

**GOSTARIA DE BAIXAR
TODAS AS LISTAS
DO PROJETO MEDICINA
DE UMA VEZ?**

CLIQUE AQUI

ACESSE
WWW.PROJETOMEDICINA.COM.BR/PRODUTOS



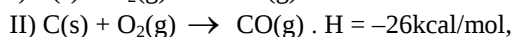
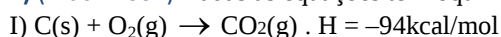
Projeto Medicina

Exercícios sobre Energia de Ligação, Entalpia e Lei de Hess com Gabarito

1) (UFMG-1999) O álcool etílico e o éter dimetílico são isômeros de fórmula molecular C_2H_6O . Embora essas duas substâncias tenham a mesma fórmula molecular, os calores de combustão de seus vapores são diferentes. Todas as afirmativas abaixo apresentam um fator relevante para explicar a diferença dos calores de combustão desses dois compostos, EXCETO:

- A) As suas moléculas apresentam diferentes ligações químicas.
- B) As suas temperaturas de ebulição são diferentes.
- C) As suas fórmulas estruturais são diferentes.
- D) As suas moléculas correspondem a diferentes funções orgânicas.

2) (Mack-2004) Dadas as equações termoquímicas, I e II,



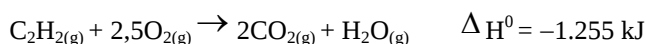
a variação de entalpia da reação $CO_2(g) + C(s) \rightarrow 2CO(g)$ é:

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

3) (Mack-2006) Em uma embalagem que contém 250mL de certa bebida láctea, consta que esse alimento possui 6,4g de carboidratos em cada 100mL. Se a metabolização exclusivamente desses carboidratos libera 4,0kcal/g, então a energia liberada na metabolização de todo o conteúdo de carboidratos presente nessa bebida é de

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

4) (PUC - RJ-2007) A combustão completa do etino (mais conhecido como acetileno) é representada na equação abaixo.

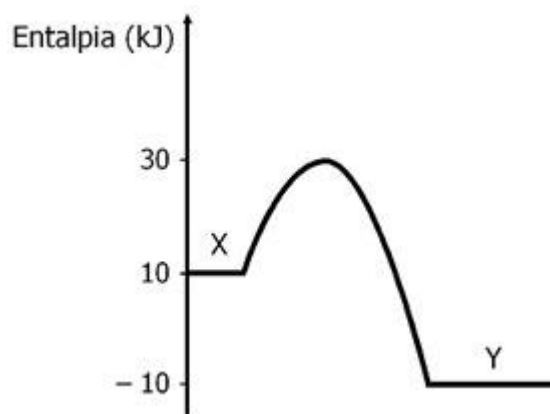


Assinale a alternativa que indica a quantidade de energia, na forma de calor, que é liberada na combustão de 130 g de acetileno, considerando o rendimento dessa reação igual a 80%.

- a) - 12.550 kJ
- b) - 6.275 kJ
- c) - 5.020 kJ
- d) - 2.410 kJ

e) - 255 kJ

5) (Mack-2008) Observando o diagrama abaixo, que representa a reação direta (1) e a inversa (2), $X \longleftrightarrow Y$, fazem-se as afirmações:



- I. a energia de ativação da reação inversa é o dobro da energia de ativação da reação direta.
- II. a reação direta é endotérmica.
- III. a reação direta é mais rápida que a inversa, por ter menor energia de ativação.
- V. a reação inversa é endotérmica.

Estão corretas

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

6) (UFMG-1999) Solicitado a classificar determinados processos como exotérmicos ou endotérmicos, um estudante apresentou este quadro:

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

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

- A) 1.
- B) 3.
- C) 0.
- D) 2.

7) (UFLA-2001) Um adulto gasta, em média, 8000 kJ de energia por dia, executando atividades normais. Sabendo-se que cada 100 g de carboidratos fornece 1700 kJ de energia útil, qual a porcentagem da necessidade diária de energia é fornecida pela ingestão de 320 g de carboidratos?

- a) 68%
- b) 50%
- c) 47%

- d) 85%
e) 25%

8) (Vunesp-2001) 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

$\text{Mg(s)} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) + \text{calor}$, ocorre rapidamente.

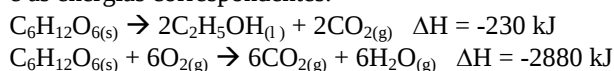
- a) Calcule a quantidade de energia desprendida nas condições padrão, quando 0,10 mol de Mg (s) reagir completamente com a água adicionada.
b) Hidróxido de magnésio também pode ser obtido pela reação entre óxido de magnésio sólido e água líquida. Escreva a equação balanceada que representa esta reação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

Dados: entalpias padrão de formação, em kJ/mol: $\text{H}_2\text{O} = -285$; $\text{Mg(OH)}_2(\text{s}) = -930$.

9) (GV-2000) Para a geração de energia mediante queima de carvão analisa-se a possibilidade de se usar um tipo de carvão importado que tem as seguintes características: poder calorífico igual a 10kcal/g e teor de enxofre igual a 0,5%. A geração de 10×10^{12} kcal de energia lançaria na atmosfera a seguinte quantidade de dióxido de enxofre: (dados – massas molares: S = 32 g/mol e O = 16 g/mol)

- a) 10.000 ton
b) 5.000 ton
c) 10×10^6 ton
d) 5×10^6 ton
e) 2.500 ton

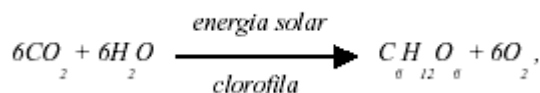
10) (FMTM-2001) A fermentação e a respiração são processos pelos quais uma célula pode obter energia. Nas equações abaixo, estão apresentadas as duas reações citadas e as energias correspondentes.



Utilizando os dados apresentados nas equações, pode-se determinar que a queima completa de 1 mol de etanol

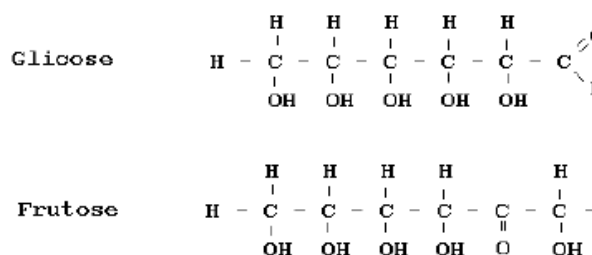
- a) libera 2650 kJ.
b) absorve 2510 kJ.
c) libera 1325 kJ.
d) absorve 2050 kJ.
e) libera 115 kJ.

11) (Fuvest-1999) Calcula-se que $1,0 \times 10^{16}$ kJ da energia solar são utilizados na fotossíntese, no período de um dia.



A reação da fotossíntese pode ser representada por energia solar e requer, aproximadamente, $3,0 \times 10^3$ kJ por mol de glicose formada.

- a) Quantas toneladas de CO_2 podem ser retiradas, por dia, da atmosfera, através da fotossíntese?
b) Se, na fotossíntese, se formasse frutose em vez de glicose, a energia requerida (por mol) nesse processo teria o mesmo valor? Justifique, com base nas energias de ligação. São conhecidos os valores das energias médias de ligação entre os átomos: C-H C-C, C-O, C=O, H-O.



12) (PUC - SP-2000) Desde a Revolução Industrial, a concentração de CO_2 na atmosfera vem aumentando, como resultado da queima de combustíveis fósseis, em grande escala, para produção de energia. A tabela abaixo apresenta alguns dos combustíveis utilizados em veículos. O poder calorífico indica a energia liberada pela combustão completa de uma determinada massa de combustível.

