

# CALOR DE FORMAÇÃO E CALOR DE COMBUSTÃO

## 01 - (Unifor CE/2008/Janeiro)

Considere as seguintes entalpias molares de formação em kJ/mol:



87,8 g de sulfeto de ferro II são dissolvidos em ácidos diluídos com produção de 25 L de  $\text{H}_2\text{S}$ , medidos nas condições-ambiente de pressão e temperatura, com reação exotérmica. Nesse caso, a variação de entalpia em kJ/mol, da reação que ocorre é igual a

**Dados:**

Massas molares (g/mol):

$\text{H}_2\text{S}$  ... 34

$\text{FeS}$  ... 87,8

Volume molar de gás nas condições-ambiente de pressão e temperatura = 25 L/mol

- a) +20,4
- b) +13,1
- c) -13,1
- d) -20,0
- e) -20,4

**Gab:** C

## 02 - (Unifesp SP/2007/1ªFase)

A solubilidade da sacarose em água é devida à formação de forças intermoleculares do tipo ..... que ocorrem entre estas moléculas. Esse dissacarídeo, quando hidrolisado por ação de soluções aquosas de ácidos diluídos ou pela ação da enzima invertase, resulta em glicose e frutose. A combustão de 1 mol de glicose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) libera ..... kJ de energia. Considere os dados da tabela e responda.

substância	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$	-1268
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-286
$\text{CO}_2(\text{g})$	-394

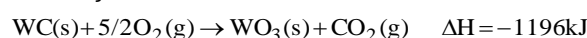
As lacunas do texto podem ser preenchidas corretamente por

- a) dipolo-dipolo e 2812.
- b) dipolo-dipolo e 588.
- c) ligações de hidrogênio e 2812.
- d) ligações de hidrogênio e 588.
- e) ligações de hidrogênio e 1948.

**Gab:** C

## 03 - (Unimontes MG/2007/1ªFase)

O carbeto de tungstênio (WC) reage com excesso de oxigênio, como mostra a equação a seguir, com o respectivo valor de variação de entalpia ( $\Delta H$ ) da reação, a 300 K.



A partir dos  $\Delta H_f^\circ$ s de combustão dos elementos carbono (C) e tungstênio (W), a 300 K, que são -393,5 kJ e -837,5 kJ, respectivamente, o valor da entalpia de formação ( $\Delta H_f^\circ$ ) do WC, em kJ, é

- a) +1231.

- b) +1266.
- c) -1231.
- d) -35.

**Gab: D**

**04 - (Uerj RJ/2007/2ªFase)**

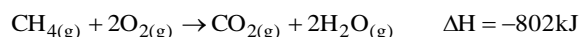
As reações de oxirredução I, II, III, descritas abaixo, compõem o processo de produção do gás metano a partir do carvão, que tem como subproduto o dióxido de carbono.

Nessas reações, o carvão está representado por C<sub>(s)</sub> em sua forma alotrópica mais estável.

- I.  $C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)}$
- II.  $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_{2(g)}$
- III.  $C_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightarrow CH_{4(g)}$

Entre as vantagens da utilização do metano como combustível estão a maior facilidade de distribuição, a queima com ausência de resíduos e o alto rendimento térmico.

O alto rendimento térmico pode ser observado na seguinte equação termoquímica:



Considere as entalpias de formação das substâncias a seguir:

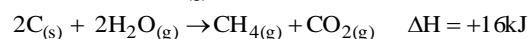
substância	entalpia de formação (kJ × mol <sup>-1</sup> )
H <sub>2</sub> O <sub>(g)</sub>	-242
CO <sub>(g)</sub>	-110
CO <sub>2(g)</sub>	-393

Identifique os agentes redutores nas equações II e III e escreva a equação termoquímica que representa a produção do metano a partir do carvão.

**Gab:**

Equação II: CO<sub>(g)</sub>

Equação III: H<sub>2(g)</sub>



**05 - (Fuvest SP/2007/2ªFase)**

Existem vários tipos de carvão mineral, cujas composições podem variar, conforme exemplifica a tabela a seguir.

tipo de carvão	antracito	betuminoso	sub-betuminoso	lignito
Umidade (% em massa)	3,9	2,3	22,2	36,8
material volátil* (% em massa)	4,0	19,6	32,2	27,8
carbono não volátil (% em massa)	84,0	65,8	40,3	30,2
outros constituintes** (% em massa)	8,1	12,3	5,3	5,2

\* Considere semelhante a composição do material volátil para os quatro tipos de carvão.

\*\* Dentre os outros constituintes, o principal composto é a pirita, Fe<sup>2+</sup>S<sub>2</sub><sup>2-</sup>.

- a) Qual desses tipos de carvão deve apresentar menor poder calorífico (energia liberada na combustão por unidade de massa de material)? Explique sua resposta.
- b) Qual desses tipos de carvão deve liberar maior quantidade de gás poluente (sem considerar CO e CO<sub>2</sub>) por unidade de massa queimada? Justifique sua resposta.
- c) Escreva a equação química balanceada que representa a formação do gás poluente a que se refere o item b (sem considerar CO e CO<sub>2</sub>).
- d) Calcule o calor liberado na combustão completa de 1,00x10<sup>3</sup> kg de antracito (considere apenas a porcentagem de carbono não volátil).

**Dados:**

entalpia de formação do

dióxido de carbono gasoso .... – 400 kJ/mol

massa molar do carbono ..... 12 g/mol

**Gab:**

- a) O poder calorífico do carvão mineral depende basicamente da porcentagem de carbono não volátil no material em combustão. Assim, o lignito deve apresentar o menor poder calorífico (menor % de C).
- b) O gás poluente (SO<sub>2</sub>) é formado na combustão da pirita (FeS<sub>2</sub>). Quanto maior a porcentagem de "outros constituintes" onde se encontra a pirita, maior a quantidade de gás poluente por unidade de massa queimada. Assim, o carvão betuminoso deve liberar a maior quantidade de gás poluente.
- c)  $2\text{FeS}_{2(s)} + 5\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{FeO}_{(s)} + 4\text{SO}_{2(g)}$
- d)  $2,8 \cdot 10^7$  kJ

**06 - (Ufms MS/2007/Conh. Gerais)**

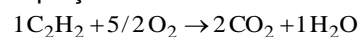
Recentemente, ocorreu um grave acidente ambiental no rio Paraná, matando grande quantidade de peixes. Após análises, pesquisadores de universidades e de institutos de pesquisas e saneamento, sugeriram que a causa desse acidente teria sido contaminação por cobre. Para medir o teor desse metal em água, utiliza-se a técnica denominada Espectrometria de Absorção Atômica Modo Chama (EAA), pela qual a amostra a ser analisada é atomizada num queimador a temperaturas que atingem 2000 a 3000 °C, através da queima do gás acetileno. Com base nos dados abaixo, calcule a quantidade de energia térmica produzida na combustão completa de 28 kg de acetileno utilizando-se ar como comburente.

Dados:

MA(C) = 12 u; MA(H) = 1u

Substância	$\Delta H^\circ(f)$ = calor de formação em kJ/mol
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	+ 227
CO <sub>2</sub>	- 394
H <sub>2</sub> O	- 286

Equação da combustão:

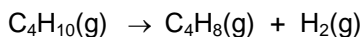


- a)  $1,301 \times 10^3$  kJ.
- b)  $8,407 \times 10^6$  kJ.
- c)  $9,122 \times 10^6$  kJ.
- d)  $1,507 \times 10^6$  kJ.
- e)  $1,401 \times 10^6$  kJ.

**Gab:** E

**07 - (ITA SP/2007)**

Assinale a opção que indica a variação **CORRETA** de entalpia, em kJ/mol, da reação química a 298,15 K e 1 bar, representada pela seguinte equação:



Dados eventualmente necessários:

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_4\text{H}_8(\text{g})) = -11,4$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5$$

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

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_4\text{H}_8(\text{g})) = -2.877,6$$

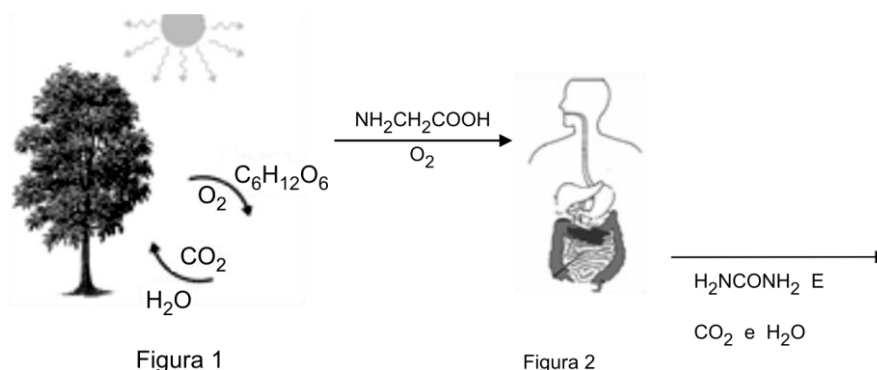
em que  $\Delta H_f^\circ$  e  $\Delta H_c^\circ$ , em kJ/mol, representam as variações de entalpia de formação e de combustão a 298,15 K e 1 bar, respectivamente.

- a) -3.568,3
- b) -2.186,9
- c) +2.186,9
- d) +125,4
- e) +114,0

**Gab: E**

**08 - (Uel PR/2007)**

As figuras 1 e 2 representam dois processos importantes envolvendo energia, responsáveis pela manutenção da vida. Na figura 1 a energia do Sol, ao atingir a superfície da Terra, é a responsável por um processo biológico denominado fotossíntese que contribui para tornar o mundo habitável. A figura 2 está representando o sistema digestivo do ser humano. O aminoácido denominado glicina é oxidado, no corpo humano, formando uréia, dióxido de carbono e água.



A tabela a seguir fornece as entalpias padrão de formação das substâncias envolvidas nos processos representados nas figuras 1 e 2.

Substância	$\Delta H^\circ$ de formação (kcal/mol)
$\text{CO}_2$ (g)	-94
$\text{H}_2\text{O}$ (l)	-68
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (s)	-303
$\text{O}_2$ (g)	0
$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ (s)	-127
$\text{H}_2\text{NCONH}_2$ (s)	-80

Com base nas informações dadas nas figuras 1 e 2, na tabela e nos conhecimentos sobre o tema, considere afirmativas a seguir.

