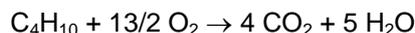


TERMOQUÍMICA COM ESTEQUIOMETRIA

01 - (Ufam AM/2008)

Considere a reação de combustão completa do 11,60 g de butano, com todos seus componentes no estado gasoso, conforme reação abaixo. A respeito da mesma são feitas três afirmações: (dado: C=12 g/mol, H=1 g/mol, O=16 g/mol)



- I. Há o consumo de 416 g de oxigênio. A reação é exotérmica.
- II. Ocorre a formação de 17,92 L de gás carbônico na CNTP.
- III. É produzido um mol de água e a reação cede calor.
- IV. É uma reação com absorção de calor.

Estão corretas somente as questões:

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

Gab: C

02 - (Ufpel RS/2008)

Seja a tabela abaixo com as entalpias padrão de combustão a 25 °C:

Substância	ΔH_C^0
Hidrogênio $\text{H}_{2(g)}$	-286
Metano $\text{CH}_{4(g)}$	-891
Propano $\text{C}_3\text{H}_{8(g)}$	-2219
Butano $\text{C}_4\text{H}_{10(g)}$	-2878
Etanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)}$	-1367

Tito e Canto Química na abordagem do cotidiano vol2, 2003

Dos combustíveis da tabela acima, o que libera maior quantidade de energia por grama é o

- a) etanol.
- b) hidrogênio.
- c) propano.
- d) butano.
- e) metano.

Gab: B

03 - (Uel PR/2008)

No rótulo de uma garrafa de vinho encontramos as informações a seguir:

Informação nutricional	
Porção de 100ml	
Valor energético	75,0 kcal
Proteína	0,375 g
Carboidrato	6,00 g
Gordura	0,00 g

Considerar que o carboidrato e a proteína fornecem, cada um, 4,00 kcal/g, o álcool fornece 7,00 kcal/g e que nenhum outro componente calórico está presente.

Dado: densidade do álcool é 0,790 g/ml

Com base nas informações e nos conhecimentos, analise as afirmações.

- I. O conteúdo de álcool em 100 ml de vinho fornece 49,5 kcal.
- II. A quantidade de álcool em 1000 ml de vinho fornece 66% do valor energético do vinho.
- III. A massa de álcool em 1000 ml de vinho é 7,07 g.
- IV. O volume de álcool em 100 ml de vinho é 8,95 ml.

Assinale a alternativa que contém todas as afirmativas corretas.

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

Gab: E

04 - (Puc RS/2007/Julho)

A fabricação do alumínio a partir da bauxita está representada pela equação



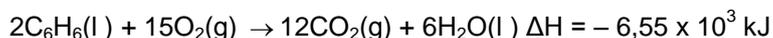
A energia envolvida na obtenção do alumínio necessário para fabricar seis latas de refrigerante, cuja massa é de 13,5 g cada, é aproximadamente _____ kJ de calor _____.

- a) 279 liberado
- b) 558 absorvido
- c) 838 absorvido
- d) 1676 liberado
- e) 2514 absorvido

Gab: E

05 - (Ufmg MG/2007/1ªFase)

A reação de combustão do benzeno, C_6H_6 , pode ser representada pela equação



Suponha que uma amostra, contendo 2 mols de benzeno e 30 mols de oxigênio, é submetida à combustão completa em um sistema fechado.

Considerando-se essas informações, é CORRETO afirmar que, nesse caso, ao final da reação,

- a) a quantidade de calor liberado é maior se o H_2O estiver no estado gasoso.
- b) a quantidade máxima de calor liberado é de $6,55 \times 10^3$ kJ.
- c) o número de moléculas no estado gasoso aumenta.
- d) o oxigênio, no interior do sistema, é totalmente consumido.

Gab: B

06 - (Unimontes MG/2007/1ªFase)

O gás hidrogênio (H₂) é um combustível e já existem veículos funcionando com utilização desse gás. A grande vantagem do seu uso é que o produto da combustão é a água. Partindo-se da entalpia de formação da água líquida, -285,8 kJ/mol, a quantidade de calor (kJ) liberada na combustão de 10,0 g de H₂ é igual a

- a) 1,429.
- b) 2858.
- c) 571,6.
- d) 1429.

Gab: D

07 - (Ufjf MG/2007/1ªFase)

Quando **um mol** de água líquida passa para a fase sólida, a pressão constante, o sistema perde cerca de 6,0 quilojoules de energia. Qual seria a energia envolvida na obtenção de quatro cubos de gelo, considerando que cada um deles pesa 9,0 gramas?

- a) + 12,0 kJ.
- b) - 12,0 kJ.
- c) + 9,0 kJ.
- d) - 9,0 kJ.
- e) - 6,0 kJ.

Gab: B

08 - (Ufg GO/2007/2ªFase)

A oxidação completa de 1 mol de glicose (C₆H₁₂O₆), no metabolismo aeróbico, produz 38 mols de trifosfato de adenosina (ATP), e cada mol de ATP fornece 8 kcal de energia útil para o organismo. Por outro lado, a oxidação completa de 1 mol de glicose, durante a combustão, libera 673 kcal. Dessa forma,

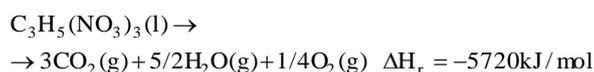
- a) calcule a taxa de aproveitamento de energia no metabolismo aeróbico;
- b) considerando que toda energia venha do metabolismo aeróbico da glicose, calcule a massa desse carboidrato que deverá ser ingerida para que um atleta realize uma corrida de 15,2 minutos, sabendo que o organismo do atleta consome 10 kcal/minuto.

Gab:

- a) 0,45 ou 45%
- b) x = 90 g de glicose

09 - (Unimontes MG/2007/2ªFase)

A nitroglicerina, C₃H₅(NO₃)₃, é um líquido extremamente explosivo. Durante sua explosão, ela se decompõe segundo a equação:



Sendo a densidade da nitroglicerina igual a 1,59 g/mL, a 20°C, calcule o volume (mL) de nitroglicerina usado quando 11440 kJ de calor forem liberados numa explosão.

Gab: 285,53mL

10 - (Ufms MS/2007/Exatas)

Sabendo-se que a entalpia de combustão do etanol é igual a 326,0 kcal/mol e a de vaporização da água é de 10,0 kcal/mol, calcule a massa, em gramas, de água líquida que poderia ser totalmente vaporizada pela combustão de

0,115 L de etanol ($d = 0,8 \text{ g/mL}$), considerando-se que o processo apresenta um rendimento de 66,72%. Aproxime o resultado para o inteiro mais próximo.

Dados: Massas Molares (g/mol): $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46$; $\text{H}_2\text{O} = 18$.

Gab: 783

11 - (Uni-Rio RJ/2007)

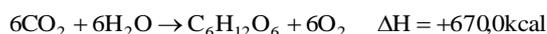
O valor energético total no consumo de um sanduíche de 50 g de pão e 200 g de hambúrguer é de 2.940 kJ. Se em uma hora de caminhada, há consumo de 1.100 kJ, o tempo em minutos, necessário para o consumo da energia assimilada na ingestão do sanduíche, será de

- a) 320.
- b) 160.
- c) 80.
- d) 40.
- e) 20.

Gab:B

12 - (FFFCMPA RS/2007)

O gás carbônico é o principal responsável pelo aquecimento global através do efeito estufa. Esta substância é consumida durante a fotossíntese de alguns seres vivos, formando carboidratos e gás oxigênio. Este processo, que ocorre nos cloroplastos, está simplificado na reação abaixo, mostrando a formação exclusivamente da glicose:



Estima-se que anualmente, através da fotossíntese, cerca de $13,2 \times 10^{16}$ gramas de gás carbônico são seqüestrados por estes seres e passam a fazer parte dos carboidratos. Considerando que todo gás carbônico formou somente a glicose, analise as afirmativas a seguir:

- I. A reação de fotossíntese é endotérmica;
- II. A energia absorvida na reação de 1 mol de gás carbônico é 670 kcal;
- III. Para incorporar toda massa de gás carbônico na glicose, como descrito no enunciado, há uma liberação muito grande de energia pela reação (cerca de $33,5 \times 10^{16}$ kcal);
- IV. Os produtos formados nessa reação têm maior entalpia que os reagentes.

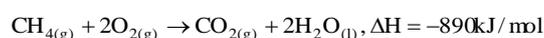
Assinale a alternativa correta.

- a) Apenas I é verdadeira.
- b) Apenas IV é verdadeira.
- c) Apenas II e III são verdadeiras.
- d) Apenas I, II e III são verdadeiras.
- e) Apenas I e IV são verdadeiras.

Gab: E

13 - (Furg RS/2007)

O gás natural, utilizado como combustível, é uma das alternativas para a diminuição da poluição nos grandes centros urbanos. Seu principal constituinte é o gás metano, que pode ser obtido por fermentação anaeróbia de material orgânico encontrado no lixo (biogás). A combustão do metano, a 25°C e 1 atm, pode ser representada pela equação termoquímica:



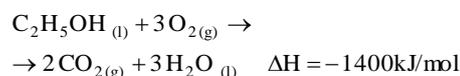
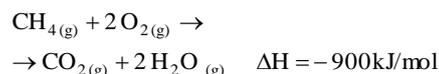
Considerando essas informações, para as condições propostas está correto afirmar que:

- trata-se de uma reação endotérmica, pois a variação de energia no sistema é negativa.
- 32g de gás metano reagem com 128g de oxigênio gasoso, liberando 1780 kJ de energia.
- na combustão completa de 1 kg de metano, há liberação de cerca de 5600 kJ de energia.
- a entalpia dos produtos CO₂ e H₂O é maior que a entalpia dos reagentes CH₄ e O₂.
- 44g de gás carbônico e 18g de água são formados com absorção de 890 kJ de energia.

Gab: B

14 - (Unioeste PR/2007)

O desenvolvimento da sociedade humana se baseia na utilização de fontes de energias. Entre outras fontes, o Brasil possui o gás natural e o etanol. Suas reações termoquímicas molares são:



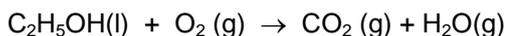
Que massa aproximada (em gramas) de gás natural deve ser queimada para fornecer a mesma energia que 1000 gramas de etanol?

- 1556 g.
- 541 g.
- 348 g.
- 643 g.
- 1000 g.

Gab: B

15 - (Ufmg MT/2006/1ªFase)

Considere a combustão do etanol de acordo com a equação química não balanceada abaixo.