Combustível	fórmula molecular*	massa molar (g/mol)	poder calorífico (kJ/g)
Álcool combustível	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46	30
gasolina	C_8H_{18}	114	47
gás natural	CH_4	16	54

* principal componente.

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,

- a) gasolina, gás natural e álcool combustível.
b) gás natural, gasolina e álcool combustível.
c) álcool combustível, gás natural e gasolina.
d) gasolina, álcool combustível e gás natural.
e) gás natural, álcool combustível e gasolina.

13) (FaE-2002) Pode-se dizer que reações de combustão são exotérmicas porque:

- a) absorvem calor.
b) liberam calor.
c) perdem água.
d) são higroscópicas

14) (UFMG-1999) Solicitado a classificar determinados processos como exotérmicos ou endotérmicos, um estudante apresentou este quadro:

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

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

- A) 1.
B) 3.
C) 0.
D) 2.

15) (UFRN-1999) Considere as seguintes equações termoquímicas hipotéticas:



A variação de entalpia da transformação de A em D será:

- A) - 5,0 Kcal
B) + 5,0 Kcal
C) + 46,0 Kcal
D) - 46,0 Kcal

16) (Vunesp-2003) Em uma cozinha, estão ocorrendo os seguintes processos:

- I. gás queimando em uma das “bocas” do fogão e
II. água fervendo em uma panela que se encontra sobre esta “boca” do fogão.

Com relação a esses processos, pode-se afirmar que:

- a) I e II são exotérmicos.

- b) I é exotérmico e II é endotérmico.
c) I é endotérmico e II é exotérmico.
d) I é isotérmico e II é exotérmico.
e) I é endotérmico e II é isotérmico.

17) (UERJ-2003) 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 contém vitaminas nem aminoácidos.

Considere as seguintes informações:

substância	entalpia padrão de formação (kcal/mol)
H ₂ O	-68,5
CO ₂	-94,1
CH ₃ CH ₂ 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.

18) (Unicamp-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:

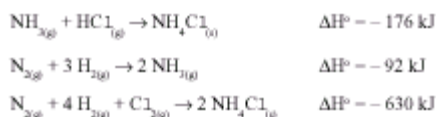
- 1 — gasto metabólico de repouso (4,2kJ/kg por hora).
2 — gasto energético para digestão e absorção dos alimentos, correspondente a 10% da energia dos alimentos ingeridos.

- 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 60kg, com atividade moderada e que ingere o equivalente a 7600kJ por dia?

b) Considerando-se que 450g de massa corporal correspondem a aproximadamente 15000kJ, qual é o ganho (ou perda) deste indivíduo por dia, em gramas?

19) (FMTM-2003) A entalpia de formação de um mol de gás cloreto de hidrogênio, HCl (g) , a partir de seus elementos, calculada com base nas reações dadas é



- A) – 898 kJ
B) – 362 kJ
C) – 186 kJ
D) – 181 kJ
E) – 93 kJ

20) (Unicamp-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:



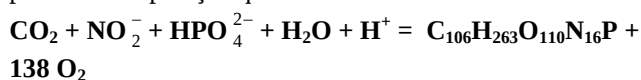
- a) Considerando o caráter ácido-base dos reagentes e produtos, assim como a sua força relativa, seria esperado um aumento ou diminuição do pH da solução onde a bactéria atua? Justifique.
b) Nas condições padrão, esse processo seria endotérmico ou exotérmico? Justifique com o cálculo da variação de entalpia dessa reação nas condições padrão.

Dados:

Entalpias padrão de formação em kJ mol^{-1} :

$\text{CH}_4 = -75$; $\text{H}_2\text{SO}_4 = -909$; $\text{H}_2\text{S} = -21$; $\text{CO}_2 = -394$; $\text{H}_2\text{O} = -286$.

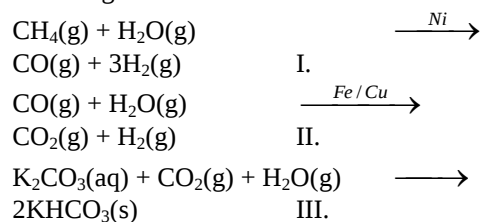
21) (Unicamp-2004) A síntese de alimentos no ambiente marinho é de vital importância para a manutenção do atual equilíbrio do sistema Terra. Nesse contexto, a penetração da luz na camada superior dos oceanos é um evento fundamental. Ela possibilita, por exemplo, a fotossíntese, que leva à formação do fitoplâncton, cuja matéria orgânica serve de alimento para outros seres vivos. A equação química abaixo, não-balanceada, mostra a síntese do fitoplâncton. Nessa equação o fitoplâncton é representado por uma composição química média.



- a) Reescreva essa equação química balanceada.
b) De acordo com as informações do enunciado, a formação do fitoplâncton absorve ou libera energia? Justifique.
c) Além da produção de alimento, que outro benefício a formação do fitoplâncton fornece para o sistema Terra?

22) (UFSCar-2004) 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.



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

ΔH_f° (kJ/mol)

$\text{H}_2(\text{g})$	0
$\text{CO}(\text{g})$	–110
$\text{CH}_4(\text{g})$	–75
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	–242

b) Explique, em termos de caráter ácido ou básico, a razão do uso da solução de K_2CO_3 para absorção do CO_2 .

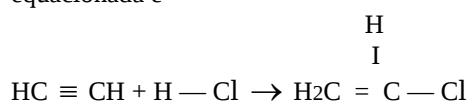
23) (Vunesp-2005) Considere a equação a seguir:



É correto afirmar que a reação é:

- A) exotérmica, liberando 286 kJ por mol de oxigênio consumido.
B) exotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de água produzida.
C) endotérmica, consumindo 572 kJ para dois mols de água produzida.
D) endotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de oxigênio consumido.
E) endotérmica, consumindo 286 kJ por mol de água produzida.

24) (Mack-2005) Dadas as energias de ligação em kJ/mol (valores absolutos), o calor, em kJ/mol, da reação acima equacionada é

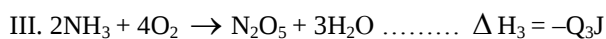
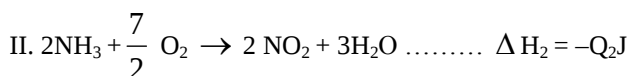
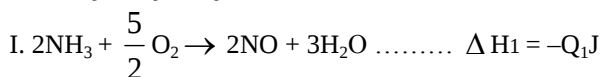


H — Cl: 431,8	H — C: 413,4	C — C: 614,2	C — Cl: 327,2	C ≡ C: 833,4
------------------	-----------------	-----------------	------------------	-----------------

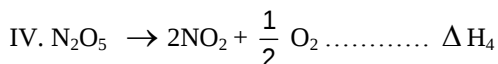
- a) +323,8.
b) –431,8.
c) –521,4.
d) –89,6.
e) +104,6.

25) (FUVEST-2006) As reações, em fase gasosa, representadas pelas equações I, II e III, liberam,

respectivamente, as quantidades de calor Q_1J , Q_2J e Q_3J , sendo $Q_3 > Q_2 > Q_1$.