- I. A equação química que representa, de maneira simplificada, o processo da figura 1 é  $6\text{CO}_{2(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)} + 6\text{O}_{2(g)}$
- II. No processo representado pela figura 2, para a obtenção de 1 mol de uréia, deverá ocorrer a oxidação de 1 mol de glicina.
- III. A reação química representada na figura 2 é uma fonte de energia (calor) para o corpo.
- IV. As quantidades de energia envolvidas nos processos representados nas figuras 1 e 2 são 560 kcal/mol de glicose e 1306 kcal/mol de uréia.

Assinale a alternativa que contém todas as afirmativas corretas:

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

**Gab: B**

**09 - (Fgv SP/2007)**

No Brasil, a produção de etanol vem aumentando, impulsionada pelo aumento da frota de carros bicompostíveis. O uso do álcool como combustível, por ser renovável, reduz o impacto da emissão de gás carbônico causado na queima da gasolina. A entalpia-padrão de combustão completa do etanol, em  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , é igual a

**Dados:**

	$\Delta H_f^0 (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell)$	-278
$\text{CO}_2(\text{g})$	-394
$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	-286

- a) + 1 368.  
 b) + 958.  
 c) + 402.  
 d) - 402.  
 e) - 1 368.

**Gab: E**

**10 - (Fepcs DF/2007)**

O metanol é um líquido, inflamável e perigoso, que apresenta efeito tóxico no sistema nervoso, particularmente no nervo óptico. Essa substância pode ser preparada através da hidrogenação controlada do monóxido de carbono, em uma reação que se processa sob pressão e em presença de um catalisador metálico.

Com base na tabela de calores-padrão de formação a seguir,

$\text{CO}(\text{g})$	-110 kJ/mol
$\text{CH}_3\text{OH}(\ell)$	-726 kJ/mol

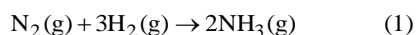
a variação de entalpia da reação descrita para obtenção do metanol é:

- a) - 506 kJ;  
 b) + 616 kJ;  
 c) - 616 kJ;  
 d) - 836 kJ;  
 e) + 836 kJ.

**Gab:** C

**11 - (Ufrn RN/2007)**

A amônia é um composto utilizado como matéria-prima em diversos processos químicos. A obtenção da amônia pode ser expressa pela equação a seguir:



A entalpia-padrão de formação ( $\Delta H_f^\circ$ ) da amônia é de -46,0 kJ/mol.

A variação da entalpia-padrão na reação (1) é:

- a) - 23,0 kJ
- b) + 92,0 kJ
- c) - 92,0 kJ
- d) + 23,0 kJ

**Gab:** C

**12 - (Ufpe PE/2007)**

A gasolina é composta majoritariamente por octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ), e o gás natural veicular (GNV), por metano ( $\text{CH}_4$ ). A energia liberada pela combustão completa do octano e do metano são, respectivamente, de 47 kJ/g e 54 kJ/g. A combustão do gás hidrogênio, que tem sido proposto como uma forma de energia alternativa, libera aproximadamente 120 kJ/g.

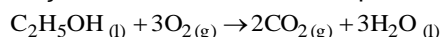
Sabendo-se que as massas atômicas de C, H e O são 12, 1 e 16 g/mol, respectivamente, é correto afirmar que a:

- a) entalpia de combustão da gasolina é de 2.679 kJ/mol.
- b) entalpia de combustão do hidrogênio é 2.400 kJ/mol.
- c) entalpia de combustão do metano é 864 kJ/mol.
- d) combustão do hidrogênio produz  $\text{CO}_2$  e água.
- e) entalpia da reação  $\text{C}_8\text{H}_{18} + 7\text{H}_2 \rightarrow 8\text{CH}_4$  não pode ser calculada combinando-se as equações de combustão de octano, metano e hidrogênio de forma apropriada.

**Gab:** C

**13 - (Ufc CE/2007)**

No Brasil, o álcool etílico vem sendo muito utilizado como uma opção de biocombustível, uma vez que possui origem vegetal e é renovável. Sabe-se que sua reação de combustão é dada por:



Assinale a alternativa que corretamente expressa o valor da entalpia padrão de combustão, em  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , para esta reação.

**Dados:**  $\Delta f_f^\circ(\text{CO}_2) = -394\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta f_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -286\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta f_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -278\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

- a) -1268
- b) -1368
- c) -1468
- d) -1568
- e) -1668

**Gab:** B

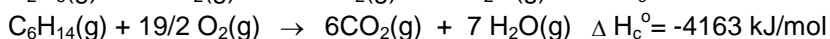
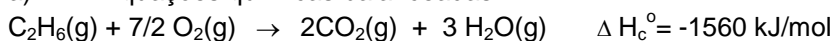
**14 - (Ufes ES/2007)**

O etano (componente do gás natural) e o n-hexano (componente da gasolina) possuem calores de combustão iguais  $\Delta H_c^\circ = -1560 \text{ kJmol}^{-1}$  e  $\Delta H_c^\circ = -4163 \text{ kJmol}^{-1}$ , respectivamente.

- Escreva as equações químicas balanceadas das reações de combustão do etano e do n-hexano.
- O que irá produzir mais  $\text{CO}_2$  na combustão: 1,0 kg de etano ou 1,0 kg de n-hexano? Justifique sua resposta.
- O que irá produzir mais calor na combustão: 1,0 kg de etano ou 1,0 kg de n-hexano? Justifique sua resposta.
- Para as mesmas quantidades de energia liberada na combustão, qual composto irá produzir mais  $\text{CO}_2$ ? Justifique sua resposta.

**Gab:**

- a) Equações químicas balanceadas



- b) Cálculo de  $\text{CO}_2$  produzido para 1,0 kg queimados

- Para o etano: 30 g – 1,0 mol

1000 g – x  $\Rightarrow$  x = 33,3 mols que irão, pela estequiometria, produzir **66,6 mols de  $\text{CO}_2$** .

- Para o n-hexano: 86 g – 1,0 mol

1000 g – x  $\Rightarrow$  x = 11,6 mols que irão, pela estequiometria, produzir **69,6 mols de  $\text{CO}_2$** . **Portanto um pouco mais que o etano.**

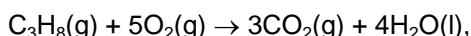
- c) 1,0 kg de etano (33,3 mols), produzirão **aproximadamente**  $33,3 \times 1560 \text{ kJ} = 51948 \text{ kJ}$ .

1,0 kg de n-hexano (11,6 mols), produzirão **aproximadamente**  $11,6 \times 4163 \text{ kJ} = 48291 \text{ kJ}$ . **Liberando um pouco menos que o etano.**

- d) Considere 1 mol de etano como referência (-1.560 kJ). Para o n-hexano liberar tal energia, deve-se queimar aproximadamente **0,37** mol do mesmo. A cada 1,0 mol de n-hexano queimado, **6,0 mols de  $\text{CO}_2$**  são produzidos, assim, 0,37 produzirão aproximadamente **2,2 mols de  $\text{CO}_2$** , **um pouco acima do etano.**

**15 - (Uem PR/2006/Janeiro)**

Sobre a reação



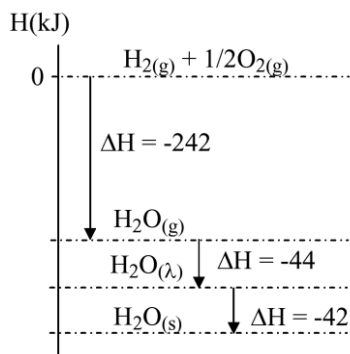
dadas as entalpias de formação da  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$  (-24,90 kcal/mol), do  $\text{CO}_2(\text{g})$  (-94,05 kcal/mol) e da  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  (-68,30 kcal/mol), é **correto** afirmar que o processo é

- exotérmico e a energia envolvida é 187,25 kcal.
- endotérmico e a energia envolvida é 530,45 kcal.
- exotérmico e a energia envolvida é 580,25 kcal.
- exotérmico e a energia envolvida é 530,45 kcal.
- endotérmico e a energia envolvida é 580,25 kcal.

**Gab: D**

**16 - (Ufla MG/2006/1ªFase)**

Com base no conceito de entalpia de formação (H) e dado o diagrama de entalpia de formação de  $\text{H}_2\text{O}$  abaixo, a alternativa **INCORRETA** é

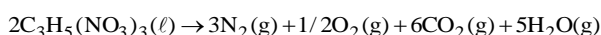


- a) a entalpia de formação de H<sub>2</sub>O(s) é 42 kJ.
- b) o processo de formação de 1 mol de H<sub>2</sub>O(s) libera 286 kJ de energia.
- c) a quantidade de energia envolvida na formação de H<sub>2</sub>O(l) depende da quantidade de reagente utilizado.
- d) as substâncias simples H<sub>2</sub>(g)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

**Gab:** A

**17 - (Unifesp SP/2006/2ªFase)**

Devido aos atentados terroristas ocorridos em Nova Iorque, Madri e Londres, os Estados Unidos e países da Europa têm aumentado o controle quanto à venda e produção de compostos explosivos que possam ser usados na confecção de bombas. Dentre os compostos químicos explosivos, a nitroglicerina é um dos mais conhecidos. É um líquido à temperatura ambiente, altamente sensível a qualquer vibração, decompondo-se de acordo com a equação:



Considerando-se uma amostra de 4,54g de nitroglicerina, massa molar 227 g/mol, contida em um frasco fechado com volume total de 100,0 mL:

- a) calcule a entalpia envolvida na explosão.

Dados:	Substância	ΔH° formação (kJ/mol)
	C <sub>3</sub> H <sub>5</sub> (NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> (ℓ)	- 364
	CO <sub>2</sub> (g)	- 394
	H <sub>2</sub> O (g)	- 242

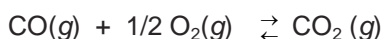
- b) calcule a pressão máxima no interior do frasco antes de seu rompimento, considerando-se que a temperatura atinge 127°C. Dado: R = 0,082 atm.L.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>.