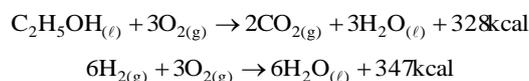
Sendo a variação de entalpia dessa reação química, ΔH, igual a -1.373 kJ/mol de C₂H₅OH, pode-se afirmar:

- Ao produzir-se 36 g de H₂O, a quantidade de calor liberado será 1.373 kJ.
- A reação de combustão do etanol é endotérmica.
- Numa combustão completa, 1 mol de C₂H₅OH produzirá 44 g de CO₂.
- Ao produzir-se 88 g de CO₂, a quantidade de calor liberado será 1.373 kJ.
- A energia de ativação dessa reação é -1.373 kJ.

Gab: D

16 - (Efoa MG/2006/1ªFase)

A descoberta de fontes renováveis de energia é um grande desafio para a nossa sociedade. As equações abaixo representam a combustão do etanol e do hidrogênio, combustíveis alternativos e economicamente viáveis para uso em automóveis.



Sobre os processos termoquímicos descritos acima, é CORRETO afirmar que a combustão:

- a) do hidrogênio produz mais energia por mol que a do etanol.
- b) do hidrogênio é um processo endotérmico.
- c) do etanol gasoso, ao invés do líquido, produz mais energia.
- d) de massas iguais de etanol e de hidrogênio produz a mesma energia.
- e) do hidrogênio é mais poluente.

Gab: C

17 - (Ufla MG/2006/1ªFase)

A queima de hidrocarbonetos leves é muito utilizada na produção de energia. Dadas as equações termoquímicas:

- I. $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = -802\text{kJ}$
- II. $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell) \quad \Delta H = -890\text{kJ}$
- III. $2\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\ell) \quad \Delta H = -2855\text{kJ}$

Assinale a alternativa **INCORRETA**.

- a) A diferença nos valores de ΔH das reações I e II é devida às diferenças de fases de água produzida.
- b) No processo de evaporação/condensação da água, estão envolvidos 44 kJmol^{-1} de energia.
- c) A combustão de 64 g de CH_4 produz uma quantidade de CO_2 igual à da combustão de 60 g de C_2H_6 .
- d) A reação de combustão de C_2H_6 é exotérmica e libera 2855 kJmol^{-1} de energia.

Gab: D

18 - (Ufms MS/2006/Exatas)

A criação do Proálcool (Programa Nacional de Incentivo à Fabricação de Carros a Álcool), na década de 1970, culminou com o desenvolvimento atual da tecnologia bicomcombustível (gasolina e álcool) "flex fuel" brasileira, sucesso de vendas e amplamente elogiada pela comunidade internacional. Além disso, apesar ainda da baixa demanda, o carro tricombustível (gasolina, álcool e gás metano) já é uma realidade.

A tabela, a seguir, informa o valor aproximado da energia liberada na queima desses combustíveis orgânicos, a 25°C.

Combustível	Fórmula molecular (principal componente)	Massa molar (g mol^{-1})	Calor de combustão (kJ mol^{-1})
Gasolina	C_8H_{18}	114	-5400
Álcool combustível	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	46	-1400
Gás natural	CH_4	16	-890

Com base nessas informações e nos conhecimentos sobre reações químicas, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01. A equação de combustão completa do etanol pode ser representada por: $2/3\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 2\text{O}_2 \rightarrow 4/3\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
- 02. Sabendo-se que um mol de metano libera cerca de 890 kJmol^{-1} , em uma combustão completa, a energia liberada na combustão total de 800 g de metano no motor de um automóvel movido por GNV é de, aproximadamente, 44500 kJ.
- 04. Considerando a combustão completa desses combustíveis, é possível calcular a taxa de energia liberada por mol de CO_2 produzido. Os combustíveis que liberam mais energia, para uma mesma quantidade de CO_2 produzida, são, em ordem decrescente: gás natural, álcool combustível e gasolina.

08. A queima do gás natural não contribui para o efeito estufa.
 16. O combustível que apresenta o maior quociente energia liberada/quantidade de CO₂ produzido é o metano.

Gab: 022

19 - (Mackenzie SP/2006)

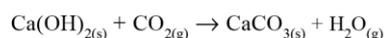
Em uma embalagem que contém 250 mL de certa bebida láctea, consta que esse alimento possui 6,4g de carboidratos em cada 100 mL. Se a metabolização exclusivamente desses carboidratos libera 4,0 kcal/g, então a energia liberada na metabolização de todo o conteúdo de carboidratos presente nessa bebida é de

- a) 25,6 kcal.
 b) 64,0 kcal.
 c) 256,0 kcal.
 d) 100,0 kcal.
 e) 40,0 kcal.

Gab: B

20 - (Fepcs DF/2006)

Os romanos usavam óxido de cálcio como argamassa no assentamento das pedras e edificações. Esse óxido, ao ser misturado com água, dá origem a seu hidróxido, que reage lentamente com o gás carbônico da atmosfera formando calcáreo.



<i>Substância</i>	<i>Entalpia de formação em kJ/mol</i>
Ca(OH) _{2(s)}	-986
CO _{2(g)}	-393
CaCO _{3(s)}	-1206
H ₂ O _(g)	-242

Com base nas entalpias de formação, o calor envolvido na reação de 7,4 kg de hidróxido de cálcio com quantidade estequiométrica de CO₂ é:

- a) 2827 kJ;
 b) 69 kJ;
 c) 6900 kJ;
 d) 1414 kJ;
 e) 28,27 kJ.

Gab: C

21 - (Uepb PB/2006)

Um senhor desejava comprar um automóvel bi-combustível. Foi a uma concessionária e escolheu o modelo, porém ficou sem saber quais os dois combustíveis mais eficientes (energia liberada por massa) dos três disponíveis, e pediu ajuda a seu filho, estudante do Ensino Médio, que o acompanhava.

Sabendo que as entalpias de combustão dos combustíveis são:

Combustível	ΔH° (KJ.mol ⁻¹)
Gasolina (octano)	-5100
Álcool (etanol)	-1400
Gás Natural (metano)	-900

quais combustíveis, na ordem crescente de eficiência, o filho deveria indicar ao pai?

- a) Gasolina e álcool
- b) Gasolina e gás natural
- c) Álcool e gás natural
- d) Gás natural e álcool
- e) Gás natural e gasolina

Gab: B

22 - (Furg RS/2006)

Uma pessoa toma no café da manhã aproximadamente 300 g de leite. Abaixo é mostrada a composição percentual em peso de alguns componentes do leite.

Componente	Proteínas	Gorduras	Carboidratos
(% em peso)	3,0	4,0	5,0

Sabendo-se que cada grama de carboidrato, gordura e proteína, ao serem oxidados no organismo liberam, respectivamente, 4 kcal, 9 kcal e 4 kcal, a alternativa que exprime a quantidade correta de kcal consumidas por esta pessoa, considerando apenas estes componentes, ao ingerir esta quantidade de leite é

- a) 237 kcal.
- b) 48 kcal.
- c) 198 kcal.
- d) 204 kcal.
- e) 170 kcal.

Gab: D

23 - (Ufac AC/2006)

“Existe mais uma boa notícia para os amantes do chocolate. Os cientistas descobriram que comer chocolate parece melhorar a função de células importantes, que ficam na parede dos vasos sanguíneos, por pelo menos três horas. O estudo, envolvendo 17 jovens voluntários que concordaram em comer uma barra de chocolate e então fazer um ultrassom, descobriu que comer chocolate parece fazer os vasos sanguíneos mais flexíveis, o que ajuda a prevenir o endurecimento das artérias que levam a ataques cardíacos. Mas especialistas alertaram que o peso ganho por comer muito chocolate provavelmente iria cancelar o benefício aparente.” (Revista Época, 20/08/2004).

A tabela de informação nutricional de um chocolate meio-amargo informa que um pedaço de 30g fornece 150 kcal. Quantas barras de chocolate de 170g seriam necessárias para suprir o conteúdo energético de uma dieta de 2550 kcal?

- a) 3
- b) 5
- c) 8
- d) 10
- e) 17

Gab: A

24 - (Ufba BA/2006)

Os alimentos são combustíveis para o corpo humano. Durante o metabolismo, eles são “queimados”, e a energia resultante dessa combustão é utilizada no funcionamento do organismo, na manutenção da temperatura do corpo e nos movimentos. Um adulto necessita de uma dieta que forneça, em média, de 2500kcal a 3000kcal diariamente, a depender da natureza da atividade que desenvolva.

(FELTRE, 2004, p. 98).

Alimento	Energia (kcal/g)	Massa de alimento (g)*
Manteiga	7,20	20
Pão branco	2,80	50
Ovo	1,63	60
Queijo prato	3,70	40
Bife bovino grelhado	4,60	100
Tomate	0,22	20
Alface	0,14	10

* Massa de alimento para o preparo de um sanduíche.

A partir dos valores energéticos e da massa dos alimentos relacionados na tabela,

- determine quantos sanduíches que incluam todos os alimentos são necessários para fornecer a um adulto de 2500kcal a 3000kcal diárias,
- mencione o princípio que fundamenta sua resposta,
- cite um fator que influi no valor da variação de entalpia de reação de combustão de carboidratos, de lipídios e de proteínas.

Gab:

- São necessários de 2,5 a 3,0 sanduíches para fornecer a um adulto 2 500kcal a 3 000kcal diárias.
- O princípio que fundamenta essa resposta é o da conservação da energia.
- Fatores que influem no valor da variação de entalpia da reação de combustão de carboidratos, de lipídios e de proteínas:
– quantidades de reagentes e de produtos ou temperatura.

25 - (Puc RS/2005/Julho)

Um importante aspecto a ser considerado sobre a qualidade de um combustível é a quantidade de energia produzida na sua reação de combustão. A tabela abaixo apresenta o calor de combustão de algumas substâncias presentes em combustíveis que são comumente utilizados.

Substância	Ocorrência	Calor de Combustão (kcal/mol)
Metano (CH ₄)	Gás natural veicular (GNV)	212,8
Butano (C ₄ H ₁₀)	Gás liquefeito de petróleo (GLP)	635,9
Octano (l) (C ₈ H ₁₈)	Gasolina	1320,6

Com base nos dados da tabela acima, são feitas as seguintes afirmativas:

- O GNV é o combustível que apresenta o maior poder calorífico em kcal/grama de combustível.
- A combustão completa de 1 mol de butano produz 10 mols de água.
- O calor liberado na combustão completa de 1g de octano é de aproximadamente -15 kcal.
- A combustão completa de 1 mol de GNV consome menos oxigênio do que a de 1 mol de butano.

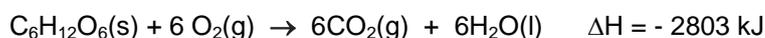
Pela análise das afirmativas, conclui-se que somente estão corretas

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

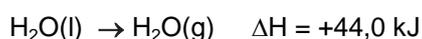
Gab: B

26 - (Uniupe MG/2005/Julho)

O corpo humano utiliza os alimentos como fonte de energia para manter a temperatura corporal, para contrair os músculos e para construir e reparar tecidos. Os alimentos como a glicose ($C_6H_{12}O_6$) são metabolizados através de uma reação de oxidação controlada produzindo CO_2 e H_2O .