Assim sendo, a reação representada por



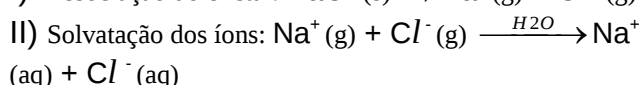
será

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

26) (UFMG-2006) O cloreto de sódio, $NaCl$, é um composto iônico, solúvel em água. Sua dissolução pode ser assim representada:



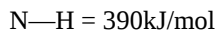
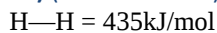
Esse processo também pode ser representado, formalmente, em duas etapas:



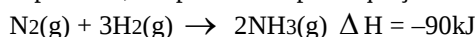
Considerando-se essas etapas da dissolução do cristal, é **CORRETO** afirmar que,

- A) na etapa da solvatação dos íons do cloreto de sódio, ocorre liberação de energia.
- B) na água pura, as interações entre as moléculas são mais fortes que as interações entre os íons no cristal.
- C) na solução de cloreto de sódio, as moléculas de água estabelecem ligações de hidrogênio com os íons sódio.
- D) na etapa da dissociação do cloreto de sódio, a energia do retículo cristalino é liberada.

27) (PUC - SP-2006) Dados: Entalpia de ligação



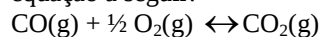
A reação de síntese da amônia, processo industrial de grande relevância para a indústria de fertilizantes e de explosivos, é representada pela equação



A partir dos dados fornecidos, determina-se que a entalpia de ligação contida na molécula de N_2 (N N) é igual a

- A) $-645kJ/mol$
- B) $0kJ/mol$
- C) $645kJ/mol$
- D) $945kJ/mol$
- E) $1125kJ/mol$

28) (VUNESP-2006) 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_2 , conforme a equação a seguir:



Sabe-se que as entalpias de formação para o CO e para o CO_2 são, respectivamente, $-110,5kJ \cdot mol^{-1}$ e $-393,5kJ \cdot mol^{-1}$.

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

- A) consumidos 787kJ.
- B) consumidos 183kJ.
- C) produzidos 566kJ.
- D) produzidos 504kJ.
- E) produzidos 393,5kJ.

29) (UFPB-2006) A relação entre mudança química e energia apresenta-se de diversas formas, tornando-se necessário o conhecimento de conceitos importantes da termodinâmica, que é a área da Química que se preocupa com o estudo da energia e suas transformações. Nesse sentido, considere as seguintes proposições:

- I. Variação de entalpia é a medida da quantidade de calor liberada ou absorvida pela reação química, à pressão constante.
- II. Equação termoquímica é a equação química acrescida do valor da variação de entalpia da reação.
- III. Entalpia molar padrão de formação é a variação de entalpia que ocorre na formação de 1 mol da substância no seu estado padrão, a partir das respectivas substâncias simples também no estado padrão.

Está(ão) correta(s):

- a) todas
- b) nenhuma
- c) apenas I e II
- d) apenas II e III
- e) apenas I e III
- f) apenas II

30) (Mack-2006) Biodiesel — A Terra agradece

O biodiesel é um combustível biodegradável capaz de substituir o diesel tanto em uso veicular, quanto na geração de energia. Pode ser obtido pela reação de óleos vegetais (soja, amendoim e outros) ou de gorduras animais com o etanol. Desse processo, obtém-se também glicerina, que é empregada na fabricação de sabonetes e detergentes.

Há várias espécies vegetais no Norte e Nordeste do Brasil das quais podem ser extraídos óleos para produzir o biodiesel, tais como dendê, babaçu e mamona.

No Semi-árido brasileiro e na região Norte, a inclusão social pode ser incrementada com a produção de biodiesel.

Reduzir a poluição ambiental é hoje um objetivo mundial e o uso do biodiesel, se comparado ao do diesel do petróleo, é vantajoso pela diminuição sensível da emissão na atmosfera, dos gases estufa, monóxido de carbono e dióxido de carbono, e de dióxido de enxofre.

A combustão total de 1,0g de biodiesel de fórmula molecular $C_{20}H_{36}O_2$ faz a temperatura do calorímetro subir $5^\circ C$.

Se para variar em $1^\circ C$ a temperatura do calorímetro são necessários $9,6 kJ/^\circ C$, então o calor de combustão desse biodiesel em kJ/mol é:

- $14784,0 kJ/mol$.
- $2956,8 kJ/mol$.
- $1392,0 kJ/mol$.
- $1540,0 kJ/mol$.
- $7770,0 kJ/mol$.

31) (Mack-2006) 1) $CaCl_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} CaCl_{2(aq.)} \Delta H = -82,7 kJ/mol$.

2) $NH_4NO_{3(s)} \xrightarrow{H_2O} NH_4NO_{3(aq.)} \Delta H = +26,3 kJ/mol$.
Uma aplicação interessante do calor de dissolução são as compressas de emergência (saco plástico com cloreto de cálcio ou nitrato de amônio e ampola de água), usadas em atletas com contusões. Da dissolução das substâncias em água, tal como equacionadas acima, fazem-se as afirmações:

- O cloreto de cálcio é usado em compressas quentes.
- O nitrato de amônio é usado em compressas frias.
- A equação 1 representa uma reação exotérmica.

Dessas afirmações,

- somente I está correta.
- somente II está correta.
- somente I e III estão corretas.
- somente I e II estão corretas.
- I, II e III estão corretas.

32) (PUC - SP-2006) Dados:

ΔH° do hidrogênio = $-286 kJ/mol$

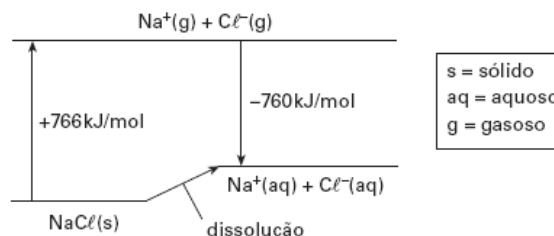
ΔH° do etano = $-1560 kJ/mol$

ΔH° do eteno = $-1411 kJ/mol$

Conhecendo-se a entalpia padrão de combustão do etano, eteno e do hidrogênio, é possível estimar a entalpia padrão da reação de hidrogenação do eteno. O valor obtido por esse método é

- $-435 kJ/mol$.
- $-137 kJ/mol$.
- $137 kJ/mol$.
- $435 kJ/mol$.
- $-3257 kJ/mol$.

33) (FUVEST-2007) A dissolução de um sal em água pode ocorrer com liberação de calor, absorção de calor ou sem efeito térmico. Conhecidos os calores envolvidos nas transformações, mostradas no diagrama que segue, é possível calcular o calor da dissolução de cloreto de sódio sólido em água, produzindo $Na^+(aq)$ e $Cl^-(aq)$.



Com os dados fornecidos, pode-se afirmar que a dissolução de 1mol desse sal

- é acentuadamente exotérmica, envolvendo cerca de $10^3 kJ$.
- é acentuadamente endotérmica, envolvendo cerca de $10^3 kJ$.
- ocorre sem troca de calor.
- é pouco exotérmica, envolvendo menos de $10 kJ$.
- é pouco endotérmica, envolvendo menos de $10 kJ$.

34) (VUNESP-2007) A glicose, $C_6H_{12}O_6$, um dos carboidratos provenientes da dieta, é a fonte primordial de energia dos organismos vivos. A energia provém da reação com oxigênio molecular, formando dióxido de carbono e água como produtos.

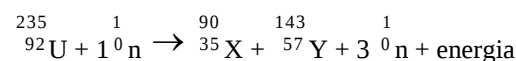
Aplicando a Lei de Hess, calcule a entalpia máxima que pode ser obtida pela metabolização de um mol de glicose.

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

$C_6H_{12}O_{6(s)} = -1270$; $CO_{2(g)} = -400$; $H_2O(l) = -290$.

