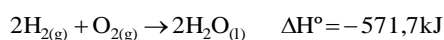
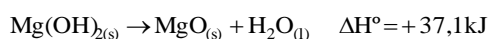
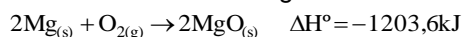


LEI DE HESS

01 - (Uem PR/2008/Janeiro)

Observe os dados a seguir:



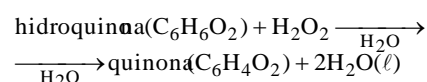
Baseando-se no exposto acima, a entalpia padrão do $\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$, a 25 °C e 1 atm, é, aproximadamente,

- a) +850,5 kJ.
- b) +37,1 kJ.
- c) -37,1 kJ.
- d) -887,6 kJ.
- e) -924,7 kJ.

Gab: E

02 - (Unifor CE/2008/Janeiro)

Para calcular a variação de entalpia da reação (ΔH_R), representada por:



foram utilizados os seguintes dados:

– combustão do $\text{H}_2(\text{g})$ com $\text{O}_2(\text{g})$ produzindo $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

$$\Delta H_1 = -286 \text{ kJ/mol de } \text{H}_2\text{O}$$

– decomposição do H_2O_2 , em meio aquoso, produzindo

$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ e $\text{O}_2(\text{g})$... $\Delta H_2 = -95 \text{ kJ/mol de } \text{H}_2\text{O}$

– hidrogenação (H_2) da quinona produzindo hidroquinona

$$\Delta H_3 = -177 \text{ kJ/mol}$$

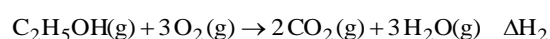
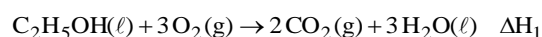
O valor calculado de ΔH_R , em kJ/mol é da ordem de

- a) +200
- b) +100
- c) -100
- d) -150
- e) -200

Gab: E

03 - (Fuvest SP/2008/1ª Fase)

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



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

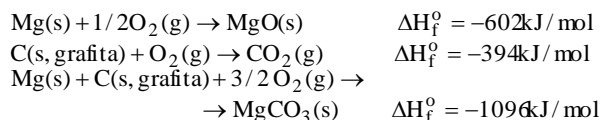
- a) vaporização da água.
- b) sublimação do dióxido de carbono.
- c) formação da água líquida.
- d) formação do etanol líquido.
- e) formação do dióxido de carbono gasoso.

Gab: A

04 - (Unifesp SP/2008/1ªFase)

Quando o óxido de magnésio está na presença de uma atmosfera de gás carbônico, este é convertido a carbonato de magnésio.

São dadas as entalpias-padrão de formação:



A formação de um mol de carbonato de magnésio, a partir do óxido de magnésio e gás carbônico, é uma reação

- endotérmica, com valor absoluto de entalpia de 100 kJ.
- exotérmica, com valor absoluto de entalpia de 100 kJ.
- endotérmica, com valor absoluto de entalpia de 888 kJ.
- exotérmica, com valor absoluto de entalpia de 888 kJ.
- endotérmica, com valor absoluto de entalpia de 1 304 kJ.

Gab: B

05 - (Ufms MS/2008/Biológicas)

Dadas as equações termoquímicas abaixo:

- $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = -820 \text{ kJ/mol}$
- $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H = +206 \text{ kJ/mol}$
- $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H = +247 \text{ kJ/mol}$

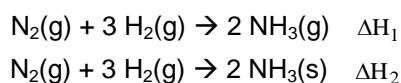
Calcule a variação de entalpia envolvida na reação abaixo, em kJ / mol de CH_4 . (Caso necessário, aproxime o resultado para o inteiro mais próximo).



Gab: 584

06 - (Ufam AM/2008)

Considere as seguintes reações termoquímicas, ambas na mesma temperatura:



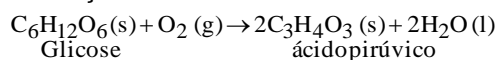
A diferença entre as quantidades termoquímicas ($\Delta H_1 - \Delta H_2$) pode ser corretamente assinalada como igual:

- ao calor de fusão da amônia
- a zero
- ao calor de fusão da amônia
- ao calor de vaporização da amônia
- ao calor de sublimação da amônia

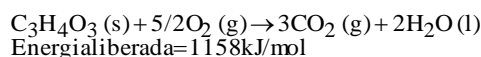
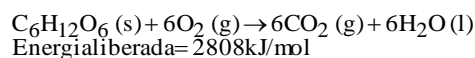
Gab: E

07 - (Uel PR/2008)

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



Considere as reações a 25 °C e 1 atm:



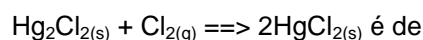
Pode-se então afirmar que, na formação do ácido pirúvico a partir de **1 mol** de glicose, há:

- liberação de 492 kJ de energia.
- absorção de 492 kJ de energia.
- liberação de 1650 kJ de energia.
- absorção de 1650 kJ de energia.
- liberação de 5124 kJ de energia.

Gab: A

08 - (Uem PR/2007/Janeiro)

Nas CNTP, a entalpia de formação de 1 mol de cloreto de mercúrio (I) e 1 mol de cloreto de mercúrio (II) é de +63,3 kcal e +55,0 kcal, respectivamente (partindo-se dos elementos $\text{Hg}_{(\text{s})}$ e $\text{Cl}_{2(\text{g})}$). Nas mesmas condições, a entalpia da reação



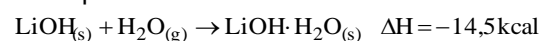
- +8,3 kcal.
- 71,6 kcal.
- 8,3 kcal.
- +46,7 kcal.
- +173,3 kcal.

Gab: D

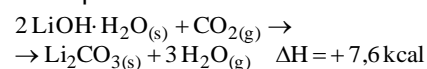
09 - (UFCG PB/2007/Julho)

Um dos processos de controle de dióxido de carbono em atmosferas artificiais consiste na utilização do hidróxido de lítio que, após a hidratação, seguida de carbonatação, elimina o referido gás do ambiente. São apresentadas abaixo duas equações parciais que descrevem esse processo e a reação global. Faça a estimativa da quantidade de calor liberada na reação global

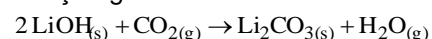
1ª Etapa:



2ª Etapa:



Reação global:



- 22,1 kcal.
- 6,9 kcal.
- 21,4 kcal.
- 36,6 kcal.

e) 29,7 kcal.

Gab: C

10 - (Uftm MG/2007/2ªFase)

O etanol, C_2H_6O , pode ser obtido a partir da fermentação da sacarose contida no extrato da cana-de-açúcar, importante produto agrícola no Brasil. Nos últimos anos, o aumento da produção do etanol foi impulsionado pelo incremento da frota de carros flex (bicombustíveis) no país. A sacarose pode ser hidrolisada por ácidos diluídos ou pela ação da enzima invertase, resultando na glicose e na frutose.

a) Utilizando a Lei de Hess, calcule o calor da reação de fermentação de um mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$) em etanol e gás carbônico, a partir das equações das reações de combustão completa da glicose ($\Delta H^\circ \text{ comb.} = -2808 \text{ kJ/mol}$) e do etanol ($\Delta H^\circ \text{ comb.} = -1368 \text{ kJ/mol}$).

b) Explique como a invertase influencia na energia de ativação da reação de hidrólise da sacarose.