**Gab:**

- a) -28,46 kJ
- b) p ≅ 47,6 atm

**18 - (Unesp SP/2006/Conh. Gerais)**

O monóxido de carbono, um dos gases emitidos pelos canos de escapamento de automóveis, é uma substância nociva, que pode causar até mesmo a morte, dependendo de sua concentração no ar. A adaptação de catalisadores aos escapamentos permite diminuir sua emissão, pois favorece a formação do CO<sub>2</sub>, conforme a equação a seguir:





Sabe-se que as entalpias de formação para o CO e para o CO<sub>2</sub> são, respectivamente, -110,5 kJ·mol<sup>-1</sup> e -393,5 kJ·mol<sup>-1</sup>.

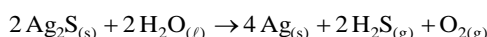
É correto afirmar que, quando há consumo de 1 mol de oxigênio por esta reação, serão

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

**Gab: C**

**19 - (Ufms MS/2006/Conh. Gerais)**

É correto afirmar que o ΔH° para a reação balanceada,



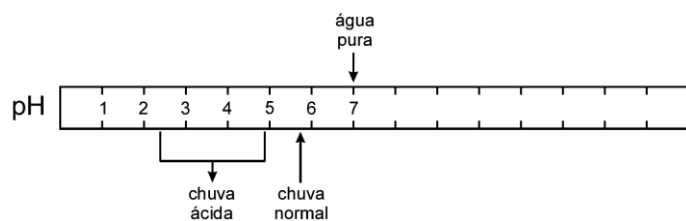
considerando os respectivos H<sub>f</sub>°, em kJ/mol, de H<sub>2</sub>S<sub>(g)</sub> = -20,6, de Ag<sub>2</sub>S<sub>(s)</sub> = -32,6 e de H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub> = -285,8, será

- a) 485,6 kJ.
- b) 495,6 kJ.
- c) 585,6 kJ.
- d) 595,6 kJ.
- e) 600,0 kJ.

**Gab: D**

**20 - (Ufrn RN/2006)**

A figura abaixo mostra valores de pH medidos para a chuva ácida, chuva normal e água pura.



O pH da chuva normal é ácido (pH=5,6) devido, principalmente, às seguintes reações:

- (1)  $\text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(aq)$
- (2)  $\text{H}_2\text{CO}_3(aq) \rightleftharpoons \text{H}^+(aq) + \text{HCO}_3^-(aq) \quad K_a = 4,0 \times 10^{-7}$

No caso da chuva ácida, além do CO<sub>2</sub>, contribuem para a acidez o SO<sub>3</sub> e o NO<sub>2</sub>.

As reações abaixo mostram como esses gases, em contato com a água, produzem ácidos e as respectivas ionizações desses ácidos:

- (3)  $\text{SO}_3(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4(aq)$
- (4)  $\text{H}_2\text{SO}_4(aq) \rightleftharpoons \text{H}^+(aq) + \text{HSO}_4^-(aq) \quad K_{a1} = 10$
- (5)  $4\text{NO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons 4\text{HNO}_3(aq)$
- (6)  $\text{HNO}_3(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{NO}_3^-(aq)$

Considere a tabela seguinte:

Entalpias de formação a 25°C e 1 atm

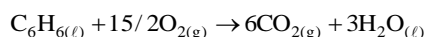
Substância	$\Delta H_f^\circ$ , KJ. mol <sup>-1</sup>
NO <sub>2</sub> (g)	+ 33,0
H <sub>2</sub> O (l)	- 286
HNO <sub>3</sub> (aq)	- 207

Usando-se a equação (5) e os dados contidos na tabela, é correto afirmar que variação de entalpia-padrão ( $\Delta H^\circ$ ) para a produção de 2 mols de HNO<sub>3</sub> (aq) é:

- a) - 388 kJ
- b) - 194 kJ
- c) + 228 kJ
- d) + 200 kJ

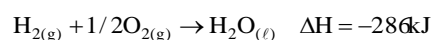
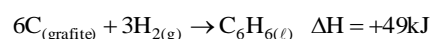
**Gab: B**

**21 - (UFRural RJ/2006)** O benzeno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) reage com o oxigênio (O<sub>2</sub>) para produzir dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) como mostra a reação a seguir:

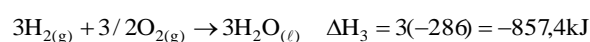
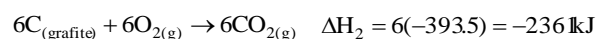
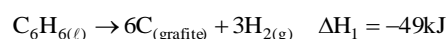


Calcule a entalpia de combustão desta reação.

**Dados:**



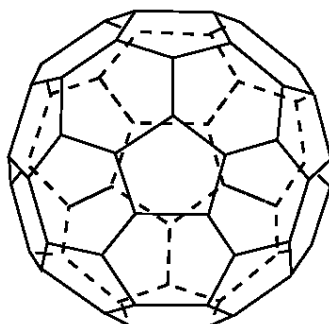
**Gab:**



$$\Delta H_{total} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -3267,4kJ$$

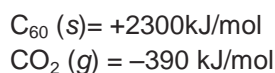
**22 - (Ufscar SP/2005/1ªFase)**

O prêmio Nobel de química em 1996 foi atribuído à descoberta da molécula C<sub>60</sub>, com forma de bola de futebol, representada na figura.



Seguindo a descoberta dos fulerenos, os nanotubos de carbono foram sintetizados. Esses avanços estão relacionados à promissora área de pesquisa que é a nanotecnologia. No C<sub>60</sub> cada átomo de carbono está ligado a outros 3 átomos.

Dadas as entalpias-padrão de formação:



A entalpia de combustão completa, em kJ/mol, e a razão entre o número de ligações simples e duplas no  $C_{60}$  são, respectivamente, iguais a

- a) -1910 e 3.
- b) -1910 e 2.
- c) -21100 e 3.
- d) -25700 e 3.
- e) -25700 e 2.

Gab: E

**23 - (Uftm MG/2005/1ª Fase)**

O benzeno,  $C_6H_6$ , apresenta entalpia de formação no estado líquido igual a +49 kJ/mol. Como o valor de entalpia de formação do  $CO_2$  gasoso é -394 kJ/mol e o valor de entalpia de formação da água líquida é -286 kJ/mol, o calor da reação de combustão completa de um mol de benzeno, em kJ, é igual a:

- a) -3 271.
- b) -3 173.
- c) -1 123.
- d) +1 123.
- e) +3 271.

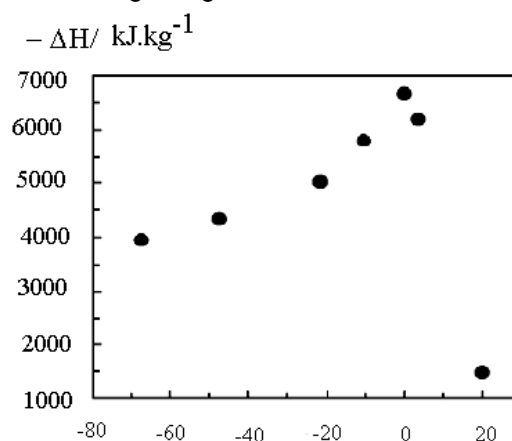
Gab: A

**24 - (Fuvest SP/2005/2ª Fase)**

Define-se balanço de oxigênio de um explosivo, expresso em percentagem, como a **massa de oxigênio** faltante (sinal negativo) ou em excesso (sinal positivo), desse explosivo, para transformar todo o carbono, se houver, em gás carbônico e todo o hidrogênio, se houver, em água, **dividida pela massa molar** do explosivo e **multiplicada por 100**. O gráfico abaixo traz o calor liberado na decomposição de diversos explosivos, em função de seu balanço de oxigênio.

Um desses explosivos é o tetranitrato de pentaeritritol (PETN,  $C_5H_8N_4O_{12}$ ). A equação química da decomposição desse explosivo pode ser obtida, seguindo-se as seguintes regras:

- ⇒ Átomos de carbono são convertidos em monóxido de carbono.
- ⇒ Se sobrar oxigênio, hidrogênio é convertido em água.
- ⇒ Se ainda sobrar oxigênio, monóxido de carbono é convertido em dióxido de carbono.
- ⇒ Todo o nitrogênio é convertido em nitrogênio gasoso diatômico.



- a) Escreva a equação química balanceada para a decomposição do PETN.  
 b) Calcule, para o PETN, o balanço de oxigênio.  
 c) Calcule o  $\Delta H$  de decomposição do PETN, utilizando as entalpias de formação das substâncias envolvidas nessa transformação.  
 d) Que conclusão é possível tirar, do gráfico apresentado, relacionando calor liberado na decomposição de um explosivo e seu balanço de oxigênio?

Dados:

Massas Molares

$$O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{PETN} = 316 \text{ g.mol}^{-1}$$

Substância	Entalpia de formação $\text{kJ.mol}^{-1}$
PETN(s)	- 538
$\text{CO}_2(\text{g})$	- 394
$\text{CO}(\text{g})$	- 110
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	- 242

**Gab:**

- a)  $\text{C}_5\text{H}_8\text{N}_4\text{O}_{12}(\text{s}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{g}) + 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2\text{N}_2(\text{g})$   
 b) - 10,1%  
 c) - 1832kJ/mol  
 d) Analisando-se o gráfico, nota-se que, quando o balanço de oxigênio se aproxima de zero, maior será a quantidade de calor liberada por massa de explosivo, ou seja, o melhor explosivo é aquele cujo balanço de oxigênio tende a zero.

### 25 - (Uerj RJ/2005/2ªFase)

Na série homóloga dos álcoois, os quatro primeiros são: metanol, etanol, propanol e butanol. Dentre as propriedades apresentadas por esses compostos, destacam-se a combustão e a grande solubilidade na água. Com o objetivo de comprovar a qualidade de um combustível, foi determinado seu teor de etanol em uma amostra. Foram totalmente queimados 287,5 g de álcool hidratado, o que resultou na liberação de 1.632 kcal, a 25 °C e 1 atm.

A tabela a seguir fornece os valores das entalpias-padrão de formação nas condições da experiência.

