

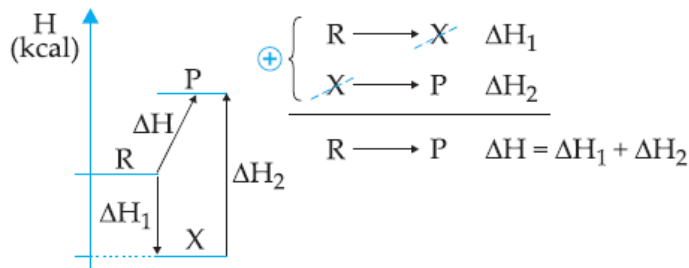


Lei de Hess

LEI DE HESS (ESTADOS INICIAL E FINAL)

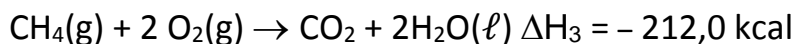
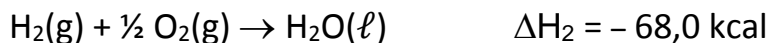
A quantidade de calor (absorvida ou liberada) em uma reação química depende exclusivamente dos estados inicial e final da reação, não dependendo se a reação ocorre em uma ou várias etapas.

Exemplo

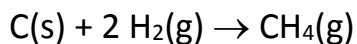


EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

01 (FEI-SP) São dadas as seguintes variações de entalpia de combustão.



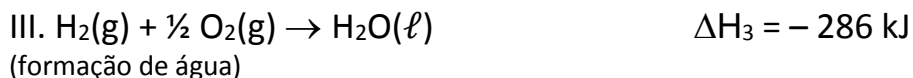
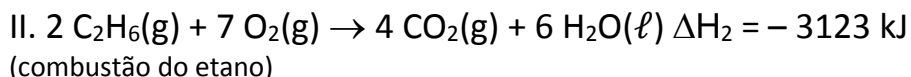
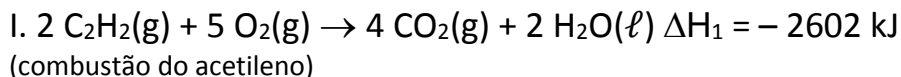
Considerando a formação do metano, segundo a equação:



A quantidade em quilocalorias, em valor absoluto, envolvido na formação de 1 mol de metano, é :

- a) 442
- b) 50
- c) 18
- d) 254
- e) 348

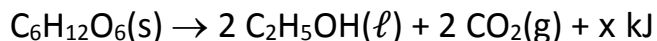
02 (Vunesp-SP) São dadas as equações termoquímicas a 25 °C e 1 atm:



a) Aplique a lei de Hess para a determinação do ΔH da reação de hidrogenação do acetileno, de acordo com a equação: $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$

b) Calcule o ΔH da reação de hidrogenação do acetileno

03 (CEETE) A fermentação que produz o álcool das bebidas alcoólicas é uma reação exotérmica representada pela equação:



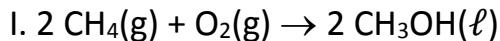
Considerando-se as equações que representam as combustões da glicose e do etanol:



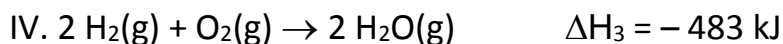
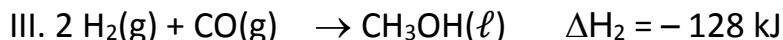
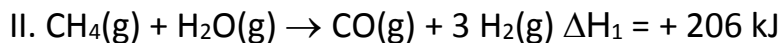
pode-se concluir que o valor de x em kJ/mol de glicose é :

- a) 140 b) 280 c) 1490 d) 4330 e) 5540

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



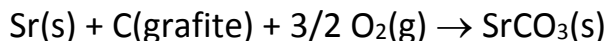
Dado que:



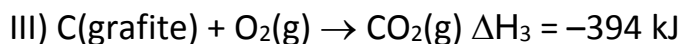
a) Calcule a variação de entalpia (ΔH°) da reação I, a partir dos dados fornecidos.

b) Determine o calor liberado na reação III, quando 280 gramas de monóxido de carbono são consumidos.

05 (FMTM-MG) A cor vermelha de certos fogos de artifício é devida ao carbonato de estrôncio, cuja formação é representada pela equação:



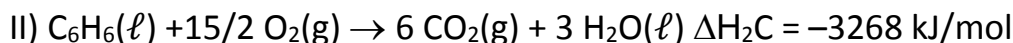
Sendo dados os ΔH°



Pode-se afirmar que a entalpia de formação do carbonato de estrôncio, em kJ/mol, é:

- a) -628
- b) -986
- c) +986
- d) -1 220
- e) +1 220

06 (FMS.J. Rio Preto-SP) São dadas as equações termoquímicas e as respectivas entalpias de combustão ($\Delta H^\circ\text{C}$) a 25°C.



- a) Utilizando essas equações e aplicando a lei de Hess, escreva a reação e formação do $\text{C}_6\text{H}_6(\ell)$ (benzeno).
- b) Calcule a entalpia padrão de formação ($\Delta H^\circ\text{C}$) a 25 °C do $\text{C}_6\text{H}_6(\ell)$.