35) (UFSCar-2007) A queima de 1 litro de gasolina fornece $33 kJ$ de energia. A fissão de somente $1g$ de $^{235}_{92}U$ fornece $8,25 \times 10^7 kJ$ de energia. A bomba de Hiroshima, utilizada pelos Estados Unidos contra o Japão no final da Segunda Guerra Mundial, tinha uma quantidade de urânio de aproximadamente $16 kg$. Essa é a massa crítica necessária para a obtenção da reação em cadeia de fissão e, conseqüentemente, a explosão. Uma esfera de urânio de $12 cm$ de diâmetro tem essa massa de urânio.

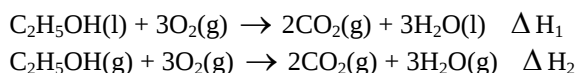
a) Considerando a gasolina como sendo constituída por octano (C_8H_{18}), escreva a reação de combustão completa da gasolina devidamente balanceada. Copie a equação de fissão do urânio dada a seguir no seu caderno de respostas e, analisando a Classificação Periódica, complete a reação, dando os símbolos e os nomes dos elementos X e Y resultantes da fissão do



b) Sabendo que um caminhão-tanque tem capacidade para transportar $40.000 L$ de gasolina, quantos milhões de caminhões-tanque cheios seriam necessários para produzir

quantidade de energia similar àquela liberada na explosão da bomba de Hiroshima?

36) (FUVEST-2008) Pode-se calcular a entalpia molar de vaporização do etanol a partir das entalpias das reações de combustão representadas por



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

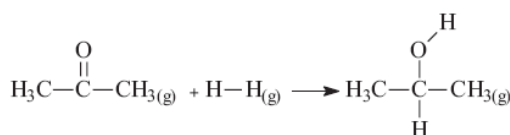
- vaporização da água.
- sublimação do dióxido de carbono.
- formação da água líquida.
- formação do etanol líquido.
- formação do dióxido de carbono gasoso

37) (PUC - PR-2007) A cloração total do metano produz tetracloreto de carbono. Conhecendo as entalpias de formação dos reagentes e produtos na tabela abaixo, determine o valor do ΔH para esta reação.

Substância	Entalpia de formação.
$\text{CH}_4\text{(g)}$	- 17,9 kcal/mol
$\text{Cl}_2\text{(g)}$	zero
$\text{CCl}_4\text{(l)}$	- 33,3 kcal/mol
HCl(g)	- 22,0 kcal/mol

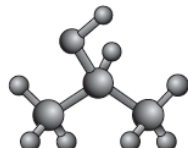
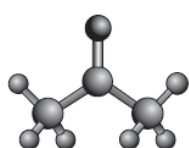
- 103,40 kcal
- 37,40 kcal
- + 103,40 kcal
- + 37,40 kcal
- 139,20 kcal

38) (PUC - RJ-2007) Considere o processo industrial de obtenção do propan-2-ol (isopropanol) a partir da hidrogenação da acetona, representada pela equação abaixo.



acetona

isopropanol



ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C = O	745
H - H	436
C - H	413
C - O	358

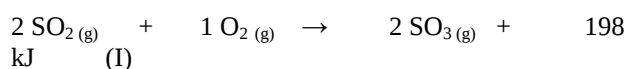
O - H	463
-------	-----

Fazendo uso das informações contidas na tabela acima, é correto afirmar que a variação de entalpia para essa reação, em kJ/mol, é igual a:

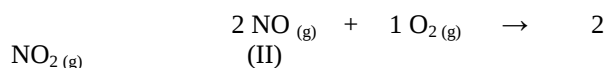
- 53.
- + 104.
- 410.
- + 800.
- 836.

39) (UFSC-2007)

A combustão do dióxido de enxofre é uma etapa intermediária na fabricação de ácido sulfúrico. Essa reação se processa de acordo com a equação I:



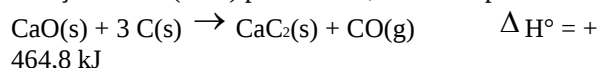
À temperatura ambiente, o dióxido de enxofre é oxidado muito lentamente pelo oxigênio. Porém, em presença de monóxido de nitrogênio, a reação se processa rapidamente, de acordo com as equações II e III:



Com relação às informações do enunciado, é **CORRETO** afirmar que:

- a concentração de monóxido de nitrogênio durante a formação do SO_3 é constante.
- o monóxido de nitrogênio atua como inibidor.
- a adição de catalisador altera a entalpia da reação.
- a formação do SO_3 , à temperatura ambiente e na ausência de monóxido de nitrogênio, é um processo cineticamente desfavorável.
- a formação do SO_3 é um processo endotérmico.
- o monóxido de nitrogênio atua como catalisador diminuindo a energia de ativação da reação.

40) (Fatec-2007) O carbetto de cálcio, CaC_2 , é fabricado pela redução da cal (CaO) pelo carvão, a alta temperatura.



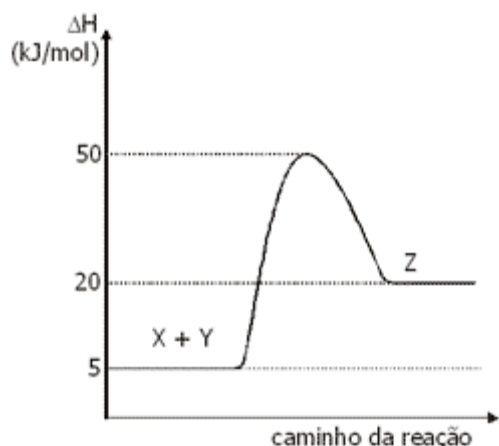
Dados:
massas molares (g/mol):
O 16
Ca 40

Sobre o carbetto de cálcio e sua obtenção são feitas as seguintes afirmações:

- O carbetto de cálcio pode ser usado para fabricar acetileno, importante produto orgânico industrial.

- II. A obtenção de carvão de cálcio é endotérmica.
 III. A quantidade de calor liberada quando 10 g de CaO reagem com carbono em excesso é igual a 183 kJ.
 Dessas afirmações, somente
 a) I e II são corretas.
 b) I e III são corretas.
 c) I é correta.
 d) II é correta.
 e) III é correta.

41) (Mack-2007) O gráfico acima representa a reação $X + Y \rightarrow Z$. Os valores do ΔH e da energia de ativação, em kJ/mol, são, respectivamente,



- a) + 50 e 20.
 b) + 15 e 45.
 c) + 30 e 20.
 d) + 5 e 20.
 e) + 25 e 55.

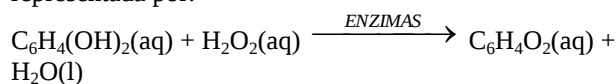
42) (VUNESP-2010) A tabela apresenta informações sobre as composições químicas e as entalpias de combustão para três diferentes combustíveis que podem ser utilizados em motores de combustão interna, como o dos automóveis.

Combustível	ΔH combustão Kcal mol ⁻¹	Massas molares g mol ⁻¹
Gasolina (C ₈ H ₁₈)	- 1222,5	114,0
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	- 326,7	46,0
Hidrogênio (H ₂)	- 68,3	2,0

Com base nas informações apresentadas e comparando esses três combustíveis, é correto afirmar que

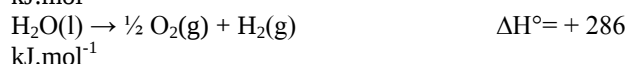
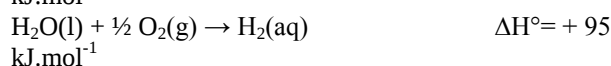
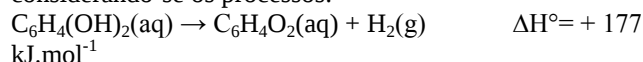
- a) a gasolina é o que apresenta menores impacto ambiental e vantagem energética.
 b) o álcool é o que apresenta maiores impacto ambiental e vantagem energética.
 c) o hidrogênio é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.
 d) a gasolina é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.
 e) o álcool é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.