Gab:

a) $\Delta H = -72 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ glicose}$

b) diminui a energia de ativação

11 - (Unesp SP/2007/Biológicas)

A glicose, $C_6H_{12}O_6$, um dos carboidratos provenientes da dieta, é a fonte primordial de energia dos organismos vivos. A energia provém da reação com oxigênio molecular, formando dióxido de carbono e água como produtos. Aplicando a Lei de Hess, calcule a entalpia máxima que pode ser obtida pela metabolização de um mol de glicose.

Entalpias molares de formação, $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$C_6H_{12}O_6(s) = -1270$;

$CO_2(g) = -400$;

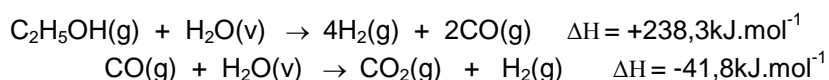
$H_2O(l) = -290$.

Gab:

$\Delta H = -2870 \text{ kJ/mol } C_6H_{12}O_6$

12 - (Unesp SP/2007/Exatas)

No processo de obtenção de hidrogênio molecular a partir da reforma a vapor do etanol, estão envolvidas duas etapas, representadas pelas equações químicas parciais que se seguem.



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

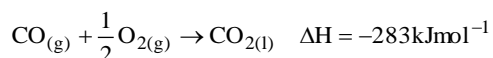
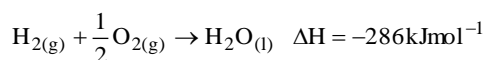
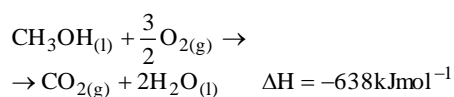
Mostre os cálculos necessários.

Gab: $\Delta H = +154,7 \text{ kJ}$

13 - (Puc MG/2007)

O metanol (CH_3OH) é uma substância muito tóxica, seu consumo pode causar cegueira e até morte. Ele é geralmente empregado como anticongelante, solvente e combustível. A reação de síntese do metanol é $CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow CH_3OH_{(l)}$.

A partir das equações termoquímicas seguintes e suas respectivas entalpias-padrão de combustão, a 25°C :



Assinale o valor da entalpia-padrão da reação de síntese do metanol a 25°C, em kJ/mol.

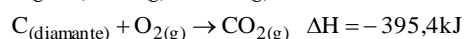
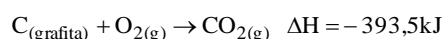
- a) +217
- b) -217
- c) -927
- d) +927

Gab: B

14 - (Ufpe PE/2007)

A grafita natural é uma das formas alotrópicas do carbono encontradas na natureza, podendo também ser produzida industrialmente com uso de altas temperaturas e pressão, a partir do coque de petróleo. Esta forma alotrópica pode ser convertida na forma carbono_(diamante) com um ΔH igual a:

Dados:



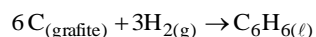
- a) + 1,9 kJ
- b) - 1,9 kJ
- c) - 3,8 kJ
- d) + 788,9 kJ
- e) - 788,9 kJ

Gab: A

15 - (Ueg GO/2006/Janeiro)

Nos processos industriais, a termoquímica tem sido muito empregada para o aproveitamento do calor do sistema em trocas térmicas, as quais geram benefícios econômicos para as indústrias. Muitas reações químicas liberam calor, e esse calor pode ser estimado a partir da variação de entalpia de outras reações químicas.

Considerando este assunto e a reação de formação do benzeno (C_6H_6), responda ao que se pede:



- I. $\text{C}_{(\text{grafite})} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} \quad \Delta H^0 = -94,1\text{kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$
- II. $\text{H}_{2(g)} + 1/2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} \quad \Delta H^0 = -68,4\text{kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$
- II. $\text{C}_6\text{H}_{6(l)} + 15/2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{6CO}_{2(g)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(l)} \quad \Delta H^0 = -781,0\text{kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$

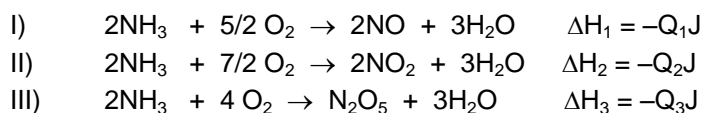
- a) Calcule a variação de entalpia para a reação de formação do benzeno (C_6H_6), a partir das demais reações, cuja variação de entalpia é conhecida.
- b) Classifique a reação de formação do benzeno em exotérmica ou endotérmica.

Gab:

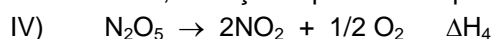
- a) $\Delta H = +11,3 \text{ kcal/mol}$
 b) endotérmica, uma vez que a variação de entalpia é positiva.

16 - (Fuvest SP/2006/1ª Fase)

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



Assim sendo, a reação representada por



será:

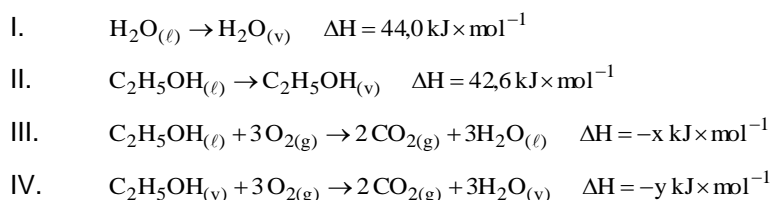
- a) exotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_3 - Q_1)\text{J}$.
 b) endotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_2 - Q_1)\text{J}$.
 c) exotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_2 - Q_3)\text{J}$.
 d) endotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_3 - Q_2)\text{J}$.
 e) exotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_1 - Q_2)\text{J}$.

Gab: D

17 - (Uerj RJ/2006/2ª Fase)

Mudanças de estado físico e reações químicas são transformações que produzem variações de energia.

As equações termoquímicas a seguir exemplificam algumas dessas transformações e suas correspondentes variações de energia ocorridas a 25°C e 1 atm.



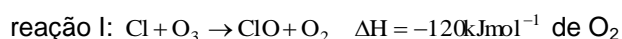
- a) Classifique a equação I quanto ao aspecto termoquímico e identifique o tipo de ligação intermolecular rompida na transformação exemplificada pela equação II.
 b) Com base na Lei de Hess, calcule a diferença numérica entre a quantidade de calor liberada pela reação III e a quantidade de calor liberada pela reação IV.