Aproximadamente 40 % da energia produzida é utilizada para realizar trabalho na forma de contrações musculares e nervosas. A energia restante é liberada como calor, parte da qual é usada para manter a temperatura corporal. Quando o organismo produz muito calor, como na realização de atividades físicas, ele dissipa o excesso para a vizinhança. Uma forma de transferência de calor é através da evaporação do suor, que consiste basicamente de água e sais dissolvidos.



De acordo com as equações e os valores de entalpia correspondentes, assinale a alternativa **INCORRETA**:

- 1 mol de glicose produz energia suficiente para evaporar aproximadamente 63,7 mols de água.
- A energia produzida por 1,8 g de glicose é suficiente para evaporar 18 g de H_2O .
- 45 g de água absorvem 110 KJ de energia em um processo de evaporação.
- A combustão da glicose é um processo exotérmico, enquanto que a evaporação da água é um processo endotérmico.
- A combustão de 90 g de glicose libera energia suficiente para evaporar aproximadamente 31,85 mols de água.

Gab: B

27 - (Uem PR/2005/Julho)

Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- Uma das características de uma reação exotérmica é apresentar entalpia dos produtos menor que a entalpia dos reagentes.
- Na reação: $HgS(s) + O_2(g) \rightarrow Hg(l) + SO_2(g)$ ($\Delta H = -238 \text{ kJ/mol}$), a entalpia dos reagentes é maior que a dos produtos.
- Para a reação da alternativa anterior, o calor liberado na formação de 4,0 g de mercúrio é - 4,76 kJ.
- Nos ozonizadores usados na purificação de água, ocorre a seguinte reação: $3O_2(g) \rightarrow 2O_3(g)$ ($\Delta H = +66 \text{ kcal}$). Portanto o valor de ΔH para a formação de 16 g de gás oxigênio é -11 kcal (dados: O = 16).
- Na reação: $C_{graf} + 2S_{romb} \rightarrow CS_2(l)$ ($\Delta H = +19 \text{ kcal/mol}$), seriam necessários aproximadamente 27,6 g de enxofre rômico para produzir $1,2 \times 10^{24}$ moléculas de sulfeto de carbono (dados: S = 32).

Gab: 15

28 - (Fuvest SP/2005/1ªFase)

Os hidrocarbonetos isômeros antraceno e fenantreno diferem em suas entalpias (energias). Esta diferença de entalpia pode ser calculada, medindo-se o calor de combustão total desses compostos em idênticas condições de pressão e temperatura. Para o antraceno, há liberação de 7060 kJ mol^{-1} e para o fenantreno, há liberação de 7040 kJ mol^{-1} .

Sendo assim, para 10 mols de cada composto, a diferença de entalpia é igual a:

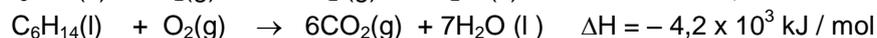
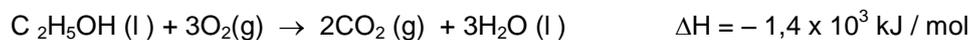
- 20 kJ, sendo o antraceno o mais energético.
- 20 kJ, sendo o fenantreno o mais energético.
- 200 kJ, sendo o antraceno o mais energético.

- d) 200 kJ, sendo o fenantreno o mais energético.
 e) 2000 kJ, sendo o antraceno o mais energético.

Gab: C

29 - (Ufmg MG/2005/1ªFase)

À temperatura de 25°C, as reações de combustão do etanol e do hexano podem ser representadas por estas equações:



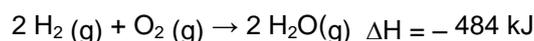
Considerando-se essas informações, é **CORRETO** afirmar que a massa de etanol, C₂H₅OH, necessária para gerar a mesma quantidade de calor liberada na queima de 1 mol de hexano, C₆H₁₄, é de, **aproximadamente**,

- a) 138 g
 b) 46 g
 c) 86 g
 d) 258g

Gab: A

30 - (Ufes ES/2005)

O hidrogênio, H₂(g), é usado como combustível de foguetes. O hidrogênio queima na presença de oxigênio, O₂(g), produzindo vapor de água, segundo a equação:



A energia liberada na queima de um grama de hidrogênio, H₂(g), é

- a) - 242 kJ
 b) 242 kJ
 c) - 121 kJ
 d) 121 kJ
 e) 60,5 kJ

Gab: D

31 - (Unicamp SP/2005)

Desde os primórdios, o ser humano desejou voar. Aquela facilidade com que as aves singravam pelos ares despertava-lhe a ânsia de se elevar como elas pelos céus. Muito recentemente esse desejo foi realizado e até superado. Não só o ser humano voa, de certo modo imitando os pássaros, como vai além da atmosfera do planeta, coisa que os pássaros não fazem.

Algumas naves espaciais são equipadas com três tanques cilíndricos. Dois referentes ao hidrogênio e um ao oxigênio, líquidos. A energia necessária para elevar uma nave é obtida pela reação entre esses dois elementos.

Nas condições do vôo, considere as seguintes densidades dos dois líquidos: hidrogênio 0,071 g cm⁻³ e oxigênio 1,14 g cm⁻³.

- a) Se o volume total de hidrogênio nos dois tanques é de 1,46 × 10⁶ litros, qual deve ser a capacidade mínima, em litros, do tanque de oxigênio para que se mantenha a relação estequiométrica na reação entre ambos?
 b) Nas condições a seguir, em que situação há liberação de maior quantidade de energia: no desastre do "Hindenburg" ou no vôo da nave espacial? Justifique.

Condições ("Hindenburg"):

Tamanho: 250 metros de comprimento.

Volume: 200×10^6 litros, correspondendo a $8,1 \times 10^6$ moles de gás.

Gab:

a) $7,22 \times 10^5$ L de gás oxigênio..

b) No Hindenburg temos $8,1 \times 10^6$ mols de gás hidrogênio queimados .

Na nave espacial, teremos:

1 mol de H_2 ____ 2,0158 g

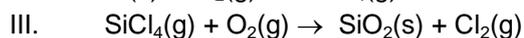
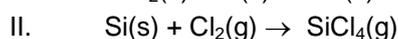
x mol de H_2 ____ $1,04 \times 10^8$ g

$x = 5,14 \times 10^7$ mols de H_2

Ocorrerá maior liberação de energia no caso da nave, pois a quantidade de mols de hidrogênio é maior.

32 - (Unicamp SP/2005)

Uma das grandes novidades em comunicação é a fibra óptica. Nesta, a luz é transmitida por grandes distâncias sem sofrer distorção ou grande atenuação. Para fabricar fibra óptica de quartzo, é necessário usar sílica de alta pureza, que é preparada industrialmente usando uma seqüência de reações cujas equações (não balanceadas) estão representadas a seguir:



a) Na obtenção de um tarugo de 300 g de sílica pura, qual a quantidade de energia (em kJ) envolvida? Considere a condição padrão.

Dados de entalpia padrão de formação em $kJ\ mol^{-1}$:

$SiO_2(s) = - 910$;

$CO_2(g) = - 394$;

$SiCl_4(g) = - 657$.

b) Com a sílica produzida (densidade = $2,2\ g\ cm^{-3}$), foi feito um tarugo que, esticado, formou uma fibra de 0,06 mm de diâmetro. Calcule o comprimento da fibra esticada, em metros.

Gab:

a) A quantidade de energia liberada será de 1970 kJ, ou seja, $\Delta H = -1970\ kJ$.

b) $4,83 \times 10^4\ m$

33 - (IME RJ/2005)

O consumo de água quente de uma casa é de $0,489\ m^3$ por dia. A água está disponível a $10,0^\circ C$ e deve ser aquecida até $60,0^\circ C$ pela queima de gás propano. Admitindo que não haja perda de calor para o ambiente e que a combustão seja completa, calcule o volume (em m^3) necessário deste gás, medido a $25,0^\circ C$ e 1,00 atm, para atender à demanda diária.

Dados:

massa específica da água: $1,00 \times 10^3\ kg/m^3$

calor específico da água: $1,00\ kcal/kg^\circ C$

calores de formação a 298 K a partir de seus elementos:

$C_3H_8(g) = - 25,0\ kcal/mol$

$H_2O(g) = - 58,0\ kcal/mol$

$CO_2(g) = - 94,0\ kcal/mol$

Gab:

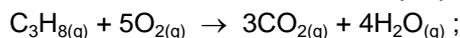
Calculando a massa da água:

$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$

$$m = \frac{0,489 \cdot 10^3}{1} = 489 \text{ kg}; \text{ Calor absorvido pela água:}$$

$$Q = 489 \cdot 1 \cdot 50 = 24450 \text{ kcal}$$

Cálculo do ΔH de combustão do propano:



$$\Delta H = (-282 - 232) - (-25) = -489 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$$

$$\text{Número de mols de propano: } n = \frac{24450}{489} = 50 \text{ mols};$$

$$\text{Volume: } V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{50 \cdot 82 \cdot 10^{-6} \cdot 298}{1} = 1,22 \text{ m}^3$$

$$\text{Portanto: } V = 1,22 \text{ m}^3$$

34 - (Uec CE/2004/Julho)

O calor de vaporização da água é 540 cal/g. Para evaporar 20g de água a 100°C que originalmente estavam a 25°C são exigidas:

- a) 1,5 kcal
- b) 10,8 kcal
- c) 12,3 kcal
- d) 16,4 kcal

Gab: C

35 - (Fuvest SP/2004/1ªFase)

Nas condições ambiente, ao inspirar, puxamos para nossos pulmões, aproximadamente, 0,5 L de ar, então aquecido da temperatura ambiente (25°C) até a temperatura do corpo (36°C). Fazemos isso cerca de 16×10^3 vezes em 24 h. Se, nesse tempo, recebermos, por meio da alimentação, $1,0 \times 10^7$ J de energia, a porcentagem aproximada dessa energia, que será gasta para aquecer o ar inspirado, será de:

ar atmosférico nas condições ambiente:

$$\text{densidade} = 1,2 \text{ g/L}$$

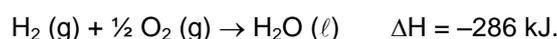
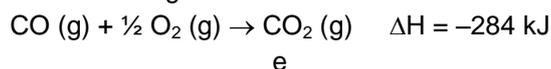
$$\text{calor específico} = 1,0 \text{ J g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$$

- a) 0,1 %
- b) 0,5 %
- c) 1 %
- d) 2 %
- e) 5 %

Gab: C

36 - (Unifesp SP/2004/1ªFase)

Gás d'água é um combustível constituído de uma mistura gasosa de CO e H₂ na proporção, em mol, de 1:1. As equações que representam a combustão desses gases são:



Massas molares, em g/mol:

$$\text{CO} \dots\dots\dots 28,0$$

$$\text{H}_2 \dots\dots\dots 2,0$$

Se 15,0 g de gás d'água forem queimados ao ar, a quantidade de energia liberada, em kJ, será:

- a) 142.
- b) 285.