43) (FUVEST-2010) O besouro bombardeiro espanta seus predadores, expelindo uma solução quente. Quando ameaçado, em seu organismo ocorre a mistura de soluções aquosas de hidroquinona, peróxido de hidrogênio e enzimas, que promovem uma reação exotérmica, representada por:



hidroquinona

O calor envolvido nessa transformação pode ser calculado, considerando-se os processos:



Assim sendo, o calor envolvido na reação que ocorre no organismo do besouro é

- a) -558 kJ.mol⁻¹
 b) -204 kJ.mol⁻¹
 c) +177 kJ.mol⁻¹
 d) +558 kJ.mol⁻¹
 e) +585 kJ.mol⁻¹

44) (ENEM-2009) Nas últimas décadas, o efeito estufa tem-se intensificado de maneira preocupante, sendo esse efeito muitas vezes atribuído à intensa liberação de CO₂ durante a queima de combustíveis fósseis para geração de energia. O quadro traz as entalpias-padrão de combustão a 25 °C (

ΔH_{25}^0) do metano, do butano e do octano.

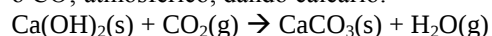
composto	fórmula molecular	massa molar (g/mol)	ΔH_{25}^0 (kJ/mol)
metano	CH ₄	16	- 890
butano	C ₄ H ₁₀	58	- 2.878
octano	C ₈ H ₁₈	114	- 5.471

À medida que aumenta a consciência sobre os impactos ambientais relacionados ao uso da energia, cresce a importância de se criar políticas de incentivo ao uso de combustíveis mais eficientes. Nesse sentido, considerando-se que o metano, o butano e o octano sejam representativos do gás natural, do gás liquefeito de petróleo (GLP) e da gasolina, respectivamente, então, a partir dos dados fornecidos, é possível concluir que, do ponto de vista da quantidade de calor obtido por mol de CO₂ gerado, a ordem crescente desses três combustíveis é

- a) gasolina, GLP e gás natural.
 b) gás natural, gasolina e GLP.
 c) gasolina, gás natural e GLP.
 d) gás natural, GLP e gasolina.
 e) GLP, gás natural e gasolina.

45) (Unirio-1999) Os romanos utilizavam CaO como argamassa nas construções rochosas. O CaO era misturado

com água, produzindo Ca(OH)_2 , que reagia lentamente com o CO_2 atmosférico, dando calcário:



Substância ΔH (KJ/Mol)

$\text{Ca(OH)}_2(\text{s})$ -986,1

$\text{CO}_2(\text{g})$ -1206,9

$\text{CaCO}_3(\text{s})$ -393,5

$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ -241,8

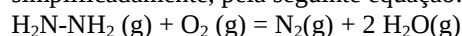
A partir dos dados da tabela acima, a variação de entalpia da reação, em KJ/mol, será igual a:

- A) +138,2
- B) +69,1
- C) -69,1
- D) -220,8
- E) -2828,3

46) (Unicamp-1999)

Ligação	Entalpia / kJ mol ⁻¹
H-H	436
H-O	464
N-N	163
N=N	514
N≡N	946
C-H	413
N-H	389
O=O	498
O-O	134
C=O	799

A hidrazina ($\text{H}_2\text{N-NH}_2$) tem sido utilizada como combustível em alguns motores de foguete. A reação de combustão que ocorre pode ser representada, simplificada, pela seguinte equação:



A entalpia dessa reação pode ser estimada a partir dos dados de entalpia das ligações químicas envolvidas. Para isso, considera-se uma absorção de energia quando a ligação é rompida, e uma liberação de energia quando a ligação é formada. A tabela (ver imagem) apresenta dados de entalpia por mol de ligações rompidas.

- a) Calcule a variação de entalpia para a reação de combustão de um mol de hidrazina.
- b) Calcule a entalpia de formação da hidrazina sabendo-se que a entalpia de formação da água no estado gasoso é de -242 kJ mol⁻¹.

47) (Fuvest-2000) Com base nos dados da tabela,

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

pode-se estimar que o ΔH da reação representada por $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{g})$,

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

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

48) (PUC - RS/1-2002) Isômeros são moléculas que têm a mesma fórmula molecular, mas diferentes arranjos dos átomos. Um composto com fórmula C_4H_8 apresenta três isômeros cujas entalpias de combustão estão indicadas na tabela a seguir:

Nome do Isômero	Calor de combustão (kJ/Mol)
1 - buteno	-2696,7
Cis - 2 -buteno	-2687,5
Trans - 2 buteno	-2684,2

A transformação do isômero cis-2-buteno para o trans-2-buteno apresenta uma variação de entalpia em kJ/mol de aproximadamente

- A) +20,5
- B) +12,5
- C) -9,2
- D) -5,4
- E) -3,3

49) (UnB-2001) Atualmente, uma opção também considerada para o problema dos combustíveis é o uso de gás hidrogênio. Esse gás apresenta diversas vantagens, entre as quais o fato de sua combustão não gerar substâncias poluentes. O calor latente de vaporização, a 100 ° C, do produto obtido na combustão do gás hidrogênio é igual a 539 cal/g. Considerando essas informações, julgue os itens que se seguem.

- (1) A quantidade de calor envolvida na vaporização de 1 mol do produto da combustão do H_2 é superior a 9 kcal.
- (2) Independentemente da quantidade de $\text{H}_2(\text{g})$ utilizada na queima, a variação de entalpia será a mesma.
- (3) Se as medidas forem realizadas nas mesmas condições de temperatura e pressão, o valor da variação de entalpia por mol de produto obtido para a reação de combustão do $\text{H}_2(\text{g})$ será diferente do valor da entalpia-padrão de formação desse produto.

50) (Fuvest-2001) 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 kJ/mol de C_2H_2 e -3168 kJ/mol de C_6H_6 .

a) Calcule a variação de entalpia, por mol de benzeno, para a transformação de acetileno em benzeno (ΔH_1).

O diagrama acima mostra as entalpias do benzeno e de seus produtos de combustão, bem como o calor liberado na combustão (ΔH_2).

b) Complete o diagrama acima para a transformação de acetileno em benzeno, considerando o calor envolvido nesse processo (ΔH_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 (ΔH_3) do 1,5-hexadiino gasoso, produzindo CO_2 e H_2O 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?

51) (Unicamp-2000) Somos extremamente dependentes de energia. Atualmente, uma das mais importantes fontes de energia combustível é o petróleo. Pelo fato de não ser renovável, torna-se necessária a busca de fontes alternativas.

Considere uma gasolina constituída apenas de etanol e de n-octano, com frações molares iguais. As entalpias de combustão do etanol e do n-octano são -1368 e -5471 kJ/mol , respectivamente. A densidade dessa gasolina é $0,72 \text{ g/cm}^3$ e a sua massa molar aparente, $80,1 \text{ g/mol}$.

a) Escreva a equação química que representa a combustão de um dos componentes dessa gasolina.

b) Qual a energia liberada na combustão de $1,0 \text{ mol}$ dessa gasolina?

c) Qual a energia liberada na combustão de $1,0 \text{ litro}$ dessa gasolina?