Gab:

- a) endotérmica; ligação de hidrogênio
 b) $\Delta H = (89,4 - x)\text{kJ}$

18 - (Ufms MS/2006/Exatas)

A seqüência das reações I e II, a seguir, é proposta para explicar a destruição do gás ozônio presente na estratosfera. Esse gás tem papel fundamental na manutenção da vida na Terra, pois controla a passagem de raios ultravioleta, que, em excesso, são prejudiciais aos seres vivos. Os átomos de Cl se formam pela ação de radiação de alta energia sobre os clorofluorocarbonos (CFC):



reação II: $\text{ClO} + \text{O} \rightarrow \text{Cl} + \text{O}_2 \quad \Delta H = -270 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ de O}_2$

reação global: $\text{O}_3 + \text{O} \rightarrow 2\text{O}_2$

Com respeito às reações consideradas, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01. Os átomos de cloro atuam como catalisadores na destruição do ozônio, porque são consumidos em (I), produzidos em (II) e aumentam a velocidade da reação.
- 02. Com base no ΔH da reação, a destruição do ozônio, representada pela equação global, é favorecida por altas temperaturas porque o ΔH global é menor do que zero.
- 04. A lei que expressa a velocidade da decomposição do ozônio é: $v = k[\text{O}_3][\text{O}]$.
- 08. O processo aumenta a quantidade de O_2 na estratosfera.
- 16. A velocidade da reação global de destruição do ozônio é inversamente proporcional à velocidade da etapa mais lenta.

Gab: 013

19 - (Ufms MS/2006/Exatas)

Calcule a entalpia, ΔH , em kcal/mol, da reação:



nas condições ambientes (25°C e 1 atm), sabendo-se que:

- I. $\text{C}_2\text{H}_6(g) + 7/2 \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{CO}_2(g) + 3 \text{H}_2\text{O}(l) \quad \Delta H^\circ = -372,7 \text{ kcal/mol}$
- II. $2 \text{C}_{\text{grafitesólido}} + 3 \text{H}_2(g) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(g) \quad \Delta H^\circ = -20,2 \text{ kcal/mol}$
- III. $\text{H}_2(g) + 1/2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) \quad \Delta H^\circ = -68,3 \text{ kcal/mol}$

Gab: 094

20 - (Puc MG/2006)

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

- $\text{C}_2\text{H}_2(g) + 5/2 \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \quad \Delta H_1 = -1301,0 \text{ kJ/mol}$
- $\text{C}_2\text{H}_6(g) + 7/2 \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}_2(g) + 3\text{H}_2\text{O}(l) \quad \Delta H_2 = -1560,0 \text{ kJ/mol}$
- $\text{H}_2(g) + 1/2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) \quad \Delta H_3 = -286,0 \text{ kJ/mol}$

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

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

Gab: A

21 - (Fgv SP/2006)

A amônia, NH_3 , é um dos produtos químicos mais utilizados no mundo. O seu consumo está, de certa forma, relacionado com o desenvolvimento econômico de uma nação. O principal processo de fabricação da amônia é o processo Haber-Bosch, a partir dos gases N_2 e H_2 , cuja reação libera 46 kJ de energia por mol de amônia formada. A principal aplicação da amônia é na fabricação de fertilizantes agrícolas. A hidrazina, N_2H_4 , um outro subproduto da amônia, pode ser utilizada como combustível para foguetes e para obtenção de plásticos insuflados. A entalpia de formação de um mol de $\text{N}_2\text{H}_4(l)$ é + 50 kJ. A redução da hidrazina com o gás hidrogênio resulta na formação da

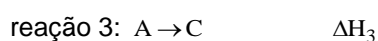
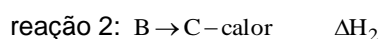
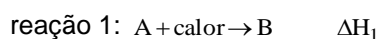
amônia. Considerando que as entalpias mencionadas estão relacionadas a 25°C, o valor da entalpia da redução de um mol de hidrazina em amônia, nessas mesmas condições, é igual a

- a) +142 kJ.
- b) -142 kJ.
- c) -96 kJ.
- d) +96 kJ.
- e) -14 kJ.

Gab: B

22 - (Ufam AM/2006)

Considere as seguintes equações termoquímicas abaixo, sabendo que $|\Delta H_1| > |\Delta H_2|$:



A variação de entalpia da reação 3 será qualitativamente:

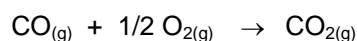
- a) Igual a zero, pois a reação é atérmica.
- b) Menor que zero, pois a reação é exotérmica.
- c) Maior que zero, pois a reação é endotérmica.
- d) Igual ao valor de ΔH_1 .
- e) Menor que zero pois ΔH_2 é menor que ΔH_1 .

Gab: C

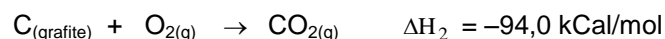
23 - (Puc MG/2006)

Os catalisadores são dispositivos antipoluição existentes na maioria dos carros produzidos pelas indústrias automobilísticas. Os catalisadores adsorvem as moléculas dos gases poluentes, facilitando a formação do complexo ativado e, com isso, aceleram a oxidação de monóxido de carbono e hidrocarbonetos ou a decomposição de óxidos de nitrogênio.

Entre as diversas reações que ocorrem em um catalisador, uma das mais importantes é:



Conhecendo as seguintes equações termoquímicas:



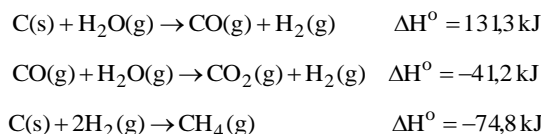
Assinale a variação de entalpia (ΔH) para a reação de combustão do monóxido de carbono, em kCal/mol.

- a) + 68,0
- b) +120,0
- c) - 68,0
- d) -120,0

Gab: C

24 - (Unimontes MG/2006)

O carvão pode ser usado para a obtenção de outros combustíveis como o gás metano. As reações que ocorrem são representadas abaixo pelas respectivas equações termoquímicas:



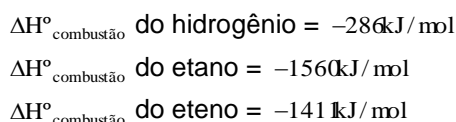
Baseando-se nas equações fornecidas, a variação de entalpia padrão (ΔH°) da reação representada pela equação $2\text{C(s)} + 2\text{H}_2\text{O(g)} \rightarrow \text{CH}_4\text{(g)} + \text{CO}_2\text{(g)}$ é

- a) +15,3 kJ.
- b) +90,1 kJ.
- c) -56,5 kJ.
- d) +247,3 kJ.

Gab: A

25 - (Puc SP/2006)

Dados:



Conhecendo-se a entalpia padrão de combustão do etano, eteno e do hidrogênio, é possível estimar a entalpia padrão da reação de hidrogenação do eteno.

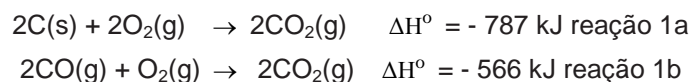
O valor obtido por esse método é

- a) -435 kJ/mol.
- b) -137 kJ/mol.
- c) 137 kJ/mol.
- d) 435 kJ/mol.
- e) -3257 kJ/mol.

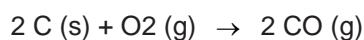
Gab: B

26 - (Puc RJ/2006)

Dadas as reações termoquímicas de formação de CO_2 (reações 1a e 1b):



a) calcule a variação de entalpia para a formação de 1 mol de CO a partir da reação do carbono com o gás oxigênio, dada abaixo:



b) calcule quantos mols de monóxido de carbono serão produzidos pela combustão completa de 2400 kg de carbono?