- c) 427.
- d) 570.
- e) 1140.

Gab: B

37 - (Unesp SP/2004/Exatas)

O gás butano (C₄H₁₀) é o principal componente do gás de cozinha, o GLP (gás liquefeito de petróleo). A água fervente (H₂O, com temperatura igual a 100°C, no nível do mar) é utilizada para diversas finalidades: fazer café ou chá, cozinhar, entre outras. Considere que para o aumento de 1°C na temperatura de 1 g de água são necessários 4 J, que esse valor pode ser tomado como constante para a água líquida sob 1 atmosfera de pressão e que a densidade da água a 25 °C é aproximadamente igual a 1,0 g·mL⁻¹.

- a) Calcule a quantidade de calor necessária para elevar a temperatura de 1 L de água, no nível do mar, de 25°C até o ponto de ebulição. Apresente seus cálculos.
- b) Dadas as entalpias-padrão de formação (ΔH_f⁰) para o butano gasoso (-126 kJ·mol⁻¹), para o dióxido de carbono gasoso (-394 kJ·mol⁻¹), para a água líquida (-242 kJ·mol⁻¹) e para o oxigênio gasoso (0 kJ·mol⁻¹), escreva a equação química para a combustão do butano e calcule a entalpia-padrão de combustão (ΔH_c⁰) para esse composto.

Gab:

- a) 300kJ
- b) -2660kJ

38 - (Puc camp SP/2004)

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

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

Dados:

Calor de combustão do metano = 210 kcal / mol

Massa molar do metano = 16 g / mol

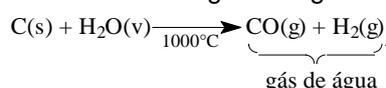
Calor específico da água = 1,0 cal g⁻¹ °C⁻¹

- a) 1,0 × 10 kg
- b) 1,0 × 10² kg
- c) 1,0 × 10³ kg
- d) 2,0 × 10⁴ kg
- e) 2,0 × 10⁵ kg

Gab: B

39 - (Ufrj RJ/2004)

Em 1854, com a inauguração da Companhia de Iluminação a Gás, o Rio de Janeiro passou a ser uma das primeiras cidades, no mundo, a usufruir de iluminação a gás. O processo era baseado na reação entre carvão incandescente e vapor d'água, produzindo uma mistura gasosa chamada de gás de água ou gás azul, segundo a equação:



O gás de água era estocado em reservatórios e chegava às casas por meio de uma grande rede de tubulações. O gás de água continuou sendo usado como combustível doméstico até 1967, quando foi substituído por gás proveniente do processamento de petróleo.

a) Escreva a equação de combustão completa do gás de água e, com base nos calores de combustão de CO e de H₂, calcule a sua entalpia de combustão.

DADOS: ΔH combustão de CO = -280 kJ/mol

ΔH combustão de H₂ = -240 kJ/mol

b) Um reservatório que contém uma certa quantidade de gás de água a uma temperatura de 300K e a uma pressão de 2 atm recebe uma quantidade adicional de gás. O número final de mols de gás no reservatório é seis vezes o número inicial e a temperatura final do gás é igual a 400K.

Admitindo que o gás seja ideal, determine a pressão no interior do reservatório ao final do enchimento.

Gab:

a) reação completa do gás de água: $\text{CO} + \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; entalpia de combustão = -520 kJ/mol

b) 16 atm

40 - (Ufc CE/2003/1ªFase)

Dentre as diversas utilidades da água líquida, cita-se sua elevada capacidade de extinguir incêndios, que é decorrente, principalmente, do seu elevado calor de vaporização (ΔH_{vap}= 9,72 kcal/mol, a 100°C).

Assinale a alternativa correta.

a) O calor de vaporização de uma substância resulta do rompimento das interações intermoleculares do estado gasoso.

b) A evaporação de 18 g de água, a 100°C, libera 9.720 calorias, acarretando o resfriamento da vizinhança.

c) A evaporação de 1g de água, a 100°C, pode causar o resfriamento da vizinhança, correspondente a 540 calorias.

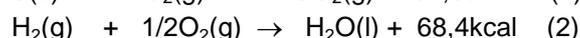
d) O elevado calor de vaporização da água resulta do fato de ela ocupar maior volume no estado líquido do que no estado sólido.

e) A evaporação de um líquido, por se constituir em um fenômeno químico, envolve o rompimento de ligações químicas.

Gab: C

41 - (Ufma MA/2003/1ªFase)

Com relação às reações abaixo, pode-se afirmar que:



I. Na combustão do carbono são produzidos 94,03 kcal de calor por grama de carbono.

II. A queima de combustíveis fósseis carbonados pode, simplificada, ser representada pela reação (1).

III. Na combustão do Hidrogênio, são produzidos 34,2 kcal de calor por grama de hidrogênio.

IV. A energia liberada por grama de hidrogênio é mais que quatro vezes o valor do calor produzido na combustão de 1g de carbono.

Assinale a opção que contém somente afirmações verdadeiras.

a) I e II

b) I, II e III

c) apenas I

d) apenas II

e) III e IV

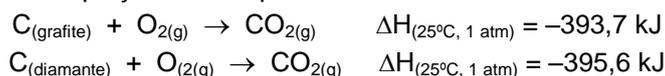
Gab: E

42 - (Fepcs DF/2003)

No dia 20 de dezembro de 2002 o jornal “O Globo” publicou uma informação científica sobre a transformação de restos mortais em diamantes.

“Diamantes sintéticos surgiram em meados dos anos 50 quando a GE desenvolveu um processo para criar pedras desse tipo para uso industrial, a partir do grafite. Quem percebeu a possibilidade de cinzas de restos humanos se transformarem em diamante foi Rusty VanderBiesen, hoje presidente da firma. Como o corpo humano é feito de carbono, matéria essencial dos diamantes, ele imaginou que deveria haver uma maneira de produzir pedras preciosas a partir de restos humanos”.

Grafite e diamante são variedades alotrópicas do elemento carbono que se diferenciam entre si pelo arranjo cristalino. Enquanto o grafite apresenta brilho metálico e pode ser quebrado com pouco esforço, o diamante é o material mais duro da natureza. Uma outra evidência da diferença entre eles é a quantidade de calor trocado na combustão, conforme as seguintes equações termoquímicas:



Com essas informações, está correto afirmar que a energia, em kJ, necessária para transformar 48g de grafite em diamante é igual a:

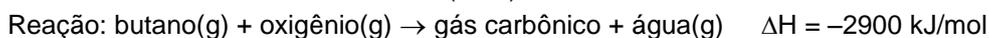
- a) 1,9
- b) 3,8
- c) 5,7
- d) 7,6
- e) 9,5

Gab: D

43 - (Uepb PB/2003)

A quantidade de calor (kJ) produzida devido á combustão de 0,50 kg de gás de cozinha (butano), e o volume (ℓ), a 25°C e a 1,0 atm, do gás consumido conforme a reação abaixo, são respectivamente:

Dados: C = 12; H = 1; Volume molar (TPN) = 24,5ℓ



- a) 2,5 x 10³ e 21,12
- b) 5 x 10³ e 422,40
- c) 25 x 10³ e 211,20
- d) 25 x 10² e 211,20
- e) 2,5 x 10² e 42,24

Gab: C

44 - (Unicamp SP/2003)

Os alimentos, além de nos fornecerem as substâncias constituintes do organismo, são também fontes de energia necessária para nossas atividades. Podemos comparar o balanço energético de um indivíduo após um dia de atividades da mesma forma que comparamos os estados final e inicial de qualquer processo químico. O gasto total de energia (em kJ) por um indivíduo pode ser considerado como a soma de três usos corporais de energia:

1. gasto metabólico de repouso (4,2 kJ/kgpor hora.
 2. gasto energético para digestão e absorção dos alimentos, correspondente a 10% da energia dos alimentos ingeridos.
 3. atividade física, que para uma atividade moderada representa 40% do gasto metabólico de repouso.
- a) Qual seria o gasto energético total de um indivíduo com massa corporal de 60 kg, com atividade moderada e que ingere o equivalente a 7600 kJ por dia?
 - b) Considerando-se que 450 g de massa corporal correspondem a aproximadamente 15000 kJ, qual é o ganho (ou perda) deste indivíduo por dia, em gramas?

Gab:

- a) 9227,2 kJ
- b) 48,8 g

45 - (Ufc CE/2002/1ªFase)

Com a atual crise energética mundial, cresceu o interesse na utilização do H₂ como combustível, devido à grande quantidade de energia liberada por grama na sua combustão. Contudo, os balanços energético e econômico envolvidos na utilização imediata desse combustível ainda são desfavoráveis. Analise a reação abaixo.



Assinale a alternativa correta.

- a) A combustão de um mol de H₂(g) consome 1/2 mol de O₂(g), formando um mol de H₂O(g), e liberando 239 kJ de calor.
- b) A reação inversa, de decomposição de um mol de água, fornece quatro mols de átomos de hidrogênio.
- c) A reação representativa do processo acima descrito envolve transferência de íons hidrogênio (H₃O⁺).
- d) Por serem espécies isoeletrônicas, hidrogênio e oxigênio reagem prontamente para formar água.
- e) A quantidade de energia envolvida no processo descrito independe da quantidade de material consumido.

Gab: A

46 - (Ufms MS/2002/Biológicas)

Uma das propriedades desejáveis em um combustível é apresentar alto poder calorífico. O poder calorífico, em kcal/kg, do hidrogênio, H₂(g), é 28900; o da gasolina (sem etanol) é 11220; o da gasolina, com 20 % de etanol, é 9700 e o do etanol (álcool etílico) é 7090. Observe as reações abaixo, e respectivo calor liberado, a 25 °C e 1 atm.

