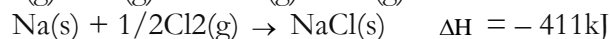
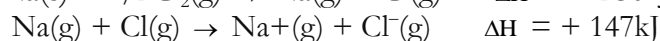
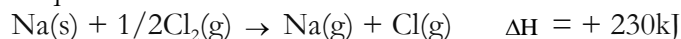


Lista de Exercícios – Termoquímica (Lei de Hess)

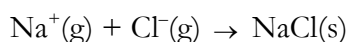
01 - (ACAFE SC)

O cloreto de sódio pode ser usado na cozinha, na salga de alimentos e conservação de carnes. Na indústria pode ser usado como matéria prima na produção de gás cloro que este pode ser usado no tratamento de água potável.

Considere as reações químicas abaixo.



Calcule o valor de ΔH para a reação de síntese do NaCl mostrada abaixo e assinale a alternativa correta.

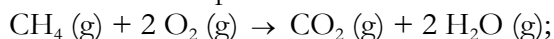


- a) -328 kJ
- b) -34 kJ
- c) -494 kJ
- d) -788 kJ

02 - (PUC Camp SP)

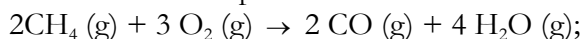
Considere as seguintes reações de *combustão* do metano:

Combustão completa:



$$\Delta\text{H} = -891 \text{ kJ/mol de CH}_4(\text{g})$$

Combustão incompleta:

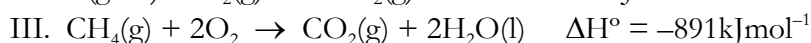
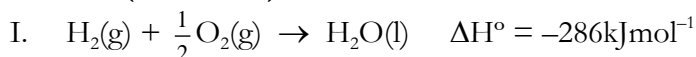


$$\Delta\text{H} = -520 \text{ kJ/mol de CH}_4(\text{g})$$

Para obter a mesma quantidade de energia da combustão completa de 1,0 mol de $\text{CH}_4(\text{g})$, é necessário consumir uma quantidade desse gás, em mol, por combustão incompleta, de, aproximadamente,

- a) 0,4.
- b) 1,1.
- c) 1,7.
- d) 3,4.
- e) 4,0.

03 - (UEFS BA)



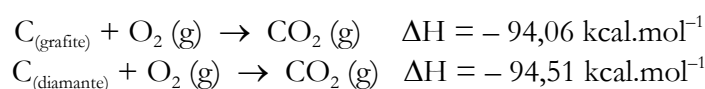
Utilizando-se a Lei de Hess, é possível calcular a variação de entalpia de uma reação química a partir das entalpias de outras reações que apresentem substâncias comuns à reação desejada

Assim, considerando-se as equações termoquímicas de combustão representadas em I, II e III e aplicando a Lei de Hess, é correto afirmar:

- a) A combustão de 24,0g de metano absorve 1782kJ de energia.
- b) A entalpia padrão de formação do metano, ΔH_f° , é de -75kJ .
- c) O poder calorífico do carbono grafite, em kJg^{-1} , é superior ao do hidrogênio.
- d) O valor da energia liberada na combustão do metano independe do estado físico da água.
- e) A queima de 1,0kg de carbono grafite libera mais calor do que a combustão da mesma massa de metano.

04 - (UFJF MG)

A fabricação de diamantes pode ser feita, comprimindo-se grafite a uma temperatura elevada, empregando-se catalisadores metálicos, como o tântalo e o cobalto. As reações de combustão desses dois alótropos do carbono são mostradas a seguir.



Com base nas reações acima, considere as seguintes afirmações:

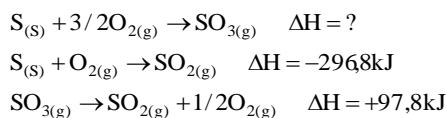
- I. De acordo com a Lei de Hess, a variação de entalpia da transformação do $\text{C}_{(\text{grafite})}$ em $\text{C}_{(\text{diamante})}$ é $-0,45 \text{ kcal.mol}^{-1}$.
- II. A queima de 1 mol de $\text{C}_{(\text{diamante})}$ libera mais energia do que a queima de 1 mol de $\text{C}_{(\text{grafite})}$.
- III. A formação de $\text{CO}_2(\text{g})$ é endotérmica em ambos os processos.

Assinale a alternativa **CORRETA**.