Gab:

- a) -110,5kJ
b) 200.000 mols

27 - (Uepg PR/2005/Janeiro)

Considere as equações químicas representativas da combustão do metano, em etapas:

Primeira etapa:



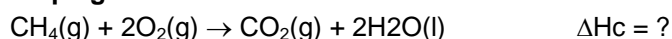
Segunda etapa:



Terceira etapa:



Etapa global:



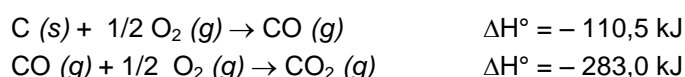
Assinale o que for correto.

01. A combustão do metano é uma reação exotérmica, em que a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes.
02. A equação termoquímica da etapa global resulta da soma das equações das etapas intermediárias.
04. Cada mol de metano que sofre combustão libera 1 mol de gás carbônico.
08. Nas etapas 2 e 3, ocorre absorção de calor do meio ambiente.
16. A soma das três etapas permite o cálculo do calor molar de combustão do CH₄ na etapa global: ΔH_c = - 212,8 kcal

Gab: 23

28 - (Unesp SP/2005/Conh. Gerais)

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



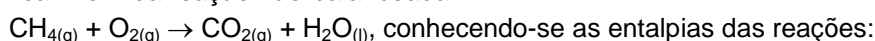
A reação total e o valor da entalpia total da reação são, respectivamente:

- a) C (s) + 1/2 O₂ (g) → CO₂ (g); ΔH° = -393,5 kJ
b) C (s) + O₂ (g) → CO₂ (g); ΔH° = +393,5 kJ
c) C (s) + O₂ (g) → CO₂ (g); ΔH° = -393,5 kJ
d) C (s) + O₂ (g) → 2CO (g); ΔH° = +393,5 kJ
e) C (s) + O₂ (g) → 2CO (g); ΔH° = -393,5 KJ

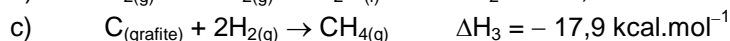
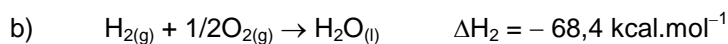
Gab: C

29 - (Ufms MS/2005/Biológicas)

Calcule a entalpia em kcal.mol⁻¹ da reação não-balanceada:



- a) C_(grafite) + O₂(g) → CO₂(g) ΔH₁ = - 94,2 kcal.mol⁻¹



Para efeito de resposta, expresse o resultado em módulo, com três algarismos significativos.

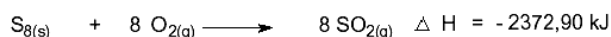
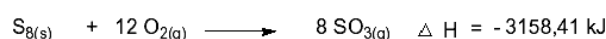
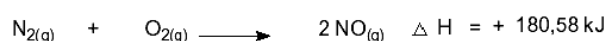
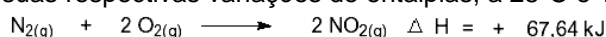
Gab: 213

30 - (Uei PR/2005)

Leia o texto a seguir.

Os raios que ocorrem na atmosfera e a queima de combustíveis derivados do petróleo contendo hidrocarbonetos e compostos de enxofre (mercaptanas) contribuem para a produção de várias substâncias, dentre as quais pode-se destacar: CO_2 , CO , H_2O , NO , SO_2 e até mesmo, em pequenas quantidades, NO_2 e SO_3 . Algumas destas emissões são, em parte, responsáveis pelo aumento do efeito estufa e pela formação da chuva ácida.

Considere as reações a seguir e suas respectivas variações de entalpias, a 25°C e 1 atm.



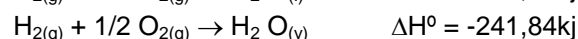
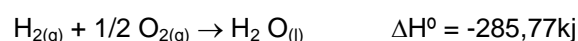
Com base nos dados fornecidos, é correto afirmar que a reação entre o dióxido de enxofre e o dióxido de nitrogênio: $\text{SO}_{2(\text{g})} + \text{NO}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{NO}_{(\text{g})} + \text{SO}_{3(\text{g})}$ é:

- Exotérmica, liberando 41,72 kJ.
- Exotérmica, liberando 1033,69 kJ.
- Endotérmica, absorvendo 41,72 kJ.
- Endotérmica, absorvendo 672,53 kJ.
- Endotérmica, absorvendo 1033,69 kJ.

Gab: A

31 - (Udesc SC/2005)

Analise as equações termoquímicas a seguir:



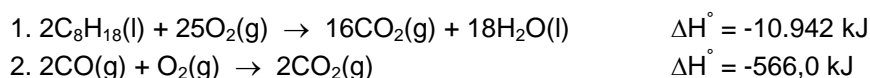
A alternativa que indica o valor de ΔH° para a vaporização da água ($\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{v})}$) é:

- 527,61 kJ
- 87,876 kJ
- 43,93 kJ
- 241,84 kJ
- 285,77 kJ

Gab: C

32 - (Ufpe PE/2005)

A gasolina, que contém octano como um componente, pode produzir monóxido de carbono, se o fornecimento de ar for restrito. A partir das entalpias padrão de reação para a combustão do octano (1) e do monóxido de carbono (2), obtenha a entalpia padrão de reação, para a combustão incompleta de 1 mol de octano líquido, no ar, que produza monóxido de carbono e água líquida.



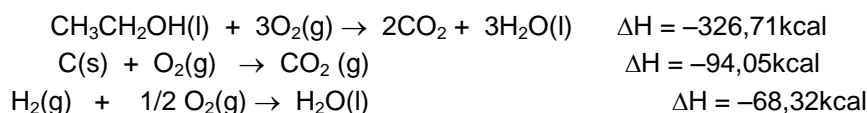
- a) - 10.376 kJ
- b) - 8.442 kJ
- c) - 2.370 kJ
- d) - 6.414 kJ
- e) - 3.207 kJ

Gab: E

33 - (Ueg GO/2004/Janeiro)

A variação de entalpia envolvida numa reação química, em determinadas condições, depende exclusivamente da etapa inicial dos reagentes e da etapa final dos produtos, seja a reação executada em uma única etapa ou em várias etapas sucessivas.

Sabendo que



faça o que se pede:

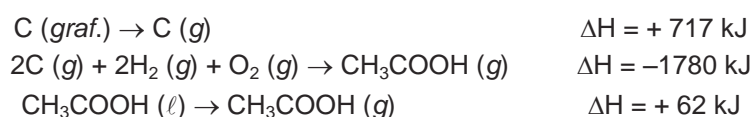
- a) Calcule o ΔH para: $2\text{C}(\text{s}) + 3\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l}) \quad \Delta H = ?$
- b) Responda: a reação de formação do etanol é endotérmica ou exotérmica?

Gab:

- a) $\Delta H = -66,32 \text{ kcal}$
- b) exotérmica

34 - (Uftm MG/2004/2ªFase)

Considere as equações:



A entalpia de formação do ácido acético líquido a partir do C (graf.), H₂ (g) e O₂ (g), pode ser estimada, em kJ/mol, em:

- a) + 309.
- b) - 346.
- c) - 408.
- d) - 939.
- e) -1 001.

Gab: C

35 - (Fuvest SP/2004/2ªFase)

O Veículo Lançador de Satélites brasileiro emprega, em seus propulsores, uma mistura de perclorato de amônio sólido (NH₄ClO₄) e alumínio em pó, junto com um polímero, para formar um combustível sólido.