REAÇÃO	CALOR LIBERADO
I C(s) + O ₂ (g) → CO ₂ (g)	96 kcal
II H ₂ (g) + 1/2 O ₂ (g) → H ₂ O(l)	69 kcal
III 2C(s) + 3H ₂ (g) + 1/2 O ₂ (g) → C ₂ H ₆ O(l)	74 kcal
IV H ₂ (g) + 1/2O ₂ (g) → H ₂ O(g)	57,8 kcal

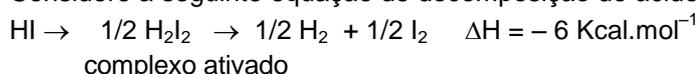
Sabendo-se que 1cal = 4,184 J, é correto afirmar que

- 01. a variação da entalpia de combustão do etanol, a 25°C e 1atm, é .1359,8 kJ/mol, de acordo com a reação: C₂H₆O(l) + 3 O₂(g) → 2CO₂(g) + 3H₂O(l) .
- 02. a variação da entalpia de vaporização da H₂O(l) , a 25°C e 1 atm, é +46,9 kJ/mol.
- 04. não há dados suficientes para calcular o calor de combustão do etanol.
- 08. baseado no poder calorífico dos combustíveis apresentados, o hidrogênio, H₂(g), é o pior combustível, enquanto o etanol é o melhor.
- 16. a combustão de um quilograma de gasolina sem álcool libera uma quantidade de calor 15,7 % maior do que a liberada na combustão de um quilograma de gasolina com 20% de etanol.
- 32. o calor de combustão é sempre exotérmico.

Gab: 01-02-16-32

47 - (Uepg PR/2001/Julho)

Considere a seguinte equação de decomposição do ácido iodídrico:

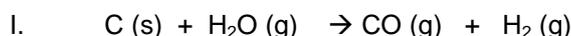


Para ocorrer a liberação de 336 Kcal, quantos mols de HI devem ser decompostos?

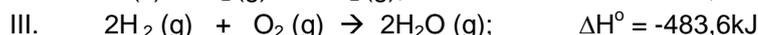
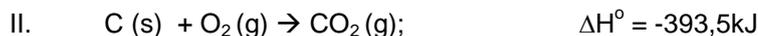
Gab: 56

48 - (Ufc CE/2001/1ªFase)

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



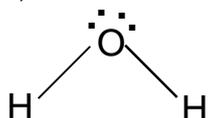
Dadas as seguintes informações:



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

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

b)



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

49 - (UnB DF/2001)

Devido ao fato de os combustíveis fósseis representarem recursos energéticos não-renováveis, aliado a uma demanda crescente na utilização de energia, existe uma intensa procura por fontes alternativas. Entre as diversas fontes de energia disponíveis, a energia solar representa uma alternativa que poderia substituir os combustíveis fósseis, uma vez que, em um dia ensolarado, cerca de 1kJ de energia atinge cada metro quadrado da superfície da Terra por segundo. No entanto, a utilização prática dessa energia depende do desenvolvimento de sistemas adequados de armazenamento. Uma estratégia viável seria promover uma reação química em um sistema fechado, a exemplo da reação representada pela equação



Acerca desse assunto e com base nas informações apresentadas acima, julgue os itens que se seguem.

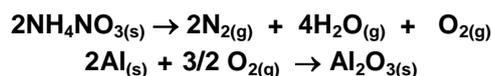
01. A quantidade de energia solar absorvida por um determinado material é inversamente proporcional à sua área de exposição à luz.
 02. Na equação apresentada, a energia potencial das espécies químicas metano e água é maior que a das espécies monóxido de carbono e hidrogênio, independentemente da posição do equilíbrio.
 03. Em um forno aquecido com energia solar, o equilíbrio mostrado na equação favorece a formação de metano e água.
 04. A conversão de monóxido de carbono e hidrogênio em metano e água pode ser usada para obtenção de energia.

05. Considerando que para movimentar um automóvel sejam necessários 12 kW de potência, então, instalando-se um painel solar de 6m² de área sobre o teto desse veículo, seria possível a utilização da energia solar para movimentar o automóvel, supondo 100% de eficiência na conversão da energia solar em energia de movimento.

GAB: E-E-E-C-E

50 - (Ufma MA/2000/1ªFase)

Durante a 2ª Guerra Mundial, a Força Aérea Alemã adicionava alumínio em pó, obtido de aviões danificados, ao nitrato de amônio produzindo bombas extremamente potentes. Sabe-se que a decomposição do NH₄NO₃ libera oxigênio que se combina com o alumínio formando óxido de alumínio em um processo exotérmico.



Se misturarmos 8,0 kg de nitrato de amônio com um excesso de alumínio, qual a quantidade de energia aproximada, sob a forma de calor, que será produzida à pressão constante?

Dados: H=1u; N=14u; O=16u

SUBSTÂNCIA	ΔH_f° (kJ/mol)
H ₂ O(g)	-242
Al ₂ O ₃ (s)	-1676
NH ₄ NO ₃ (s)	-366

- a) 2,03 x 10⁵ kJ
- b) 6,77 x 10⁴ kJ
- c) 5,17 x 10⁴ kJ
- d) 1,015 x 10⁵ kJ
- e) 5,17 x 10⁵ kJ

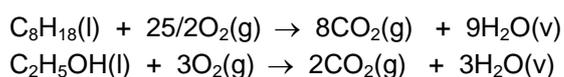
Gab: D

51 - (Ufg GO/2000/2ªFase)

Substância	ΔH° comb (kcal/mol)
Etanol	-336
Octano	-1288

A gasolina é uma mistura de hidrocarbonetos, cujo número de átomos de carbono varia de 4 a 12. Estuda-se a possibilidade, no Brasil, de se passar de 24% para 26% a quantidade de etanol adicionado à gasolina. Determine a variação na energia liberada pelo combustível, devido a esse acréscimo. Considere, para efetuar os cálculos, a energia liberada na combustão do octano e do etanol, a seguir, e que as porcentagens são em massa.

Gab:

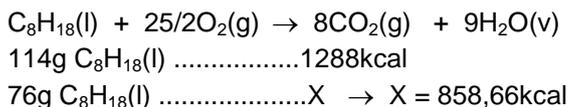


Considerando 100g de massa, pode-se dizer que no primeiro caso tem-se:

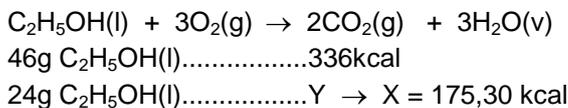
Massa de gasolina: 76g

Massa de álcool:24g

Cálculo da quantidade de calor liberada pela gasolina:



Cálculo da quantidade de calor liberada pela gasolina:

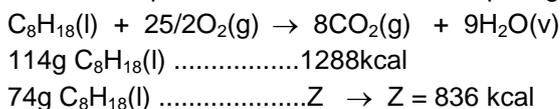


Cálculo da quantidade de calor total liberada:

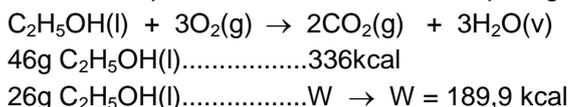
Calor total= X + Y
 Calor total $\cong 1034\text{kcal}$

Após mudança da porcentagem:

Cálculo da quantidade de calor liberada pela gasolina:



Cálculo da quantidade de calor liberada pela gasolina:



Cálculo da quantidade de calor total liberada:

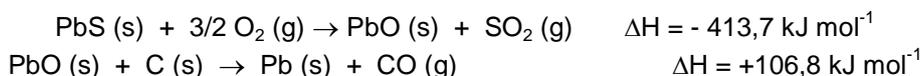
Calor total= Z + W
 Calor total $\cong 1026\text{kcal}$

Cálculo da variação de calor

$\Delta H = 8\text{kcal a menos}$

52 - (Ufop MG/2000/2ªFase)

Chumbo metálico (Pb) pode ser obtido a partir do mineral galena. Quando a galena é aquecida na presença de ar, o sulfeto de chumbo(II), seu principal constituinte, é convertido em óxido de chumbo(II) que, numa etapa posterior, é reduzido na presença de carbono, segundo as equações abaixo:



- a) Calcule a variação da entalpia (ΔH) para a obtenção de 1 mol de chumbo metálico a partir de PbS.
- b) Na conversão completa de 23,93 g de PbS em chumbo metálico, são absorvidos (ou liberados) _____kJ.
- c) A partir de 23,93 g de PbS são obtidos _____ g de Pb.

Gab:

- a) $\Delta H = -306,9\text{kJ /mol}$
- b) libera 30,69 kj
- c) 20,8g

53 - (ITA SP/2000)

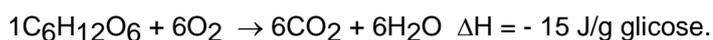
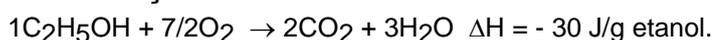
Na temperatura e pressão ambientes, a quantidade de calor liberada na combustão completa de 1,00g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) é igual a 30J. A combustão completa de igual massa de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) libera 15J.

Com base nestas informações é **CORRETO** afirmar que:

- a) a quantidade de calor liberada na queima de 1,00 mol de etanol é igual a 2 vezes a quantidade de calor liberada na queima de 1,00 mol de glicose.
- b) a quantidade de oxigênio necessária para queimar completamente 1,00 mol de etanol é igual a 2 vezes aquela necessária para queimar a mesma quantidade de glicose.
- c) a relação combustível/comburente para a queima completa de 1,00 mol de etanol é igual a 1/2 da mesma relação para a queima completa de 1,00 mol de glicose.
- d) a quantidade de calor liberada na queima de etanol será igual àquela liberada na queima de glicose quando a relação massa de etanol/massa de glicose queimada for igual a 1/2.
- e) a quantidade de calor liberada na queima de etanol será igual àquela liberada na queima de glicose quando a relação mol de etanol/mol de glicose queimada for igual a 1/2.

GAB: D

RESOLUÇÃO



$$M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 46 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 180 \text{ g/mol}$$

a) Falso.

$$1 \text{ g etanol} \text{ ----- } 30 \text{ J}$$

$$1 \text{ g glicose} \text{ ----- } 15 \text{ J}$$

$$46 \text{ g etanol} \text{ ----- } X$$

$$180 \text{ g glicose} \text{ ----- } Y$$

$$X = 1380 \text{ J}$$

$$Y = 2700 \text{ J}$$

b) Falso.

Como podemos observar nas equações balanceadas temos que:

- 1 mol de etanol consome 3,5 mols de oxigênio.

- 1 mol de glicose consome 6 mols de oxigênio.

$$\text{Etanol: } \frac{1}{\frac{7}{2}} = \frac{2}{7}$$

$$\text{Glicose: } \frac{1}{6}$$

c) Falso.

