 \cdot 10^2$  kJ
- b)  $1,30 \cdot 10^3$  kJ
- c)  $4,70 \cdot 10^3$  kJ
- d)  $3,12 \cdot 10^4$  kJ
- e)  $3,26 \cdot 10^4$  kJ

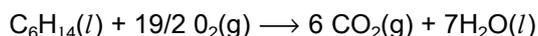
25. (Fuvest) Benzeno pode ser obtido a partir de hexano por reforma catalítica. Considere as reações da combustão:



Calor liberado = 286 kJ/mol de combustível



Calor liberado = 3268 kJ/mol de combustível

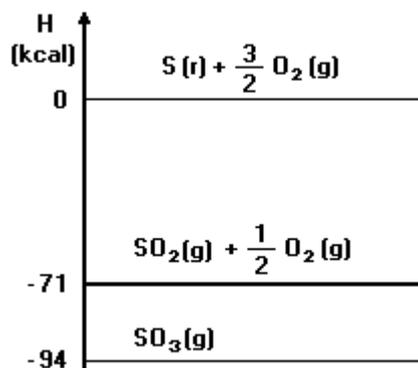


Calor liberado = 4163 kJ/mol de combustível

Pode-se então afirmar que na formação de 1mol 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.

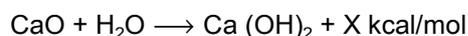
26. (Cesgranrio) Observe o gráfico.



O valor da entalpia de combustão de 1mol de  $SO_2(g)$ , em kcal, a  $25^\circ C$  e 1atm, é:

- a) - 71.
- b) - 23.
- c) + 23.
- d) + 71.
- e) + 165.

27. (Cesgranrio) Quando se adiciona cal viva ( $CaO$ ) à água, há uma liberação de calor devida à seguinte reação química:



Sabendo-se que as entalpias de formação dos compostos envolvidos são a 1ATM e  $25^\circ C$  (condições padrão)

$$\Delta H (CaO) = -151,9 \text{ kcal/mol}$$

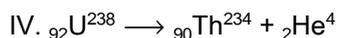
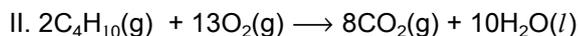
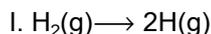
$$\Delta H (H_2O) = -68,3 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H (Ca(OH)_2) = -235,8 \text{ kcal/mol}$$

Assim, o valor de X da equação anterior será:

- a) 15,6 kcal/mol
- b) 31,2 kcal/mol
- c) 46,8 kcal/mol
- d) 62,4 kcal/mol
- e) 93,6 kcal/mol

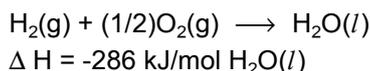
28. (Fatec) Considere as transformações representadas a seguir:



São transformações exotérmicas

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

29. (Fatec) As transformações representadas a seguir referem-se à formação da água.



Para vaporizar 180g de água são necessários:

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

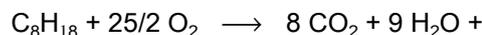
- a) 79 kJ
- b) 5280 kJ
- c) 44 kJ
- d) 528 kJ
- e) 440 kJ

30. (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  $\Delta H = -2,1\text{kJ/mol}$
- e) a forma alotrópica grafite é o agente oxidante e a diamante é o agente redutor das reações de combustão

31. (Fei) A combustão de 1,0g de gasolina ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$  - 2,2,4 trimetil pentano) libera 11.170 cal, de acordo com a equação química:



Energia

(levar em conta apenas a combustão completa do combustível)

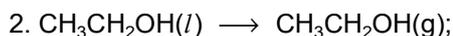
O calor de combustão do isoctano é de:

- a) 11.170 kcal
  - b) 7,819 Th
  - c) 1.273,4 kcal
  - d) 11.170cal
  - e) 7.820 kcal
- Dados:  $\text{H}=1\text{u}$  ;  $\text{C}=12\text{u}$  ;  $\text{O}=16\text{u}$

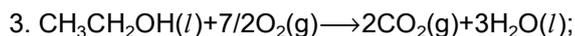
32. (Ita) Considere as informações contidas nas seguintes equações termoquímicas mostradas a seguir, todas referentes à temperatura de 25°C e pressão de uma atmosfera:



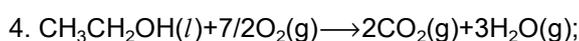
$\Delta H = 44,0 \text{ kJ/mol}$ .



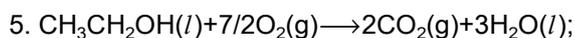
$\Delta H_2 = 42,6 \text{ kJ/mol}$ .



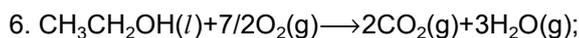
$\Delta H = -1366,8 \text{ kJ/mol}$ .



$\Delta H_4 = ?$



$\Delta H_5 = ?$



$\Delta H_6 = ?$

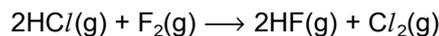
Em relação ao exposto anterior, é ERRADO afirmar que:

- a) As reações representadas pelas equações 1 e 2 são endotérmicas.
- b) As reações representadas pelas equações 3, 4, 5 e 6 são exotérmicas.
- c)  $\Delta H_4 = -1234,8 \text{ kJ/mol}$ .
- d)  $\Delta H_5 = -1324,2 \text{ kJ/mol}$ .
- e)  $\Delta H_6 = -1277,4 \text{ kJ/mol}$ .

33. (Puccamp) São dadas as seguintes energias de ligação:

LIGAÇÃO	ENERGIA (kJ/mol de ligação formada)
H - Cl	-431,8
H - F	-563,2
Cl - Cl	-242,6
F - F	-153,1

Com os dados fornecidos é possível prever que a reação



tenha  $\Delta H$ , em kJ, da ordem de

- a) - 584,9, sendo endotérmica.
- b) - 352,3, sendo exotérmica
- c) - 220,9, sendo endotérmica
- d) + 220,9, sendo exotérmica.
- e) + 352,3, sendo endotérmica.

34. (Uel) Considere a reação de combustão de 440,0g de propano, a 25°C e 1 atm, com liberação de 22.200kJ.

Para se obter 1.110kJ de calor, nas condições mencionadas, a massa de propano, em gramas, que deve ser utilizada é

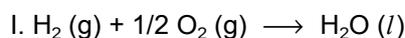
- a) 44
- b) 22
- c) 11
- d) 8,8
- e) 4,4

35. (Uel) Considere a reação de combustão de 440,0g de propano, a 25°C e 1 atm, com liberação de 22.200kJ.

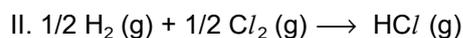
O  $\Delta H$  de combustão do propano, em kJ/mol, vale (Dado: massa molar do propano = 44g/mol)

- a) - 22.200
- b) + 22.200
- c) - 2.220
- d) + 2.220
- e) - 555,0

36. (Uel) Considere as equações termoquímicas a seguir.



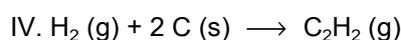
$\Delta H = -285,8 \text{ kJ/mol}$



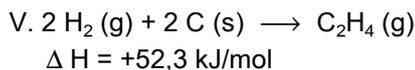
$\Delta H = -92,5 \text{ kJ/mol}$



$\Delta H = -268,6 \text{ kJ/mol}$



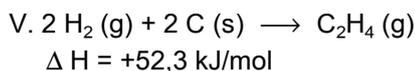
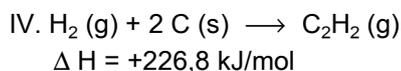
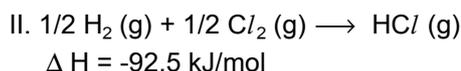
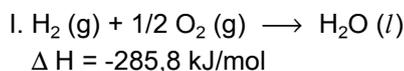
$\Delta H = +226,8 \text{ kJ/mol}$



Em qual das reações há liberação de MAIOR quantidade de calor por 1,0 mol de hidrogênio consumido?

- a) I
- b) II
- c) III
- d) IV
- e) V

37. (Uel) Considere as equações termoquímicas a seguir.



Qual o valor do  $\Delta H$ , em kJ/mol, da reação  $\text{HCl} (\text{g}) + 1/2 \text{F}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{HF} (\text{g}) + 1/2 \text{Cl}_2 (\text{g})$ ?

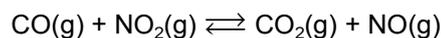
- a) -361,1
- b) -352,2
- c) -176,1
- d) +176,1
- e) +352,2

38. (Ufmg) A energia que um ciclista gasta ao pedalar uma bicicleta é cerca de 1800kJ/hora acima de suas necessidades metabólicas normais. A sacarose,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  (massa molar=342g/mol), fornece aproximadamente 5400kJ/mol de energia.

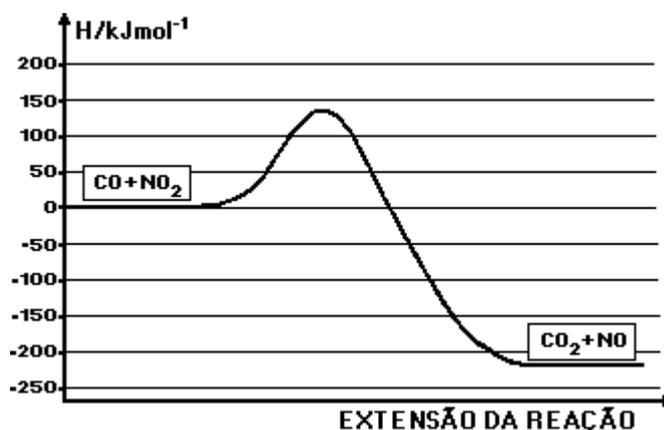
A alternativa que indica a massa de sacarose que esse ciclista deve ingerir, para obter a energia extra necessária para pedalar 1h, é

- a) 1026 g
- b) 114 g
- c) 15,8 g
- d) 3,00 g
- e) 0,333 g

39. (Ufmg) O gráfico a seguir representa a variação de energia potencial quando o monóxido de carbono, CO, é oxidado a  $\text{CO}_2$  pela ação do  $\text{NO}_2$ , de acordo com a equação:



Com relação a esse gráfico e à reação acima, a afirmativa FALSA é



- a) a energia de ativação para a reação direta é cerca de  $135 \text{ kJmol}^{-1}$ .
- b) a reação inversa é endotérmica.
- c) em valor absoluto, o  $\Delta H$  da reação direta é cerca de  $225 \text{ kJmol}^{-1}$ .
- d) em valor absoluto, o  $\Delta H$  da reação inversa é cerca de  $360 \text{ kJmol}^{-1}$ .
- e) o  $\Delta H$  da reação direta é negativo.

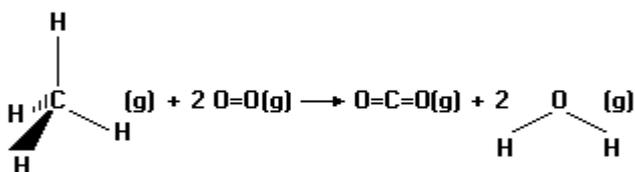
40. (Ufmg) Metano, o principal componente do gás natural, é um importante combustível industrial. A equação balanceada de sua combustão está representada na figura adiante. Consideram-se, ainda, as seguintes energias de ligação, em  $\text{kJmol}^{-1}$ :

$$E(\text{C-H}) = 416$$

$$E(\text{C=O}) = 805$$

$$E(\text{O=O}) = 498$$

$$E(\text{O-H}) = 464$$



Utilizando-se os dados anteriores, pode-se estimar que a entalpia de combustão do metano, em  $\text{kJmol}^{-1}$ , é

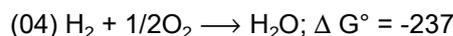
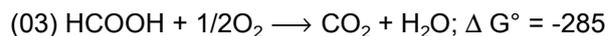
- 2660
- 806
- 122
- 122
- 806

41. (Unirio) A quantidade de calor em kcal formado pela combustão de 221,0g de etino, a  $25^\circ\text{C}$ , conhecendo-se as entalpias ( $\Delta H$ ) de formação do  $\text{CO}_2(\text{g})$ ,  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  e etino (g), é aproximadamente igual: Dados:

$$\Delta H^\circ(\text{f}) \begin{cases} \text{CO}_2(\text{g}) = -94,10 \text{ kcal/mol} \\ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -68,30 \text{ kcal/mol} \\ \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) = +54,20 \text{ kcal/mol} \end{cases}$$

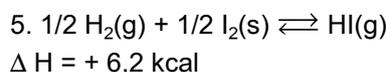
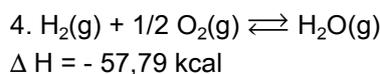
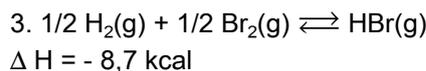
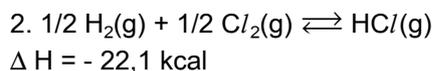
- 2640,95 kcal
- 1320,47 kcal
- 880,31 kcal
- 660,23 kcal
- 528,19 kcal

42. (Ufpe) Células de combustível são células galvânicas, cuja reação global e a queima de um combustível pelo oxigênio. As energias livres padrão de algumas reações (em  $\text{kJoule}$  por mol de combustível) que podem ocorrer nestes tipos de células se encontram a seguir:



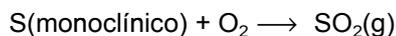
Assinale o número da reação que apresenta o maior valor para o potencial padrão de célula.

43. (Unaerp) Segundo o princípio de THOMPSEN e BERTHELOT, dentre um conjunto de reações químicas possíveis, ocorrerá primeiro, espontaneamente, aquela que for mais exotérmica. Qual das reações químicas apresentadas é mais exotérmica?

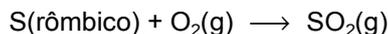


- $\rightarrow 1.$
- $\rightarrow 2.$
- $\rightarrow 3.$
- $\rightarrow 4.$
- $\rightarrow 5.$

44. (Faap) O enxofre constituiu-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:



$$\Delta H = -71,1 \text{ Kcal/mol}$$



$$\Delta H = -71,0 \text{ Kcal/mol}$$

podemos afirmar que:

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

45. (Faap) Verifica-se em laboratório que a preparação de uma solução aquosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  por adição deste à água, causa um aumento na temperatura da solução quando comparada com a temperatura original do solvente. Trata-se, portanto, de um processo:

- endotérmico
- exotérmico
- isotérmico
- sem variação de energia livre
- sem variação de entalpia

46. (Faap) Um engenheiro solicitou ao estagiário sob sua orientação, para verificar, entre  $\text{C}_2\text{H}_2$  e  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , qual dos combustíveis gasosos libera maior quantidade de calor por unidade de volume, nas mesmas condições de pressão e temperatura, quando da sua combustão completa.