- a) Todas as afirmações estão corretas.
- b) Somente I e II estão corretas.
- c) Somente I e III estão corretas.
- d) Somente II e III estão corretas.
- e) Somente a afirmação II está correta.

05 - (UFGD MS)

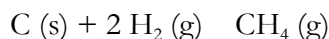
A queima de combustíveis fósseis está associada à liberação de gases SO_x que, por sua vez, estão relacionados à formação de chuva ácida em determinadas regiões do Planeta. Segundo a lei de Hess, a variação de entalpia de uma transformação química depende somente dos estados iniciais e finais de uma determinada reação. Calcule com base nas equações químicas a seguir, a variação de entalpia da reação de produção de gás $\text{SO}_{3(\text{g})}$ liberado na atmosfera pela queima do enxofre contido em um combustível fóssil.



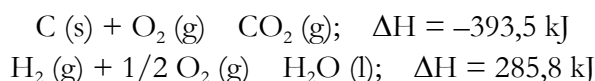
- a) $-394,6 \text{ kJ}$
- b) $+394,6 \text{ kJ}$
- c) -199 kJ
- d) $+199 \text{ kJ}$
- e) $-195,6 \text{ kJ}$

06 - (UNIFOR CE)

O metano, CH₄, é a molécula mais leve que contém carbono. É um gás incolor, inodoro, inflamável sob condições comuns e o principal constituinte de gás natural. Também é conhecido como gás do brejo ou gás do pântano porque é produzido por bactérias que atuam sobre a matéria orgânica sob condições anaeróbicas. A equação da reação de formação do metano é:



São dadas as seguintes equações termoquímicas:

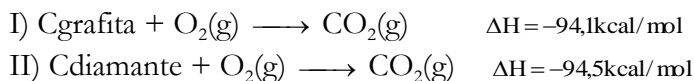


A variação de entalpia para a reação de formação de metano é:

- a) + 149,6 kJ
- b) - 148,6 kJ
- c) + 74,8 kJ
- d) - 74,8 kJ
- e) +72,8 kJ

07 - (UFRR)

Um estudante de química chegou ao Laboratório e observou escrito no quadro duas reações de combustão a seguir:



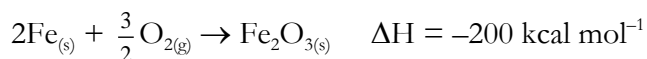
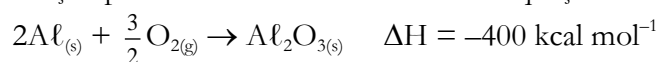
Logo após chegou o monitor de química e perguntou para ele quantos kcal/mol seriam necessários para transformar grafita em diamante?

Observe as alternativas abaixo e assinale a verdadeira.

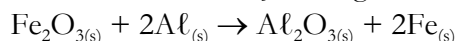
- a) -188,6 kcal/mol
- b) - 0,4 kcal/mol
- c) + 0,4 kcal/mol
- d) + 188,6 kcal/mol
- e) + 4 kcal/mol

08 - (UDESC SC)

A reação termite ou termita é uma reação aluminotérmica em que o metal alumínio é oxidado pelo óxido de ferro III, Fe₂O₃, liberando uma grande quantidade de calor. Em poucos segundos, a reação produz ferro fundido. Dadas as equações:



Determine a quantidade de calor liberada na reação a seguir:



- a) + 400 kcal
- b) + 200 kcal
- c) -400 kcal
- d) -200 kcal
- e) -100 kcal

09 - (FPS PE)

O monóxido de carbono (CO) é um gás incolor, inodoro, insípido que é ligeiramente menos denso do que o ar. Ele é tóxico para os animais hemoglobínicos (incluindo seres humanos), quando encontrado em concentrações acima de 35 ppm (partes por milhão). Este gás pode ser produzido pela combustão de combustíveis fósseis, principalmente nos grandes centros urbanos. Determine a entalpia de formação do CO (reação (1)), a partir das entalpias das reações (2) e (3), a 20°C e 1 atm, que estão indicadas nas equações termoquímicas a seguir:

1. $2 \text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{CO(g)} \quad \Delta H^\circ = ?$
2. $\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} \quad \Delta H^\circ = -394 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
3. $2 \text{CO(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_2\text{(g)} \quad \Delta H^\circ = -283 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

- a) $-505 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- b) $-172 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- c) $-111 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- d) $+172 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- e) $+505 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

10 - (UEA AM)

A entalpia-padrão de formação da água líquida é igual a -286 kJ/mol e a entalpia-padrão de formação do gelo é igual a -292 kJ/mol . A partir desses dados, é correto afirmar que a fusão de 1 mol de gelo é um fenômeno

- a) endotérmico, que absorve 6 kJ.
- b) endotérmico, que libera 6 kJ.
- c) endotérmico, que absorve 578 kJ.
- d) exotérmico, que absorve 6 kJ.
- e) exotérmico, que libera 578 kJ.