52) (Mack-2002) A queima de $4,0 \text{ Kg}$ de metano (CH_4) liberou $53\,200 \text{ kcal}$. O calor de combustão de um mol de metano é igual a:

Dada a massa molar do metano: 16 g/mol .

a) $13\,300 \text{ kcal}$.

b) $0,66 \text{ kcal}$.

c) $212,8 \text{ kcal}$.

d) $13,3 \text{ kcal}$.

e) $212\,800 \text{ kcal}$.

53) (UFMG-2002) Ao se sair molhado em local aberto, mesmo em dias quentes, sente-se uma sensação de frio. Esse fenômeno está relacionado com a evaporação da água que, no caso, está em contato com o corpo humano. Essa sensação de frio explica-se **CORRETAMENTE** pelo fato de que a evaporação da água

A) é um processo endotérmico e cede calor ao corpo.

B) é um processo endotérmico e retira calor do corpo.

C) é um processo exotérmico e cede calor ao corpo.

D) é um processo exotérmico e retira calor do corpo.

54) (Mack-2001) Uma pessoa ingeriu, durante um almoço, $90,0 \text{ g}$ de vegetais verdes, $35,0 \text{ g}$ de batatas fritas, $50,0 \text{ g}$ de arroz, $100,0 \text{ g}$ de frango grelhado e, como sobremesa, $120,0 \text{ g}$ de sorvete. Para gastar a energia obtida nesse almoço, a pessoa resolveu correr. Se a energia consumida por hora de corrida é de 2600 kJ , o tempo em minutos que ela deve permanecer correndo para queimar toda energia adquirida no almoço é de, aproximadamente:

Tabela de valor energético dos alimentos

Alimento	kJ/grama
Vegetais verdes	1,0
Batata frita	24,0
Arroz	15,0
Frango grelhado	6,0
Sorvete	11,0

a) 43

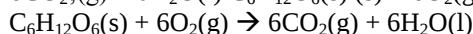
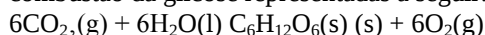
b) 83

c) 60

d) 98

e) 90

55) (Fuvest-1994) Considere a reação de fotossíntese (ocorrendo em presença de luz e clorofila) e a reação de combustão da glicose representadas a seguir:



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

a) libera $1,4 \times 10^6 \text{ J}$.

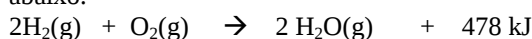
b) libera $2,8 \times 10^6 \text{ J}$.

c) absorve $1,4 \times 10^6 \text{ J}$.

d) absorve $2,8 \times 10^6 \text{ J}$.

e) absorve $5,6 \times 10^6 \text{ J}$.

57) (UFC-1999) Com a atual crise energética mundial, cresceu o interesse na utilização do H_2 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.



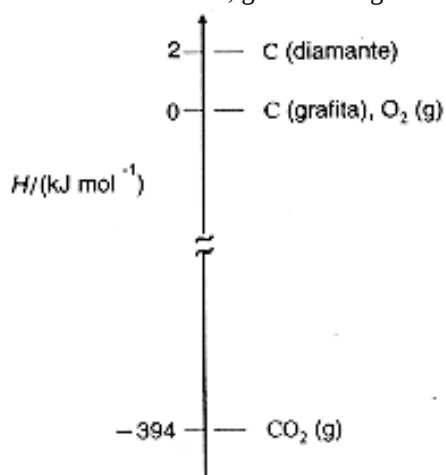
Assinale a alternativa correta.

a) A combustão de um mol de $\text{H}_2(\text{g})$ consome $\frac{1}{2}$ mol de $\text{O}_2(\text{g})$, formando um mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, 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 (H_3O^+).
- 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.

58) (UFMG-1997) Considere o seguinte diagrama de entalpia, envolvendo o dióxido de carbono e as substâncias elementares diamante, grafita e oxigênio.



Considerando esse diagrama, assinale a afirmativa **FALSA**.

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

59) (UFMG-1998) Combustíveis orgânicos liberam CO_2 , em sua combustão. O aumento da concentração de CO_2 na atmosfera provoca um aumento do efeito estufa, que contribui para o aquecimento do planeta. A tabela abaixo informa o valor aproximado da energia liberada na queima de alguns combustíveis orgânicos, a 25°C .

COMBUSTÍVEL		
Nome	Fórmula	Energia liberada / $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	1400
metano	CH_4	900
metanol	CH_3OH	730
n-octano	C_8H_{18}	5600

O combustível que apresenta o maior quociente energia liberada/quantidade de CO_2 produzido é o

- A) metano.
- B) etanol.
- C) n-octano.
- D) metanol.

60) (UECE-2002) Observe a tabela abaixo:

Substância	Massa molar (g/mol)	Entalpia de Formação (ΔH_f^0) KJ/mol	Energia livre de formação (ΔG_f^0) KJ/mol	Entropia molar (S_m^0) J/K.mol
$\text{C}_{(\text{s})}$ grafite	12,01	0	0	5,740
$\text{C}_{(\text{s})}$ diamante	12,01	+1,895	+2,900	2,377

Para sua maior durabilidade, algumas brocas e outros objetos de corte são revestidos de diamante produzido a partir do grafite. Usando os dados da tabela anterior, calcule a entalpia-padrão, a entropia e a energia livre para a conversão do grafite em diamante e assinale a alternativa **FALSA**.

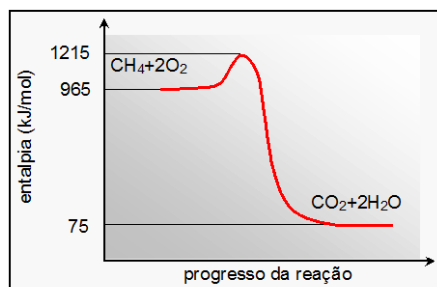
- a) o diamante é uma forma alotrópica mais estável que o grafite
- b) podemos afirmar que a conversão do grafite em diamante é um processo não-espontâneo
- c) todo processo exotérmico é necessariamente espontâneo
- d) a variação de entalpia (ΔH) na conversão de um mol de grafite em diamante é positiva, significando que se trata de uma reação endotérmica

61) (UFF/1-2000) A primeira Lei da Termodinâmica, denominada Lei da Conservação da Energia estabelece: "A energia do Universo é constante". Num sistema que realiza um trabalho de 125 J, absorvendo 75 J de calor, a variação de energia é igual a:

- A) -125 J
- B) -75 J
- C) -50 J
- D) 75 J
- E) 200 J

62) (UFPE-2002) O metano é um poluente atmosférico e sua combustão completa é descrita pela equação química balanceada e pode ser esquematizada pelo diagrama abaixo.

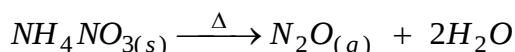
$$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$



Sobre este processo químico, podemos afirmar que:

- A) a variação de entalpia é -890 kJ/mol, e portanto é exotérmico.
 B) a entalpia de ativação é -1140 kJ/mol.
 C) a variação de entalpia é -1140 kJ/mol, e portanto é endotérmico.
 D) a entalpia de ativação é 890 kJ/mol.
 E) a entalpia de ativação é -890 kJ/mol.

63) (PUC-MG-2001) O gás hilariante (N_2O) tem características anestésicas e age sobre o sistema nervoso central, fazendo com que as pessoas riem de forma histérica. Sua obtenção é feita a partir de decomposição térmica do nitrato de amônio (NH_4NO_3), de acordo com a seguinte reação:



As entalpias de formação das substâncias N_2O , H_2O e NH_4NO_3 são respectivamente: $+19,5$ Kcal/mol, $-57,8$ Kcal/mol e $-87,3$ Kcal/mol. A variação de entalpia (ΔH) para a reação de decomposição, em Kcal, é igual a:

- A) $+8,8$
 B) $-49,0$
 C) $-8,8$
 D) $+49,0$

64) (UFRN-1997) Para prevenir explosões nas Regiões Petrolíferas do Rio Grande do Norte, ocorre perda de energia quando se queima o gás natural (hidrocarbonetos), que poderia ser aproveitado na indústria. Na combustão de um mol de metano, há liberação de 890 kJ.