Sendo conhecidos os calores de formação a  $25^\circ\text{C}$  e 1atm:

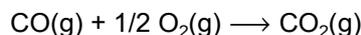
$$\text{CO}_2(\text{g}) \dots - 393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \dots - 241,8 \text{ kJ/mol}$$

o estágio respondeu acertadamente, que:

- o calor liberado é o mesmo para os dois gases
- o  $\text{C}_2\text{H}_2$  libera maior quantidade de calor
- o  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  libera maior quantidade de calor
- não há dados suficientes para a conclusão
- apenas o  $\text{C}_2\text{H}_2$  pode apresentar combustão completa

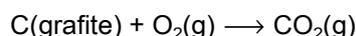
47. (Fgv) Em um conversor catalítico, usado em veículos automotores em seu cano de escape, para reduzir a poluição atmosférica, ocorrem várias reações químicas, sendo que uma das mais importantes é:



Sabendo-se que as entalpias das reações citadas a seguir são:



$$\Delta H^\circ = -26,4 \text{ kcal}$$



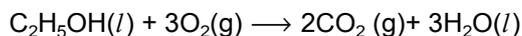
$$\Delta H_2 = -94,1 \text{ kcal}$$

pode-se afirmar que a reação inicial é:

- exotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.
- exotérmica e libera 120,5 kcal/mol.
- exotérmica e libera 67,7 kcal/mol.
- endotérmica e absorve 120,5 kcal/mol.
- endotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.

48. (Pucsp) Para resolver a questão a seguir utilize-se dos dados a seguir:

Combustão do etanol:



$\Delta H$  de formação de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) = -278 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H$  de formação de  $\text{CO}_2(g) = -394 \text{ kJ/mol}$

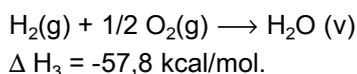
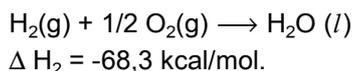
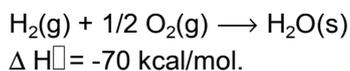
$\Delta H$  de formação de  $\text{H}_2\text{O}(l) = -286 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H$  de combustão de óleo BTE =  $-44 \text{ kJ/g}$

Para manter um forno a  $1400^\circ\text{C}$ , uma indústria química queima 1 tonelada por hora de um óleo combustível conhecido por óleo BTE. Caso o combustível fosse substituído por etanol, a massa aproximada desta substância ser queimada para se obter a mesma quantidade de calor por hora seria:

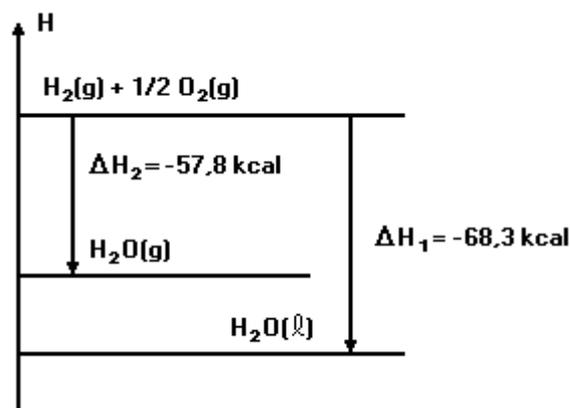
- 0,8 ton
- 1,0 ton
- 1,5 ton
- 2,7 ton
- 3,0 ton

49. (Ufsc) Observe as equações que representam a formação da água, a partir de seus elementos. Assinale a ÚNICA proposição FALSA.



- O sinal negativo indica que as reações são exotérmicas.
- A transformação  $\text{H}_2\text{O}(v) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$  libera  $10,5 \text{ kcal/mol}$ .
- O calor de solidificação da água vale  $-12,2 \text{ kcal/mol}$ .
- 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}(v)$  contém mais energia que 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}(l)$ .
- A formação de água a partir do hidrogênio libera calor.

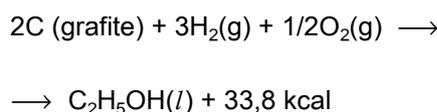
50. (Mackenzie) Observando o diagrama a seguir, é correto afirmar que:



[Dadas as massas molares (g/mol):  $\text{H}=1$  e  $\text{O}=16$ ]

- para vaporizar  $18 \text{ g}$  de água são liberados  $10,5 \text{ kcal}$ .
- o calor de reação, na síntese da água líquida, é igual ao da água gasosa.
- a entalpia molar de vaporização da água é  $+10,5 \text{ kcal}$ .
- a síntese da água gasosa libera mais calor que a da água líquida.
- o  $\Delta H$  na síntese de água gasosa é igual a  $-126,1 \text{ kcal/mol}$ .

51. (Udesc) Observe a equação termodinâmica a seguir e selecione a alternativa FALSA.



- O conteúdo energético dos produtos é menor que o dos reagentes.
- A reação é exotérmica.
- A equação representa a reação de formação do etanol.
- A entalpia de formação do etanol é de  $-33,8 \text{ kcal}$ .
- A equação, quando escrita no sentido contrário ao indicado, representa a combustão do  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

52. (Puccamp) São dadas as entalpias padrão de formação das seguintes substâncias:

Substâncias /  $\Delta H^\circ$  de formação (kJ/Mol)

$\text{CO}_2$  (g)  $\Delta H^\circ = -393,3$

$\text{H}_2\text{O}$ (g)  $\Delta H^\circ = -285,8$

$\text{CH}_3 - \text{OH}$ (l)  $\Delta H^\circ = -238,5$

Na combustão completa de 0,5 mol de metanol, a 25°C e 1atm de pressão há

- a) liberação de 726,3 kJ
- b) absorção de 726,3 kJ
- c) liberação de 363,2 kJ
- d) absorção de 363,2 kJ
- e) liberação de 181,6 kJ

53. (Fgv) Esta questão está relacionada com a tabela que fornece massas molares, pontos de ebulição, calores de formação e combustão das substâncias A, B e C e a seguir quatro afirmações acerca desses compostos.

Substância	A: $\text{CH}_4\text{O}$	B: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	C: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
P.E. [°C]	64,6	78,4	118,2
Massas molares (g/mol)	32	46	60
$\Delta H$ formação (kJ/mol)	-238,5	-277,8	-487,0
$\Delta H$ combustão (kJ/mol)	-726,3	-1366,1	-872,4

- I. À temperatura ambiente C é mais volátil do que B.
- II. Na reação de formação de A, há produção de 363,15kJ de calor por mol de C(graf) que reage.
- III. A combustão de 46g de B produz maior quantidade de calor do que a combustão de 1,0mol de C.
- IV. 22,69kJ de calor são produzidos na combustão de 1,0g de A.

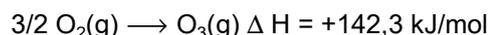
São afirmações corretas:

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

54. (Ufpe) Identifique cada afirmativa como verdadeira ou falsa:

- ( ) A energia interna de um sistema isolado não pode variar.
- ( ) Num processo endotérmico calor é transferido para o meio ambiente.
- ( ) Processos com variação de entalpia positiva não podem ocorrer.
- ( ) Uma transformação líquido  $\rightarrow$  vapor é um processo endotérmico.
- ( ) Um processo exotérmico é aquele que ocorre a temperatura constante.

55. (Uel) Dada a reação termoquímica



é possível afirmar que na formação de 96g de ozônio o calor da reação, em kJ, será

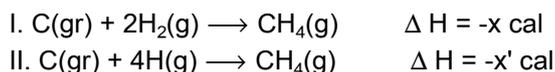
- a) +71,15
- b) +284,6
- c) +142,3
- d) -142,3
- e) -284,6

56. (Cesgranrio) O acetileno é um gás de grande uso comercial, sobretudo em maçaricos de oficinas de lanternagem. Assinale a opção que corresponde à quantidade de calor fornecida pela combustão completa de 5,2 kg de acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ), a 25°C, sabendo-se que as entalpias de formação, a 25°C, são:

- 1) do  $\text{CO}_2$ (g) = - 94,1 kcal/mol
- 2) da  $\text{H}_2\text{O}$ (l) = - 68,3 kcal/mol
- 3) do  $\text{C}_2\text{H}_2$ (g) = + 54,2 kcal/mol

- a) 1615 kcal
- b) 6214 kcal
- c) 21660 kcal
- d) 40460 kcal
- e) 62140 kcal

57. (Pucsp) A respeito dos processos,



é correto afirmar que

- a)  $x = x'$  porque as massas de  $CH_4(\text{g})$  formadas são iguais.
- b)  $x < x'$  porque a entalpia de  $H_2(\text{g})$  é menor que a do  $H(\text{g})$  e a do  $C(\text{gr})$  é menor que a do  $C(\text{g})$ .
- c)  $x < x'$  porque o número de mols dos reagentes em I é menor que em II.
- d)  $x > x'$  porque no processo I os reagentes não estão no mesmo estado físico.
- e)  $x = x'$  porque nos dois processos os reagentes e os resultantes pertencem às mesmas espécies químicas.

58. (Fuvest) Determinou-se o calor de combustão\* de um alcano obtendo-se o valor 3886kJ/mol de alcano. Utilizando os dados da tabela a seguir, conclui-se que este alcane deve ser um

Alcano	Fórmula	calor de combustão* kJ/mol de alcane
etano	$C_2H_6$	1428
propano	$C_3H_8$	2044
butano	$C_4H_{10}$	2658

\* reagentes e produtos gasosos a 25°C e 1atm

- a) pentano
- b) hexano
- c) heptano
- d) octano
- e) nonano

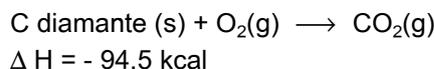
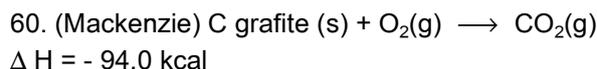
59. (Fuvest) Uma das reações que ocorrem na obtenção de ferro a partir da hematita é:



O calor liberado por esta reação é cerca de 29kJ por mol de hematita consumida. Supondo que a reação se inicie à temperatura ambiente (25°C) e que todo esse calor seja absorvido pelo ferro formado (o qual não chega a fundir), a temperatura alcançada por este é da ordem de

Calor requerido para elevar de 1°C a temperatura de um mol de ferro = 25J/(mol°C)

- a)  $1 \times 10^{2^\circ C}$
- b)  $2 \times 10^{2^\circ C}$
- c)  $6 \times 10^{2^\circ C}$
- d)  $1 \times 10^{3^\circ C}$
- e)  $6 \times 10^{3^\circ C}$



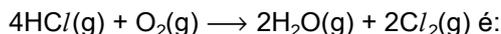
Relativamente às equações anteriores, fazem-se as seguintes afirmações:

- I - C (grafite) é a forma alotrópica menos energética.
- II - As duas reações são endotérmicas.
- III - Se ocorrer a transformação de C (diamante) em C (grafite) haverá liberação de energia.
- IV - C (diamante) é a forma alotrópica mais estável.

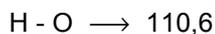
São corretas:

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

61. (Mackenzie) A variação de entalpia para a reação, dada pela equação:



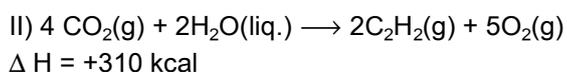
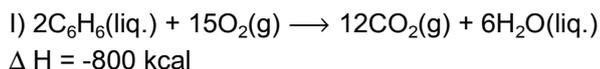
Dados: (Energia de ligação em kcal/mol)



- a) + 1089,2 kcal
- b) - 467,4 kcal
- c) -26,7 kcal
- d) +911,8 kcal
- e) -114,8 kcal

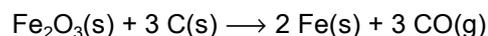
62. (Mackenzie) O calor da trimerização do acetileno, em kcal/mol, na formação de benzeno é:

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.

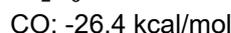
63. (Fei) A obtenção do aço na siderurgia é feita pela redução de minérios de ferro. A equação global desse processo poderia ser representada por:



Dadas as entalpias de formação a 25°C e 1atm, a entalpia da reação global, nas condições citadas, em kcal/mol é:

Dados:

Entalpias de formação:



- a) -117,0
- b) +117,0
- c) +169,8
- d) +222,6
- e) +275,4

64. (Cesgranrio) Sejam os dados a seguir:

I- Entalpia de formação da  $\text{H}_2\text{O}(l) = -68 \text{ kcal/mol}$

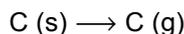
II- Entalpia de formação do  $\text{CO}_2(g) = -94 \text{ kcal/mol}$

III- Entalpia de combustão do  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) = -327 \text{ kcal/mol}$

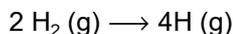
A entalpia de formação do etanol será:

- a) 15,5 kcal/mol
- b) 3,5 kcal/mol
- c) -28 kcal/mol
- d) -45 kcal/mol
- e) -65 kcal/mol

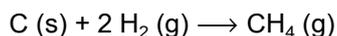
65. (Cesgranrio) Sendo dadas as seguintes entalpias de reação:



$$\Delta H = + 170,9 \text{ kcal/mol}$$



$$\Delta H = + 208,4 \text{ kcal/mol}$$



$$\Delta H = -17,9 \text{ kcal/mol,}$$

indique a opção que apresenta a energia de ligação H-C, aproximada:

- a) 5 kcal/mol
- b) 20 kcal/mol
- c) 50 kcal/mol
- d) 100 kcal/mol
- e) 400 kcal/mol

66. (Uece) Foi medido em um calorímetro que um mol de etanol produz  $3,6 \times 10^2$  kcal. Sabendo-se que a densidade do álcool é de  $0,782 \text{ g/cm}^3$ , na combustão de 100 ml de etanol serão produzidas:

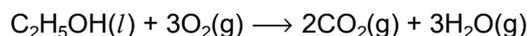
- a)  $612 \times 10^3 \text{ cal}$
- b)  $281,5 \times 10^2 \text{ kcal}$
- c)  $612 \times 10^2 \text{ kcal}$
- d)  $782 \times 10^3 \text{ cal}$

67. (Mackenzie)  $\text{C}_2\text{H}_4\text{(g)} \longrightarrow 2\text{C(g)} + 4\text{H(g)}$   
 $\Delta H = +542 \text{ kcal/mol}$

Na reação representada pela equação anterior, sabe-se que a energia da ligação C-H é igual a  $98,8 \text{ kcal/mol}$ . O valor da energia de ligação C=C, em kcal/mol, é:

- a) 443,2
- b) 146,8
- c) 344,4
- d) 73,4
- e) 293,6

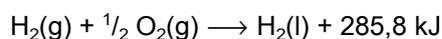
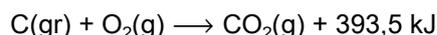
68. (Fei) À temperatura de  $25^\circ\text{C}$  e pressão de 1 atm os calores libertados na formação de 1 mol de  $\text{CO}_2$  gasoso e de 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  gasoso a partir das substâncias simples são respectivamente 393,5kJ e 285,8kJ. Nas mesmas condições o calor libertado na reação representada pela equação a seguir é 1365,9kJ por mol de etanol.