11 - (UDESC SC)

A Termoquímica estuda a energia e o calor associados a reações químicas e/ou transformações físicas de substâncias ou misturas. Com relação a conceitos, usados nessa área da química, assinale a alternativa incorreta.

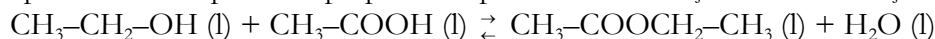
- a) A quebra de ligação química é um processo endotérmico. Já a formação de ligações são processos exotérmicos. Dessa forma, a variação de entalpia para uma reação química vai depender do balanço energético entre quebra e formação de novas ligações.
- b) A variação de energia que acompanha qualquer transformação deve ser igual e oposta à energia que acompanha o processo inverso.
- c) A entalpia H de um processo pode ser definida como o calor envolvido no mesmo, medido à pressão constante. A variação de entalpia do processo permite classificá-lo como endotérmico, quando absorve energia na forma de calor, ou exotérmico quando libera energia.

- d) O fenômeno de ebulição e o de fusão de uma substância são exemplos de processos físicos endotérmicos.
- e) A lei de Hess afirma que a variação de energia deve ser diferente, dependendo se um processo ocorrer em uma ou em várias etapas.

12 - (FATEC SP)

O éster acetato de etila é utilizado na indústria química como solvente e como flavorizante, para conferir sabor artificial de maçã ou pera aos alimentos.

Este composto também pode ser preparado a partir de uma reação de esterificação:



Para calcularmos a variação de entalpia da reação, ΔH , podemos aplicar a lei de Hess às equações de combustão dos compostos orgânicos presentes na reação de esterificação, apresentadas a seguir.

- I. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH (l)} + 3 \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow$
 $\rightarrow 2 \text{CO}_2 \text{ (g)} + 3 \text{H}_2\text{O (l)} \quad \Delta H = -1\,368 \text{ kJ}$
- II. $\text{CH}_3\text{COOH (l)} + 2 \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow$
 $\rightarrow 2 \text{CO}_2 \text{ (g)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)} \quad \Delta H = -875 \text{ kJ}$
- III. $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3 \text{ (l)} + 5 \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow$
 $\rightarrow 4 \text{CO}_2 \text{ (g)} + 4 \text{H}_2\text{O (l)} \quad \Delta H = -2\,231 \text{ kJ}$

Aplicando a lei mencionada, a variação de entalpia da reação de esterificação descrita será, em kJ, igual a

- a) -12.
- b) +12.
- c) -1 738.
- d) +4 474.
- e) -4 474.

13 - (UECE)

A glicose é produzida no intestino pela degradação dos carboidratos, e transportada pelo sangue até as células onde reage com o oxigênio produzindo dióxido de carbono e água.

Para entender a formação da glicose, são fornecidas as seguintes equações:

- $\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} \quad \Delta H = -94,1 \text{ kcal}$
- $\text{H}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(g)} \quad \Delta H = -68,3 \text{ kcal}$
- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6\text{(s)} + 6 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 6\text{CO}_2\text{(g)} + 6 \text{H}_2\text{O} \quad \Delta H = -673,0 \text{ kcal}$

Considerando as reações que conduzem à formação da glicose e apenas as informações acima, pode-se afirmar corretamente que o processo é

- a) espontâneo.
- b) não espontâneo.
- c) endoenergético.
- d) exoenergético.

14 - (UERJ)

Considere os seguintes valores das entalpias-padrão da síntese do HCl, a partir dos mesmos reagentes no estado gasoso.

- $\text{HCl(g)}: \Delta H^0 = -92,5 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$
- $\text{HCl(l)}: \Delta H^0 = -108,7 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$

Calcule a entalpia-padrão, em $\text{kJ} \times \text{mol}^{-1}$, de vaporização do HCl e nomeie duas mudanças de estado físico dessa substância que sejam exotérmicas.