Na queima de 1 kg desse hidrocarboneto, a energia térmica produzida, em kg, é igual a:

- a) 5.463
 b) 16.000
 c) 8.900
 d) 89.000
 e) 55.479

65) (UFRN-1999) Ao se medir o calor liberado por uma reação de dissolução de NaOH em água, verificou-se que, para 5 g de material dissolvido, foram liberados Q kJ de calor.

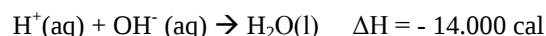
Conclui-se que o calor liberado por um mol de NaOH é:

- A) $0,8$ kJ
 B) $8Q$ kJ
 C) 12 kJ
 D) $1,2Q$ kJ

Dado: Na=23;O=16;H=1

66) (UFRJ-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 700 g de solução atingisse 30°C , devido à liberação de calor da reação de neutralização.

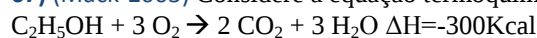
a) Admitindo que 1 caloria aumenta em 1°C a temperatura de $1,0$ grama da solução final e que



calcule a massa de hidróxido de sódio contida na solução básica original.

b) Escreva a fórmula química do sal formado por essa reação.

67) (Mack-2003) Considere a equação termoquímica:



O volume de etanol, em litros, que ao ser queimado libera tanta energia quanto a liberada na produção de um mol de hélio, é aproximadamente igual a:

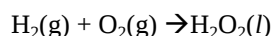
- A) $13,2 \times 10^5$
 B) $6,0 \times 10^7$
 C) $3,0 \times 10^3$
 D) $8,0 \times 10^4$
 E) $7,5 \times 10^5$

Dados:

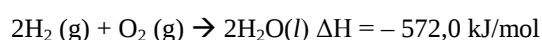
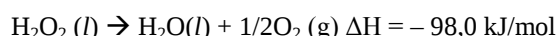
Massa molar do etanol $\square$ 46 g/mol

Densidade do etanol $\square$ $0,76$ g/ml

68) (Vunesp-2003) O peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , é um líquido incolor cujas soluções são alvejantes e anti-sépticas. Esta “água oxigenada” é preparada num processo cuja equação global é:



Dadas as equações das semi-reações:



pergunta-se:

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

69) (Fuvest-2003) O 2-metilbutano pode ser obtido pela hidrogenação catalítica, em fase gasosa, de qualquer dos seguintes alcenos isoméricos:

2-metil-2-butenos + H₂ → □ 2-metilbutano ΔH₁ = -113 kJ/mol

2-metil-1-butenos + H₂ → □ 2-metilbutano ΔH₂ = -119 kJ/mol

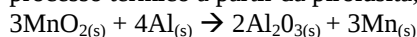
3-metil-1-butenos + H₂ → □ 2-metilbutano ΔH₃ = -127 kJ/mol

a) Complete o esquema da página ao lado com a fórmula estrutural de cada um dos alcenos que faltam. Além disso, ao lado de cada seta, coloque o respectivo □H de hidrogenação.

b) Represente, em uma única equação e usando fórmulas moleculares, as reações de combustão completa dos três alcenos isoméricos.

c) A combustão total de cada um desses alcenos também leva a uma variação negativa de entalpia. Essa variação é igual para esses três alcenos? Explique.

70) (UEL-2003) A pirolusita é um dos mais importantes minérios que contém o dióxido de manganês (MnO₂). Na indústria metalúrgica, o manganês puro pode ser obtido por processo térmico a partir da pirolusita, através da reação:



Entalpias de formação a 25 °C e 1 atm em kJ/mol:

MnO₂(s) = - 521,0; Al₂O₃(s) = - 1676,0

Massa molar (g/mol): Mn = 55,0

Com base nessas informações, é correto afirmar que na produção de 11,0 g de manganês puro, a partir das entalpias de formação das substâncias, ocorre:

- Absorção de 358 kJ de energia.
- Liberação de 358 kJ de energia.
- Absorção de 119 kJ de energia.
- Liberação de 119 kJ de energia.
- Liberação de 146 kJ de energia.

Gabarito

1) Alternativa: B

2) Alternativa: B

3) Alternativa: B

4) Alternativa: C

5) Alternativa: C

6) Alternativa: D

7) Alternativa: A

8) a) 36,0 kJ

b) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$

9) Alternativa: A

10) Alternativa: C

11) a) $3,0 \times 10^3 \text{ kJ}$ 1 mol glicose
 $1,0 \times 10^{16} \text{ kJ}$ x

Para 1 mol de glicose formada há o consumo de 6 mols de CO_2 . Então a quantidade formada de CO_2 será: $2,0 \times 10^{13}$ mol de CO_2

Como a massa molar do CO_2 é 44 g/mol, a massa do CO_2 formada por dia é:

$= 8,8 \times 10^8$ tonelada

($10^6 \text{ g} = 1$ tonelada)

b) Sim, pois tanto a glicose quanto a frutose têm 7 ligações C-H, 5 ligações C-C, 5 ligações C-O, 5 ligações O-H e 1 ligação C=O.

12) Alternativa: E

13) Alternativa: B

14) Alternativa: D

15) Alternativa: B

16) Resposta: B

I) A queima do gás é um processo que libera calor, portanto, exotérmico.

II) Água fervendo corresponde à passagem do estado líquido para o gasoso, o que envolve absorção de calor, portanto, é um processo endotérmico.

17) Resposta: 66 Cal

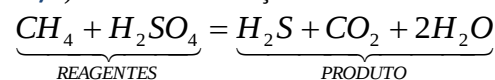
18) Resposta:

a) Gasto energético total = $6048 + 760 + 2419,2 = 9227,2 \text{ kJ}$

b) $x = 48,8 \text{ g}$ de massa corpórea perdida

19) Alternativa: C

20) a) Analisando a reação



entre os reagentes, temos um ácido forte (H_2SO_4) transformando-se em ácidos fracos (H_2S e H_2CO_3). Logo, o meio irá ficar menos ácido e o pH aumentará.

b) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S} + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

$-75 \text{ kJ} - 909 \text{ kJ} - 21 \text{ kJ} - 394 \text{ kJ} \cdot 2 = (-286 \text{ kJ})$

$\Delta H = H_P - H_R$

$\Delta H = (-21 - 394 - 572) - (-75 - 909)$

$\Delta H = (-987) - (-984)$

$\Delta H = -987 + 984$

, logo a reação será **exotérmica**. $\Delta H = -3 \text{ kJ/mol}$

21) a) Equação balanceada:

$106\text{CO}_2 + 16\text{NO}_3^- + 1\text{HPO}_4^{2-} + 122\text{H}_2\text{O} + 18\text{H}^+ =$

$1\text{C}_{106}\text{H}_{263}\text{O}_{110}\text{N}_{16}\text{P} + 138\text{O}_2$

b) A formação do fitoplâncton absorve energia, pois necessita da penetração de luz solar.

c) Produção do gás oxigênio (O_2) e consumo de CO_2 .