Conclui-se que o calor libertado, em kJ, na formação de 1 mol de etanol, nas mesmas condições é:

- a) 115,0
- b) 278,5
- c) 293,1
- d) 686,6
- e) 1365,9

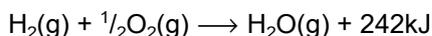
69. (Fei) Considerando as questões abaixo :



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

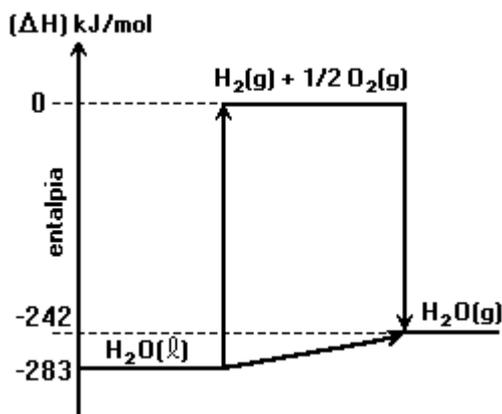
70. (Fei) A queima de 1 kg (1,148L) de certa gasolina libera 49610kJ. A equação de combustão do hidrogênio é:



Mesmo considerando-se recipientes reforçados para mesma autonomia energética os tanques para hidrogênio são mais volumosos. O número de vezes, que a capacidade do reservatório de  $\text{H}_2$  (referido as condições normais de temperatura a pressão) é maior em relação ao da gasolina, é:

- igual
- 4
- 40
- 400
- 4000

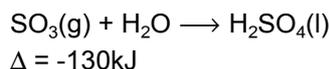
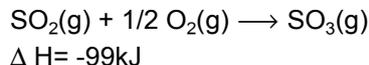
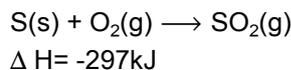
71. (Cesgranrio) Considere o diagrama de entalpia a seguir:



Assinale a opção que contém a equação termoquímica CORRETA:

- $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = +242\text{kJ mol}^{-1}$
- $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = -41\text{kJ mol}^{-1}$
- $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H = +283\text{kJ mol}^{-1}$
- $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H = 0\text{kJ mol}^{-1}$
- $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = +41\text{kJ mol}^{-1}$

72. (Fatec) O processo de obtenção industrial de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é representado pelas equações:



Dados: Massa molar do  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98\text{g/mol}$ ,  $1\text{t} = 1,0 \times 10^6\text{g}$   
A quantidade de calor liberada na produção de 700 toneladas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é aproximadamente

- 3,8 kJ
- 536 kJ
- 4025 kJ
- $5,4 \times 10^8$  kJ
- $3,8 \times 10^9$  kJ

73. (Ufrs) Considerando a reação representada pela equação termoquímica



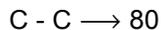
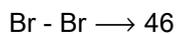
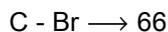
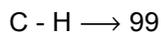
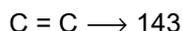
são feitas as seguintes afirmações.

- A quantidade de energia liberada será maior se o produto obtido for dois mols de  $\text{NH}_3$  no estado líquido.
- A decomposição de 6,8 g de  $\text{NH}_3(\text{g})$  absorve 4,4 kcal.
- A entalpia de formação da amônia é de -11 kcal.mol<sup>-1</sup>.

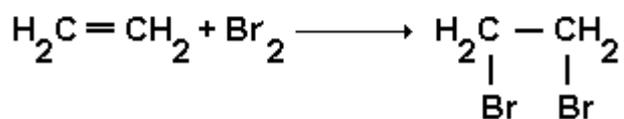
Quais são corretas?

- Apenas I.
- Apenas I e II.
- Apenas I e III.
- Apenas II e III.
- I, II e III.

74. (Ufrs) Dadas as energias de ligação em kcal.mol<sup>-1</sup>



A variação de entalpia da reação de adição de bromo ao alceno, representada pela equação.



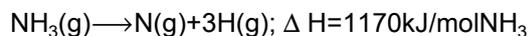
é igual a

- a) - 23 kcal.
- b) + 23 kcal.
- c) - 43 kcal.
- d) - 401 kcal.
- e) + 401 kcal.

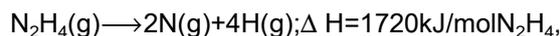
75. (Uel) A transformação representada por  $N_2(g) \longrightarrow 2N(g)$  é

- a) endotérmica, pois envolve ruptura de ligações intramoleculares.
- b) endotérmica, pois envolve ruptura de ligações intermoleculares.
- c) endotérmica, pois envolve formação de ligações intramoleculares.
- d) exotérmica, pois envolve ruptura de ligações intramoleculares.
- e) exotérmica, pois envolve formação de ligações intermoleculares.

76. (Fuvest) Pode-se conceituar energia de ligação química como sendo a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) que ocorre na quebra de 1 mol de uma dada ligação. Assim, na reação representada pela equação:



são quebrados 3 mols de ligação N-H, sendo, portanto, a energia de ligação N-H igual a 390 kJ/mol. Sabendo-se que na decomposição:



são quebrados ligações N-N e N-H, qual o valor, em kJ/mol, da energia de ligação N-N ?

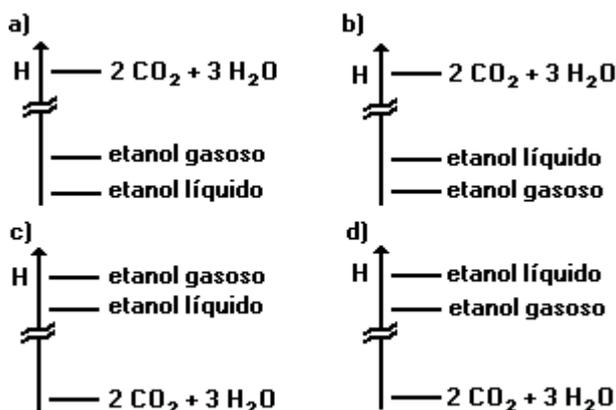
- a) 80
- b) 160
- c) 344
- d) 550
- e) 1330

77. (Cesgranrio) Com relação a um fogão de cozinha, que utiliza mistura de hidrocarbonetos gasosos como combustível, é correto afirmar que:

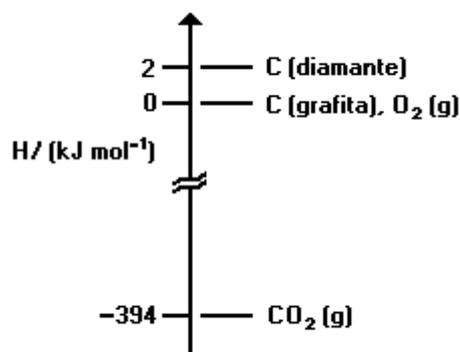
- a) a chama se mantém acesa, pois o valor da energia de ativação para ocorrência da combustão é maior que o valor relativo ao calor liberado.
- b) a reação de combustão do gás é um processo endotérmico.
- c) a entalpia dos produtos é maior que a entalpia dos reagentes na combustão dos gases.
- d) a energia das ligações quebradas na combustão é maior que a energia das ligações formadas.
- e) se utiliza um fósforo para acender o fogo, pois sua chama fornece energia de ativação para a ocorrência da combustão.

78. (Ufmg) Nos diagramas a seguir as linhas horizontais correspondem a entalpias de substâncias ou de misturas de substâncias.

O diagrama que qualitativamente, indica as entalpias relativas de 1 mol de etanol líquido, 1 mol de etanol gasoso e dos produtos da combustão de 1 mol desse álcool,  $2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ , é:



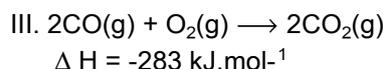
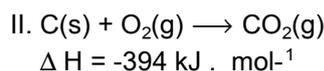
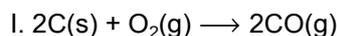
79. (Ufmg) Considere o seguinte diagrama de entalpia, envolvendo o dióxido de carbono e as substâncias elementares diamante, grafita e oxigênio.



Considerando esse diagrama, assinale a afirmativa FALSA.

- A transformação do diamante em grafita é exotérmica.
- A variação de entalpia na combustão de 1 mol de diamante é igual a  $-392 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- A variação de entalpia na obtenção de 1 mol de  $\text{CO}_2 (\text{g})$ , a partir da grafita, é igual a  $-394 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- A variação de entalpia na obtenção de 1 mol de diamante, a partir da grafita, é igual a  $2 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

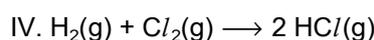
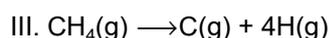
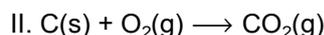
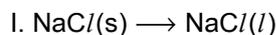
80. (Pucmg) A entalpia da reação ( I ) não pode ser medida diretamente em um calorímetro, porque a reação de carbono com excesso de oxigênio produz uma mistura de monóxido de carbono e dióxido de carbono gasosos. As entalpias das reações II e III, a  $20^\circ\text{C}$  e 1 atm, estão indicadas nas equações termoquímicas a seguir:



A entalpia da reação ( I ), nas mesmas condições, é em  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  igual a:

- 505
- 111
- 1071
- + 111
- + 505

81. (Pucmg) Sejam dados os seguintes sistemas:



Dos sistemas apresentados, os que representam processos endotérmicos são:

- somente I e II
- somente III e IV
- somente II e IV
- somente I e III
- I, III e IV

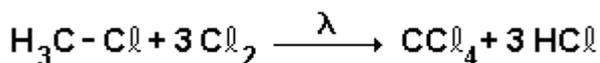
82. (Pucmg) Os propelentes de aerossol são normalmente clorofluorcarbonos (CFC), que, com o seu uso contínuo, podem reduzir a blindagem de ozônio na atmosfera. Na estratosfera, os CFCs e o  $O_2$  absorvem radiação de alta energia e produzem, respectivamente, átomos de cloro (que têm efeito catalítico para remover o ozônio) e átomos de oxigênio.



O valor de  $\Delta H$ , em kJ, para a reação de remoção de ozônio, representada pela equação:  $O_3 + [O] \rightarrow 2O_2$ , é igual a:

- a) - 299
- b) - 108
- c) - 12,5
- d) + 108
- e) + 299

83. (Mackenzie)



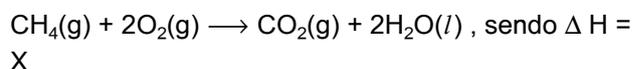
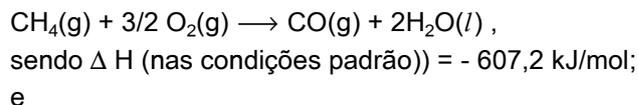
Na halogenação total do cloreto de metila dada anteriormente, a variação de entalpia da reação, em kcal/mol, é:

Obs.: Energia de ligação (kcal/mol)

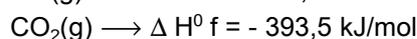
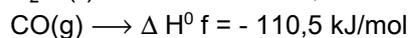
C-H=99; Cl-Cl=58; H-Cl=103; C-Cl=81

- a) -1023
- b) - 243
- c) + 54
- d) - 81
- e) + 81

84. (Unirio) As reações de combustão parcial e total do metano são, respectivamente:



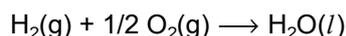
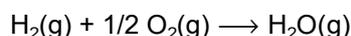
São os seguintes os valores aproximados dos calores de formação padrão:



Assim, o valor do  $\Delta H$  da reação de combustão total (X), em kJ/mol, é, aproximadamente:

- a) zero.
- b) - 607,2.
- c) - 682,1.
- d) - 890,2.
- e) - 965,1.

85. (Puccamp) A partir das equações termoquímicas:



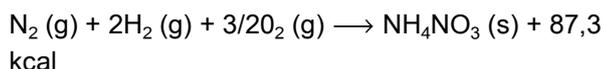
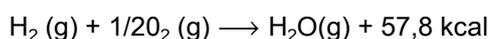
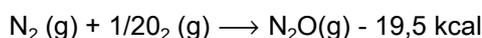
é possível prever que na transformação de 2,0 mols de água líquida em vapor d'água haverá

- a) liberação de 44 kJ
- b) absorção de 44 kJ
- c) liberação de 88 kJ
- d) absorção de 88 kJ
- e) liberação de 99 kJ

86. (Cesgranrio) O gás hilariante ( $N_2O$ ) tem características anestésicas e age sobre o sistema nervoso central, fazendo com que as pessoas riem de forma histérica. Sua obtenção é feita a partir de decomposição térmica do nitrato de amônio ( $NH_4NO_3$ ), que se inicia a  $185^\circ C$ , de acordo com a seguinte equação:



No entanto, o processo é exotérmico e a temperatura fornecida age como energia de ativação. Sabe-se que as formações das substâncias  $N_2O$ ,  $H_2O$  e  $NH_4NO_3$  ocorreram através das seguintes equações termoquímicas:



A quantidade de calor liberada, em kcal, no processo de obtenção do gás hilariante é:

- a) 8,8
- b) 17,6
- c) 28,3
- d) 125,6
- e) 183,4

87. (Pucsp) Os maçaricos são empregados na obtenção de temperaturas elevadas através de reações de combustão.