Substância	$\Delta H^\circ_{\text{formação}}(\text{kcal.mol}^{-1})$
Etanol	-66,7
Vapor d'água	-68,3
Gás carbônico	-94,1

- a) Determine a porcentagem da massa de etanol contida na amostra de álcool hidratado.  
 b) Para comparar as solubilidades do etanol e do butanol puros, foram preparadas duas amostras contendo as mesmas quantidades dessas substâncias, dissolvidas separadamente em 1 L de água pura, à temperatura ambiente. Aponte em que amostra a fração de álcool solubilizada é maior e justifique sua resposta.

**Gab:**

- a) 80%  
 b) Na amostra contendo etanol e água.  
 O etanol apresenta maior polaridade

### 26 - (Efoa MG/2005/2ªFase)

NO e N<sub>2</sub>O são óxidos de nitrogênio com importantes atividades biológicas.

- a) Sabendo-se que NO(g) e H<sub>2</sub>O(g) podem ser obtidos a partir da oxidação de NH<sub>3</sub>(g) na presença de O<sub>2</sub>(g), escreva a equação balanceada desta reação.
- b) Sabendo-se que N<sub>2</sub>O(g) e H<sub>2</sub>O(g) podem ser obtidos a partir do aquecimento de NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>(s), escreva a equação balanceada desta reação.
- c) Calcule a entalpia da reação de produção de um mol de NO(g) a partir de NH<sub>3</sub>(g) e O<sub>2</sub>(g). Mostre os cálculos.

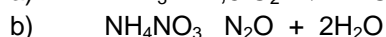
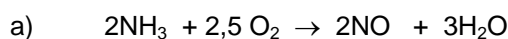
Dados:

$$H_f^\circ \text{NH}_3(\text{g}) = -46 \text{ kJ/mol}$$

$$H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -242 \text{ J/mol}$$

$$H_f^\circ \text{NO}(\text{g}) = 90 \text{ J/mol}$$

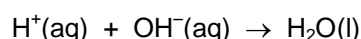
**Gab:**



c)  $\Delta H = -319 \text{ kJ/mol}$

**27 - (Furg RS/2005)**

Na reação de neutralização entre um ácido forte e uma base forte, representada pela equação abaixo, são liberadas 13,8 kcal mol<sup>-1</sup>.



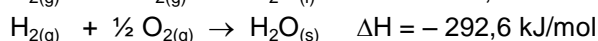
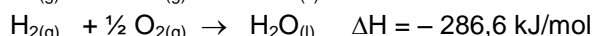
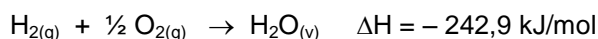
Quando 200 mL de ácido clorídrico 1 M forem misturados com 10 mL de hidróxido de sódio 3 M 25°C, pode-se afirmar que o calor liberado pela reação de neutralização será aproximadamente de:

- a) - 3,17 kcal.
- b) - 0,41 kcal.
- c) - 2,35 kcal.
- d) - 13,8 kcal.
- e) - 2,76 kcal.

**Gab:** B

**28 - (Puc MG/2005)**

Observe as equações que representam a formação da água:



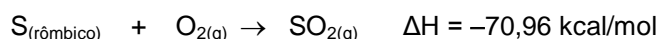
De acordo com essas transformações, assinale a afirmativa **INCORRETA**.

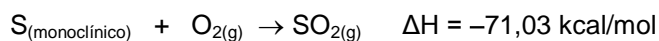
- a) Todas essas transformações são exotérmicas.
- b) Um mol de vapor de água contém mais energia que um mol de água líquida.
- c) A transformação  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{s})}$  absorve 6 kJ/mol.
- d) A formação de água a partir do hidrogênio libera calor.

**Gab:** C

**29 - (Udesc SC/2005)**

A formação do dióxido de enxofre pode ser feita pela oxidação de duas das suas formas alotrópicas. As reações químicas são representadas pelas equações termoquímicas:





Podemos afirmar:

- I) A conversão da forma rômica na forma monoclinica é endotérmica.
- II) A formação do  $SO_2$  é sempre endotérmica.
- III) A forma alotrópica estável do enxofre na temperatura da experiência é a monoclinica.

Assinale a alternativa CORRETA:

- a) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
- b) Somente a afirmativa II é verdadeira.
- c) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- e) Somente a afirmativa I é verdadeira.

**Gab:** E

**30 - (ITA SP/2005)**

Assinale a opção que contém a substância cuja combustão, nas condições-padrão, libera maior quantidade de energia.

- a) Benzeno
- b) Ciclohexano
- c) Ciclohexanona
- d) Ciclohexeno
- e) n-Hexano

**Gab:** E

**31 - (Fepcs DF/2005)**

Uma pesquisa recente indicou que os problemas de obesidade da população têm se agravado ao correr dos anos. Por outro lado, o consumo de açúcar, ou sacarose, na forma de doces e refrigerantes também tem aumentado muito. A tabela a seguir relaciona os calores de formação da sacarose e de seus produtos de metabolização (queima completa)..

Substância	Calor de formação (kcal/mol)
$CO_2$ (g)	- 94,1
$H_2O$ (L)	- 68,3
Sacarose ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ )	- 531,5

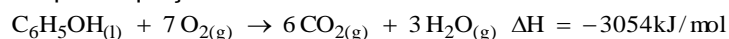
Com base nos dados da tabela, a energia, em kcal, gerada pela metabolização (queima) completa de 34,2 gramas (aproximadamente 3 colheres de sopa) de sacarose será igual a:

- a) 53,1;
- b) 67,4;
- c) 75,1;
- d) 134,9;
- e) 269,8.

**Gab:** D

**32 - (Puc MG/2005)**

O fenol (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>OH) é um composto utilizado industrialmente na produção de plásticos e corantes. Sabe-se que sua combustão total é representada pela equação:



e que as entalpias de formação do CO<sub>2(g)</sub> e H<sub>2</sub>O<sub>(g)</sub> valem respectivamente: -395kJ/mol e -286kJ/mol a 25°C e 1 atm.

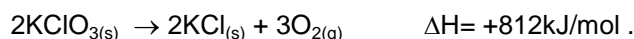
A entalpia de formação do fenol, a 25°C e a 1 atm, em kJ/mol, é igual a:

- a) - 174,0
- b) - 2373,0
- c) + 174,0
- d) + 2373,0

**Gab:** A

**33 - (Uem PR/2004/Julho)**

É possível preparar gás oxigênio em laboratório pelo aquecimento cuidadoso de clorato de potássio, de acordo com a reação



Supondo-se que a entalpia do KCl<sub>(s)</sub> vale +486 kJ/Mol e considerando o sistema a 25 °C e 1 atm, qual é o valor da entalpia padrão do KClO<sub>3(s)</sub> em kJ/Mol?

**Gab:** 80

**34 - (Ufmt MT/2004/1ªFase)**

Considere as afirmações seguintes sobre a substância água.

- I. A água é um eletrólito mais fraco que o ácido acético.
- II. O calor de formação da água líquida é menor que o calor de formação da água gasosa.
- III. O termo água dura é utilizado para designar a que contém íons como Ca<sup>+2</sup> e Mg<sup>+2</sup> que interferem na ação dos sabões, pois reagem com os mesmos formando precipitados de sais.
- IV. A água pesada cujas moléculas apresentam dois átomos de deutério, <sup>2</sup><sub>1</sub>H, possui iguais propriedades físicas da forma isotópica mais comum da água, constituída por dois átomos de prótio, <sup>1</sup><sub>1</sub>H.

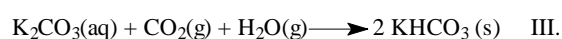
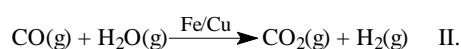
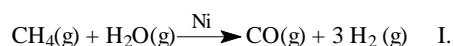
Estão corretas as afirmativas

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

**Gab:** E

**35 - (Ufscar SP/2004/2ªFase)**

Duas importantes aplicações do gás hidrogênio são a síntese da amônia e a hidrogenação de óleos vegetais. O gás hidrogênio é obtido em reatores, sob condições adequadas, onde ocorrem as reações I, II e III, apresentadas a seguir.



Calcule a variação de entalpia para a reação de produção de gás hidrogênio (equação I), a partir das entalpias de formação:

	$\Delta H_f^0$ (kJ/mol)
$H_2(g)$	0
$CO(g)$	- 110
$CH_4(g)$	- 75
$H_2O(g)$	- 242

**Gab:**

$$\Delta H = + 207\text{kJ}$$

**36 - (ITA SP/2004)**

Qual das opções a seguir apresenta a equação química balanceada para a reação de formação de óxido de ferro (II) sólido nas condições-padrão?

- $Fe(s) + Fe_2O_3(s) \rightarrow 3 FeO(s)$ .
- $Fe(s) + 1/2 O_2(g) \rightarrow FeO(s)$ .
- $Fe_2O_3(s) \rightarrow 2FeO(s) + 1/2 O_2$ .
- $Fe(s) + CO(g) \rightarrow FeO(s) + C(\text{graf})$ .
- $Fe(s) + CO_2(g) \rightarrow FeO(s) + C(\text{graf}) + 1/2 O_2(g)$

**Gab:** B

**37 - (Ucg GO/2004)**

Julgue o item a seguir:

01. A produção de gás hidrogênio, a partir do metano, pode ser representada pela equação a seguir. Utilizando-se as entalpias de formação, é possível verificar que a entalpia dessa reação corresponde a  $49,2 \text{ kcal mol}^{-1}$ .



Dados:

$$\Delta H_f CH_4 = -17,8 \text{ kcal mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f H_2O = -57,8 \text{ kcal mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f CO = -26,4 \text{ kcal mol}^{-1}$$

**Gab:** V

**38 - (Unicap PE/2004)**

Julgue os itens:

- O volume de solução de HCl N/2 que deve ser misturado a outra solução N/10 do mesmo ácido, a fim de se obter 2 L de HCl N/5, é 0,5L.
- A massa equivalente de  $KMnO_4$  na reação de:  $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$  é 1/3 de 158 .
- Um próton livre é o núcleo de um átomo de hidrogênio e lhe é atribuído por consequência a notação  ${}^1_1H$
- O calor liberado na combustão de um mol de  $H_2(g)$  corresponde ao calor de formação da água.  
(Dados: Massa Molar g/mol H = 1, O = 16, Mn = 55 e K = 39)

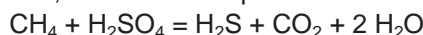
**Gab:** VFFF

**39 - (Unicamp SP/2004)**

As condições oxidativas/redutoras e de pH desempenham importantes papéis em diversos processos naturais. Desses dois fatores dependem, por exemplo, a modificação de rochas e a presença ou não de determinados metais em ambientes aquáticos e terrestres, disponíveis à vida. Ambos os fatores se relacionam fortemente à presença de



bactérias sulfato-redutoras atuantes em sistemas anaeróbicos. Em alguns sedimentos, essas bactérias podem decompor moléculas simples como o metano, como está simplificada representado pela equação abaixo:



Nas condições padrão, esse processo seria endotérmico ou exotérmico? Justifique com o cálculo da variação de entalpia dessa reação nas condições padrão.