22) a) $H_{\text{reagentes}} = -75 \text{ kJ} + (-242 \text{ kJ}) = -317 \text{ kJ}$

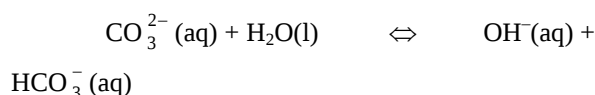
$H_{\text{produtos}} = -110 \text{ kJ} + 3 \cdot (0) = -110 \text{ kJ}$

$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$

$\Delta H = -110 \text{ kJ} - (-317 \text{ kJ})$

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

b) Como o CO_2 é um óxido ácido, a utilização de uma solução de caráter básico aumentará a absorção de gás carbônico devido à ocorrência da reação de neutralização. A solução aquosa de K_2CO_3 apresenta caráter básico devido à hidrólise do ânion carbonato:



23) Alternativa: B

24) Alternativa: D

25) Alternativa: D

26) Alternativa: A

27) Alternativa: D

28) Alternativa: C

29) Alternativa: A

30) Alternativa: A

31) Alternativa: E

32) Alternativa: B

33) Alternativa: E

34) $C_6H_{12}O_{6(s)} + 6O_{2(g)} \rightarrow 6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)} \Delta H = -2870 \text{ kJ}$

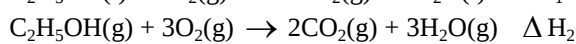
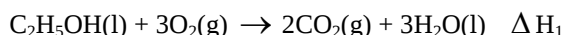
35) Resposta:

a) Conservação da carga nuclear: $92 = 35 + 57$.

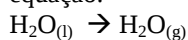
Consultando-se a Tabela Periódica: $^{90}_{35}\text{Br}$ e $^{143}_{57}\text{La}$

b) São necessários 10^6 caminhões-tanque, ou seja, 1 milhão de caminhões-tanque.

36) A entalpia de vaporização do etanol pode ser calculada através da Lei de Hess:



Contudo, ao somarmos as equações, não podemos cancelar os termos $3H_2O(l)$ e $3H_2O(g)$, pois estão em estados físicos distintos. Assim, necessitaríamos da entalpia de vaporização da água para podermos contabilizar na equação.



37) Alternativa: A

38) Alternativa: A

39) Resposta: 41

01-V

02-F

04-F

08-V

16-F

32-V

40) Alternativa: A

41) Alternativa: B

42) Alternativa: C

43) Alternativa: B

44) Alternativa: A

45) Alternativa: C

46) a) $\Delta H = -285 \text{ kJ/mol}$

b) $+101 \text{ kJ/mol}$

47) Alternativa: A

48) Alternativa: E

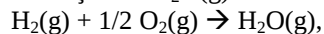
49) Item Certo: (1)

Itens Errados: (2) e (3)

Resolução:

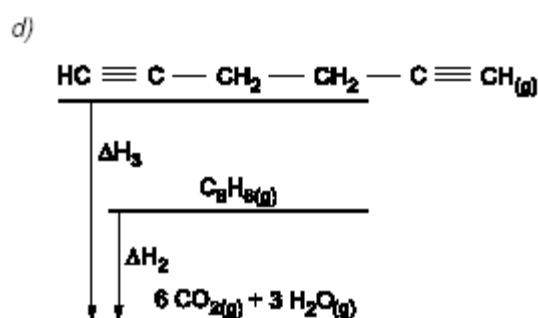
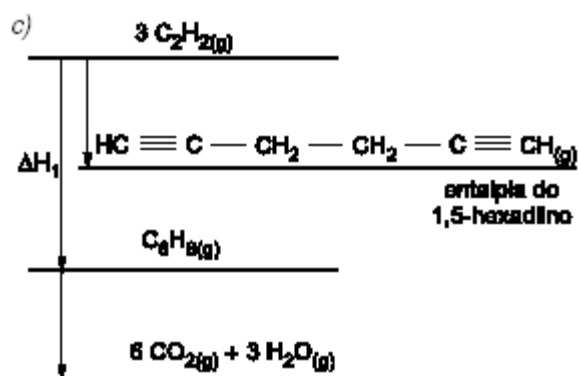
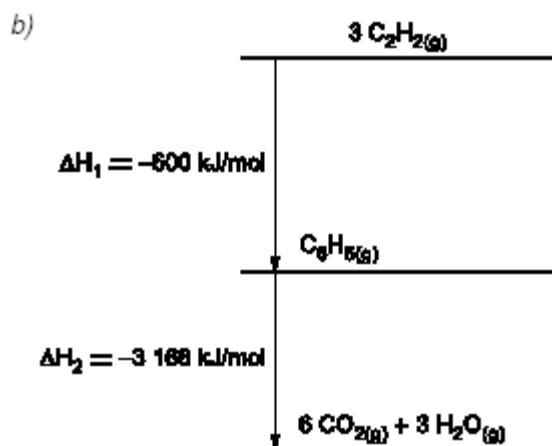
(2) A variação de entalpia (ΔH) depende da quantidade de matéria.

(3) O fenômeno abaixo mostra a combustão do $H_2(g)$ e a formação do $H_2O(g)$:



Por isso o valor de variação de entalpia dos dois processos é igual, nas condições padrão.

50) a) -600 kJ/mol



- 51) a) $C_2H_6O + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$
etanol
 $C_8H_{18} + O_2 \rightarrow 8CO_2 + 9H_2O$
n-octano
b) -3419,5 kJ/mol de gasolina
c) 30776kJ.

52) Alternativa: C

53) Alternativa: B

54) Alternativa: B

55) Alternativa: C

56) Resposta: F,F,V,V,V

57) Resposta : A

58) Alternativa: B

59) Alternativa: A

60) Alternativa: C

61) Alternativa: C

62) Alternativa: A

63) Alternativa: C

64) Alternativa: E

65) Alternativa: B

66) Resposta:

- a)
 $1\text{ g} \rightarrow 1^\circ\text{C} \rightarrow 1\text{ cal}$
 $700\text{ g} \rightarrow 1^\circ\text{C} \rightarrow 700\text{ cal}$
 $700\text{ g} \rightarrow 10^\circ\text{C} \rightarrow 7000\text{ cal}$

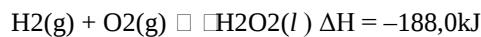
$$\begin{array}{l} 40\text{ g} \rightarrow 14000\text{ cal} \\ x\text{ g} \rightarrow 7000\text{ cal} \quad x = 20\text{ g} \end{array}$$

b)
NaCl O₄

67) Alternativa: D

68) Resposta

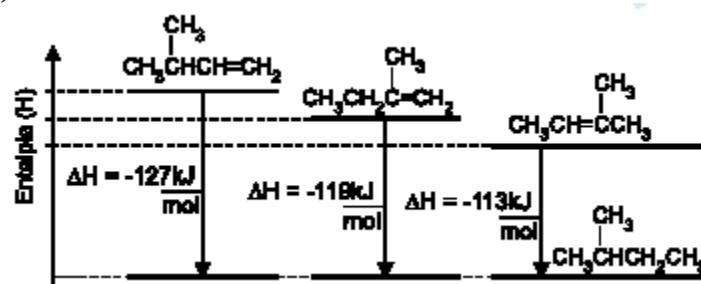
a) A primeira equação é invertida e a segunda é dividida por 2 e depois soma-se.



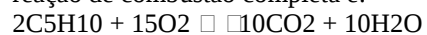
b) Reação exotérmica, porque o ΔH é negativo.

69) Resposta:

a)



b) Fórmula molecular C_5H_{10} , portanto, a equação da reação de combustão completa é:



c) Pelo gráfico, verifica-se que o conteúdo energético (calor de formação) de cada isômero é diferente. Como os produtos na combustão dos três isômeros são os mesmos, o ΔH de combustão dos três isômeros será diferente.

70) Alternativa: D