Sabendo-se que:

$$\Delta H \text{ de formação do } CO_2 = -94 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H \text{ de formação do } H_2O = -68 \text{ kcal/mol}$$

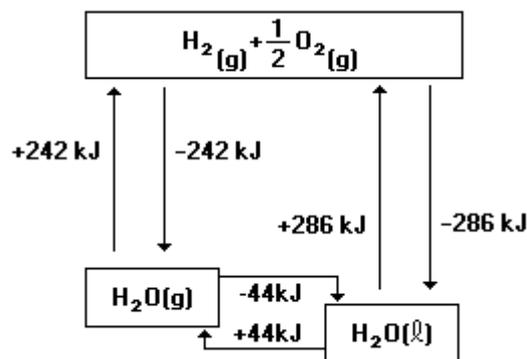
$$\Delta H \text{ de formação do } CH_4 = -18 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H \text{ de formação do } C_2H_2 = +54 \text{ kcal/mol}$$

e dispendo-se de mesmo número de mols de  $C_2H_2$  e de  $CH_4$ , assinale a alternativa que indica corretamente qual dessas substâncias deverá ser empregada em um maçarico para se obter maior quantidade de calor e quais os valores de  $\Delta H$  de combustão do  $C_2H_2$  e do  $CH_4$ .

		$\Delta H$ de combustão em kcal/mol	
Substância a ser empregada		$C_2H_2$	$CH_4$
a)	$C_2H_2$	-310	-212
b)	$C_2H_2$	-222	-248
c)	$C_2H_2$	+310	+212
d)	$CH_4$	+222	+248
e)	$CH_4$	-310	-212

88. (Uff) O diagrama mostra os valores de entalpia para a interconversão do vapor d'água, da água líquida e de seus elementos.



Com base nesse diagrama, pode-se afirmar que:

- a) A formação de  $H_2O(g)$ , a partir de seus elementos, constitui um processo endotérmico.
- b) A decomposição da  $H_2O(g)$  constitui um processo exotérmico.
- c) A transformação da  $H_2O(l)$  em  $H_2O(g)$  constitui um processo endotérmico.
- d) A formação da  $H_2O(l)$ , a partir de seus elementos, constitui um processo endotérmico.
- e) A decomposição da  $H_2O(l)$  constitui um processo exotérmico.

89. (Unirio) O gás cloro ( $Cl_2$ ), amarelo-esverdeado, é altamente tóxico. Ao ser inalado, reage com a água existente nos pulmões, formando ácido clorídrico ( $HCl$ ), um ácido forte capaz de causar graves lesões internas, conforme a seguinte reação:

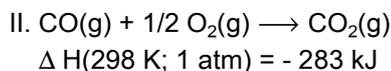
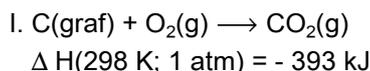


LIGAÇÃO	ENERGIA DE LIGAÇÃO (KJ/mol; 25°C e 1atm)
C-Cl	243
H-O	464
H-Cl	431
C-Cl-O	205

Utilizando os dados constantes na tabela anterior, marque a opção que contém o valor correto da variação de entalpia verificada, em KJ/mol.

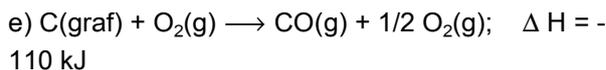
- a) + 104
- b) + 71
- c) + 52
- d) - 71
- e) γ 104

90. (Ita) Considere os valores das seguintes variações de entalpia ( $\Delta H$ ) para as reações químicas representadas pelas equações I e II, onde (graf) significa grafite.

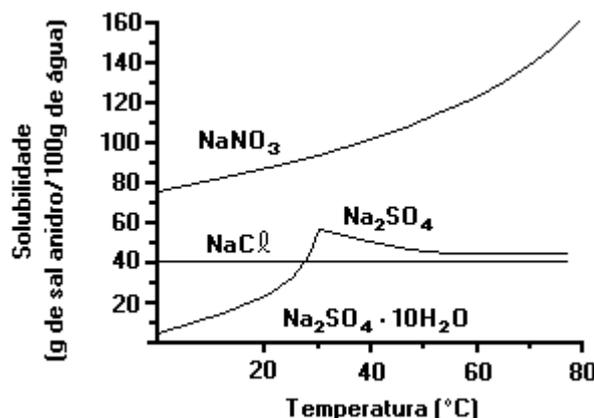


Com base nestas informações e considerando que todos  $\Delta H$  se referem à temperatura e pressão citadas anteriormente, assinale a opção CORRETA:

- a)  $C(\text{graf}) + 1/2 O_2(g) \longrightarrow CO(g)$ ;  $\Delta H = + 110\text{ kJ}$
- b)  $2C(\text{graf}) + O_2(g) \longrightarrow 2CO(g)$ ;  $\Delta H = - 110\text{ kJ}$
- c)  $2C(\text{graf}) + 1/2 O_2(g) \longrightarrow C(\text{graf}) + CO(g)$ ;  $\Delta H = + 110\text{ kJ}$
- d)  $2C(\text{graf}) + 2O_2(g) \longrightarrow 2CO(g) + O_2(g)$ ;  $\Delta H = + 220\text{ kJ}$



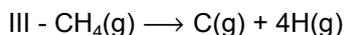
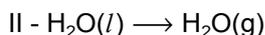
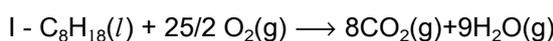
91. (Ita) As notações  $\Delta H_{\text{dis}, i}$  e  $\Delta H_{\text{hid}, i}$  serão utilizadas, RESPECTIVAMENTE, para representar as variações de entalpia molar de dissolução e de hidratação de espécie  $i$  em água.



Em relação à dissolução de um mol de sal em água, a 25°C, é ERRADO afirmar que:

- a) hidratação de íons ocorre com liberação de calor.
- b)  $\Delta H_{\text{hid}, Na_2SO_4} > \Delta H_{\text{hid}, Na_2SO_4 \cdot 10H_2O}$ .
- c)  $\Delta H_{\text{dis}, Na_2SO_4 \cdot 10H_2O} > \text{ZERO}$  enquanto  $\Delta H_{\text{dis}, Na_2SO_4} < \text{ZERO}$ .
- d)  $\Delta H_{\text{dis}, Na_2SO_4} > \Delta H_{\text{dis}, Na_2SO_4 \cdot 10H_2O}$ .
- e)  $\Delta H_{\text{dis}, Na_2SO_3} > \Delta H_{\text{dis}, NaCl}$ .

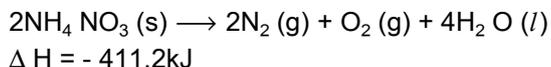
92. (Fatec) Das equações que se seguem



representa(m) transformações que se realizam com absorção de energia:

- a) a II e a III.
- b) a I e a III.
- c) a I e a II.
- d) a I apenas.
- e) a III apenas.

93. (Puccamp) Nos Estados Unidos, em 1947, a explosão de um navio carregado do fertilizante nitrato de amônio causou a morte de cerca de 500 pessoas. A reação ocorrida pode ser representada pela equação:



Nesse processo, quando há decomposição de 1,0 mol do sal ocorre

- liberação de 411,2kJ.
- absorção de 411,2kJ.
- liberação de 305,6kJ.
- absorção de 205,6kJ.
- liberação de 205,6kJ.

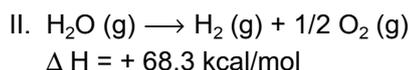
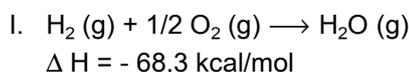
94. (Fatec) São exemplos de transformações endotérmicas e exotérmicas, respectivamente

- o processo de carregar uma bateria e a queima de uma vela.
- a combustão do etanol e a dissolução de cal na água.
- a evaporação da água e a evaporação do etanol.
- a neutralização de um ácido por uma base e a fusão de um pedaço de gelo.
- a condensação de vapores de água e a decomposição eletrolítica da água.

95. (Fatec) As reações químicas que envolvem energia são classificadas, quanto à liberação de calor, em reações exotérmicas e endotérmicas.

Chama-se variação de entalpia ( $\Delta H$ ) a quantidade de calor que podemos medir, sob pressão constante, em uma reação química.

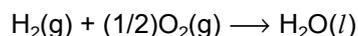
Dadas as reações



podemos afirmar que

- a reação II é exotérmica e a I é endotérmica.
- a reação I é exotérmica e a II é endotérmica.
- as duas reações são exotérmicas.
- as duas reações são endotérmicas.
- as duas reações liberam calor.

96. (Cesgranrio) Considere a equação termoquímica a seguir:



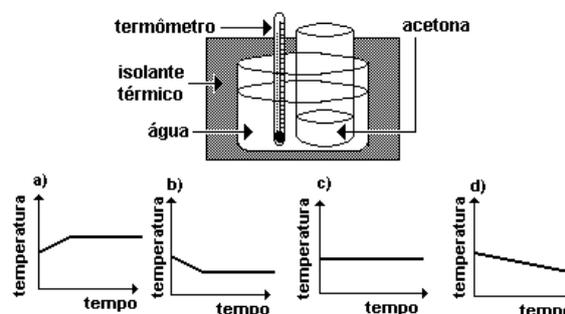
$$\Delta H^0 = -285,8 \text{ kJ}$$

Nessa representação está correto afirmar que:

- se trata de uma reação endotérmica, pois a variação de entalpia é negativa.
- 2 mol de hidrogênio gasoso reagem com 32g de oxigênio gasoso absorvendo 571,6kJ de energia na formação de 2mol de água líquida.
- 2g de hidrogênio gasoso reagem com 16g de oxigênio gasoso liberando 285,8kJ de energia na formação de 18g de água líquida.
- na decomposição de 1mol de água líquida em hidrogênio gasoso e oxigênio gasoso há liberação de 285,8kJ de energia.
- a entalpia do produto água líquida é maior que a entalpia dos reagentes hidrogênio gasoso e oxigênio gasoso.

97. (Ufmg) Um béquer aberto, contendo acetona, é mergulhado em outro béquer maior, isolado termicamente, o qual contém água, conforme mostrado na figura a seguir.

A temperatura da água é monitorada durante o processo de evaporação da acetona, até que o volume desta se reduz à metade do valor inicial. Assinale a alternativa cujo gráfico descreve qualitativamente a variação da temperatura registrada pelo termômetro mergulhado na água, durante esse experimento.



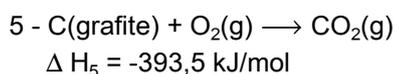
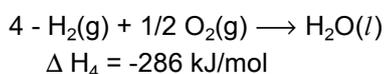
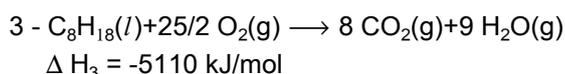
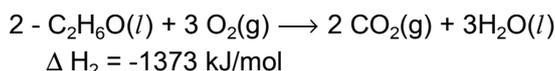
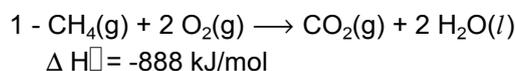
98. (Ufmg) Solicitado a classificar determinados processos como exotérmicos ou endotérmicos, um estudante apresentou este quadro:

PROCESSO	CLASSIFICAÇÃO
Dissociação da molécula de hidrogênio em átomos	Exotérmico
Condensação de vapor de água	Endotérmico
Queima de álcool	Exotérmico

Considerando-se esse quadro, o número de erros cometidos pelo estudante em sua classificação é

- 1.
- 3.
- 0.
- 2.

99. (Ufrs) Dadas as equações termoquímicas, a 1 atm e 25°C.



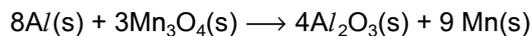
o combustível que libera a maior quantidade de calor, por grama consumido é

- $\text{CH}_4(\text{g})$
- $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$
- $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$
- $\text{H}_2(\text{g})$
- C (grafite)

100. (Ufrs) A reação de neutralização entre um ácido forte e uma base forte libera uma quantidade de calor constante e igual a 58kJ por mol de  $\text{H}_2\text{O}$  formado. Das reações representadas a seguir, apresenta  $\Delta H = -58 \text{ kJ/mol}$  a reação:

- $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{HCN} + \text{CuOH} \rightarrow \text{CuCN} + \text{H}_2\text{O}$

101. (Uerj) O alumínio é utilizado como redutor de óxidos, no processo denominado aluminotermia, conforme mostra a equação química:



Observe a tabela:

substância	entalpia de formação ( $\Delta H_{298\text{K}}$ ) ( $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ )
$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$	- 1667,8
$\text{Mn}_3\text{O}_4(\text{s})$	- 1385,3

Segundo a equação acima, para a obtenção do Mn(s), a variação de entalpia, na temperatura de 298 K, em kJ, é de:

- 282,5
- 2515,3
- 3053,1
- 10827,1

102. (Mackenzie) Dadas as energias de ligação em kcal/mol,

H - H: 104,0

Br - Br: 45,0

H - Br: 87,0 ;

o  $\Delta H$  da reação  $1/2H_2 + 1/2Br_2 \rightarrow HBr$  é igual a:

- a) + 62,0 kcal .
- b) +149,0 kcal .
- c) - 12,5 kcal .
- d) - 236,0 kcal .
- e) - 161,5 kcal .

103. (Mackenzie)

Substâncias	$\Delta H_c$ (kJ/mol)
metanol	- 768,0
etanol	- 1380,0
metano	- 896,0
carbono	- 396,0
gás hidrogênio	- 286,0

Para se avaliar o poder energético de diferentes combustíveis, deve-se comparar o calor liberado na combustão de massas iguais dos mesmos. Assim, dentre as substâncias citadas na tabela anterior, as que apresentam o maior e o menor poder energético são, respectivamente:

Dadas as massas molares:

(g/mol)

H = 1

C = 12

O = 16

- a) etanol e gás hidrogênio.
- b) metano e carbono.
- c) gás hidrogênio e metanol.
- d) metanol e gás hidrogênio.
- e) carbono e etanol.

104. (Uel) Entre as afirmações a seguir, a que descreve melhor a fotossíntese é

- a) "Reação endotérmica, que ocorre entre dióxido de carbono e água."
- b) "Reação endotérmica, que ocorre entre glicose e oxigênio."
- c) "Reação endotérmica, que ocorre entre glicose e dióxido de carbono."
- d) "Reação exotérmica, que ocorre entre água e oxigênio."
- e) "Reação exotérmica, que ocorre entre dióxido de carbono e água."