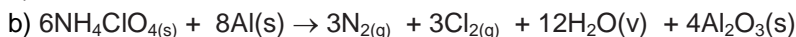
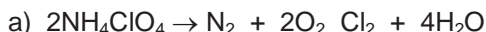
- a) Na decomposição térmica do perclorato de amônio, na ausência de alumínio, formam-se quatro produtos. Um deles é a água e os outros três são substâncias simples diatômicas, duas das quais são componentes naturais do ar atmosférico. Escreva a equação balanceada que representa essa decomposição.

b) Quando se dá a ignição do combustível sólido, todo o oxigênio liberado na decomposição térmica do perclorato de amônio reage com o alumínio, produzindo óxido de alumínio (Al₂O₃). Escreva a equação balanceada representativa das transformações que ocorrem pela ignição do combustível sólido.

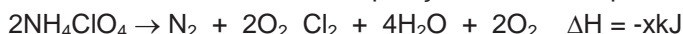
c) Para uma mesma quantidade de NH₄ClO₄, haverá uma diferença de calor liberado se sua decomposição for efetuada na presença ou na ausência de alumínio. Quanto calor a mais será liberado se 2mols de NH₄ClO₄ forem decompostos na presença de alumínio? Mostre o cálculo.

Dado: Calor de formação do óxido de alumínio = -1,68 × 10³kJ/mol

Gab:



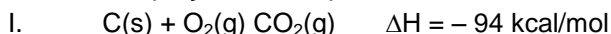
esse é o calor liberado na decomposição de 2mol de perclorato de amônio (xkJ)



Portanto serão liberados a mais 2,24 · 10³kJ.

36 - (Mackenzie SP/2004)

Dadas as equações termoquímicas, I e II,



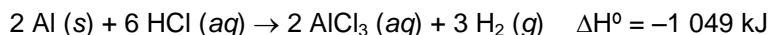
a variação de entalpia da reação $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{g})$ é:

- a) + 68 kcal.
- b) + 42 kcal.
- c) - 120 kcal.
- d) - 42 kcal.
- e) - 68 kcal.

Gab: B

37 - (Uftm MG/2003/1ªFase)

O cloreto de alumínio pode ser produzido a partir de alumínio metálico e gás cloro. A entalpia de reação de formação de 1 mol de AlCl₃, calculada a partir das equações termoquímicas dadas, é, em kJ,



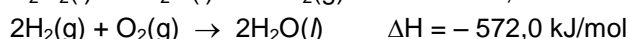
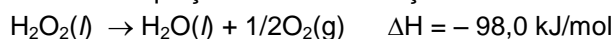
- a) - 1 408.
- b) - 1 027.
- c) - 986.
- d) - 704.
- e) - 496.

Gab: D

38 - (Unesp SP/2003/Biológicas)

O peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , é um líquido incolor cujas soluções são alvejantes e anti-sépticas. Esta “água oxigenada” é preparada num processo cuja equação global é: $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O_2(l)$

Dadas as equações das semi-reações:



pergunta-se:

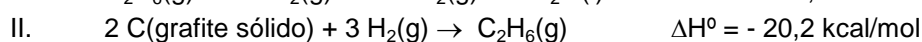
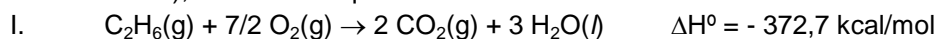
- Qual o ΔH da reação do processo global?
- Esta reação é exotérmica ou endotérmica? Justifique sua resposta.

Gab:

- $\Delta H = -188,0 \text{ kJ}$
- Reação exotérmica, porque o ΔH é negativo.

39 - (Ufms MS/2003/Exatas)

Calcule a entalpia, ΔH , em kcal/mol, da reação: $CO_2(g) \rightarrow C(\text{grafite sólido}) + O_2(g)$, nas condições ambientes ($25^\circ C$ e 1 atm), sabendo-se que:

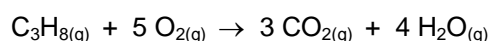


Gab: 94

40 - (Uel PR/2002)

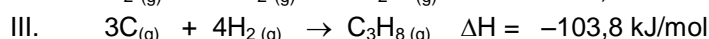
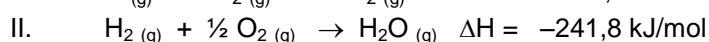
Considere as informações a seguir.

Estão sendo pesquisados, para uso em veículos automotores, combustíveis alternativos à gasolina, pois eles geram níveis menores de poluentes. O propano foi sugerido como um combustível econômico para veículos. Suponha que, num teste, sejam queimados 22,0 kg de C_3H_8 com 400 kg de ar, produzindo gás carbônico e água conforme a reação:



Massas molares em g/mol: $C_3H_8 = 44,0$; $O_2 = 32,0$.

Considere as equações termoquímicas abaixo, onde o calor padrão de formação a $25^\circ C$ é fornecido.



Com base nessas informações, é correto afirmar que a entalpia de combustão completa de 22,0 kg de propano ocorre com aproximadamente:

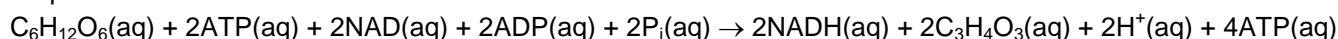
- $2,04 \times 10^3$ kJ de energia liberada.
- $1,02 \times 10^6$ kJ de energia liberada.
- $2,04 \times 10^3$ kJ de energia absorvida.
- $1,13 \times 10^6$ kJ de energia absorvida.
- Variação nula de energia.

Gab: B

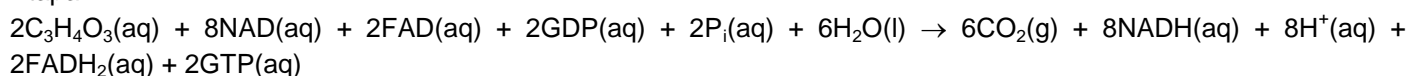
41 - (UnB DF/2002)

Em geral, transformações biológicas ocorrem em condições mais brandas que aquelas realizadas em laboratório. Por exemplo, do ponto de vista termodinâmico-cinético, as reações processadas no organismo utilizam energia obtida a partir de uma transformação gradual das moléculas de nutrientes, por ação de enzimas, no processo de respiração celular. Já no laboratório, a energia necessária pode ser obtida por aquecimento do meio reacional, alcançando-se temperaturas incompatíveis com a sobrevivência da maioria dos organismos vivos. Do ponto de vista mecanístico, uma mesma reação, ou seja, mesmo reagentes e mesmos produtos, pode ocorrer por caminhos distintos. Exemplo disso é a produção de energia, gás carbônico e água a partir da glicose ($C_6H_{12}O_6$). No organismo, esse processo pode ser representado, de forma simplificada, em três etapas, cujas equações estão mostradas abaixo e em que são consumidos 30,5 kJ para cada mol de ATP ou GTP formado. Nas equações, P_i = fosfato inorgânico.