A relação não é 1/2.

d) Verdadeiro.

$$1 \text{ g etanol} \text{ ----- } 30 \text{ J}$$

$$X \text{ g etanol} \text{ ----- } 15 \text{ J}$$

$$X = 0,5 \text{ G ETANOL}$$

0,5 g de etanol libera 15 J de calor, logo, a relação massa etanol/massa glicose é 1/2.

e) Falso.

$$1 \text{ mol etanol} \text{ ----- } 1380 \text{ J}$$

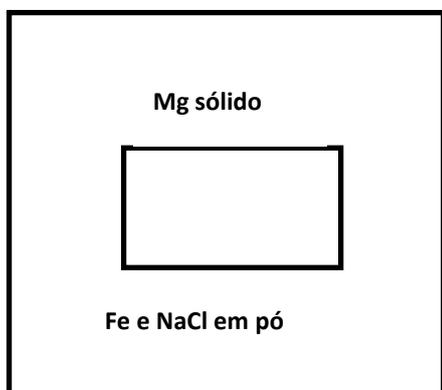
$$X \text{ mol etanol} \text{ ----- } 2700 \text{ J}$$

$$X = 1,956 \text{ mols de etanol}$$

A relação mol de etanol para mol de glicose, quando a quantidade de calor for igual para ambas, é aproximadamente 2/1.

54 - (Vunesp SP/2000)

Rações militares de emergência são fornecidas em embalagens de plástico aluminizado, contendo dois recipientes independentes e impermeáveis, conforme esquema mostrado a seguir.



Para o aquecimento do alimento, introduz-se água no recipiente externo, através de orifício próprio. Em presença de Fe e NaCl, a reação : $Mg_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow Mg(OH)_{2(s)} + H_{2(g)} + \text{calor}$ ocorre rapidamente.

- a) Calcule a quantidade de energia desprendida nas condições padrão, quando 0,10 mol de $Mg_{(s)}$ reagir completamente com a água adicionada.
- b) Hidróxido de magnésio também pode ser obtido pela reação entre óxido de magnésio sólido e água líquida. Escreva a equação balanceada que representa esta reação química e calcule a entalpia de formação do óxido de magnésio.

Dados: entalpias padrão de formação, em kJ/mol: $H_2O_{(l)} = -285$; $Mg(OH)_{2(s)} = -930$.

Gab:

Cálculo do H de reação:

$$\Delta H = \sum \Delta H_f \text{ produtos} - \sum \Delta H_f \text{ reagentes}$$

$$\Delta H = (-930 + 0) - (-285 \cdot 2 - 0)$$

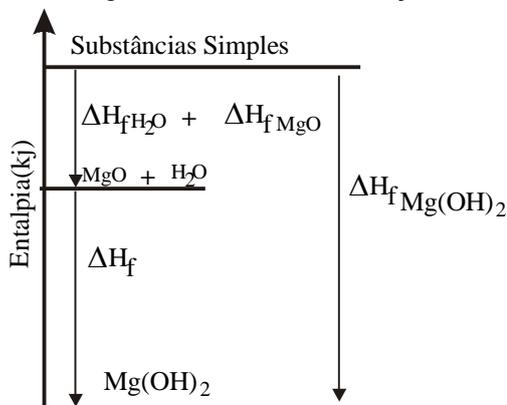
$$\Delta H = -360 \text{ kJ/mol Mg}$$

a) Cálculo da energia liberada:

$$0,10 \text{ mol Mg} \cdot \frac{360 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Mg}} = 36,0 \text{ kJ}$$

b) A equação química balanceada da reação de formação do $Mg(OH)_2$ é: $MgO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Mg(OH)_{2(s)}$

Cálculo gráfico do ΔH de formação do MgO (ΔH_{fMgO}):



Então:

$$\Delta H_{fMg(OH)_2} = \Delta H_{fH_2O} + \Delta H_{fMgO} + \Delta H_r$$

Substituindo os valores dados, temos:

$$-930 = -285 + \Delta H_{fMgO} + \Delta H_r$$

$$\Delta H_{fMgO} = -930 + 285 - \Delta H_r$$

$$\Delta H_{fMgO} = (-645 - \Delta H_r) \text{ kJ}$$

Desse modo, para calcular o ΔH_{fMgO} é necessário conhecer o valor de ΔH_r , que não foi fornecido pela banca examinadora.

55 - (Ufrj RJ/2000)

Grande parte dos táxis do Rio de Janeiro está utilizando gás natural como combustível, em substituição à gasolina e ao álcool (etanol). A tabela apresenta os calores de combustão para as substâncias representativas desses combustíveis.

Combustível	Calor de combustão (kJ/mol)
Gás natural (CH ₄)	-900
Gasolina (C ₈ H ₁₈)	-5400
Álcool (C ₂ H ₆ O)	-1400

- A quantidade de álcool contida num tanque de combustível de um automóvel corresponde a 46 kg. Calcule a quantidade de calor liberada pela queima de todo o combustível do tanque.
- Escreva a equação de combustão completa do etanol.
- Calcule o volume, em litros, nas CNTP, de gás natural que precisamos queimar para produzir a mesma quantidade de calor que resulta da combustão de 1 mol de gasolina.

Gab:

- $1,4 \cdot 10^6 \text{ kJ}$
- $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 134,4L

56 - (Ufrj RJ/1998)

350 g de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, a 20°C, e 350 g de uma solução aquosa de ácido perclórico, também a 20°C, foram misturados em um recipiente termicamente isolado, produzindo uma solução neutra. Este processo fez com que a temperatura final dos 700g de solução atingisse 30°C, devido à liberação de calor da reação de neutralização.

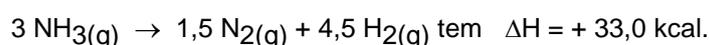
- Admitindo que 1 caloria aumenta em 1°C a temperatura de 1,0 grama da solução final e que $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta H = -14.000 \text{ cal}$. calcule a massa de hidróxido de sódio contida na solução básica original.
- Escreva a fórmula química do sal formado por essa reação.

Gab:

- $x = 20\text{g}$
- NaClO_4

57 - (Puc RJ/1997)

Nas condições padrão, a reação:



Logo, a entalpia de formação de 2 moles do gás amoníaco é:

- 11,0 kcal
- + 11,0 kcal

- c) + 33,0 kcal
- d) - 22,0 kcal
- e) - 33,0 kcal

Gab: D

58 - (ITA SP/1996)

Considere as duas amostras seguinte, ambas puras e a 25°C e 1 atm.:

P → 1 litro de propano (g)

B → 1 litro de butano (g)

Em relação a estas duas amostras são feitas as afirmações seguintes:

- I. **P** é menos densa que **B**.
- II. A massa de carbono em **B** é maior que em **P**.
- III. O volume de oxigênio consumido na queima completa de **B** é maior que aquele consumido na queima completa de **P**.
- IV. O calor liberado na queima completa de **B** é maior que aquele liberado na queima completa de **P**.
- V. **B** contém um número total de átomos maior que **P**.
- VI. **B** e **P** são mais densas que o ar na mesma pressão e temperatura.

Das afirmações acima são **CORRETAS**:

- a) Todas.
- b) Nenhuma.
- c) Apenas I, II e III.
- d) Apenas I, III e V.
- e) Apenas II, IV e VI.

Gab: A

RESOLUÇÃO

Propano.....M=44g/mol

Butano.....M=58g/mol

Como ambos estão à mesma T e P podemos dizer que a densidade é dada por:

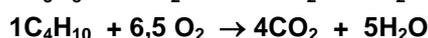
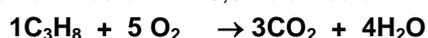
$$d = \frac{P \cdot \text{mol}}{R \cdot T}$$

Logo, maior mol maior densidade.

I- VERDADEIRO

II- **verdadeiro:** butano 48 g de C/mol da substância
Propano 36 g de C/mol da substância

III- **verdadeiro:** 5 volumes em P : 6,5 volumes em B



IV- **verdadeiro**, pois em **B** há maior quantidade de ligações envolvidas.

Propano: $\Delta H_{\text{combustão}} \cong -267,3\text{kcal/mol}$

Butano: $\Delta H_{\text{combustão}} \cong -535\text{kcal/mol}$

V- VERDADEIRO

$$d_{\text{ar}} = \frac{P \cdot M_{\text{ar}}}{R \cdot T} \rightarrow d_{\text{ar}} = \frac{28,9 \cdot P}{R \cdot T}$$

$$d_{\text{p}} = \frac{P \cdot M_{\text{p}}}{R \cdot T} \rightarrow d_{\text{p}} = \frac{44 \cdot P}{R \cdot T}$$

$$d_{\text{B}} = \frac{P \cdot M_{\text{B}}}{R \cdot T} \rightarrow d_{\text{B}} = \frac{58 \cdot P}{R \cdot T}$$

59 - (Unificado RJ/1996)

Num teste de um motor de fórmula Indy, verificou-se o consumo de 8 L de metanol a cada volta de um circuito. Considerando-se esse consumo representado pela combustão completa do álcool, a quantidade de calor liberada por aquele motor, no final de 5 voltas, foi de aproximadamente:

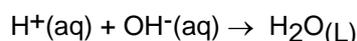
(Dados: C=12; O=16; H=1; entalpia de combustão do metanol = -176,6 kcal/mol; densidade do metanol = 0,79g/L)

- a) $1,35 \cdot 10^3$ kcal
- b) $1,64 \times 10^4$ kcal
- c) $1,71 \times 10^5$ kcal
- d) $1,80 \times 10^6$ kcal
- e) $1,88 \times 10^7$ kcal

Gab: C

60 - (ITA SP/1995)

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



As misturas efetuadas são as seguintes:

- I. $V_1 = 100$ mL e $V_2 = 100$ mL e observa-se um aumento de temperatura ΔT_1 .
- II. $V_1 = 50$ mL e $V_2 = 150$ mL e observa-se um aumento de temperatura ΔT_2 .
- III. $V_1 = 50$ mL e $V_2 = 50$ mL e observa-se um aumento de temperatura ΔT_3 .

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

- a) $\Delta T_1 \approx \Delta T_3 > \Delta T_2$.
- b) $\Delta T_1 > \Delta T_2 > \Delta T_3$.
- c) $\Delta T_1 > \Delta T_2 \approx \Delta T_3$.
- d) $\Delta T_1 > \Delta T_3 > \Delta T_2$.
- e) $\Delta T_1 \approx \Delta T_2 \approx \Delta T_3$.

PERGUNTA

Justifique a resposta encontrada para o TESTE.

Gab: C

RESOLUÇÃO

PERGUNTA

Caso I: Ocorre neutralização de 0,1 eq-g H⁺ por 0,1 eq-g OH⁻

Logo: $\Delta H = -X$ kcal.

Caso II: Ocorre neutralização de 0,05 eq-g de H⁺ por 0,05 eq-g de

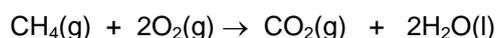
OH⁻ (havendo excesso de base). $\Delta H = -X/2$ kcal.