105. (Uel) O calor de formação do  $H_2O(g)$  é - 240kJ/mol, do  $CH_4(g)$  é -80kJ/mol e do oxigênio gasoso é por definição zero kJ/mol. O calor de combustão completa do metano é -880kJ/mol. Com base nesses dados pode-se concluir que o calor de formação do dióxido de carbono é, em kJ/mol, igual a

- a) + 120
- b) + 240
- c) - 360
- d) - 480
- e) - 880

106. (Uel) O poder calorífico do óleo diesel é  $4 \times 10^4$ kJ/kg. Que massa aproximada desse combustível deve ser queimada para aquecer  $5 \times 10^4$ kg de água de  $20^\circ C$  a  $40^\circ C$ ?

Dado:

Calor específico da água  $\approx 4$ kJkg $^{-1}C^{-1}$

- a) 1 quilograma.
- b) 10 quilogramas.
- c) 100 quilogramas.
- d) 1000 quilogramas.
- e) 10000 quilogramas.

107. (Ufrs) Se o efeito térmico da reação  $A + B \rightarrow R + S$  é  $\Delta H^\circ_{298}$ , o efeito térmico da reação química  $2R + 2S \rightarrow 2A + 2B$  é igual a

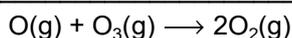
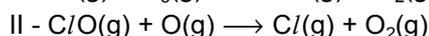
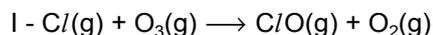
- a)  $-\Delta H^\circ_{298}$
- b)  $-1/2 \Delta H^\circ_{298}$
- c)  $-2 \Delta H^\circ_{298}$
- d)  $\Delta H^\circ_{298}$
- e)  $1/ \Delta H^\circ_{298}$

108. (Ufrs) O calor de formação do  $\text{CO}_2(\text{g})$  na temperatura de  $25^\circ\text{C}$  é  $\Delta H^\circ_{298} = -393,5 \text{ kJ/mol}$ . A partir desse dado, pode-se afirmar que o efeito térmico,  $\Delta H^\circ_{298}$ , resultante da combustão de 1 grama de carbono, é igual a

Dado:  $\text{C} = 12 \text{ u}$

- a) - 393,5 kJ
- b) - 32,8 kJ
- c) 32,8 kJ
- d) 131,2 kJ
- e) 393,5 kJ

109. (Unb) O ozônio ( $\text{O}_3$ ) é uma das formas naturais de associação dos átomos de oxigênio. Sua alta reatividade o transforma em substância tóxica, capaz de destruir microrganismos e prejudicar o crescimento de plantas. Mas em estado puro e livre na estratosfera (camada atmosférica situada entre 15 e 50 quilômetros de altura), esse gás participa de interações essenciais para a defesa da vida, razão pela qual os cientistas têm alertado as autoridades para os riscos de destruição da camada de ozônio. O cloro liberado a partir da decomposição dos clorofluorcarbonetos destrói o ozônio conforme representado pelas equações abaixo.



Camada de Ozônio: um filtro ameaçado. In: Ciência Hoje, vol5, n°28, 1987 (com adaptações).

A partir da análise dessas reações, julgue os itens seguintes.

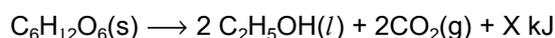
- (1) Pela Lei de Hess, se as equações I e II forem exotérmicas, a variação de entalpia de reação global apresentada será menor que zero.
- (2) A velocidade da reação global de destruição do ozônio é inversamente proporcional à velocidade da etapa mais lenta.

(3) O gráfico da variação de energia para equação global mostra que, se essa equação for exotérmica, a entalpia do gás oxigênio será maior que a soma da entalpia do oxigênio atômico com a entalpia do ozônio.

(4) Segundo essas reações, a destruição do ozônio não ocorre por colisões efetivas entre átomos de oxigênio (O) e moléculas de ozônio ( $\text{O}_3$ ).

(5) Em um sistema fechado, pode-se diminuir a velocidade de destruição do ozônio aumentando-se a pressão do sistema.

110. (Fatec) A fermentação que produz o álcool das bebidas alcoólicas é uma reação exotérmica representada pela equação:



Considerando-se as equações que representam as combustões da glicose e do etanol:



pode-se concluir que o valor de X em kJ/mol de glicose é:

- a) 140
- b) 280
- c) 1490
- d) 4330
- e) 5540

111. (Ufmg) Combustíveis orgânicos liberam  $\text{CO}_2$ , em sua combustão. O aumento da concentração de  $\text{CO}_2$  na atmosfera provoca um aumento do efeito estufa, que contribui para o aquecimento do planeta. A tabela a seguir informa o valor aproximado da energia liberada na queima de alguns combustíveis orgânicos, a  $25^\circ\text{C}$ .

Combustível		
nome	fórmula	Energia liberada/ $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	1400
metano	$\text{CH}_4$	900
metanol	$\text{CH}_3\text{OH}$	730
n-octano	$\text{C}_8\text{H}_{18}$	5600

O combustível que apresenta o maior quociente energia liberada/quantidade de CO<sub>2</sub> produzido é o

- metano.
- etanol.
- n-octano.
- metanol.

112. (Unb) A Ciência, sendo uma atividade humana, associa-se a valores éticos, transcendendo, portanto, os fatos, as leis e as teorias científicas. O cientista, dessa forma, ao contrário da visão estereotipada de gênio isolado, pode elaborar propostas de intervenção solidária na realidade social, por meio dos conhecimentos produzidos em sua área de pesquisa ou da destinação de recursos pessoais.

Alfred Nobel (1833-1896), industrial e químico sueco, dedicou-se ao estudo das pólvoras e dos explosivos, tendo inventado a dinamite. Nos últimos anos de sua vida, assistiu, com pesar, ao emprego de suas invenções para fins bélicos, o que o levou a determinar, em seu testamento, a criação de cinco prêmios anuais para autores de obras literárias, científicas e filantrópicas, dispondo seu enorme patrimônio para recompensar os benfeitores da humanidade. Em 1901, foram conferidos os primeiros prêmios.

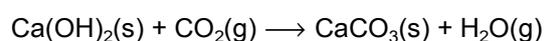
Linus Pauling (1901-1994), químico norte-americano, autor de trabalhos fundamentais relativos a macromoléculas orgânicas e a ligações químicas, pacifista e adversário convicto da utilização de armas nucleares, contrário a qualquer tipo de preconceito, inclusive o científico, foi laureado com dois prêmios Nobel - de Química, em 1954, e da Paz, em 1963.

Com relação à natureza do conhecimento científico e considerando o texto acima, julgue os itens a seguir.

- Por resultarem da utilização do método científico, os conhecimentos científicos não são influenciados pela sociedade.
- O desenvolvimento da ciência e da tecnologia químicas tem afetado a qualidade de vida da humanidade.
- Muitas das tecnologias de guerra utilizadas no recente conflito dos Balcãs resultaram do desenvolvimento científico.

- Considerando que a explosão de uma dinamite consiste de uma reação química exotérmica muito rápida com grande liberação de energia, é correto concluir que os danos materiais causados pela explosão são devidos à expansão do ar aquecido a altas temperaturas devido à energia liberada.
- Linus Pauling propôs um modelo atômico que substituiu o modelo proposto por Dalton.

113. (Unirio) Os romanos utilizavam CaO como argamassa nas construções rochosas. O CaO era misturado com água, produzindo Ca(OH)<sub>2</sub>, que reagia lentamente com o CO<sub>2</sub> atmosférico, dando calcário:



Substância	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
Ca(OH) <sub>2</sub> (s)	- 986,1
CaCO <sub>3</sub> (s)	-1206,9
CO <sub>2</sub> (g)	- 393,5
H <sub>2</sub> O (g)	- 241,8

A partir dos dados da tabela anterior, a variação de entalpia da reação, em kJ/mol, será igual a:

- + 138,2
- + 69,1
- 69,1
- 220,8
- 2828,3

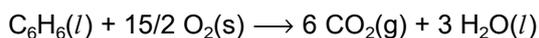
114. (Puccamp) Considere os seguintes dados:

Substância	$\Delta H^\circ$ de formação (kJ/mol)
CH <sub>4</sub> (g)	-74
CO <sub>2</sub> (g)	-394
H <sub>2</sub> O (g)	-242

Comparando-se os calores liberados, em kJ/kg, na combustão do metano (principal constituinte do gás natural) e do hidrogênio (considerado por muitos como o combustível do futuro), conclui-se que o do

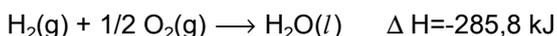
- metano é aproximadamente igual ao do hidrogênio.
- hidrogênio é cerca de duas vezes e meia maior.
- metano é cerca de cinco vezes maior.
- metano é cerca de duas vezes e meia maior.
- hidrogênio é cerca de cinco vezes maior.

115. (Uff) Quando o benzeno queima na presença de excesso de oxigênio, a quantidade de calor transferida à pressão constante está associada à reação:



O calor transferido nesta reação é denominado calor de combustão.

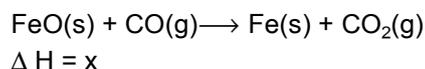
Considere as reações:



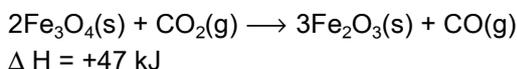
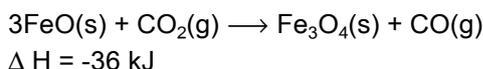
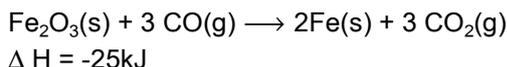
O calor de combustão do benzeno, em kJ, será:

- 3267,4
- 2695,8
- 1544,9
- 3267,4
- 2695,8

116. (Pucsp) Um passo no processo de produção de ferro metálico, Fe(s), é a redução do óxido ferroso (FeO) com monóxido de carbono (CO).



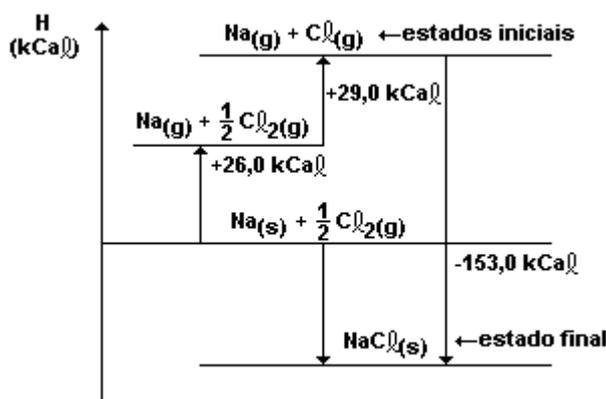
Utilizando as equações termoquímicas fornecidas a seguir



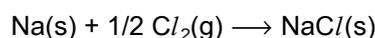
é correto afirmar que o valor mais próximo de x é

- 17 kJ
- +14 kJ
- 100 kJ
- 36 kJ
- +50 kJ

117. (Pucmg) O diagrama a seguir contém valores das entalpias das diversas etapas de formação do NaCl(s), a partir do Na(s) e do Cl<sub>2</sub>(g).



Para a reação



a variação de entalpia ( $\Delta H$ ), em kcal, a 25°C e 1atm, é igual a:

- a) - 98
- b) - 153
- c) - 55
- d) + 153
- e) + 98

118. (Pucmg) Considere as seguintes energias de ligação, todas nas mesmas condições de temperatura e pressão:



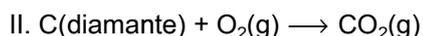
A variação de entalpia ( $\Delta H$ ) na reação de formação de  $H_2O(g)$ , em kcal, é:

- a) - 4
- b) - 56
- c) - 106
- d) + 56
- e) + 106

119. (Pucmg) Sejam dadas as seguintes equações termoquímicas (25°C, 1atm):



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



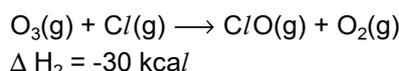
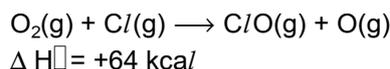
$$\Delta H_2 = -395,4 \text{ kJ/mol}$$

Com base nessas equações, todas as afirmativas estão corretas, EXCETO:

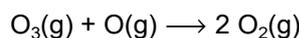
- a) A formação do  $CO_2$  é um processo exotérmico.
- b) A equação II libera maior quantidade de energia, pois o carbono diamante é mais estável que o carbono grafite.
- c) A combustão do carbono é um processo exotérmico.
- d) A variação de entalpia necessária para converter 1,0mol de grafite em diamante é igual a +1,9kJ.
- e) A reação de transformação de grafite em diamante é endotérmica.

120. (Pucmg) Na estratosfera, os CFCs (provenientes dos propelentes de aerossol) e o gás oxigênio ( $O_2$ ) absorvem radiação alfa de alta energias e produzem, respectivamente, os átomos de cloro (que têm efeito catalítico para remover o ozônio) e átomos de oxigênio.

Sejam dadas as seguintes equações termoquímicas (25 C, 1atm)



O valor da variação de entalpia ( $\Delta H$ ), em kcal, para a reação de remoção do ozônio, representado pela equação a seguir, é igual a:



- a) - 94
- b) - 34
- c) - 64
- d) + 34
- e) + 94

121. (Uel) Todas as transformações a seguir são endotérmicas.

Considerando a energia absorvida por mol de reagente, a mais endotérmica é

- a) atomização da água gasosa, produzindo  $H(g)$  e  $O(g)$ .
- b) decomposição da água gasosa produzindo  $H_2(g)$  e  $O_2(g)$ .
- c) fusão do gelo.
- d) sublimação da água sólida.
- e) ebulição da água líquida.

122. (Uel) Os calores de formação padrão, a 25°C, dos haletos de sódio a partir da interação de moléculas diatômicas dos halogênios com sódio metálico são dados na tabela a seguir.

HALETO	CALOR DE FORMAÇÃO kJ/mol
NaF	- 572
NaCl	- 411
NaBr	- 360
NaI	- 288

Com base na análise desses dados pode-se afirmar que, a 25°C,

- I. a decomposição do fluoreto de sódio em seus elementos constituintes requer por mol maior energia do que a decomposição dos demais haletos.
- II. eles são suficientes para calcular as energias de ligação dos átomos nas moléculas dos halogênios.
- III. as reações de halogênios com sódio metálico são exotérmicas.

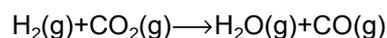
Dessas afirmações, SOMENTE

- a) I é correta.
- b) II é correta.
- c) III é correta.
- d) I e II são corretas.
- e) I e III são corretas.