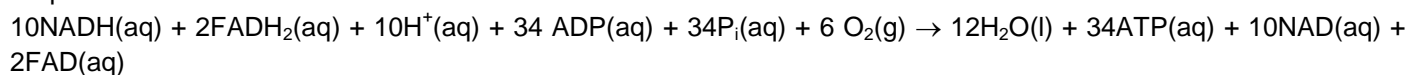
Etapa I:



Etapa II:



Etapa III:



Por outro lado, em laboratório, sob pressão de 1 atm (101,3 kPa), a combustão de 180g de glicose no estado sólido produz 264g de gás carbônico, 108g de água no estado líquido e libera 2.813 kJ de calor usualmente representada por uma única equação química. Nesse contexto, o calor envolvido na reação de solubilização da glicose em água pode ser considerado desprezível.

Considerando o texto e as equações químicas nele descritas, calcule uma das quantidades a seguir, desprezando, para a marcação na Folha de Respostas, a parte fracionária do resultado final obtido após efetuar todos os cálculos solicitados.

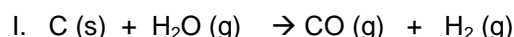
- A energia, **em kJ**, armazenada nas moléculas de ATP e GTP produzidas na combustão de 1 mol de glicose no organismo, dividindo a quantidade calculada por 3.
- A energia, **em kJ**, dissipada na combustão de 1 mol de glicose no organismo, ou seja, a parcela da energia total liberada que não foi utilizada para a formação de ATP ou GTP, dividindo a quantidade calculada por 10.
- O menor volume de ar, **em litros**, que deve ser aspirado em um período de um dia por uma pessoa cujo gasto calórico diário seja de 3.000 kcal, assumindo que:
 - toda a energia necessária para o gasto calórico diário provém somente da combustão da glicose;
 - toda a glicose consumida pelo organismo é utilizada para a obtenção de energia;
 - todo o oxigênio proveniente do ar aspirado é utilizado na combustão da glicose;
 - 21% do volume do ar aspirado devem-se às moléculas de oxigênio;
 - 1 kcal corresponde a 4,18kJ;
 - a pressão corporal é igual a 101,3 kPa;
 - a temperatura corporal é igual a 309 K;
 - $R = 8,31 \text{ kPa} \times \text{L} \times \text{mol}^{-1} \times \text{K}^{-1}$.Divida a quantidade calculada por 10.

Gab:

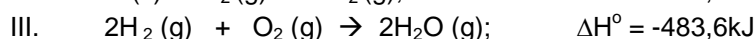
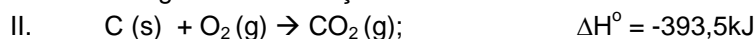
- 386
- 165
- 322

42 - (Ufc CE/2001/2ªFase)

O gás d'água, uma importante mistura constituída de CO e H₂, utilizada na indústria, é preparado através da passagem de um fluxo de água gasosa sobre carvão, a 1000 °C.

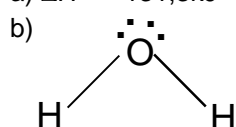


Dadas as seguintes informações:



- a) calcule o valor de ΔH° para a formação do gás d'água (I), e classifique a reação termoquimicamente.
 b) represente as estruturas de Lewis para os agentes oxidante e redutor da reação (I), somente os que constituem substâncias químicas compostas

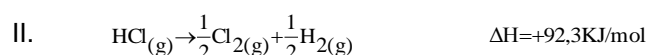
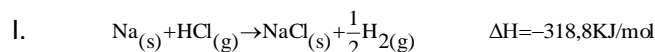
a) $\Delta H^\circ = 131,3\text{kJ}$



O elemento C muda de estado de oxidação de zero para +2 na substância composta CO, portanto sofre uma oxidação, sendo classificado como agente redutor. Já o H muda de +1 na substância composta H₂O para zero na substância simples H₂, sofrendo uma redução, sendo a molécula H₂O classificada como agente oxidante.

43 - (Puc MG/2001)

Sejam dadas as seguintes equações termoquímicas:



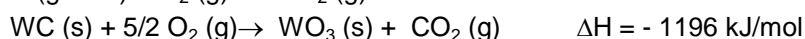
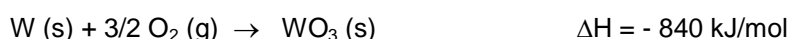
A variação de entalpia (ΔH) para a reação: $\text{Na}_{(s)} + \frac{1}{2}\text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{NaCl}_{(s)}$ é igual a:

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

Gab: A

44 - (Ufop MG/1999/2ªFase)

O carbeto de tungstênio (WC) é usado em brocas de perfuração de poços de petróleo. A medição experimental do calor de formação do WC é tarefa difícil devido à alta temperatura em que a reação ocorre. Entretanto, o calor de formação do WC pode ser calculado a partir dos calores de combustão das substâncias abaixo:



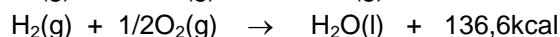
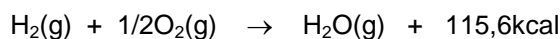
- a) Calcule o calor de formação do WC.
 $\text{W (s)} + \text{C (s)} \rightarrow \text{WC (s)} \quad \Delta H = ?$
 b) A reação de formação do WC é endotérmica ou exotérmica? Justifique.

Gab:

- a) -38kJ/mol
 b) exotérmica, pois apresenta $\Delta H =$ negativo.

45 - (Ufpb PB/1999)

Observe as equações termoquímicas:



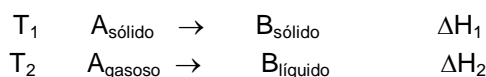
Com base nestas equações, a energia necessária para vaporizar um mol de água é igual a

- a) $+10,5\text{ kCal/mol}$
 b) $-21,0\text{ kCal/mol}$
 c) $+252,2\text{ kCal/mol}$
 d) $+21,0\text{ kCal/mol}$
 e) $-10,5\text{ kCal/mol}$

Gab: A

46 - (Ufg GO/1998/1ªFase)

Observe as equações a seguir que representam uma reação genérica em temperaturas diferentes (sendo $T_1 < T_2$):



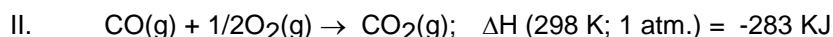
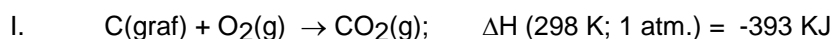
- a) Qual(is) entalpia(s) está(ão) envolvida(s) na transformação de $A_{\text{sólido}}$ em $B_{\text{líquido}}$?
 b) Se a variação de entalpia (ΔH_2), na T_2 , não pode ser determinada por métodos diretos, como é possível obtê-la utilizando-se a variação de entalpia (ΔH_1), na T_1 ?

Gab:

- a) uma possibilidade seria utilizar a reação 1 obtendo a substância $B_{\text{sólido}}$ e em seguida realizar a fusão de $B_{\text{sólido}}$, chegando, assim, em $B_{\text{líquido}}$. Logo, as entalpias são ΔH_1 e entalpia de **fusão de B**. Outra possibilidade seria sublimar A e em seguida utilizar a reação na temperatura 2 obtendo $B_{\text{líquido}}$. Logo as entalpias são de **sublimação de A** e ΔH_2 . Uma terceira possibilidade seria a fusão de A e em seguida realizar a sua vaporização e utilizar a reação na temperatura 2 obtendo $B_{\text{líquido}}$. Logo as entalpias são de **fusão de A**, **vaporização de A** e ΔH_2
 b) através da Lei de Hess: a variação de entalpia de uma reação química só depende das etapas inicial e final, não interessando as etapas intermediárias.