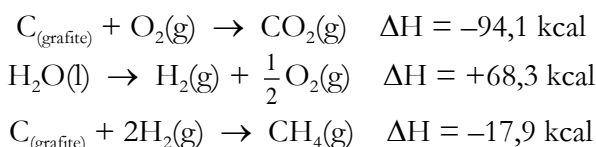
15 - (UEM PR)

Assinale o que for correto.

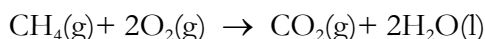
01. Pelo enunciado da lei de Hess, o valor da variação de entalpia depende somente dos estados inicial, intermediário e final.
02. Na mudança de fase, à pressão constante de uma certa substância, há troca de calor com o ambiente. Um exemplo disso é a fusão de uma barra de gelo de 1 grama, na qual são absorvidos aproximadamente 330 joules. Considere a entalpia de fusão da água igual a $6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
04. Quando duas barras de cobre metálico de massas iguais, com uma delas estando a 298 K e a outra a 373 K, são colocadas em contato até atingirem o equilíbrio térmico, as temperaturas de ambas se modificam gradualmente até se igualarem. A energia transferida entre essas duas barras é denominada temperatura.
08. Em dias quentes de verão, o indivíduo procura se refrescar de diversas maneiras. Uma delas consiste no ato de se molhar. O processo de resfriamento do corpo se dá pela evaporação das moléculas de água sobre a pele molhada, as quais, passando para o estado gasoso, liberam calor, diminuindo a temperatura corpórea, causando a sensação de frescor.
16. Na formação de dióxido de carbono gasoso a partir de $\text{CO}(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g})$, a entalpia padrão de combustão é $-283 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. A partir de carbono na forma grafite ($\text{C}_{(\text{graf})}$) reagindo com oxigênio gasoso ($\text{O}_2(\text{g})$) são formados $\text{CO}(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g})$ e a entalpia padrão de combustão é $-110,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Com base nessas informações, a formação de CO_2 gasoso a partir de $\text{C}_{(\text{graf})} + \text{O}_2(\text{g})$ é um processo que libera calor.

16 - (UEL PR)

Um dos maiores problemas do homem, desde os tempos pré-históricos, é encontrar uma maneira de obter energia para aquecê-lo nos rigores do inverno, acionar e desenvolver seus artefatos, transportá-lo de um canto a outro e para a manutenção de sua vida e lazer. A reação de combustão é uma maneira simples de se obter energia na forma de calor. Sobre a obtenção de calor, considere as equações a seguir.



Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, o valor do calor de combustão (ΔH) do metano (CH_4) na equação a seguir.



- a) $-212,8 \text{ kcal}$
- b) $-144,5 \text{ kcal}$
- c) $-43,7 \text{ kcal}$
- d) $+144,5 \text{ kcal}$
- e) $+212,8 \text{ kcal}$

17 - (UFG GO)

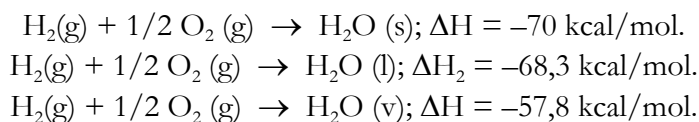
A variação de entalpia (ΔH) é uma grandeza relacionada à variação de energia que depende apenas dos estados inicial e final de uma reação. Analise as seguintes equações químicas:

- i) $C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(l) \quad \Delta H^\circ = -2.220 \text{ kJ}$
- ii) $C(\text{grafite}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H^\circ = -394 \text{ kJ}$
- iii) $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \quad \Delta H^\circ = -286 \text{ kJ}$

Ante o exposto, determine a equação global de formação do gás propano e calcule o valor da variação de entalpia do processo.

18 - (UNIFOR CE)

São dadas as equações termoquímicas para a formação da água a partir dos elementos:



A partir das afirmativas abaixo:

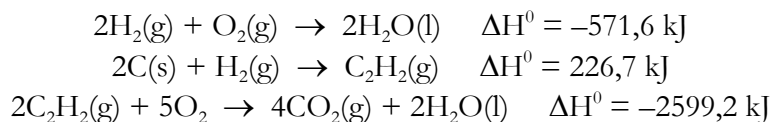
- I. O valor de ΔH maior que zero indica que as reações são exotérmicas.
- II. A transformação $H_2O(v) \rightarrow H_2O(l)$ libera 10,5 kcal/mol.
- III. O calor de solidificação da água vale $-12,2$ kcal/mol.
- IV. A energia de 1 mol de H_2O no estado vapor é maior que a energia que 1 mol de $H_2O(l)$.
- V. A formação de água a partir do hidrogênio libera calor.