123. (Uel) A combustão completa de 120g de gás butano libera energia térmica suficiente para elevar, de 10°C a 40°C, a temperatura de 50kg de água. Admitindo que a massa molar do gás em questão é 60g.mol<sup>-1</sup> e o calor específico da água é 4kJ.kg<sup>-1</sup>.°C<sup>-1</sup>, pode-se calcular que a entalpia de combustão completa, por mol de butano, é, da ordem de,

- a) 1000 kJ mol<sup>-1</sup>
- b) 2000 kJ mol<sup>-1</sup>
- c) 3000 kJ mol<sup>-1</sup>
- d) 4000 kJ mol<sup>-1</sup>
- e) 6000 kJ mol<sup>-1</sup>

124. (Ufes) Acerca da reação abaixo,



25°C, 1atm

são feitas as seguintes afirmações:

- I - a reação é espontânea a 25°C e 1atm;
- II - um aumento na temperatura torna a reação mais espontânea;
- III - a entropia padrão do H<sub>2</sub> a 25°C é zero;
- IV - a reação ocorre com absorção de calor.

Sendo dados

- $\Delta S^\circ$  (reação) = 42,4 J/mol.K
- $\Delta H_f$  (CO<sub>2</sub>(g)) = - 393,5 kJ/mol
- $\Delta H_f$  (H<sub>2</sub>O(g)) = - 241,8 kJ/mol
- $\Delta H_f$  (CO(g)) = - 110,5 kJ/mol,

estão CORRETAS as afirmações

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

125. (Ufsm) Com relação aos processos de mudança de estado físico de uma substância, pode-se afirmar que são endotérmicos:

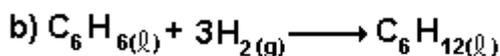
- a) vaporização - solidificação - liquefação.
- b) liquefação - fusão - vaporização.
- c) solidificação - fusão - sublimação.
- d) solidificação - liquefação - sublimação.
- e) sublimação - fusão - vaporização.

126. (Uece) Para avaliar o "grau de desordem" de um sistema, os cientistas idealizaram uma grandeza denominada ENTROPIA, usualmente designada por S, tal que:

1. Aumento de Desordem → Aumento de Entropia  
 $\Delta S > 0$ ,  $\Delta S = S(\text{final}) - S(\text{inicial})$

2. Aumento de Ordem → Diminuição de Entropia  
 $\Delta S < 0$ ,  $S(\text{final}) < S(\text{inicial})$

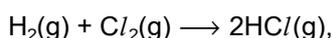
A transformação em que ocorre diminuição de ENTROPIA é:



127. (Fuvest) Com base nos dados da tabela,

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
H – H	436
Cl – Cl	243
H – Cl	432

pode-se estimar que o  $\Delta H$  da reação representada por



dado em kJ por mol de HCl(g), é igual a:

- a) - 92,5
- b) - 185
- c) - 247
- d) + 185
- e) + 92,5

128. (Ufmg) As dissoluções de NaCl(s) e de NaOH(s) em água provocam diferentes efeitos térmicos. O quadro mostra as etapas hipotéticas do processo de dissolução desses dois sólidos.

Etapa	Dissolução de NaCl (s)	Dissolução de NaOH (s)
Dissociação do sólido	$\text{NaCl}(s) \rightarrow \text{Na}^+(g) + \text{Cl}^-(g)$	$\text{NaOH}(s) \rightarrow \text{Na}^+(g) + \text{OH}^-(g)$
Solvatação do cátion	$\text{Na}^+(g) \rightarrow \text{Na}^+(aq)$	$\text{Na}^+(g) \rightarrow \text{Na}^+(aq)$
Solvatação do ânion	$\text{Cl}^-(g) \rightarrow \text{Cl}^-(aq)$	$\text{OH}^-(g) \rightarrow \text{OH}^-(aq)$
PROCESSO GLOBAL	$\text{NaCl}(s) \rightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$ $\Delta H = 5 \text{ kJ/mol}$	$\text{NaOH}(s) \rightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$ $\Delta H = -44 \text{ kJ/mol}$

Considerando-se, em cada etapa, a formação e o rompimento de ligações químicas, ou interações intermoleculares, e as variações de entalpia, é INCORRETO afirmar que

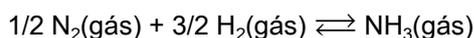
- a) a dissociação do sólido, em ambos os casos, consome energia.
- b) a solução de NaCl(aq) tem mais energia que o sistema formado por NaCl(s) e água.
- c) a temperatura aumenta na dissolução de NaOH(s).
- d) o ânion OH<sup>-</sup> forma ligações de hidrogênio com a água e o ânion Cl<sup>-</sup> é incapaz de formá-las.

129. (Ufmg) A entalpia de combustão do álcool etílico é igual a -1351kJ/mol e a do ácido acético é igual a -874kJ/mol.

Assim sendo, a entalpia da transformação de 1mol de álcool etílico em ácido acético por oxidação é igual a

- a) -2225 kJ.
- b) - 477 kJ.
- c) + 477 kJ.
- d) + 2225 kJ.

130. (Ufpr) Na natureza, a transformação de  $N_2$  (gás), abundante na atmosfera, em amônia e no íon amônio é realizada por bactérias que, por isto mesmo, são chamadas de fixadoras de nitrogênio. Este processo é essencial para a vida, pois se trata do primeiro passo para que átomos de N possam formar os aminoácidos. O homem consegue produzir amônia industrialmente pelo processo mostrado abaixo.



$$K = 2,23 \times 10^4 \text{ a } 25,0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\Delta H = - 46,0 \text{ kJ}/(\text{mol de amônia}) \text{ a } 25,0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\Delta G = - 24,82 \text{ kJ}/(\text{mol de amônia}) \text{ a } 25,0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Considerando o Princípio de Le Chatelier e o fato de que a reação acima ocorre em um sistema fechado, com volume constante, é correto afirmar:

(01) A  $25,0 \text{ } ^\circ\text{C}$ , a reação de produção de amônia é um processo espontâneo.

(02) O aumento da temperatura favoreceria termodinamicamente a produção de amônia gasosa.

(04) Se hélio gasoso fosse adicionado a este sistema, aumentaria a pressão total sobre os reagentes e produtos, fazendo com que a produção de amônia fosse diminuída.

(08) A retirada parcial de hidrogênio gasoso do meio reacional deveria diminuir a produção de amônia.

(16) Se nitrogênio gasoso fosse injetado em excesso neste sistema, haveria um aumento na produção de amônia.

(32) As reações acima mostradas são do tipo oxirredução, em que, no sentido direto, os átomos de N sofrem redução.

Soma ( )

131. (Unioeste) A termoquímica estuda as trocas de energia, na forma de calor, envolvidas nas reações químicas e nas mudanças de estado físico das substâncias. Com base nesses estudos, é correto afirmar que

01. a reação  $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$ , com  $\Delta H = +43,2 \text{ kcal}$ , é uma reação endotérmica.

02. o  $\Delta H$  (variação de entalpia) de um sistema depende dos estágios intermediários do sistema.

04. na reação exotérmica, a entalpia dos produtos é maior que a dos reagentes.

08. reações exotérmicas são aquelas que liberam calor.

16. a solidificação da água à temperatura constante é um processo endotérmico.

32. considerando a reação  $H_4(\text{g}) + 1/2 O_2(\text{g}) \rightarrow H_2O(\text{l})$   $\Delta H = -68,3 \text{ kcal}$ , pode-se afirmar, em relação à formação de 1 mol de água, que há liberação de  $68,3 \text{ kcal}$  e a reação é exotérmica.

132. (Ita) Na temperatura e pressão ambientes, a quantidade de calor liberada na combustão completa de  $1,00 \text{ g}$  de etanol ( $C_2H_5OH$ ) é igual a  $30 \text{ J}$ . A combustão completa de igual massa de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) libera  $15 \text{ J}$ .

Com base nestas informações é CORRETO afirmar que

a) a quantidade de calor liberada na queima de  $1,00 \text{ mol}$  de etanol é igual a 2 vezes a quantidade de calor liberada na queima de  $1,00 \text{ mol}$  de glicose.  
b) a quantidade de oxigênio necessária para queimar completamente  $1,00 \text{ mol}$  de etanol é igual a 2 vezes aquela necessária para queimar a mesma quantidade de glicose.

c) a relação combustível / comburente para a queima completa de  $1,00 \text{ mol}$  de etanol é igual a  $1/2$  da mesma relação para a queima completa de  $1,00 \text{ mol}$  de glicose.

d) 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  $1/2$ .

e) a quantidade de calor liberada na queima de etanol será igual àquela liberada na queima de glicose quando a relação mol de etanol/mol de glicose for igual a  $1/2$ .

133. (Pucsp) Desde a Revolução Industrial, a concentração de  $\text{CO}_2$  na atmosfera vem aumentando, como resultado da queima de combustíveis fósseis, em grande escala, para produção de energia. A tabela abaixo apresenta alguns dos combustíveis utilizados em veículos. O poder calorífico indica a energia liberada pela combustão completa de uma determinada massa de combustível.

Combustível	fórmula molecular*	massa molar (g/mol)	poder calorífico (kJ/g)
Álcool combustível	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46	30
gasolina	$\text{C}_8\text{H}_{18}$	114	47
gás natural	$\text{CH}_4$	16	54

\* principal componente.

Considerando a combustão completa desses combustíveis, é possível calcular a taxa de energia liberada por mol de  $\text{CO}_2$  produzido. Os combustíveis que liberam mais energia, para uma mesma quantidade de  $\text{CO}_2$  produzida, são, em ordem decrescente,

- gasolina, gás natural e álcool combustível.
- gás natural, gasolina e álcool combustível.
- álcool combustível, gás natural e gasolina.
- gasolina, álcool combustível e gás natural.
- gás natural, álcool combustível e gasolina.

134. (Puccamp) Considere as seguintes entalpias de formação, em kJ/mol

$\text{Al}_2\text{O}_3$  (s) ..... -1670

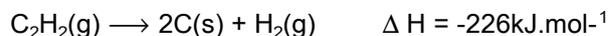
$\text{PbO}_2$  (s) ..... - 277

$\text{MgO}$  (s) ..... - 604

Com essas informações, dentre as reações indicados a seguir, a mais exotérmica é

- $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3/2 \text{Pb}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Al}(\text{s}) + 3/2 \text{PbO}_2(\text{s})$
- $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{Mg}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Al}(\text{s}) + 3 \text{MgO}(\text{s})$
- $3/2 \text{PbO}_2(\text{s}) + 2\text{Al}(\text{s}) \rightarrow 3/2 \text{Pb}(\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
- $\text{PbO}_2(\text{s}) + 2 \text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{Pb}(\text{s}) + 2 \text{MgO}(\text{s})$
- $3\text{MgO}(\text{s}) + 2 \text{Al}(\text{s}) \rightarrow 3 \text{Mg}(\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$

135. (Ufsm) O acetileno é um gás que, ao queimar, produz uma chama luminosa, alcançando uma temperatura ao redor de  $3000^\circ\text{C}$ . É utilizado em maçaricos e no corte e solda de metais. A sua reação de decomposição é



Baseando-se nessa reação, analise as afirmativas:

- Invertendo o sentido da equação, o sinal da entalpia não varia
- Há liberação de calor, constituindo-se numa reação exotérmica
- A entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes.

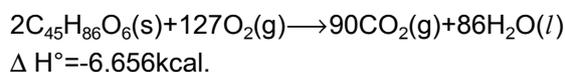
Está(ão) correta(s)

- apenas I.
- apenas II.
- apenas III.
- apenas I e II.
- apenas II e III.

136. (Ufg) O organismo humano utiliza a energia mediante um processo semelhante à combustão. O  $\Delta H^\circ$  de combustão de carboidrato típico,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , é  $-671\text{kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ , e o  $\Delta H^\circ$  de combustão de um lipídio típico,  $\text{C}_{45}\text{H}_{86}\text{O}_6$ , é  $-6.656\text{kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ , e

( ) 1g desse carboidrato e 1g dessa gordura fornecem 12,9kcal.

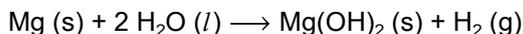
( ) a reação que representa a combustão desse lipídio típico e sua entalpia padrão de combustão são dadas por



( ) a reação dessas substâncias com oxigênio, no interior das células, é um processo exotérmico.

( ) a combustão desse carboidrato produz mais energia que a combustão desse líquido, por mol de  $\text{CO}_2$  produzido.

137. (Unirio) Os soldados em campanha aquecem suas refeições prontas, contidas dentro de uma bolsa plástica com água. Dentro desta bolsa existe o metal magnésio, que se combina com a água e forma hidróxido de magnésio, conforme a reação:



A variação de entalpia desta reação, em kJ/mol, é:

(Dados:  $\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O (l)} = -285,8 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H^\circ_f \text{Mg(OH)}_2 \text{ (s)} = -924,5 \text{ kJ/mol}$ )

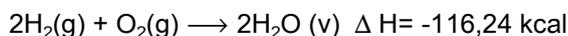
- a) -1.496,1
- b) -638,7
- c) -352,9
- d) +352,9
- e) +1.496,1

138. (Uff) A primeira Lei da Termodinâmica, denominada Lei da Conservação da Energia estabelece: "A energia do Universo é constante". Num sistema que realiza um trabalho de 125J, absorvendo 75J de calor, a variação de energia é igual a:

- a) -125 J
- b) - 75 J
- c) - 50 J
- d) 75 J
- e) 200 J

139. (Uerj) As denominações combustível "limpo" e combustível "verde" são empregadas em relação ao hidrogênio, pelo fato de sua queima provocar baixo impacto ambiental.

Observe a reação química da combustão do hidrogênio, representada abaixo:



Utilizando os dados acima e supondo suficiente a quantidade de oxigênio, é possível estabelecer o valor da massa de hidrogênio que, ao ser queimada, produzirá energia equivalente a 232,48 kcal.

Esse valor, em gramas, é igual a:

Dado

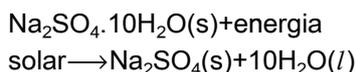
Massa molar (g/mol):  $\text{H}_2 = 2,0$

- a) 2,0
- b) 4,0
- c) 6,0

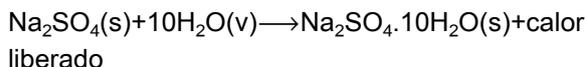
d) 8,0

140. (Uerj) O processo de aquecimento baseado em energia solar consiste na utilização de um produto denominado sal de Glauber, representado por  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , que se transforma segundo as equações abaixo:

Dia:



Noite:



Considere, na equação relativa à noite, que o calor liberado seja de 20kcal/mol de  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , para um rendimento hipotético de 100% da reação.