47 - (ITA SP/1998)

Considere os valores das seguintes variações de entalpia (ΔH) para as reações químicas representadas pelas equações I e II, onde (graf) significa grafite.



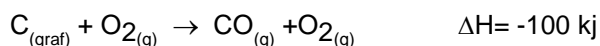
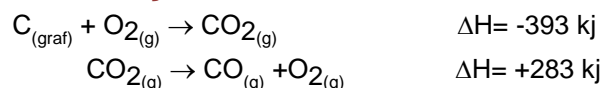
Com base nestas informações e considerando que todos ΔH se referem à temperatura e pressão citadas, assinale a opção **CORRETA**.

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

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

Gab: E

RESOLUÇÃO



48 - (ITA SP/1998)

Considere os valores das seguintes variações de entalpia (ΔH) para as reações químicas representadas pelas equações I e II, onde (graf) significa grafite.

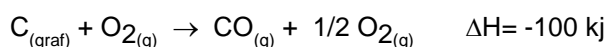
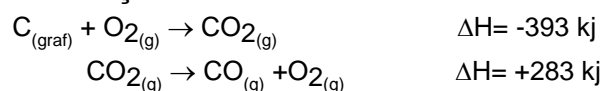
- I. $\text{C}(\text{graf}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}); \quad \Delta H (298 \text{ K}; 1 \text{ atm.}) = -393 \text{ KJ}$
 II. $\text{CO}(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}); \quad \Delta H (298 \text{ K}; 1 \text{ atm.}) = -283 \text{ KJ}$

Com base nestas informações e considerando que todos ΔH se referem à temperatura e pressão citadas, assinale a opção **CORRETA**.

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

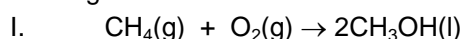
Gab: E

RESOLUÇÃO

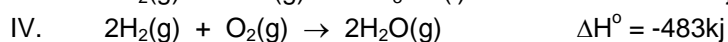
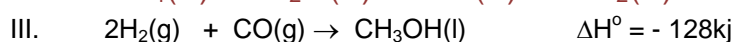


49 - (Ufrj RJ/1998)

O metanol, um combustível líquido, tem sido utilizado como substituto da gasolina, e pode ser produzido a partir do metano, conforme a reação representada a seguir:



Dado que:



- a) Calcule a variação de entalpia (ΔH) da reação I, a partir dos dados fornecidos.
 b) Determine o calor liberado na reação III, quando 280 gramas de monóxido de carbono são consumidos.

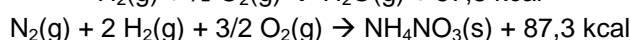
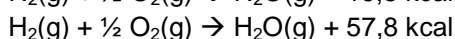
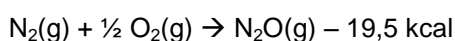
Gab:

A) $\Delta H^\circ = - 327\text{kJ}$

b) $X = 1280\text{kJ}$

50 - (Unificado RJ/1997)

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°C , de acordo com a seguinte equação: $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. 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 ocorrem através das seguintes equações termoquímicas:



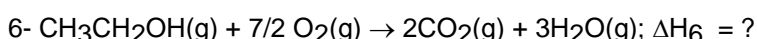
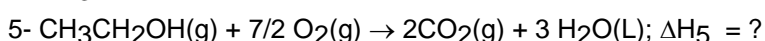
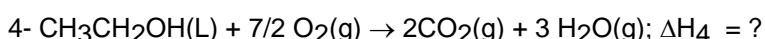
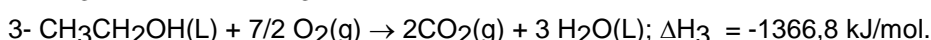
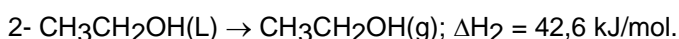
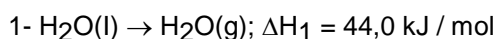
A quantidade de calor liberada, em Kcal, no processo de obtenção do gás hilariante é:

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

Gab: A

51 - (ITA SP/1996)

Considere as informações contidas nas seguintes equações termoquímicas, todas referentes à temperatura de 25°C e pressão de uma atmosfera:



Em relação ao exposto acima, é **ERRADO** afirmar que:

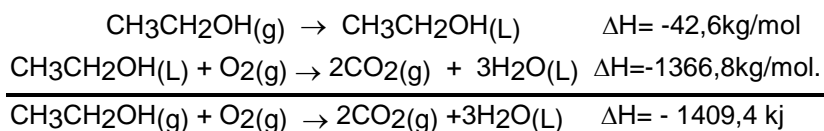
- a) As reações representadas pelas equações 1 e 2 são endotérmicas.
- b) As reações representadas pelas equações 3, 4, 5 e 6 são exotérmicas.
- c) $\Delta H_4 = - 1234,8 \text{ kJ / mol.}$
- d) $\Delta H_5 = - 1324,2 \text{ kJ / mol.}$
- e) $\Delta H_6 = - 1277,4 \text{ kJ / mol.}$

PERGUNTA

Justifique por que a opção **e** do TESTE está CERTA ou está ERRADA.

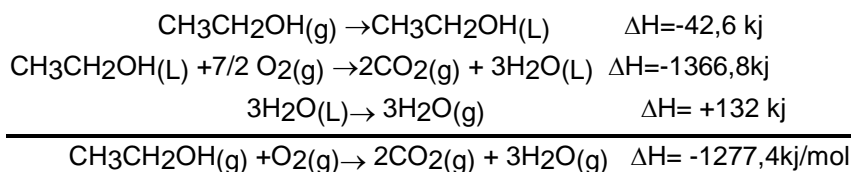
Gab: D

RESOLUÇÃO



PERGUNTA

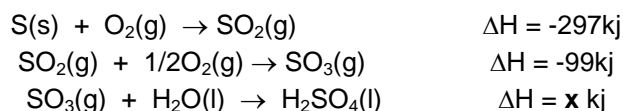
Está certa.



52 - (Ufrj RJ/1995)

O H_2SO_4 é uma substância tão importante, devido ao seu extenso uso em processos industriais, que a quantidade de ácido sulfúrico produzido anualmente por um país é um dos indicadores de seu nível de desenvolvimento.

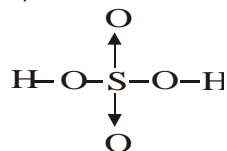
As reações que descrevem um dos processos de obtenção desse ácido e suas respectivas entalpias a 25°C são:



- a) Sabendo-se também que $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta H = -286 \text{ kJ}$ e que a entalpia de formação (ΔH_f) do H_2SO_4 a 25°C é igual a -814 kJ/mol , calcule o valor de x .
- b) Escreva a fórmula estrutural do ácido sulfúrico.