É VERDADEIRO apenas o que se afirma em:

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

19 - (PUC MG)

Considere as reações:

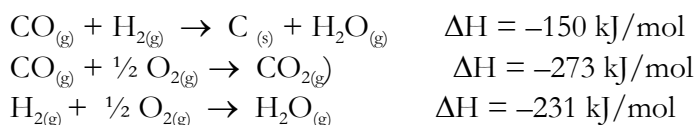


Assinale a entalpia padrão de formação do dióxido de carbono em kJ mol^{-1} .

- a) +393,5
- b) -797
- c) -393,5
- d) +797

20 - (UDESC SC)

Considere as seguintes reações e suas variações de entalpia, em kJ/mol .

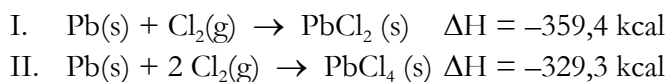


Pode-se afirmar que a variação de entalpia, para a combustão completa de 1 mol de $\text{C}_{(s)}$, formando $\text{CO}_{2(g)}$, é:

- a) - 654 kJ/mol
- b) - 504 kJ/mol
- c) + 504 kJ/mol
- d) + 654 kJ/mol
- e) - 354 kJ/mol

21 - (IFGO)

O cloreto de chumbo (II) é uma substância que ocorre naturalmente no mineral *cotunnite*, encontrado próximo a vulcões. É um composto insolúvel e pode ser utilizado na síntese do cloreto de chumbo IV, cujas equações termoquímicas são representadas a seguir.

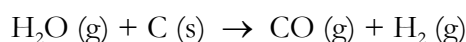


É correto afirmar que a variação da entalpia ΔH^0 , para a reação $\text{Pb}(s) + 2 \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{PbCl}_4(s)$, é:

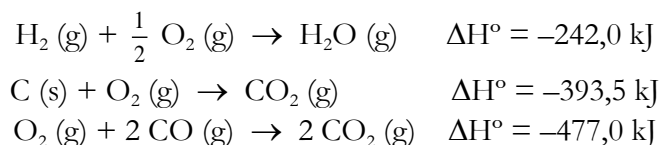
- a) -30,1 kJ
- b) +30,1 kJ
- c) -60,2 kJ
- d) +688,7 kJ
- e) -688,7 kJ

22 - (UERJ)

A equação química abaixo representa a reação da produção industrial de gás hidrogênio.



Na determinação da variação de entalpia dessa reação química, são consideradas as seguintes equações termoquímicas, a 25 °C e 1 atm:

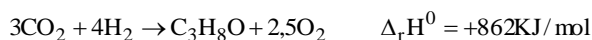


Calcule a energia, em quilojoules, necessária para a produção de 1 kg de gás hidrogênio e nomeie o agente redutor desse processo industrial.

23 - (UNICAMP SP)

Uma reportagem em revista de divulgação científica apresenta o seguinte título: *Pesquisadores estão investigando a possibilidade de combinar hidrogênio com dióxido de carbono para produzir hidrocarbonetos, com alto poder energético, "ricos em energia"*. O texto da reportagem explicita

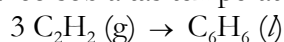
melhor o que está no título, ao informar que “em 2014 um grupo de pesquisadores desenvolveu um sistema híbrido que usa bactérias e eletricidade, conjuntamente, em um coletor solar, para gerar hidrogênio a partir da água, e fazer sua reação com dióxido de carbono, para produzir isopropanol”, como representa a equação a seguir.



- Considerando que a entalpia padrão de formação da água é -286 kJ/mol , qual é a quantidade de energia que seria utilizada na produção de 1 mol de isopropanol, a partir de água e CO_2 , da maneira como explica o enunciado acima?
- Qual seria a energia liberada pela queima de 90 gramas de isopropanol obtido dessa maneira? Considere uma combustão completa e condição padrão.