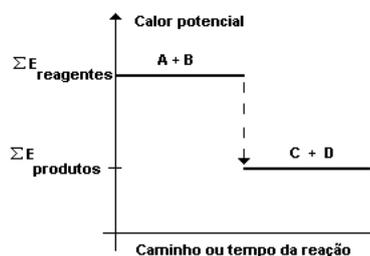
Para aquecer uma casa cujo consumo é de 10.000 kcal durante uma noite, a massa de sal de Glauber que deverá ser utilizada, em kg, corresponde a:

Dados:

Massa molar (g/mol): Na=23,0; S=32,0; O=16,0; H=1,0

- a) 161
- b) 101
- c) 71
- d) 51

141. (Uepg) Considere a representação gráfica da variação de entalpia abaixo.

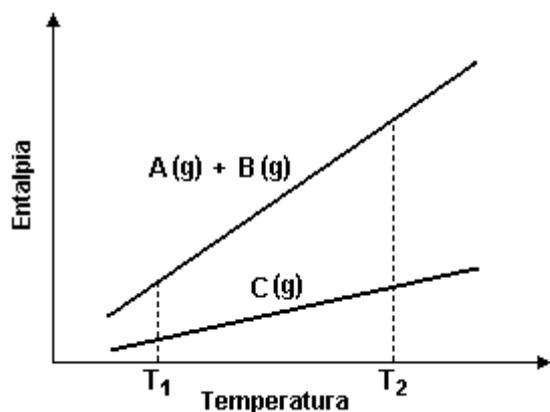


Entre os processos que ela pode representar figuram:

- 01) a fusão da água
- 02) a vaporização da água
- 04) a oxidação da gordura
- 08) a combustão da gasolina

16) o preparo de uma solução aquosa de NaOH, com aquecimento espontâneo do frasco

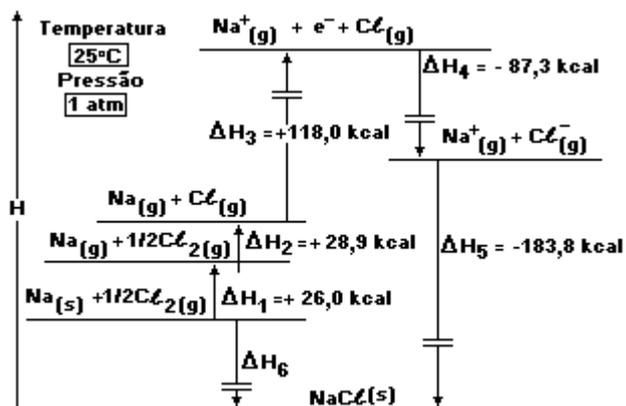
142. (Ita) A figura abaixo mostra como a entalpia dos reagentes e dos produtos de uma reação química do tipo  $A(g)+B(g)\rightarrow C(g)$  varia com a temperatura.



Levando em consideração as informações fornecidas nesta figura, e sabendo que a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) 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  $\Delta H$ , em módulo, da reação aumenta com o aumento de temperatura.
- tanto a capacidade calorífica dos reagentes como a dos produtos aumentam com o aumento da temperatura.

143. (Ufrp) Considere o diagrama de entalpia a seguir, no qual os coeficientes se referem a mols. Por exemplo, deve-se ler  $\text{Na}(g)+1/2\text{Cl}_2(g)$  como "1 mol de átomos de sódio no estado gasoso e 1/2 mol de moléculas de cloro no estado gasoso".



Dados:

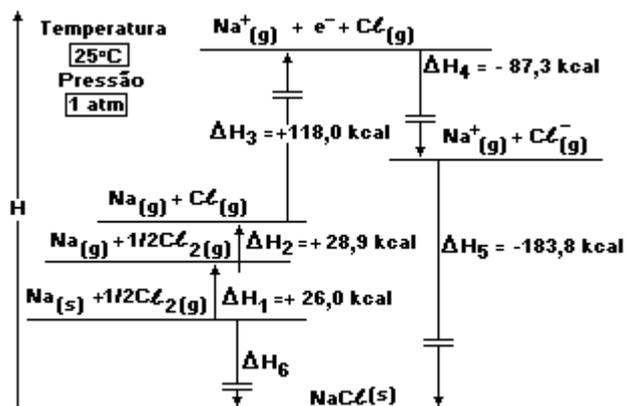
massas molares:  ${}_{11}\text{Na} = 23\text{g}$ ;  ${}_{17}\text{Cl} = 35,5\text{g}$

Com relação às informações acima, é correto afirmar:

- A entalpia da ligação do Cl-Cl é igual a  $+28,9\text{kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
- A transferência de um elétron de um orbital 3s do átomo de sódio no estado gasoso para um orbital 3p do átomo de cloro no estado gasoso libera energia.
- A sublimação de 23g de sódio metálico consome 26,0kcal.
- $\Delta H_3$  é a primeira energia de ionização do sódio.
- A variação da entalpia envolvida na transformação de 1 mol de átomos de cloro no estado gasoso em um mol de íons cloreto no estado gasoso é dada por  $\Delta H_4$ .

Soma ( )

144. (Ufpr) Considere o diagrama de entalpia a seguir, no qual os coeficientes se referem a mols. Por exemplo, deve-se ler  $\text{Na(g)} + 1/2\text{Cl}_2(\text{g})$  como "1 mol de átomos de sódio no estado gasoso e 1/2 mol de moléculas de cloro no estado gasoso".



Dados:

massas molares:  ${}_{11}\text{Na} = 23\text{g}$ ;  ${}_{17}\text{Cl} = 35,5\text{g}$

Com relação às informações acima, é correto afirmar:

- (01) No diagrama estão representados os processos de quebra ou formação de pelo menos três tipos de ligações químicas: covalente, iônica e metálica.  
 (02)  $\Delta H_6 = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5$ .  
 (04) A energia necessária para formar 1 mol de íons cloreto e 1 mol de íons sódio, ambos no estado gasoso, a partir de 1 mol de cloreto de sódio sólido, é igual a +183,8kcal.  
 (08) A variação da entalpia da reação  $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na(s)} + 1/2\text{Cl}_2(\text{g})$  é igual a -98,2kcal.  
 (16) A formação de 1 mol de íons sódio e 1 mol de íons cloreto, ambos no estado gasoso, a partir de sódio metálico e gás cloro, é um processo exotérmico.

Soma ( )

145. (Pucmg) Sejam dados os processos abaixo:

- I.  $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe(l)}$
- II.  $\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g})$
- III.  $\text{C(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
- IV.  $\text{H}_2\text{O(v)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(s)}$
- V.  $\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow 1/2 \text{N}_2(\text{g}) + 3/2 \text{H}_2(\text{g})$

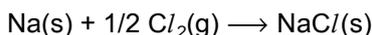
A opção que representa somente fenômenos químicos endotérmicos é:

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

146. (Pucmg) Sejam dadas as seguintes equações termoquímicas:

- I.  $\text{Na(s)} + \text{HCl(g)} \rightarrow \text{NaCl(s)} + 1/2 \text{H}_2(\text{g})$   
 $\Delta H = -318,8 \text{ kJ/mol}$
- II.  $\text{HCl(g)} \rightarrow 1/2 \text{Cl}_2(\text{g}) + 1/2 \text{H}_2(\text{g})$   
 $\Delta H = +92,3 \text{ kJ/mol}$

A variação de entalpia ( $\Delta H$ ) para a reação:



é igual a:

- a) - 411,1 kJ/mol
- b) - 226,5 kJ/mol
- c) + 411,1 kJ/mol
- d) + 226,5 kJ/mol

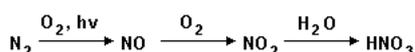
147. (Ufpe) Considere as afirmações abaixo:

1. A areia molhada possui entropia maior que a areia seca.
2. A condensação do vapor-d'água é um processo exotérmico.
3. A fusão do gelo é um processo endotérmico.
4. A evaporação da água é um processo endotérmico

Qual(is) da(s) afirmação(ões) acima melhor explica(m) o fato de que, numa praia do Recife, PE, a areia molhada é mais fria que a areia seca.

- a) 1 e 3 apenas
- b) 2 e 3 apenas
- c) 4 apenas
- d) 3 apenas
- e) 2 apenas

148. (Ufc) A natureza atua na fixação do nitrogênio de diversas maneiras. Uma destas, que é responsável por cerca de somente 10% do processo natural total, é proveniente da ação da descarga elétrica dos raios sobre a massa atmosférica, que transforma o nitrogênio em óxido nítrico e, posteriormente, em dióxido de nitrogênio. O  $\text{NO}_2$ , por sua vez, reage com a água das chuvas produzindo  $\text{HNO}_3$ , que é, então, incorporado ao solo.



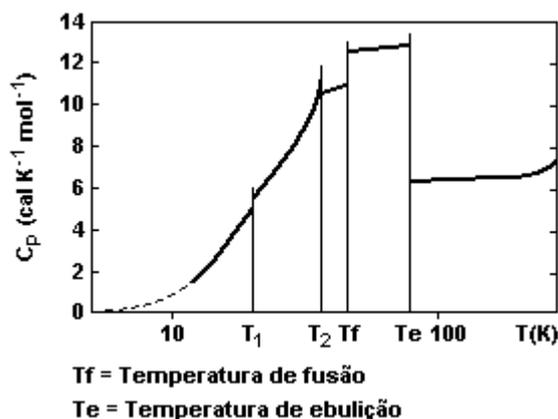
Dadas as energias de ligação:

- $\text{N}_2$  225 kcal/mol  
 $\text{O}_2$  118 kcal/mol  
 $\text{NO}$  162 kcal/mol

Assinale a alternativa correta.

- a) O processo descrito é acompanhado da formação seqüenciada de espécies de mais baixos estados de oxidação do nitrogênio.
- b) A fixação de nitrogênio é acompanhada de processos seqüenciados de redução, conduzindo à elevação do estado de oxidação do nitrogênio.
- c) Uma dificuldade admitida para a fixação do nitrogênio é a elevada quantidade de energia requerida para quebrar a tripla ligação entre os átomos da molécula de  $\text{N}_2$ .
- d) Somente com base nos valores das energias das ligações, espera-se que o processo de formação do  $\text{NO}$  seja termoquimicamente espontâneo.
- e) O processo descrito constitui-se de uma fonte natural de inibição da formação de chuvas ácidas, seguido de neutralização.

149. (Ita) A figura a seguir mostra como a capacidade calorífica,  $C_p$ , de uma substância varia com a temperatura, sob pressão constante.



Considerando as informações mostradas na figura anterior, é ERRADO afirmar que

- a) a substância em questão, no estado sólido, apresenta mais de uma estrutura cristalina diferente.
- b) a capacidade calorífica da substância no estado gasoso é menor do que aquela no estado líquido.
- c) quer esteja a substância no estado sólido, líquido ou gasoso, sua capacidade calorífica aumenta com o aumento da temperatura.

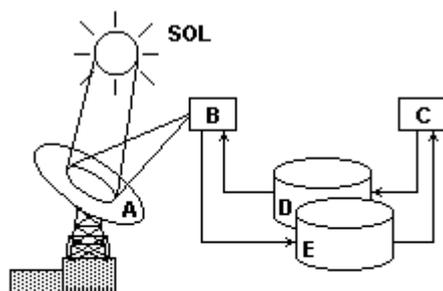
d) caso a substância se mantenha no estado líquido em temperaturas inferiores a  $T_f$ , a capacidade calorífica da substância líquida é maior do que a capacidade calorífica da substância na fase sólida estável em temperaturas menores do que  $T_f$ .

e) a variação de entalpia de uma reação envolvendo a substância em questão no estado líquido aumenta com o aumento da temperatura.

150. (Fuvest) Buscando processos que permitam o desenvolvimento sustentável, cientistas imaginaram um procedimento no qual a energia solar seria utilizada para formar substâncias que, ao reagirem, liberariam energia.

Observe a figura adiante:

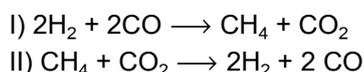
A = REFLETOR PARABÓLICO  
 B = REATOR ENDOTÉRMICO  
 C = REATOR EXOTÉRMICO  
 D e E = RESERVATÓRIOS



Energias médias de ligação:

H - H	$4,4 \times 10^2$ kJ/mol	C $\equiv$ C (CO)	$10,8 \times 10^2$ kJ/mol
C = O (CO <sub>2</sub> )	$8,0 \times 10^2$ kJ/mol	C - H	$4,2 \times 10^2$ kJ/mol

Considere as seguintes reações e as energias médias de ligação indicadas na figura acima:

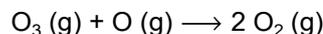


A associação correta que ilustra a reação que ocorre em B, o conteúdo de D e o conteúdo de E em tal processo são:

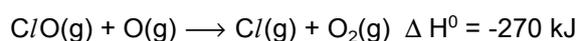
- a) B = I; D = CH<sub>4</sub> + CO<sub>2</sub>; E = CO  
 b) B = II; D = CH<sub>4</sub> + CO<sub>2</sub>; E = H<sub>2</sub> + CO  
 c) B = I; D = H<sub>2</sub> + CO; E = CH<sub>4</sub> + CO<sub>2</sub>  
 d) B = II; D = H<sub>2</sub> + CO; E = CH<sub>4</sub> + CO<sub>2</sub>  
 e) B = I; D = CH<sub>4</sub>; E = CO

151. (Puc-rio) Aerossóis contêm compostos clorados, como o Freon-11 (CFCI<sub>3</sub>), que, na estratosfera, atuam na remoção da camada de ozônio.

A reação total deste processo é:



As reações a seguir são as etapas da reação total:



Portanto, o  $\Delta H^0$  da reação de remoção do ozônio é:

- a) - 150 kJ.  
 b) +150 kJ.  
 c) - 30 kJ.  
 d) + 390 kJ.  
 e) - 390 kJ.