Dados: Entalpias padrão de formação em  $\text{kJ mol}^{-1}$ :  $\text{CH}_4 = -75$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4 = -909$ ;  $\text{H}_2\text{S} = -21$ ;  $\text{CO}_2 = -394$ ;  $\text{H}_2\text{O} = -286$ .

**Gab:**  $\Delta H = -3\text{kJ}$  processo é exotérmico.

**40 - (Unifor CE/2003/Janeiro)**

Nas condições ambiente,

- atribui-se o valor zero para a entalpia de formação do  $\text{O}_2(\text{g})$ , bem como para o  $\text{S}_8(\text{s})$ .
- a combustão total de  $\text{S}_8(\text{s})$  produzindo  $\text{SO}_2(\text{g})$  libera cerca de  $2,4 \times 10^3 \text{ kJ}$  por mol de  $\text{S}_8$  consumido.
- a combustão total de  $\text{S}_8(\text{s})$ , em presença de catalisador, produzindo  $\text{SO}_3(\text{g})$  libera cerca de  $2,6 \times 10^3 \text{ kJ}$  por mol de  $\text{S}_8$  consumido.

Nessas condições, a variação de entalpia de  $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_3(\text{g})$ , por mol de  $\text{SO}_3$  produzido deve ser igual

a:

- a)  $-50 \text{ kJ}$
- b)  $-25 \text{ kJ}$
- c) zero
- d)  $+ 25 \text{ kJ}$
- e)  $+ 50\text{kJ}$

**Gab:** B

**41 - (Uem PR/2003/Julho)**

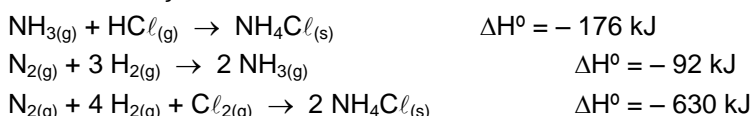
Dadas as reações a seguir, a  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  e  $1 \text{ atm}$ , assinale o que for correto.

- I.  $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$   $\Delta H = -94,1 \text{ kcal/Mol}$
- II.  $\text{CO}(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$   $\Delta H = -67,7 \text{ kcal/Mol}$
- III.  $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$   $\Delta H = -59,1 \text{ kcal/Mol}$
- 01. A formação de  $\text{CO}_2(\text{g})$  a partir de  $\text{C}(\text{s})$  e de  $\text{O}_2(\text{g})$  é endotérmica.
- 02. A entalpia de formação do monóxido de carbono é  $-26,4 \text{ kcal/Mol}$ .
- 04. A entalpia de formação do monóxido de carbono não varia significativamente se a pressão for aumentada de  $1 \text{ atm}$  para  $2 \text{ atm}$ .
- 08. As reações I, II e III são exemplos de reações de formação.
- 16. Em termos entálpicos, um sistema constituído de  $1 \text{ Mol}$  de  $\text{CO}_2$  é menos estável do que um sistema constituído de  $12 \text{ gramas}$  de grafite e  $32 \text{ gramas}$  de oxigênio gasoso.
- 32. A entalpia de formação de  $1 \text{ Mol}$  de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  é maior que  $-59,1 \text{ kcal}$ .

**Gab:** 38

**42 - (Uftm MG/2003/2ªFase)**

A entalpia de formação de um mol de gás cloreto de hidrogênio,  $\text{HCl}(\text{g})$ , a partir de seus elementos, calculada com base nas reações dadas é:



- a)  $- 898 \text{ kJ}$ .
- b)  $- 362 \text{ kJ}$ .

- c) – 186 kJ.
- d) – 181 kJ.
- e) – 93 kJ.

**Gab:** E

**43 - (Uerj RJ/2003/2ªFase)**

A metabolização do etanol das bebidas alcoólicas pelo organismo humano se dá através de uma combustão na qual, reagindo com o oxigênio, o etanol forma dióxido de carbono e água. Apesar de o organismo receber a energia produzida por esta combustão, o consumo de tais bebidas não é recomendado, pois, dentre outros fatores, não contêm vitaminas nem aminoácidos. Considere as seguintes informações:

Substância	entalpia padrão de formação (kcal/mol)
H <sub>2</sub> O	–68,5
CO <sub>2</sub>	–94,1
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	–66,2

Sabendo que a combustão ocorre nas condições padrão e que 1 caloria alimentar (Cal) equivale a 1 kcal, calcule a quantidade de calorias alimentares resultante da metabolização de 9,2 g de etanol, contidos em uma certa dose de bebida alcoólica.

**Gab:** 66Cal

**44 - (Ufscar SP/2003/2ªFase)**

O cultivo da cana-de-açúcar faz parte da nossa história, desde o Brasil Colônia. O açúcar e o álcool são seus principais produtos. Com a crise mundial do petróleo, o incentivo à fabricação de carros a álcool surgiu, na década de 1970, com o Proálcool. Esse Programa Nacional acabou sendo extinto no final da década de 1990. Um dos pontos altos nas discussões em Joanesburgo sobre desenvolvimento sustentável foi o pacto entre Brasil e Alemanha para investimento na produção de carros a álcool.

a) Escreva a equação de combustão do etanol, devidamente balanceada. Calcule o calor de combustão de 1 mol de etanol, a partir das seguintes equações:

	$\Delta H^0_f$ (kJ/mol)
$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$	– 394
$H_2(g) + 1/2 O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$	– 286
$2 C(g) + 3 H_2(g) + 1/2 O_2(g) \rightarrow C_2H_5OH(l)$	– 278

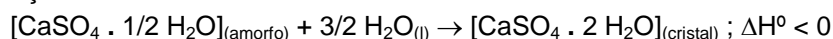
b) A reação de combustão do etanol é endotérmica ou exotérmica? Justifique.

**Gab:**

- a)  $\Delta H = - 1368kJ$
- b) A reação é exotérmica, pois o  $\Delta H$  é negativo. Nota: Na equação III fornecida deveria estar escrito C(s), ao invés de C(g).

**45 - (Ufrn RN/2003)**

Alex, jogando futebol, sofreu uma luxação no tornozelo, sendo obrigado a imobilizá-lo com bota de gesso. Durante a aplicação da bandagem ortopédica devidamente molhada, o estudante observou que, à medida que enxugava, o gesso se aquecia. Na convalescença, aproveitando o tempo livre, Alex resolveu consultar seus livros de química. Daí descobriu que a cristalização do gesso ocorre com aumento da água de hidratação e diminuição do conteúdo de energia, conforme a equação abaixo:



Continuando sua pesquisa bibliográfica, numa tabela termoquímica, abaixo reproduzida, Alex encontrou os valores para os calores de formação padrão ( $\Delta H_f^\circ$ ) do gesso cristalizado (endurecido), do gesso amorfo (em pó) e da água líquida:

Calores de Formação Padrão (25°C e 1atm)

	$\Delta H_f^\circ$
$[\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}]_{\text{cristal}}$	-2020 kJ/mol
$[\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}]_{\text{amorfo}}$	-1573 kJ/mol
$\text{H}_2\text{O}_{\text{líquida}}$	-286 kJ/mol

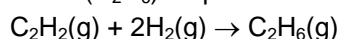
Então, Alex calculou corretamente a quantidade de calor liberada pelo processo de hidratação do gesso como sendo igual a:

- a) 733 kJ/mol
- b) 161 kJ/mol
- c) 18 kJ/mol
- d) 876 kJ/mol

**Gab: C**

**46 - (Uepb PB/2003)**

É muito importante conhecer a quantidade de calor envolvida numa reação química. Dentre outros aspectos, esta informação é útil quando se trata de reações que se processam em escala industrial, pois serve para prever se o ambiente tem capacidade de resfriamento suficiente, para impedir que reações exotérmicas provoquem superaquecimento e danos nas instalações. Por exemplo, sabe-se que a reação de hidrogenação do etino ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) a etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) se processa de acordo com a equação:



Neste contexto,

- a) determine a entalpia desta reação,  $\Delta H_r$ , a partir dos seguintes valores de entalpia de combustão:

$$\Delta H (\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})) = -1300 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H (\text{H}_2(\text{g})) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H (\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})) = -1560 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- b) indique se esta reação ocorre com absorção ou liberação de calor.

**Gab:**

- a) - 312 kJ/mol
- b) liberação de calor

**47 - (Umg MG/2003)**

Recentemente, um grupo de pesquisadores anunciou um processo para produzir hidrogênio a partir da reação, catalisada por platina, de açúcares com água.

1. **COMPLETE** a equação balanceada da reação da sacarose,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  (s), com água líquida em que são produzidos, além do hidrogênio  $\text{H}_2$  (g), dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$  (g), e metano,  $\text{CH}_4$  (g). Suponha que, a partir de 1 mol de sacarose, se produza 1 mol do metano.

2. Observe este quadro:

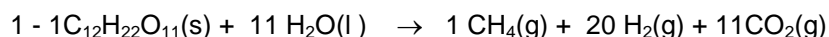
Substância	$\Delta H_f^\circ$ /(kJ/mol)
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s})$	-2222
$\text{CH}_4(\text{g})$	-75
$\text{H}_2(\text{g})$	0
$\text{CO}_2(\text{g})$	-394
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-286

Considerando os valores de  $\Delta H_f$  de formação a 25°C dados nesse quadro, **CALCULE** a variação de entalpia da reação ( $\Delta H$ ), representada no item 1 desta questão. (Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio.)