Caso III: Ocorre neutralização de 0,05 eq-g de H⁺ por exatamente

0,05 eq-g de OH⁻ $\Delta H = -X/2$ kcal.

61 - (Ufrj RJ/1994)

Uma aplicação prática importante da termoquímica é a determinação da energia liberada nas reações de combustão. Uma fração da energia que o mundo utiliza vem da combustão do gás natural que é formado de metano, principalmente, mais etano e, ainda em menor proporção, propano e butano. A reação principal do gás natural é portanto a combustão do metano:



A tabela a seguir fornece valores aproximados da entalpia padrão de combustão:

Substância	Estado Físico	Entalpia de Combustão(kJ/mol)
C _{grafite}	Sólido	-394
CH ₄	Gás	-889
C ₂ H ₆	Gás	-1560
C ₃ H ₈	Gás	-2220
C ₄ H ₁₀	Gás	-2878
H ₂	Gás	-286

- a) Qual a energia liberada, em kJ, ria combustão de 80 gramas de CH₄, nas condições padrão?
 b) Calcule a variação da entalpia padrão, em kJ/mol, da reação: C_(grafite) + 2H₂(g) → CH₄(g)

Gab:

a) mol do CH₄ = 16

Para a combustão de 1 mol de metano, nas condições padrão, a energia liberada é: 889 RJ.

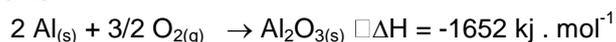
Como 80g de CH₄ equivalem a 5 moles, a energia liberada, nas condições padrão é: 889 x 5 = 4445 RJ.

b) - 77kJ.mol⁻¹

62 - (UnB DF/1994)

Considerando os dados apresentados, calcule a massa de alumínio, em gramas, necessário para desprender, a pressão constante, 153kJ. Suponha que a quantidade de oxigênio é excessiva.

Na fabricação de fogos de artifício, pode ser utilizado alumínio metálico em pó. A reação de queima, com liberação de luz e calor, é representada abaixo.



Dados:

M(Al) = 27.0g/mol Al (Z = 13)

M(O) = 16.0g/mol O(Z = 8)

Gab: 5g

63 - (ITA SP/1992)

Nitrato de amônio pode explodir porque a sua decomposição é exotérmica. Qual das opções abaixo contém a equação química, envolvendo este composto, que representa a reação mais EXOTÉRMICA?

- a) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{c}) \rightarrow 2\text{N}(\text{g}) + 4\text{H}(\text{g}) + 3\text{O}(\text{g})$
- b) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{c}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HNO}_3(\text{g})$
- c) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{c}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{g})$
- d) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{c}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g})$
- e) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{c}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) + 3/2\text{O}_2(\text{g})$

PERGUNTA

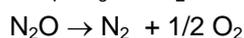
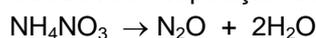
Escreva a equação química balanceada para a queima completa do nitro-amino-etano ($\text{H}_2\text{N} - \text{C}_2\text{H}_4 - \text{NO}_2$), com a quantidade estequiométrica correta de ar, supondo reagentes e produtos todos gasosos e supondo que ar seja uma mistura de 1 molécula de O_2 para cada 4 de N_2 . Em outras palavras, descubra o valor de **z** na equação abaixo e escreva tudo que deve constar no segundo membro.



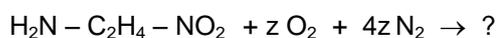
Gab: D

RESOLUÇÃO

Obs.: A decomposição do Nitrato de Amônio é:



PERGUNTA



Obs-I

Composição do ar:

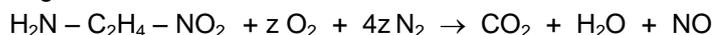
$\text{N}_2 \cong 78\%$

$\text{O}_2 \cong 21\%$

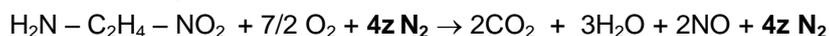
demais $\cong 1\%$

O nitrogênio presente no ar não sofrerá combustão uma vez que a proporção estequiométrica só permite a queima do composto orgânico, ou seja, o gás oxigênio é o limitante do processo de combustão.

Logo, temos:



Balanceando, temos:



Atenção: **4z N₂**..... não sofre combustão

$$\text{Z} = 7/2$$

64 - (Puc RJ/1991)

Considere os calores de formação dados a seguir:

substâncias	calores de formação (kcal/mol)
$\text{CO}(\text{g})$	-26,40

CO _{2(g)}	-94,10
H ₂ O _(l)	-68,30

A mistura com o mesmo número de moles de CO e H₂ é de massa igual a 90,0g, quando totalmente queimada, libera:

- a) 68,0 kcal
- b) 136,0 kcal
- c) 204,0 kcal
- d) 272,0 kcal
- e) 408,0 kcal

Gab: E

65 - (Puc RJ/1991)

O etanol, C₂H₅OH, é usado no Brasil como substituto da gasolina, nos motores de combustão interna. Suponha que a composição média da gasolina seja C₈H₁₈ e os calores de formação sejam:

substância	calor de formação (kcal.mol ⁻¹)
C ₂ H ₅ OH _(l)	-66,30
C ₈ H _{18(l)}	-64,50
CO _{2(g)}	-94,10
H ₂ O _(l)	-68,30

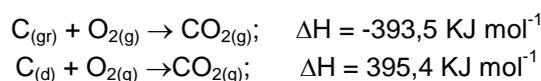
Pode-se afirmar , em relação à quantidade de calor liberado pelos combustíveis:

- a) por grama, é igual em ambos.
- b) por mol, é maior no álcool.
- c) por grama, é maior na gasolina.
- d) por grama, é maior no álcool.
- e) por mol, é igual em ambos.

Gab: C

66 - (Unicamp SP/1988)

Grafita e diamante são formas alotrópicas de carbono, cujas equações de combustão são apresentadas abaixo:



- a) Calcule a variação de entalpia necessária para converter 1,0 mol de grafita em diamante.
- b) Qual a variação de entalpia envolvida na queima de 120 g de grafita?

Gab:

- a) ΔH=+1,9 kj
- b) ΔH= - 3936kj

TEXTO: 1 - Comum à questão: 67

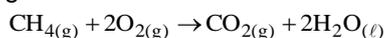
Sabe-se que cerca de 80% de toda a energia consumida pela população mundial provêm de combustíveis como petróleo, carvão mineral e gás natural, os quais estão se esgotando e representam também uma grande ameaça ao

meio ambiente. Uma das alternativas para este problema é o uso de fontes renováveis, tais como: álcool, hidrogênio e metano (obtido da queima de matéria orgânica).

67 - (Ufjf MG/2006/2ªFase)

Sobre as principais fontes de combustíveis renováveis e não renováveis, responda aos itens abaixo:

a) Quais seriam a massa (em gramas) e o volume de CO₂ (em litros) nas CNTP, formados na combustão de 8,0 g de metano?



b) Sabendo-se que a entalpia padrão de combustão da gasolina (C₈H₁₈) é – 5400 kJ/mol e que sua densidade é de 0,70 g/cm³, qual a energia liberada, em kJ, na queima de 1 litro de gasolina?

Gab:

- a) 11,2 L
- b) 3,32 x 10⁴ kJ

TEXTO: 2 - Comum à questão: 68

Por conter todos os nutrientes que o organismo humano necessita, o leite pode ser considerado um alimento completo (seria ideal se os contivesse nas quantidades necessárias). Isso torna importante o conhecimento de sua composição, dada pela tabela abaixo.

Composição média do leite do leite de vaca.

Constituinte	Teor (g/kg)
Água	873
Lactose	46
Gordura	39
Proteínas	32,5
Substâncias minerais	6,5
Ácidos orgânicos	1,8
Outros*	1,4

*No leite são encontradas as principais vitaminas conhecidas.

Além de cálcio e fósforo, importantes na formação de ossos e dentes, no leite existem cloro, potássio, sódio, magnésio, ferro, alumínio, bromo, zinco e manganês, formando sais orgânicos e inorgânicos. A associação entre esses sais e as proteínas do leite é um fator determinante da estabilidade das caseínas - o fosfato de cálcio, inclusive, faz parte da estrutura das micelas de caseína.

O leite, ao sair do úbere, é ligeiramente ácido, e sua acidez tende a aumentar, principalmente, devido à ação de enzimas microbianas, que transformam a lactose em ácido láctico. Logo, a determinação da acidez de um leite serve para avaliar o seu estado de conservação (fermentação).

O leite proveniente de diversas fontes, tem um pH médio de 6,7 a 20°C ou 6,6 a 25°C e apresenta considerável efeito tampão, especialmente em pH entre 5 e 6, em razão da presença de CO₂, proteínas, citratos, lactatos e fosfatos. Uma propriedade importante utilizada no combate à fraude do leite é a sua densidade, que varia entre 1,023 g/mL e 1,040 g/mL a 15°C, com um valor médio de 1,032 g/mL.

SILVA, P.H. Fonseca da Leite, Aspectos de Composição e Propriedades, in: Química Nova na Escola nº 6, novembro de 1997. [adapt.]

68 - (Ufpel RS/2006/1ªFase)

A partir da composição do leite, sabendo a contribuição calórica dos principais nutrientes na dieta por grama ingerido (gordura: 9,0 kcal/g; proteína: 5,2 kcal/g; carboidrato: 4,0 kcal/g) e considerando que apenas esses sejam

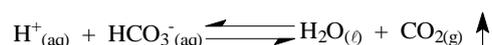
fornecedores de energia, o número de kcal existentes em um copo de leite (supondo-se esse com 250g do produto) é, aproximadamente

- a) 704 kcal.
- b) 176 kcal.
- c) 184,5 kcal.
- d) 738 kcal.
- e) 186,7 kcal.