152. (Ufsc) Assinale a(s) proposição(ões) que define(m) CORRETAMENTE a entalpia-padrão de formação (25°C, 1 atm) das substâncias indicadas a seguir:

01.  $6C(\text{grafite}) + 3H_2(g) \rightarrow C_6H_6(l)$   
 02.  $C(\text{diamante}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$   
 04.  $S(\text{rômbico}) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$   
 08.  $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$   
 16.  $1/2H_2(g) + 1/2Cl_2(g) \rightarrow HCl(g)$   
 32.  $2S(\text{rômbico}) + C(\text{grafite}) \rightarrow CS_2(l)$   
 64.  $S(\text{monoclínico}) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$

153. (Unifesp) Com base nos dados da tabela

Ligação	Energia média de ligação (kJ/mol)
O — H	460
H — H	436
O = O	490

pode-se estimar que o  $\rightarrow$  H da reação representada por



dado em kJ por mol de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , é igual a:

- a) +239.
- b) +478.
- c) +1101.
- d) -239.
- e) -478.

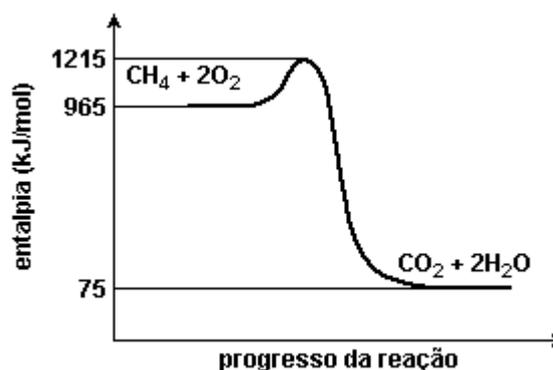
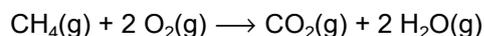
154. (Ufscar) Na tabela, são dados os valores de entalpia de combustão do benzeno, carbono e hidrogênio.

substância	calor de combustão
$\text{C}_6\text{H}_6 (\ell)$	- 3268 kJ/mol
$\text{C} (\text{s})$	- 394 kJ/mol
$\text{H}_2 (\text{g})$	- 286 kJ/mol

A entalpia de formação do benzeno, em kJ/mol, a partir de seus elementos, é

- a) + 2588.
- b) + 46.
- c) - 46.
- d) - 618.
- e) - 2588.

155. (Ufpe) O metano é um poluente atmosférico e sua combustão completa é descrita pela equação química balanceada e pode ser esquematizada pelo diagrama a seguir.



Sobre este processo químico, podemos afirmar que:

- a) a variação de entalpia é -890 kJ/mol, e portanto é exotérmico.
- b) a entalpia de ativação é -1140 kJ/mol.
- c) a variação de entalpia é -1140 kJ/mol, e portanto é endotérmico.
- d) a entalpia de ativação é 890 kJ/mol.
- e) a entalpia de ativação é -890 kJ/mol.

156. (Ufrs) O gás natural veicular (GNV) é um combustível alternativo, menos poluente, de menor custo por quilômetro, onde o metano ( $\text{CH}_4$ ) é o componente predominante. Sabe-se que um mol de metano libera cerca de 890 kJ/mol, em uma combustão completa. A energia liberada, em kJ, na combustão total de 800 g de metano no motor de um automóvel movido por GNV é de, aproximadamente,

- a) 2 700.
- b) 12 800.
- c) 14 240.
- d) 44 500.
- e) 712 000.

157. (Ufrs) Em nosso cotidiano ocorrem processos que podem ser endotérmicos (absorvem energia) ou exotérmicos (liberam energia). Assinale a alternativa que contém apenas fenômenos exotérmicos ou apenas fenômenos endotérmicos.

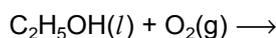
- a) explosão de fogos de artifício - combustão em motores de automóveis - formação de geada
- b) secagem de roupas - formação de nuvens - queima de carvão
- c) combustão em motores de automóveis - formação de geada - evaporação dos lagos
- d) evaporação de água dos lagos - secagem de roupas - explosão de fogos de artifício
- e) queima de carvão - formação de geada - derretimento de gelo

158. (Puccamp) "Proteínas e carboidratos são fontes de energia para os organismos".

No metabolismo, proteínas e carboidratos suprem, cada um, cerca de 4 quilocalorias por grama. Que massa de proteína tem que ser metabolizada para ter-se, aproximadamente, o mesmo efeito energético que 0,10 mol de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ )?

- a) 180 g
- b) 90 g
- c) 45 g
- d) 36 g
- e) 18 g

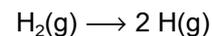
159. (Pucpr) Determine o valor do  $\Delta H$  para a reação de combustão do etanol, conhecendo as entalpias de formação em kJ/mol:



Dados:  $CO_2(g) = -393,3 \text{ kJ/mol}$   
 $H_2O(l) = -285,8 \text{ kJ/mol}$   
 $C_2H_6O(l) = -277,8 \text{ kJ/mol}$

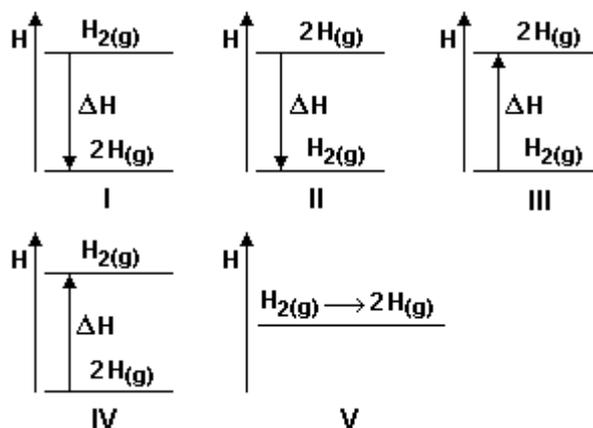
- a) -1.234,3 kJ
- b) +1.234,3 kJ
- c) -1.366,2 kJ
- d) -1.560,0 kJ
- e) +1.366,2 kJ

160. (Uel)



Dado: massa molar do H=1g / mol

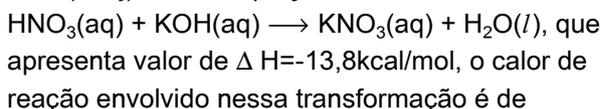
Considere os seguintes diagramas da variação de entalpia para a reação acima:



Qual dos diagramas corresponde à reação?

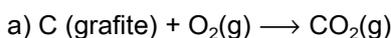
- a) I
- b) II
- c) III
- d) IV
- e) V

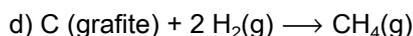
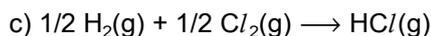
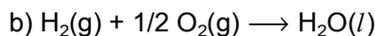
161. (Ufrj) Para a equação



- a) combustão.
- b) dissolução.
- c) formação.
- d) neutralização.
- e) solução.

162. (Ufrs) Dentre as alternativas abaixo, assinale aquela que contém a reação cuja variação de entalpia deve ser, necessariamente, medida por via indireta, utilizando-se a Lei de Hess e alguns valores experimentais de entalpia de formação e de entalpia de combustão.

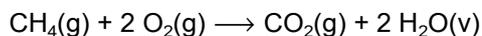




163. (Ufrs) Os valores de energia de ligação entre alguns átomos são fornecidos no quadro abaixo.

LIGAÇÃO	ENERGIA DE LIGAÇÃO (kJ/mol)
C – H	413
O = O	494
C = O	804
O – H	463

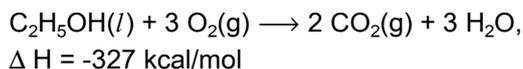
Considerando a reação representada por



o valor aproximado de  $\Delta H$ , em kJ, é de

- a) -820
- b) -360
- c) +106
- d) +360
- e) +820

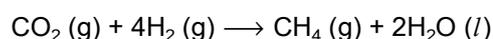
164. (Ufsm) Muitos carros utilizam o álcool etílico como combustível. Sabendo que sua combustão total é representada pela equação química balanceada



a quantidade de calor liberada na queima de 141g de álcool etílico é, aproximadamente,  
 (DADOS: C = 12; O = 16; H = 1)

- a) -327 kcal
- b) -460 kcal
- c) -1.000 kcal
- d) -10.000 kcal
- e) -46.000 kcal

165. (Ufrn) Um estudante deveria propor, como tarefa escolar, um processo de reciclagem de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ), um dos responsáveis pelo efeito estufa. Admitiu, então, a possibilidade de ocorrer a transformação dessa substância em metano, em condições normais de temperatura e pressão, de acordo com a equação a seguir:



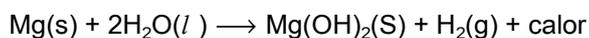
Para avaliar os sinais das variações de entropia ( $\Delta S$ ) e entalpia ( $\Delta H$ ) da reação, o estudante usou as informações contidas, respectivamente, na equação acima e no quadro seguinte:

molécula	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{CH}_4(\text{g})$	-74,8
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285,8
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,5

Após esses procedimentos, concluiu corretamente que:

- a)  $\Delta S < 0$  e  $\Delta H < 0$
- b)  $\Delta S < 0$  e  $\Delta H > 0$
- c)  $\Delta S > 0$  e  $\Delta H > 0$
- d)  $\Delta S > 0$  e  $\Delta H < 0$

166. (Ufg) Para aquecer suas refeições, soldados em campanha utilizam um dispositivo chamado "esquenta-ração sem chama". Esse dispositivo consiste em uma bolsa plástica que contém magnésio sólido, que é colocado em contato com água, ocorrendo a reação representada, a seguir:



Dados:  $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}] = -285,8 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta H_f^\circ[\text{Mg(OH)}_2] = -924,5 \text{ kJ/mol}$

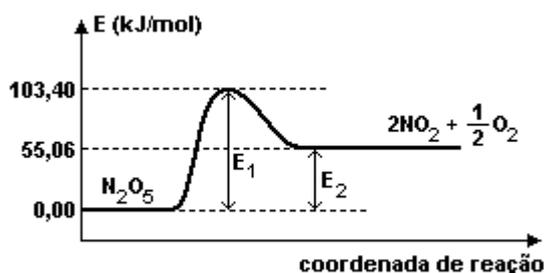
No dispositivo de aquecimento "esquenta-ração sem chama", ocorre uma reação que

- ( ) é exotérmica.
- ( ) é de óxido-redução.
- ( ) libera 1.210,3 kJ/mol de magnésio.
- ( ) é catalisada pelo magnésio.

167. (Ufes) Para a reação



em sistema fechado a 25°C e 1 atm, é apresentado o diagrama adiante:



Das afirmações

- I - aumento na temperatura implica aumento na pressão de  $\text{O}_2$  (g) no sistema, quando em equilíbrio,
- II - a energia de ativação da reação é 55,06 kJ/mol,
- III - a adição de catalisador irá provocar aumento na diferença entre  $E_1$  e  $E_2$ ,

- a) somente I é verdadeira.
- b) somente II é verdadeira.
- c) somente III é verdadeira.
- d) I e II são verdadeiras.
- e) II e III são verdadeiras.

168. (Ufc) Uma das principais aplicações da energia proveniente das reações químicas tem como objetivo proporcionar o conforto térmico aos seres vivos humanos. Por exemplo, em locais onde há inverno rigoroso, utilizam-se luvas que contêm ferro metálico pulverizado em seu interior. O ar atmosférico penetra no interior das luvas, promovendo, lentamente, a reação  $4\text{Fe(s)} + 3\text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$ , que libera calor suficiente para manter as mãos confortavelmente aquecidas por muitas horas.

A respeito desta reação, é correto afirmar que:

- a) caracteriza um processo endotérmico e espontâneo.
- b) envolve uma reação de oxidação-redução exotérmica.
- c) absorve grande quantidade de energia devido à oxidação do ferro metálico.
- d) a quantidade de calor produzido independe da massa de ferro metálico presente nas luvas.
- e) libera calor porque os reagentes têm menores conteúdos entálpicos do que os produtos.

169. (Mackenzie) A quantidade de calor liberado pela combustão total de 13,0 kg de acetileno, a 25°C e 1 atm, é:

Dados

massa molar (g/mol):

C = 12

H = 1

Entalpias de formação (kcal/mol) a 25°C:

$\text{C}_2\text{H}_2\text{(g)} = + 54,0$

$\text{CO}_2\text{(g)} = - 94,0$

$\text{H}_2\text{O(liq)} = - 68,0$

- a) 310 kcal
- b) 155.000 kcal
- c) 61.000 kcal
- d) 101.000 kcal
- e) 202 kcal

## GABARITO

1. F V V V V
2. [A]
3. [B]
4. [A]
5.  $01 + 02 + 04 + 16 = 23$
6.  $01 + 02 + 08 = 11$
7.  $01 + 04 + 08 + 16 = 29$
8. [D]
9. [C]
10. [B]
11. [C]
12. [C]
13. [B]
14. [C]
15. [C]
16. [A]
17. [A]
18. [C]
19. [C]
20. [B]
21. [A]
22. [A]
23. [D]
24. [D]
25. [B]
26. [B]
27. [A]
28. [E]
29. [E]
30. [C]
31. [C]
32. [D]
33. [B]
34. [B]
35. [C]
36. [C]
37. [C]
38. [B]
39. [D]
40. [B]
41. [A]
42. 3
43. [A]
44. [D]
45. [B]
46. [D]
47. [C]
48. [C]

- 
49. 04  
50. [C]  
51. [E]  
52. [C]  
53. [E]  
54. V F F V F  
55. [B]  
56. [E]  
57. [B]  
58. [B]  
59. [C]  
60. [B]  
61. [C]  
62. [A]  
63. [B]  
64. [E]  
65. [D]  
66. [A]  
67. [B]  
68. [B]  
69. [A]  
70. [E]  
71. [C]  
72. [E]  
73. [E]  
74. [A]  
75. [A]  
76. [B]  
77. [E]  
78. [C]  
79. [B]  
80. [B]  
81. [B]  
82. [A]  
83. [D]  
84. [D]  
85. [D]  
86. [A]  
87. [A]  
88. [C]  
89. [B]  
90. [E]  
91. [D]  
92. [A]  
93. [E]  
94. [A]  
95. [B]  
96. [C]  
97. [D]



147. [C]

148. [C]

149. [E]

150. [B]

151. [E]

152.  $01 + 04 + 16 + 32 = 53$

153. [A]

154. [B]

155. [A]

156. [D]

157. [A]

158. [E]

159. [C]

160. [C]

161. [D]

162. [D]

163. [A]

164. [C]

165. [A]

166. V V F F

167. [A]

168. [B]

169. [B]