3. O hidrogênio pode ser obtido, ainda, a partir de uma reação semelhante àquela representada no item 1 desta questão, utilizando-se um combustível fóssil - petróleo, carvão, etc. - como reagente, o que, também, leva à formação de gás carbônico e outros gases.

Tendo em vista que os açúcares são obtidos a partir de vegetais . biomassa -, **JUSTIFIQUE** por que a produção de hidrogênio a partir dos açúcares contribui **menos** para o aumento do efeito estufa que a produção de hidrogênio a partir de combustíveis fósseis.

**Gab:**



2 -  $\Delta H = +959 \text{ kJ}$

3 - A quantidade de  $CO_2$  produzida é que determina o grau de poluição causadora do efeito estufa. Como nos derivados do petróleo e no carvão a % de C é maior (o que determinaria maior massa de carbono) do que nos açúcares, esses últimos são os menos poluidores.

Além disso, temos a fotossíntese que absorve o  $CO_2$  contribuindo em parte para diminuição do efeito estufa.

**48 - (Ufscar SP/2002/1ªFase)**

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

substância	calor de combustão
$C_6H_6(\ell)$	-3268 kJ/mol
$C(s)$	-394 kJ/mol
$H_2(g)$	-286 kJ/mol

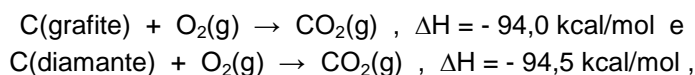
A entalpia de formação do benzeno, em kJ/mol, a partir de seus elementos, é:

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

**Gab:** B

**49 - (Ufms MS/2002/Exatas)**

O calor de combustão molar é a variação de entalpia que ocorre na combustão de 1 mol de substância, a 25°C e 1 atm de pressão. Considerando que 1 kcal = 4,2 kJ e que a combustão do diamante e a combustão da grafite são definidas por:



é correto afirmar que:

- 01. 1 mol de grafite tem energia maior que 1 mol de diamante.
- 02. a síntese de 1 mol de diamante, a partir de 1 mol de grafite, é um processo endotérmico, cujo  $\Delta H = 2,1 \text{ kJ/mol}$ .
- 04. 1 grama de grafite ou 1 grama de diamante corresponde ao mesmo número de mol de átomos de carbono.
- 08. o diamante é a forma alotrópica mais estável do carbono, a 25°C e 1 atm.
- 16. a grafite e o diamante são substâncias sólidas, com durezas semelhantes.
- 32. as reações de combustão para os alótropos do carbono são sempre exotérmicas, absorvendo calor do ambiente.

**Gab:** 02-04

**50 - (Uepg PR/2001/Julho)**

Considerando que os compostos  $\text{CO}_2(\text{g})$ ,  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  e  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$  apresentam, respectivamente, as seguintes entalpias de formação:

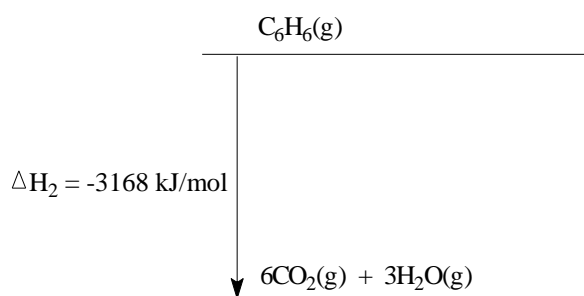
$\Delta H_f = -94 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $\Delta H_f = -58 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$  e  $\Delta H_f = +54 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ , assinale o que for correto.

- 01. A equação  $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$   $\Delta H = -58 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$  corresponde a um processo exotérmico.
- 02. A reação de combustão do  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$  (acetileno) é um processo exotérmico, e o valor de  $\Delta H = -300 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$
- 04. Na formação do  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$  (acetileno), são liberadas  $54 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$
- 08. Na formação de um mol de água no estado gasoso, são absorvidas  $116 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$
- 16. A formação de um mol de acetileno é um processo endotérmico.

**Gab:** 19

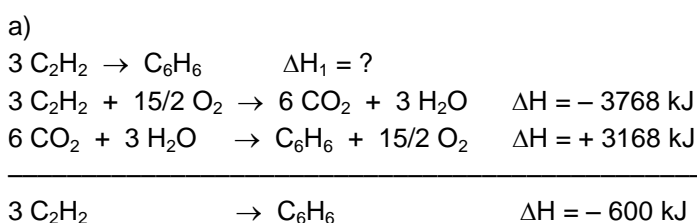
**51 - (Fuvest SP/2001/2ª Fase)**

Passando acetileno por um tubo de ferro, fortemente aquecido, forma-se benzeno (um trímico do acetileno). Pode-se calcular a variação de entalpia dessa transformação, conhecendo-se as entalpias de combustão completa de acetileno e benzeno gasosos, dando produtos gasosos. Essas entalpias são, respectivamente,  $-1256 \text{ kJ/mol}$  de  $\text{C}_2\text{H}_2$  e  $-3168 \text{ kJ/mol}$  de  $\text{C}_6\text{H}_6$ .

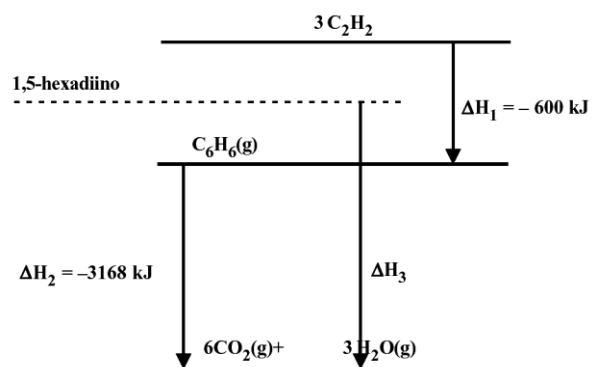


- a) Calcule a variação de entalpia, por mol de benzeno, para a transformação de acetileno em benzeno ( $\Delta H_1$ ). O diagrama acima mostra as entalpias do benzeno e de seus produtos de combustão, bem como o calor liberado na combustão ( $\Delta H_2$ ).
- b) Complete o diagrama ao lado para a transformação de acetileno em benzeno, considerando o calor envolvido nesse processo ( $\Delta H_1$ ). Um outro trímico do acetileno é o 1,5-hexadiino. Entretanto, sua formação, a partir do acetileno, não é favorecida. Em módulo, o calor liberado nessa transformação é menor do que o envolvido na formação do benzeno.
- c) No mesmo diagrama, indique onde se localizaria, aproximadamente, a entalpia do 1,5-hexadiino.
- d) Indique, no mesmo diagrama, a entalpia de combustão completa ( $\Delta H_3$ ) do 1,5-hexadiino gasoso, produzindo  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$  gasosos. A entalpia de combustão do 1,5-hexadiino, em módulo e por mol de reagente, é maior ou menor do que a entalpia de combustão do benzeno?

**Gab:**



Os itens **b**, **c** e **d** podem ser respondidas com o gráfico abaixo:

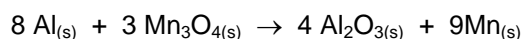


Analisando-se o diagrama percebe-se que:

$$|\Delta H_3| > |\Delta H_2|$$

**52 - (Uerj RJ/1997/1ª Fase)**

O alumínio é utilizado como redutor de óxidos, no processo denominado aluminotermia, conforme mostra a equação química:



Observe a tabela:

substância	entalpia de formação ( $\Delta H_{298K}$ ) ( $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ )
$\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$	-1667,8
$\text{Mn}_3\text{O}_{4(s)}$	-1385,3

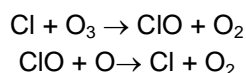
Segundo a equação acima, para a obtenção do  $\text{Mn}_{(s)}$ , a variação de entalpia, na temperatura de 298 K, em KJ, é de:

- a) -282,5
- b) -2515,3
- c) -3053,1
- d) -10827,1

**Gab: B**

**53 - (Ufrj RJ/1997)**

O prêmio Nobel de Química de 1995 foi concedido a três pesquisadores, F.S.Rowland, M.Molina e P.Crutzen, que há mais de vinte anos realizaram pesquisas sobre a destruição da camada de ozônio. Em artigo publicado na revista "Nature", em 1974, Rowland e Molina propuseram que átomos de cloro, liberados pela fotólise de clorofluorcarbonos (CFCs), participam de reações catalíticas que destroem o ozônio presente na atmosfera terrestre, como mostrado a seguir:



Essas reações só podem ocorrer em grandes altitudes, onde existe uma quantidade suficiente de átomos isolados de oxigênio.

- a) Sabendo que a entalpia padrão de formação do ozônio ( $\text{O}_3$ ) é de 142 kJ/mol e a entalpia padrão de formação do oxigênio atômico é de 249 kJ/mol, determine a variação de entalpia padrão da reação global desse processo.
- b) Crutzen, o terceiro pesquisador a ganhar o prêmio, descobriu que os óxidos de nitrogênio, presentes nos gases resultantes da combustão em turbinas de aviões supersônicos, poderiam também causar a destruição do ozônio. Nesses gases da combustão podemos encontrar uma pequena quantidade de  $\text{N}_2\text{O}_3$ . Apresente a fórmula estrutural e o nome deste composto.