24 - (ENEM)

O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a equação química:



A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:

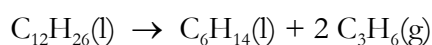
- $\text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) + \frac{5}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \quad \Delta\text{H}_c^\circ = -310 \text{ kcal/mol}$
- $\text{C}_6\text{H}_6 (\text{l}) + \frac{15}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \quad \Delta\text{H}_c^\circ = -780 \text{ kcal/mol}$

A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal, para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de

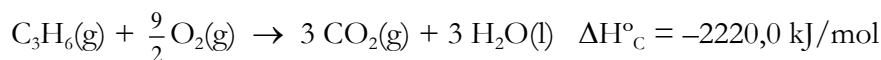
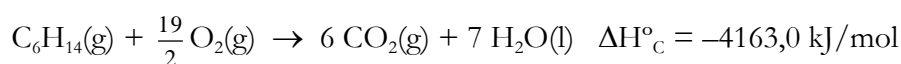
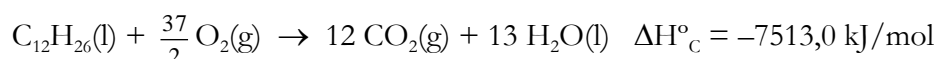
- 1 090.
- 150.
- 50.
- +157.
- +470.

25 - (Mackenzie SP)

O craqueamento (cracking) é a denominação técnica de processos químicos na indústria por meio dos quais moléculas mais complexas são quebradas em moléculas mais simples. O princípio básico desse tipo de processo é o rompimento das ligações carbono-carbono pela adição de calor e/ou catalisador. Um exemplo da aplicação do craqueamento é a transformação do dodecano em dois compostos de menor massa molar, hexano e propeno (propileno), conforme exemplificado, simplificada, pela equação química a seguir:



São dadas as equações termoquímicas de combustão completa, no estado-padrão para três hidrocarbonetos:

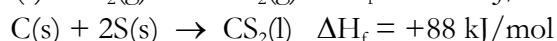
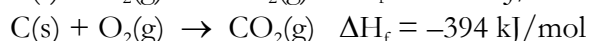
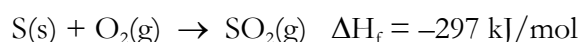


Utilizando a Lei de Hess, pode-se afirmar que o valor da variação de entalpia-padrão para o craqueamento do dodecano em hexano e propeno, será

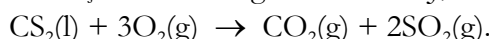
- 13896,0 kJ/mol.
- 1130,0 kJ/mol.
- +1090,0 kJ/mol.
- +1130,0 kJ/mol.
- +13896,0 kJ/mol.

26 - (UEM PR)

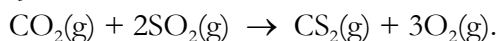
Considere as reações termoquímicas abaixo (a 25 °C e 1 atm) e assinale o que for **correto**.



01. A variação de entalpia para a reação abaixo é igual a -1076 kJ/mol:



02. A energia envolvida na reação abaixo é exotérmica:



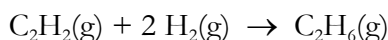
04. A reação de formação de um mol de $\text{CO}_2(\text{g})$ libera maior quantidade de energia do que a reação de formação de um mol de $\text{SO}_2(\text{g})$.

08. A energia envolvida na reação de formação de 2 mols de $\text{CO}_2(\text{s})$, a partir de carvão e de oxigênio, é 788 kJ/mol.

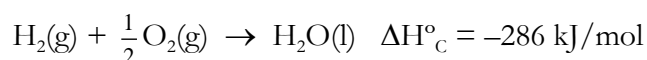
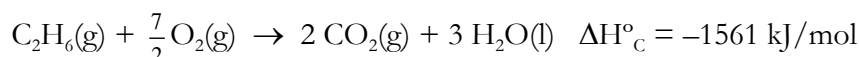
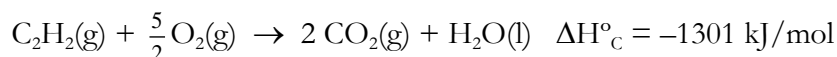
16. A reação de formação do $\text{CS}_2(\text{l})$, a partir de carvão e de enxofre, é endotérmica.

27 - (Mackenzie SP)

A hidrogenação do acetileno é efetuada pela reação desse gás com o gás hidrogênio, originando, nesse processo, o etano gasoso, como mostra a equação química abaixo.