Gab:

- a) - 132 kJ
b)



53 - (Unimep SP/1994)

A entalpia de combustão do enxofre rômico (Sr) a trióxido de enxofre é $94,4 \text{ kcal/mol}$. A do dióxido de enxofre a trióxido de enxofre é $-23,4 \text{ kcal/mol}$. A partir desses dados, podemos concluir que a combustão do enxofre rômico a dióxido de enxofre, expresso em kcal/mol , vale:

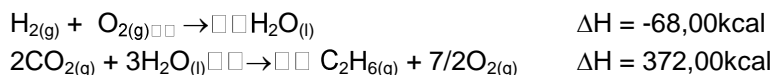
- a) + 71
b) -71
c) + 117,8
d) -117,8
e) + 35,5.

Gab: B

54 - (Ufpi PI/1990)

Sejam as reações:





O calor de formação do $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ é:

- a) 398,00kcal
- b) -20,00kcal
- c) 372,00kcal
- d) -210,00kcal
- e) 356,00kcal

Gab: B

55 - (Uei PR/1990)

Aplicando convenientemente a Lei de Hess, conclui-se que o ΔH de combustão do CH_4 em kJ vale, aproximadamente;

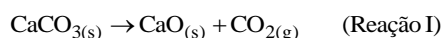
- I. $\text{C}_{(\text{graf})} + 2\text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CH}_{4(\text{g})} \quad \Delta H = -74,5 \text{ kJ/mol}$
- II. $\text{C}_{(\text{graf})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} \quad \Delta H = -393,3 \text{ kJ/mol}$
- III. $\text{H}_{2(\text{g})} + 1/2\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \quad \Delta H = -285,8 \text{ kJ/mol}$
- IV. $\text{C}_{(\text{s})} \rightarrow \text{C}_{(\text{g})} \quad \Delta H = +715,5 \text{ kJ/mol}$
- V. $6\text{C}_{(\text{graf})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l}) \quad \Delta H = + 48,9 \text{ kJ/mol}$

- a) - 890,4
- b) -149,0
- c) + 48,9
- d) + 149,0
- e) + 890,4

Gab: A

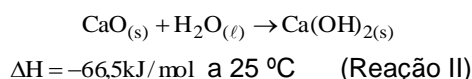
TEXTO: 1 - Comum à questão: 56

A obtenção da cal (óxido de cálcio), substância muito utilizada na construção civil, pode ser representada pela equação:

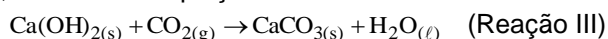


Para a produção de 1,0 kg de cal é consumida uma quantidade aproximada de $5,0 \times 10^3$ kJ de energia sob a forma de calor.

Ao reagir com a água, a cal transforma-se na cal hidratada, conforme a equação:



É interessante observar que a cal hidratada, em contato com ar atmosférico, reage com o gás carbônico formando novamente o carbonato de cálcio, conforme a equação:



DADOS: Ca = 40,0 g/mol , O = 16,0 g/mol, C = 12,0 g/mol e H = 1,0 g/mol

56 - (Ufpa PA/2006/1ªFase)

Considerando-se somente as informações contidas no texto acima, é **correto** afirmar que a reação

- I é altamente exotérmica.
- III, a 25 °C, tem $\Delta H < 66,5 \text{ kJ/mol}$.
- II é endotérmica.
- III tem ΔH molar menor que o da reação I.
- I tem ΔH molar menor que o da reação II.

Gab: B

TEXTO: 2 - Comum à questão: 57

Esta tabela apresenta as entalpias-padrão de reação, em kJ / mol, para três reações a 25 °C:

Reação	Equação da reação	$\Delta H^\circ / (\text{kJ/mol})$
I	$\text{CaO(s)} + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$	-183,3
II	$\text{CaO(s)} + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{Ca(OH)}_2(\text{aq})$	-82,4
III	$\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$	-20,5

57 - (Ufmg MG/2006/2ªFase)

Considerando os dados da tabela acima, **CALCULE** a variação de entalpia para a reação indicada no item 1, desta questão.

(Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio.)

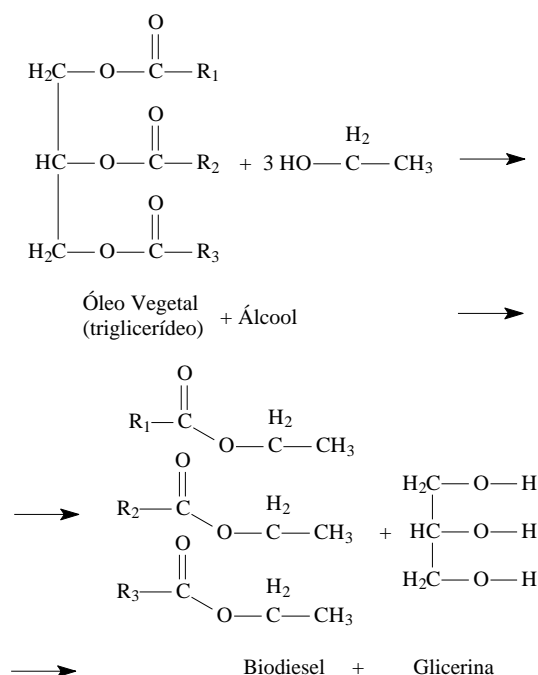
Gab:

$$\Delta H = -80,4 \text{ kJ/mol}$$

TEXTO: 3 - Comum à questão: 58

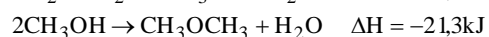
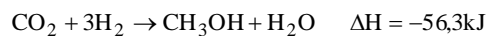
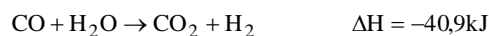
O crescimento das economias e a melhoria na qualidade de vida das populações induzem a um maior consumo de combustíveis. Além do problema de esgotamento das reservas, outros surgem, como a poluição ambiental, a logística e o custo de transporte de combustíveis a grandes distâncias. Tudo isto tem estimulado a busca de combustíveis alternativos, preferencialmente de fontes renováveis disponíveis atualmente. Estes combustíveis devem ser tecnicamente viáveis, economicamente competitivos e ambientalmente aceitáveis. Vários deles – álcool, biodiesel, hidrogênio, biomassa, entre outros – já estão em uso ou poderão estar disponíveis em breve.

Por exemplo, recentemente o Brasil tem incentivado a produção de biodiesel, que é obtido principalmente pela transesterificação de óleos vegetais, processo que pode ser representado pela seguinte equação química:



58 - (Ufpe PE/2007)

A gaseificação da biomassa pode produzir uma mistura gasosa que, entre outras substâncias, contém CO e H₂, mistura esta conhecida como *gás de síntese*. A partir deste *gás de síntese*, pode-se obter o dimetil – éter, outro combustível alternativo, com potencial para substituir combustíveis derivados do petróleo. Este processo é complexo e envolve uma série de reações, como as representadas pelas seguintes equações termoquímicas:



Resultados experimentais mostram que, para cada mol de dimetil – éter produzido, se forma também um mol de CO₂. Assim, a **quantidade de calor**, em kJ, envolvida na produção de 1 mol de dimetil – éter + 1 mol de CO₂ a partir do *gás de síntese*, é

- a) - 21,3
- b) - 118,5
- c) - 256,6
- d) + 75,9
- e) + 214,0

Gab: C