Gab: B

TEXTO: 3 - Comum à questão: 69

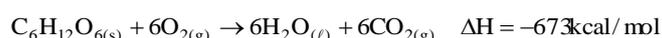
Os fabricantes de guloseimas têm avançado no poder de sedução de seus produtos, uma vez que passaram a incorporar substâncias de caráter ácido (ácido málico e ácido cítrico) e de caráter básico (bicarbonato de sódio) aos mesmos. Criaram balas e gomas de mascar em que o sabor inicial é azedo, graças principalmente, aos ácidos presentes e que, após alguns minutos de mastigação, começam a produzir uma espuma brilhante, doce e colorida que, acumulando-se na boca, passa a transbordar por sobre os lábios – essa espuma é uma mistura de açúcar, corante, saliva e bolhas de gás carbônico liberadas pela reação dos cátions hidrônio, H_3O^+ ou simplesmente H^+ (provenientes da ionização dos ácidos málico e cítrico na saliva), com o ânion bicarbonato, conforme a equação:



OBS: Geralmente o açúcar usado é o comum ou sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) que por hidrólise, no tubo digestivo humano, transforma-se em glicose e frutose, ambas de fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ – esses são os glicídios provenientes da sacarose que entram na corrente sanguínea e que, dissolvidos no soro, chegam até as células para supri-las com energia

69 - (Ufpel RS/2006/1ªFase)

Por ação enzimática, nas células, a frutose se transforma em glicose. Logo, de uma molécula de sacarose, duas são as moléculas de glicose que no organismo se transformam em gás carbônico e água, conforme a equação simplificada



A partir do ΔH da reação acima representada, considerando o exposto e admitindo que 95% (em massa) de cada bala de 3,6 g seja de sacarose, é correto afirmar que no metabolismo

- a) a quantidade de calor absorvida por bala é ao redor de 13,46 kcal.
- b) duas balas liberam ao redor de 13,46 kcal.
- c) duas balas absorvem ao redor de 13,46 kcal.
- d) a quantidade de calor liberada por grama de bala é ao redor de 3,74 kcal.
- e) a quantidade de calor liberada por bala é ao redor de 3,74 kcal.

Gab: D

TEXTO: 4 - Comum à questão: 70

O cimento é conhecido desde a antiguidade. Foi utilizado por egípcios, babilônios, gregos, romanos e pelos povos americanos primitivos. Em 1824, Joseph Aspdin patenteou um cimento artificial feito pela calcinação de calcário

argiloso, denominado de portland. O cimento é uma mistura de diversos óxidos, entre eles óxido de cálcio (cal), dióxido de silício, óxido de alumínio, óxido férrico, óxido de magnésio, trióxido de enxofre e óxidos de sódio e potássio.

Com o cimento pode-se produzir o concreto, que é uma mistura de cimento, pedra britada e areia. Quando o concreto é colocado em armações de ferro ou aço denomina-se concreto armado. Até bem pouco tempo atrás, achava-se que o concreto impedia a oxidação do ferro no concreto armado. Porém descobriu-se que o concreto é um material poroso, e que, portanto, permite a passagem de líquidos e de gases, que podem provocar a oxidação do ferro. Essa porosidade do concreto produz a carbonatação dos óxidos do cimento.

70 - (Uepb PB/2007)

A cal, além de ser usada na produção do cimento, também pode ser empregada em inseticidas, para fins medicinais, em adubos, alimentos para animais, absorção de gás, na fabricação do papel, como depilador de peles, na fabricação de aços, sabão, borracha, vernizes e na melhoria da qualidade de solos. A cal é obtida pela calcinação do calcário (CaCO_3), produzindo a cal denominada “virgem”, usando para isto uma energia de 1,18 kcal/kg de cal produzida. Já a hidratação da cal “virgem”, obtendo a cal “extinta”, libera 15,9 kcal.

Quais as equações químicas para obtenção da cal “virgem” e da cal “extinta”, indicando as energias envolvidas?

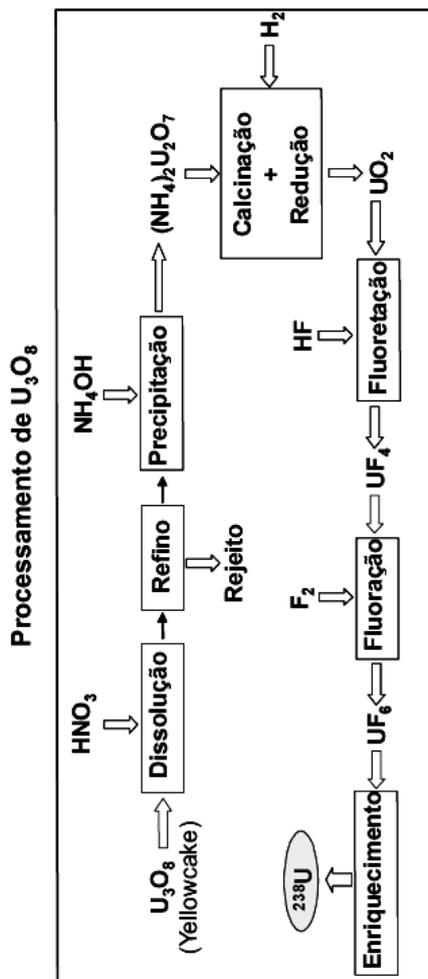
- a) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\quad} \text{CaO} + \text{CO} \quad \Delta H = +66,08 \text{ kcal/mol}$
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad} \text{CaOH} \quad \Delta H = -15,9 \text{ kcal/mol}$
- b) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\quad} \text{CaO} + \text{CO} \quad \Delta H = +26,08 \text{ kcal/mol}$
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad} \text{Ca(OH)}_2 \quad \Delta H = -15,9 \text{ kcal/mol}$
- c) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\quad} \text{CaO} + \text{CO}_2 \quad \Delta H = +66,08 \text{ kcal/mol}$
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad} \text{Ca(OH)}_2 \quad \Delta H = -15,9 \text{ kcal/mol}$
- d) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\quad} \text{CaO} + \text{CO}_2 \quad \Delta H = -66,08 \text{ kcal/mol}$
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad} \text{Ca(OH)}_2 \quad \Delta H = 15,9 \text{ kcal/mol}$
- e) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\quad} \text{CaO} + \text{CO}_2 \quad \Delta H = +1,18 \text{ kcal/mol}$
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad} \text{Ca(OH)}_2 \quad \Delta H = -15,9 \text{ kcal/mol}$

Gab: C

TEXTO: 5 - Comum à questão: 71

A produção de energia nas usinas de Angra 1 e Angra 2 é baseada na fissão nuclear de átomos de urânio radioativo ^{238}U . O urânio é obtido a partir de jazidas minerais, na região de Caetité, localizada na Bahia, onde é beneficiado até a obtenção de um concentrado bruto de U_3O_8 , também chamado de *yellowcake*.

O concentrado bruto de urânio é processado através de uma série de etapas até chegar ao hexafluoreto de urânio, composto que será submetido ao processo final de enriquecimento no isótopo radioativo ^{238}U , conforme o esquema a seguir.



71 - (Ufrj RJ/2007)

A reação de HF com o dióxido de urânio (fluoretação) libera 44 kJ para cada mol de HF consumido. Calcule o calor liberado no processo quando 540 kg de dióxido de urânio são reagidos com HF.

Gab:



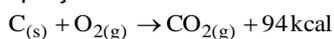
Massa molar do $\text{UO}_2 = 270 \text{ g/mol}$

Quantidade de UO_2 que reage: $540 \text{ kg} = (540/270) \times 10^3 = 2 \times 10^3 \text{ mols.}$

Logo, temos que $2 \times 10^3 \text{ mols}$ de UO_2 liberam $2 \times 10^3 \times 176 = 352 \times 10^3 \text{ kJ}$

TEXTO: 6 - Comum à questão: 72

A hulha é também chamada de carvão mineral e apresenta cerca de 80% de carbono. Sua combustão completa pode ser representada de forma simplificada pela equação:



Hoje seu aproveitamento industrial tem sido feito pela destilação seca ou pirólise, que consiste em seu aquecimento (de 600 a 1000 °C) na ausência de oxigênio, processo após o qual se formam três frações.

a) A fração gasosa é o gás de rua (gás de iluminação), que representa cerca de 20% dos produtos da destilação, sendo formada basicamente por H_2 (49%), CH_4 (34%), CO (8%) e o restante por outros gases, entre os quais CO_2 , C_2H_6 , NH_3 e H_2S .

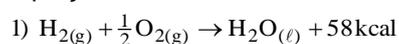
- b) A fração líquida é constituída
- pelas águas amoniacais, cujos componentes são substâncias nitrogenadas como aminas, NH_4OH , NH_4NO_3 e $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ usadas, principalmente, na fabricação de fertilizantes agrícolas; e
 - pelo alcatrão da hulha, matéria oleosa, escura e constituída de diversas substâncias orgânicas, cuja destilação fracionada separa óleo leve (2%, formado por BTX ou benzeno, tolueno ou metilbenzeno, e xilenos ou orto-, meta- e paradimetilbenzeno, etc.), óleo médio (12%, formado por fenol ou hidroxibenzeno, cresóis ou orto-, meta- e para-metil-hidroxibenzeno, etc.), óleo pesado (10%, formado por naftaleno e seus derivados), óleo de antraceno (25%, formado por antraceno e fenantreno) e piche (51%).
- c) A fração sólida é o coque (70% da hulha), um carvão leve e poroso usado principalmente na indústria siderúrgica na obtenção do aço.

REIS, Martha. Interatividade Química. Volume Único, São Paulo, FTD, 2003 [adapt.]

72 - (Ufpel RS/2007)

Segundo o texto, o coque representa 70% dos produtos da pirólise da hulha; logo, os 30% restantes são de destilado; desse, 20% são constituídos pelo gás de rua. Assim, a cada 100 gramas de hulha podem-se obter, pela pirólise, 6 gramas de gás.

Considerando como combustíveis apenas o hidrogênio e o metano e sabendo que eles queimam conforme as equações



analise as seguintes afirmativas.

- Conforme o texto e as equações 1 e 2, a queima de 100g de hulha fornece aproximadamente 783,33 kcal.
- Para se obter a mesma quantidade de calor liberada na combustão de 1kg de hulha, devem ser queimados, aproximadamente, 334,54g de gás de rua.
- A pirólise de 1kg de hulha produz 29,4g de hidrogênio (H_2) e 20,4g de metano (CH_4).
- A quantidade de calor liberada por grama de hulha queimada é ao redor de 6,27 kcal enquanto que, por grama de hidrogênio, é 29 kcal e, por grama de metano, 13,3 kcal.

Dessas afirmativas, estão corretas apenas

- I e II.
- II, III e IV.
- I e III.
- I e IV.
- III e IV.
- I.R.

Gab: B

TEXTO: 7 - Comum à questão: 73

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.

73 - (Uel PR/2008)

O etanol é obtido por um processo denominado fermentação alcoólica, mediado por leveduras. Considere um rendimento de 100% e a equação química que representa a obtenção de etanol por fermentação a partir do açúcar conhecido como sacarose:



Com base no exposto e nos conhecimentos sobre o tema, analise as afirmativas.

- I. A fermentação alcoólica é um processo exotérmico.
- II. A fermentação de 1 mol de sacarose pura extraída da beterraba produz menor quantidade de energia que 1 mol de sacarose pura extraída da cana de açúcar.
- III. Um mol de sacarose produz na reação aproximadamente $1,44 \times 10^{25}$ átomos de hidrogênio.
- IV. A fermentação de 1 mol de sacarose produz apenas 22,4 litros de $\text{CO}_2(\text{g})$ a 1 atm e 0 °C.

Assinale a alternativa que contém todas as afirmativas corretas.

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