**Gab:**

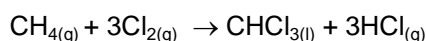
- a)  $\Delta H = -391 \text{ kJ}$   
 b)  $\text{O} = \text{N} - \text{O} - \text{N} = \text{O}$

**54 - (Uff RJ/1996/1ªFase)**

Considere os valores de entalpia padrão de formação ( $\Delta H_f^\circ$ ) em  $\text{KJ.mol}^{-1}$  à  $25^\circ\text{C}$ , das seguintes substâncias:

$\text{CH}_4(\text{g})$	-74,8
$\text{CHCl}_3(\text{l})$	- 134,5
$\text{HCl}(\text{g})$	- 92,3

Para a reação



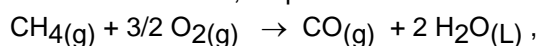
$\Delta H_f^\circ$  sera:

- a)  $-151,9 \text{ KJ.mol}^{-1}$   
 b)  $168,3 \text{ KJ.mol}^{-1}$   
 c)  $-673,2 \text{ KJ.mol}^{-1}$   
 d)  $-336,6 \text{ KJ.mol}^{-1}$   
 e)  $841,5 \text{ KJ.mol}^{-1}$

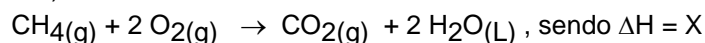
**Gab: D**

**55 - (Integrado RJ/1996)**

As reações de combustão parcial e total do metano são, respectivamente:



sendo  $\Delta H$  (nas condições padrão) =  $-607,2 \text{ kJ/mol}$



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

$\text{H}_2\text{O}(\text{L})$	$H_f^\circ = -285,8 \text{ kJ / mol}$
$\text{CO}(\text{g})$	$H_f^\circ = -110,5 \text{ kJ / mol}$
$\text{CO}_2(\text{g})$	$H_f^\circ = -393,5 \text{ kJ / mol}$

Assim, o valor do  $\Delta H$  da reação de combustão total (x), em  $\text{Kj/mol}$ , é , aproximadamente:

**Gab:**  $\Delta H = - 890,2 \text{ kJ}$

**56 - (Uff RJ/1995/2ªFase)**

Nas cédulas, a oxidação dos alimentos libera energia que é aproveitada no transporte de matéria, ação muscular etc. Um dos mais importantes carboidratos alimentares é a glicose, cuja fórmula molecular é  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . Calcule a energia liberada (em Kcal) na combustão completa de **36 gramas** de glicose.

Dados: **Entalpias de formação ( $\Delta H_f^\circ$  em Kcal/mol):**

- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = - 302,6$   
 $\text{CO}_2(\text{g}) = - 94,1$   
 $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = - 68,5$

**Gab:** 134,6 kcal

**57 - (Uff RJ/1995/2ªFase)**

A combustão do álcool etílico (etanol) libera 326,7 Kcal por mol do álcool. As entalpias de formação ( $\Delta H_f^\circ$ ) do  $\text{CO}_2(\text{g})$  e  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  valem, respectivamente, - 94,0 e 68,3  $\text{Kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Considerando ser a composição volumétrica do ar 20% de oxigênio e 80% de nitrogênio, pede-se:

- a) a entalpia de formação do álcool etílico;  
 b) o volume de ar necessário para a combustão completa de 23g de álcool etílico, nas CNTP.

**Gab:**

- a) - 66,2 kJ/mol  
 b) 168 L de ar

**58 - (Uni-Rio RJ/1995)**

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

**Dados:**

Entalpia padrão de formação

$\text{CO}_2(\text{g})$ .....	-94,1kcal/mol
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .....	-68,30kcal/mol
$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ .....	+54,20kcal/mol

- a) -2640,95 kcal  
 b) -1320,47 kcal  
 c) -880,31 kcal  
 d) -660,23 kcal  
 e) -528,19 kcal

**Gab:** A

**59 - (GF RJ/1994)**

Considere a afirmativa: "A combustão de 1 mol de álcool etílico, produzindo  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ , libera 325 kcal." A equação química que corresponde a essa afirmativa é:

- a)  $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l}) + 15/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   $\Delta H = -325\text{kcal}$   
 b)  $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   $\Delta H = -325\text{kcal}$   
 c)  $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_2(\text{l}) + 5/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   $\Delta H = +325\text{kcal}$   
 d)  $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l}) + 15/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$   $\Delta H = +325\text{kcal}$   
 e)  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{l}) + 5/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$   $\Delta H = -325\text{kcal}$

**Gab:** B

**60 - (Unificado RJ/1992)**

Sejam os dados abaixo:

- I. Entalpia de formação da  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  = - 68 kcal/mol  
 II. Entalpia de formação do  $\text{CO}_2(\text{g})$  = -94 kcal/mol  
 III. Entalpia de combustão do  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$  = - 327 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

**Gab: E**

**61 - (Uel PR/1990)**

- I.  $C_{(graf)} + 2H_{2(g)} \rightarrow CH_{4(g)} \Delta H = -74,5 \text{ kJ/mol}$   
 II.  $C_{(graf)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \Delta H = -393,3 \text{ kJ/mol}$   
 III.  $H_{2(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \Delta H = -285,8 \text{ kJ/mol}$   
 IV.  $C_{(s)} \rightarrow C_{(g)} \Delta H = +715,5 \text{ kJ/mol}$   
 V.  $6C_{(graf)} + 3H_{2(g)} \rightarrow C_6H_6_{(l)} \Delta H = +48,9 \text{ kJ/mol}$

Dentre as equações citadas, têm  $\Delta H$  representando ao mesmo tempo calor de formação e calor de combustão:

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

**Gab: B**

**TEXTO: 1 - Comum à questão: 62**

Ao longo de cinco séculos de exploração, a cultura da cana-de-açúcar desempenhou sucessivos e importantes papéis na economia brasileira: impulsionou o Período Colonial, sustentando o Império, deu origem a indústrias, destacou a nação como exportadora, alavancou o desenvolvimento de áreas do Nordeste (mais tarde, também do Centro-Sul) e ainda forneceu ao país uma alternativa ao uso do petróleo, na geração de energia.

O açúcar e o álcool (álcool comum) são os principais derivados da cana-de-açúcar. Do primeiro, o Brasil é hoje um dos principais produtores e exportadores mundiais e do segundo, destaca-se como produtor, já que o comércio internacional desse combustível ainda carece de expressão.

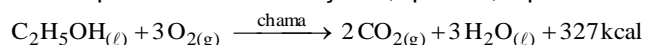
Uma conjuntura favorável ao aquecimento do consumo de álcool tem-se desenhado nos últimos tempos, através do início da comercialização de automóveis com motor bicombustível, isto é, motor que tanto pode funcionar com gasolina quanto com derivado de cana, como também com uma mistura de ambos, em quaisquer proporções.

Outro estímulo ao uso do álcool como combustível é o fato de sua contribuição para o efeito estufa ser significativamente menor do que a dos combustíveis fósseis atualmente utilizados, isto porque o dióxido de carbono que é hoje lançado na atmosfera através de sua combustão, é o mesmo que ontem foi seqüestrado pela fotossíntese quando na composição da biomassa original (cana-de-açúcar) desse combustível.

TOLEDO, L.R. e SOUZA, E. Globo Rural nº 214:  
 São Paulo, agosto de 2003 [adapt.].

**62 - (Ufpel RS/2006/1ªFase)**

O combustível citado no texto, obtido a partir da cana-de-açúcar, queima, a pressão constante, segundo a equação



Na equação acima, a palavra chama (sobre a seta) e a quantidade de calor se referem, respectivamente,

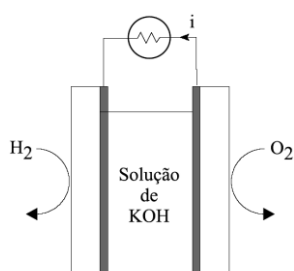
- a) à energia de ativação e à variação de entalpia da reação.  
 b) ao catalisador e à variação de entropia da reação.  
 c) à variação de entropia e à variação de energia interna da reação.  
 d) à variação de entropia e à variação de energia livre da reação.  
 e) ao catalisador e à energia de ativação da reação.

**Gab:** A

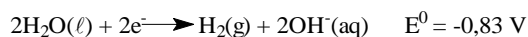
**TEXTO: 2 - Comum à questão: 63**

A célula a combustível é um dispositivo cujo funcionamento se baseia na reação do oxigênio com o hidrogênio, formando água e liberando energia. O gás hidrogênio, combustível da célula, pode ser obtido, dentre outros métodos, a partir do álcool (metanol ou etanol) em um processo chamado reforma. A reforma do etanol,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ , consiste em seu aquecimento em um reator adequado, com a presença de vapor d'água e de um catalisador, formando-se como produtos o  $\text{CO}_2$  e o  $\text{H}_2$ .

A figura representa um esquema simplificado de uma célula a combustível, alcalina, usada para geração de energia elétrica.



Para a célula alcalina são dadas as equações das semi-reações de redução:



Com a crise do petróleo, fontes alternativas de energia vêm sendo estudadas por diversos países.

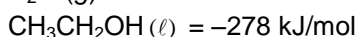
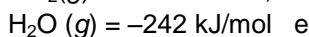
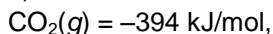
No Brasil, a tecnologia de células a combustível vem sendo desenvolvida com o apoio do Ministério da Ciência e Tecnologia por meio do Programa Brasileiro de Sistemas de Células a Combustível. Num futuro não distante, elas poderão ser utilizadas em escala comercial para gerar energia para domicílios, hospitais e bancos, no funcionamento de telefones celulares e até mesmo em substituição aos combustíveis fósseis nas frotas de ônibus, automóveis, etc.

**63 - (Uftm MG/2006/2ªFase)**

a) Os gases produzidos na reforma de 100 mol de etanol foram armazenados a  $27^\circ\text{C}$  em um cilindro com a capacidade de 800 L. Calcule a pressão no interior do cilindro.

**Dado:**  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

b) Calcule a entalpia de reação da reforma de 1 mol de etanol, a partir das entalpias de formação:



**Gab:**

a) 18,45atm

b) - 268kJ/mol

**TEXTO: 3 - Comum à questão: 64**

A população humana tem crescido inexoravelmente, assim como o padrão de vida. Conseqüentemente, as exigências por alimentos e outros produtos agrícolas têm aumentado enormemente e hoje, apesar de sermos mais de seis bilhões de habitantes, a produção de alimentos na Terra suplanta nossas necessidades. Embora um bom tanto de pessoas ainda morra de fome e um outro tanto morra pelo excesso de comida, a solução da fome passa, necessariamente, por uma mudança dos paradigmas da política e da educação. Não tendo, nem de longe, a intenção de aprofundar nessa complexa matéria, essa prova simplesmente toca, de leve, em problemas e soluções relativos ao desenvolvimento das atividades agrícolas, mormente aqueles referentes à Química. Sejam críticos no trato dos danos ambientais causados pelo mau uso de fertilizantes e defensivos agrícolas, mas não nos esqueçamos de mostrar os muitos benefícios que a Química tem proporcionado à melhoria e continuidade da vida.