É possível determinar a variação da entalpia para esse processo, a partir de dados de outras equações termoquímicas, por meio da aplicação da Lei de Hess.

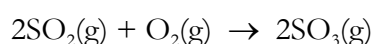


Assim, usando as equações termoquímicas de combustão no estado-padrão, é correto afirmar que a variação da entalpia para a hidrogenação de 1 mol de acetileno, nessas condições, é de

- a) – 256 kJ/mol.
- b) – 312 kJ/mol.
- c) – 614 kJ/mol.
- d) – 814 kJ/mol.
- e) – 3148 kJ/mol.

TEXTO: 1 - Comum à questão: 28

A chuva ácida é um fenômeno causado pela poluição da atmosfera. Ela pode acarretar problemas para o solo, água, construções e seres vivos. Um dos responsáveis por este fenômeno é o gás SO₃ que reage com a água da chuva originando ácido sulfúrico. O SO₃ não é um poluente produzido diretamente pelas fontes poluidoras, mas é formado quando o SO₂, liberado pela queima de combustíveis fósseis, reage com o oxigênio do ar. Esta reação é representada pela equação mostrada a seguir.



28 - (UEL PR)

As reações de formação do SO₂(g) e do SO₃(g) são exotérmicas, e as variações de entalpias destas reações são 297kJ mol⁻¹ e 396kJ mol⁻¹, respectivamente.

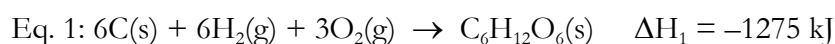
Assinale a alternativa que apresenta corretamente a quantidade de energia envolvida na reação entre 1, 0 mol de SO₂ gasoso e oxigênio gasoso, assim como o tipo de processo.

- a) 99,0 kJ, endotérmico
- b) 99,0 kJ, exotérmico
- c) 198 kJ, endotérmico
- d) 198 kJ, exotérmico
- e) 693 kJ, endotérmico

TEXTO: 2 - Comum à questão: 29

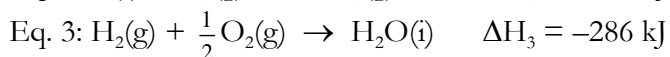
A obesidade na infância tem sido um dos motivos de *bullying* na escola. Esta doença é proveniente do excesso de alimentos que liberam grande quantidade de energia que não é totalmente utilizada pelo organismo, sendo armazenado em forma de gordura. A sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁) e a glicose (C₆H₁₂O₆), carboidratos presentes em doces, sorvetes e refrigerantes, são os principais responsáveis por essa doença na infância, pois a digestão completa de apenas 1 mol desses carboidratos libera grande quantidade de energia, a saber:

- 1 mol de sacarose libera -5635 kJ/mol (considerando temperatura de 25°C e pressão de 1 atm),
- a variação de entalpia envolvida na obtenção de glicose a partir do carbono está representado na equação1:



29 - (UEPA)

A variação de entalpia envolvida na ingestão de 1 mol de glicose por uma criança é:

Dados:

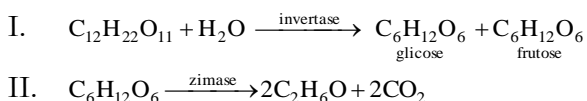
- a) - 2805 kJ
- b) - 1275 kJ
- c) + 1275 kJ
- d) + 2805 kJ
- e) + 5635 kJ

TEXTO: 3 - Comum à questão: 30

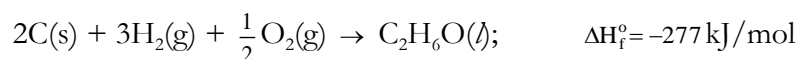
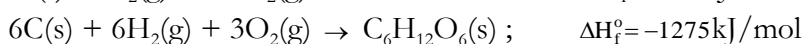
Os cervejeiros aprenderam logo a induzir a fermentação, mas demoraram séculos para identificar os agentes que transformavam o açúcar em álcool e gás carbônico. As leveduras, fungos microscópicos, só foram identificadas no século 19. O tipo de fermentação divide as cervejas em dois grandes grupos: *lager* (que fermenta entre 8 e 16 °C) e *ale* (que fermenta entre 14 e 25 °C).

(*Superinteressante*, fevereiro de 2016.)

As equações do processo de fermentação alcoólica da sacarose estão representadas a seguir.

**30 - (UEFS BA)**

Considere as seguintes entalpias padrão de formação:



Para a reação representada na equação II, a variação de entalpia, calculada com base nos dados fornecidos, corresponde a

- a) -2 617 kJ/mol.
- b) -604 kJ/mol.
- c) -67 kJ/mol.
- d) +604 kJ/mol.
- e) +67 kJ/mol.

GABARITO

1) Gab: D

2) Gab: C

3) Gab: B

4) Gab: E

5) Gab: A

6) Gab: D

7) Gab: C

8) Gab: D

9) Gab: A

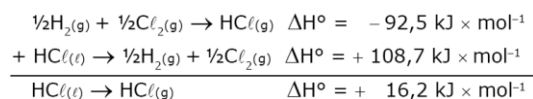
10) Gab: A

11) Gab: E

12) Gab: A

13) Gab: D

14) Gab:



Solidificação

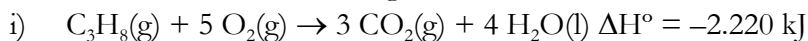
Condensação ou liquefação

15) Gab: 18

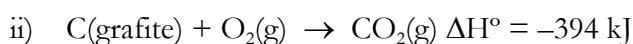
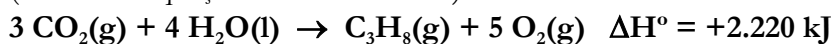
16) Gab: A

17) Gab:

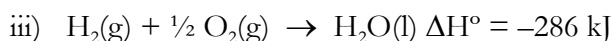
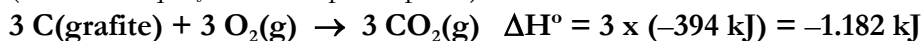
Para se obter a equação balanceada de síntese do gás propano e calcular a variação de entalpia do processo, deve-se lembrar que a entalpia é uma grandeza extensiva, ou seja, varia conforme o número de mols da reação. Portanto, deve-se modificar cada equação de combustão conforme a seguir



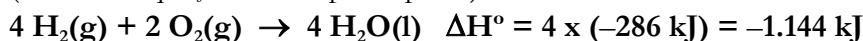
(inverter a equação e o sinal de ΔH°)



(manter a equação e multiplicar por 3)

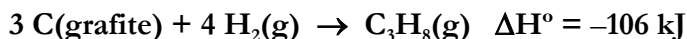
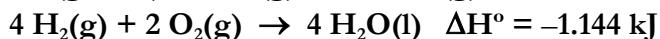
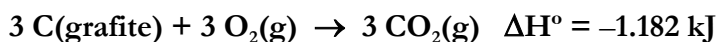


(manter a equação e multiplicar por 4)



Somando-se as novas equações e seus respectivos valores de DH:





18) Gab: C

19) Gab: C

20) Gab: E

21) Gab: B

22) Gab: $4,35 \times 10^4$ kJ

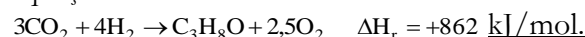
Carbono

23) Gab:

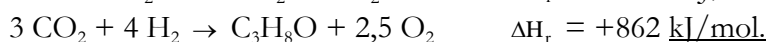
a) O enunciado indica que o hidrogênio deve ser produzido a partir da água. Assim:



O hidrogênio assim produzido será utilizado para produzir o álcool, de acordo com a equação:



Multiplicando-se a primeira equação por 4 e combinando-se as duas equações (Lei de Hess), obtém-se:

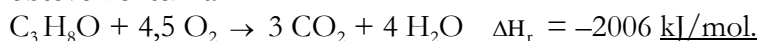


Somando-se estas duas equações, obtém-se a equação de formação de isopropanol a partir de CO_2 e água, com a liberação de $(1144 + 862)$, ou seja, 2006 kJ de energia por mol de isopropanol formado.

b) A massa molar do isopropanol é de $(36 + 8 + 16)$, ou seja, 60 g mol^{-1} .

90 g de isopropanol correspondem a 1,5 mol.

A equação de combustão do isopropanol é o inverso da equação de sua formação, como se obteve no item a:



Assim, a queima de um mol de isopropanol liberará 2006 kJ de energia. Se for queimado 1,5 mol de isopropanol, a energia liberada será de $(2006 \times 1,5)$ kJ, ou seja, 3009 kJ.

24) Gab: B

25) Gab: C

26) Gab: 21

27) Gab: B

28) Gab: B

29) Gab: A

30) Gab: C