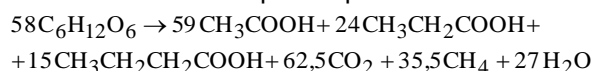
**64 - (Unicamp SP/2007)**

Quando se utiliza um biossistema integrado numa propriedade agrícola, a biodigestão é um dos processos essenciais desse conjunto. O biodigestor consiste de um tanque, protegido do contato com o ar atmosférico, onde a matéria orgânica de efluentes, principalmente fezes animais e humanas, é metabolizada por bactérias. Um dos subprodutos obtidos nesse processo é o gás metano, que pode ser utilizado na obtenção de energia em queimadores.

A parte sólida e líquida que sobra é transformada em fertilizante. Dessa forma, faz-se o devido tratamento dos efluentes e ainda se obtêm subprodutos com valor agregado.

a) Sabe-se que a entalpia molar de combustão do metano é de  $-803 \text{ kJ/mol}$ ; que a entalpia molar de formação desse mesmo gás é de  $-75 \text{ kJ/mol}$ ; que a entalpia molar de formação do  $\text{CO}_2$  é de  $-394 \text{ kJ/mol}$ . A partir dessas informações, calcule a entalpia molar de formação da água nessas mesmas condições.

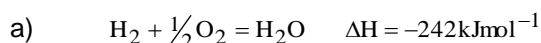
No aparelho digestório de um ruminante ocorre um processo de fermentação de hexoses, semelhante ao que ocorre nos biodigestores. A equação abaixo tem sido utilizada para representar essa fermentação:



b) Considere a seguinte afirmação: “o processo de fermentação digestiva de ruminantes contribui para o aquecimento global”. Você concorda? Responda SIM ou NÃO e explique sua resposta.

c) Qual seria o número de moles de gás metano produzido na fermentação de 5,8 quilogramas de hexose ingeridos por um ruminante?

**Gab:**



b) **Sim**, contribui para o efeito estufa, pois uma grande quantidade de  $\text{CO}_2$  e/ou  $\text{CH}_4$  é produzida, e estes são gases causadores do efeito estufa.

$M_{(\text{hexose})} = 179,4 \cong \square 180 \text{ g mol}^{-1}$

c)  $n \cong 19,8 \text{ moles de CH}_4$

**TEXTO: 4 - Comum à questão: 65**

Na tabela são dadas as energias de ligação (kJ/mol) a  $25^\circ\text{C}$  para algumas ligações simples, para moléculas diatômicas entre H e os halogênios (X).

	H	F	Cl	Br	I
H	432	568	431	366	298
F		158	254	250	278
Cl			243	219	210
Br				193	175
I					151

**65 - (Fgv SP/2008)**

O cloreto de hidrogênio é um gás que, quando borbulhado em água, resulta numa solução de ácido clorídrico. Esse composto é um dos ácidos mais utilizados nas indústrias e laboratórios químicos. A energia para formação de 2 mol de cloreto de hidrogênio, em kJ, a partir de seus elementos é igual a

- a) +862.
- b) +187.
- c) -187.
- d) -244.
- e) -862.

**Gab:** C

**TEXTO: 5 - Comum à questão: 66**

A atividade humana tem sido responsável pelo lançamento inadequado de diversos poluentes na natureza.

Dentre eles, destacam-se:

amônia: proveniente de processos industriais;

dióxido de enxofre: originado da queima de combustíveis fósseis;

cádmio: presente em pilhas e baterias descartadas.

**66 - (Uem PR/2008)**

O trióxido de enxofre é um poluente secundário, formado a partir da oxidação do dióxido de enxofre, poluente primário, em presença do oxigênio atmosférico.

Considere as seguintes entalpias-padrão de formação a 25 °C e 1 atm:

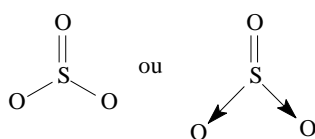
$$\text{SO}_2 = -296,8 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$$

$$\text{SO}_3 = -394,6 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$$

Determine a variação de entalpia da reação de oxidação do dióxido de enxofre e apresente a fórmula estrutural plana do trióxido de enxofre.

**Gab:**

$$\Delta H = -97,8 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$$

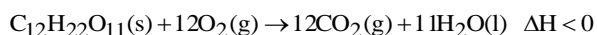
**TEXTO: 6 - Comum à questão: 67**

Segundo projeções da indústria sucroalcooleira, a produção de açúcar e álcool deverá crescer 50% até 2010, tendo em vista as demandas internacionais e o crescimento da tecnologia de fabricação de motores que funcionam com combustíveis flexíveis. Com isso a cultura de cana-de-açúcar está se expandindo bem como o uso de adubos e defensivos agrícolas. Aliados a isto, está o problema da devastação das matas ciliares que tem acarretado impactos sobre os recursos hídricos das áreas adjacentes através do processo de lixiviação do solo. Além disso, no Brasil cerca de 80% da cana-de-açúcar plantada é cortada a mão, sendo que o corte é precedido da queima da palha da planta.

A quantificação de metais nos sedimentos de córregos adjacentes às áreas de cultivo, bem como na atmosfera, é importante para reunir informações a respeito das conseqüências ambientais do cultivo da cana-de-açúcar.

**67 - (Uel PR/2008)**

A sacarose é um alimento importante para o ser humano. O metabolismo dos açúcares envolve reações que são as fontes de energia para que a célula possa realizar os trabalhos mecânico, elétrico e químico. O metabolismo de açúcares durante a respiração é representado pela reação de combustão:



**Dados:**

$\Delta H^\circ$  (formação)  $C_{12}H_{22}O_{11} = -2222$  kJ/mol;  $CO_2 = -394$  kJ/mol;  $H_2O = -286$  kJ/mol  
 Massas molares (g/mol): C = 12; O = 16; H = 1

Qual a massa de sacarose necessária para a liberação de 314 kJ de energia?

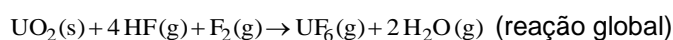
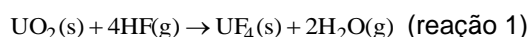
- a) 11 g.
- b) 25 g.
- c) 19 g.
- d) 29 g.
- e) 31 g.

**Gab:** C

**TEXTO: 7 - Comum à questão: 68**

A geração de energia elétrica por reatores nucleares vem enfrentando grande oposição por parte dos ambientalistas e da população em geral ao longo de várias décadas, em função dos acidentes ocorridos nas usinas nucleares e da necessidade de controle dos resíduos radioativos por um longo período de tempo. Recentemente, o agravamento da crise energética, aliado à poluição e ao efeito estufa resultantes do uso de combustíveis fósseis, e à redução dos resíduos produzidos nas usinas nucleares, têm levado até mesmo os críticos a rever suas posições.

O funcionamento da maioria dos reatores nucleares civis baseia-se no isótopo 235 do urânio,  ${}^{235}_{92}U$ . O urânio natural apresenta uma distribuição isotópica de aproximadamente 0,72% de  ${}^{235}U$  e 99,27% de  ${}^{238}U$ . Para sua utilização em reatores, o urânio deve ser enriquecido até atingir um teor de 3 a 4% em  ${}^{235}U$ . Um dos métodos utilizados nesse processo envolve a transformação do minério de urânio em  $U_3O_8$  sólido ("yellow cake"), posteriormente convertido em  $UO_2$  sólido e, finalmente, em  $UF_6$  gasoso, segundo as reações representadas pelas equações:



**68 - (Ufscar SP/2008)**

Considere a reação global de produção de  $UF_6$  a partir da reação entre  $UO_2$ , HF e  $F_2$ , e as informações adicionais sobre entalpias de formação fornecidas a seguir.

Substância (estado físico)	Entalpia de formação a 25°C (kJ mol <sup>-1</sup> )
$UO_2(s)$	-1130
$HF(g)$	-270
$UF_6(g)$	-2110
$H_2O(g)$	-240

É correto afirmar que, a 25 °C, a reação de formação de  $UF_6$  a partir de  $UO_2$ , conforme descrito pela equação da reação global, é ..... kJ por mol de  $UF_6$  formado. Assinale a alternativa com as informações que preenchem corretamente a lacuna da frase acima.

- a) exotérmica, liberando 380

- b) exotérmica, liberando 950
- c) exotérmica, liberando 2110
- d) endotérmica, absorvendo 2110
- e) endotérmica, absorvendo 1080

**Gab:** A

**TEXTO: 8 - Comum à questão: 69**

Eles estão de volta! Omar Mitta, vulgo Rango, e sua esposa Dina Mitta, vulgo Estrondosa, a dupla explosiva que já resolveu muitos mistérios utilizando o conhecimento químico (vestibular UNICAMP 2002). Hoje estão se preparando para celebrar uma data muito especial. Faça uma boa prova e tenha uma boa festa depois dela. Embora esta prova se apresente como uma narrativa ficcional, os itens a e b em cada questão de 1 a 12 devem, necessariamente, ser respondidos.

**69 - (Unicamp SP/2008)**

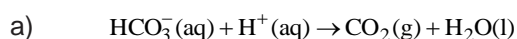
Se o caso era cozinhar, Rango não tinha problemas. Ele preparou a massa do bolo da festa utilizando um fermento químico à base de carbonato ácido (bicarbonato) de sódio. Rango começou bem cedo essa preparação, pois Estrondosa vivia reclamando que depois que o gás passou a ser o gás de rua, parecia que o forno havia ficado mais lento para assar. Perdido nessas maravilhas que rodeavam a atividade na cozinha, Rango se refestelava com os conceitos químicos...

a) *“Antes de usar o fermento, eu coloquei um pouco dele em água e houve um desprendimento de gás. Isso me indicou que o fermento estava adequado para ser utilizado no bolo. Qual é a equação química da reação que eu acabei de observar?”*

b) *“Se a reclamação de Estrondosa sobre o gás combustível for verdadeira, o gás liquefeito de petróleo (butano) deve fornecer uma energia maior que o gás de rua (metano), considerando-se uma mesma massa de gás queimado... Será que essa hipótese é verdadeira?”*

**Dados:** entalpias de formação em  $\text{kJ mol}^{-1}$ : butano =  $-126$ , metano =  $-75$ , gás carbônico =  $-394$  e água =  $-242$

**Gab:**



b) Para uma mesma massa de gás combustível queimado, há maior liberação de energia na combustão do gás de rua (metano). Portanto essa hipótese não é verdadeira.