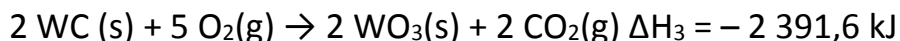
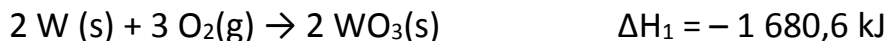
07 (UFMT-MT) O carbetto de tungstênio (WC) apresenta elevada dureza, sendo por isso usado na fabricação de ferramentas de corte e de brocas.

Considere as informações.

Equação de formação do carbetto de tungstênio:



Equações de combustão dos elementos e do carbetto de tungstênio:



Seja x o calor de formação de 2 mols de carbetto de tungstênio. A partir dessas informações, calcule - x.

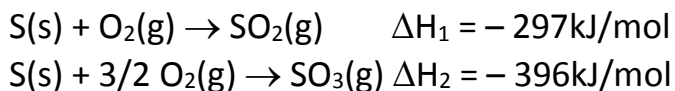
08 (Unitau-SP) Sejam as seguintes afirmações, que representam consequências importantes da lei de Hess:

- I) Invertendo-se uma equação termoquímica, o calor ou a entalpia de reação permanecerá inalterado.
 - II) Multiplicando-se ou dividindo-se uma equação termoquímica, o calor da reação permanece inalterado.
 - III) Podemos somar algebricamente equações termoquímicas.
- a) Nenhuma é correta
 - b) Todas são corretas
 - c) Somente I é correta
 - d) Somente II é correta
 - e) Somente III é correta

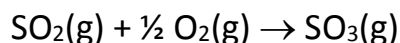
09 (Fatec-SP) Considere as afirmações a seguir, segundo a lei de Hess:

- I) O calor de reação (ΔH) depende apenas dos estados inicial e final do processo.
 - II) As equações termoquímicas podem ser somadas como se fossem equações matemáticas.
 - III) Podemos inverter uma equação termoquímica desde que inverta o sinal de ΔH .
 - IV) Se o estado final do processo for alcançado por vários caminhos, o valor de ΔH dependerá dos estados intermediários através dos quais o sistema pode passar.
- Conclui-se que:
- a) as afirmações I e II são verdadeiras.
 - b) as afirmações II e III são verdadeiras.
 - c) as afirmações I, II, III são verdadeiras.
 - d) todas são verdadeiras.
 - e) todas são falsas.

10 (Puc-Campinas-SP) Dadas as equações termoquímicas:



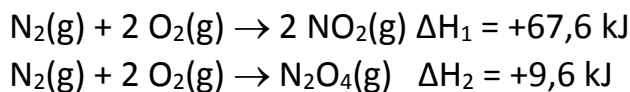
Pode-se concluir que a reação:



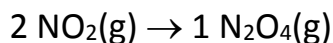
tem ΔH , em kJ/mol, igual a:

- a) +693
- b) -693
- c) +99,0
- d) -99,0
- e) +44,5

11 (Fuvest-SP) Com base nas variações de entalpia associadas às reações a seguir:

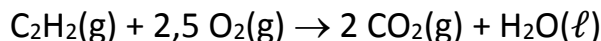


Pode-se prever que a variação de entalpia associada à reação de dimerização do NO_2 será igual a:

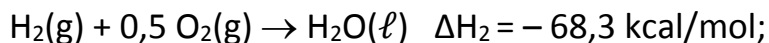


- a) -58,0 kJ
- b) +58,0 kJ
- c) -77,2 kJ
- d) +77,2 kJ
- e) +648 kJ

12 (PucCamp-SP) O acetileno (C_2H_2) usado nos maçaricos de “solda a oxigênio” queima conforme a equação:



Dados:



A diferença de entalpia para a combustão completa do acetileno será:

a) $-188,2$ kcal/mol

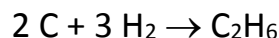
b) -330 kcal/mol

c) $-310,7$ kcal/mol

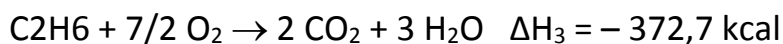
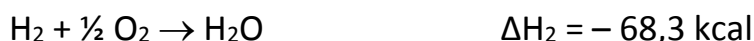
d) $-376,4$ kcal/mol

e) -115 kcal/mol

13 (FAAP-SP) Calcule o calor da reação representada pela equação:



sabendo que:



a) $+20,4$ kcal

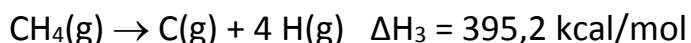
b) $-20,4$ kcal

c) $+40,8$ kcal

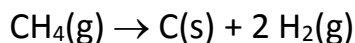
d) $-40,8$ kcal

e) zero

14 (UFSC-SC) Dadas as seguintes equações:



Calcule a entalpia para a reação:



Arredonde o resultado para o inteiro mais próximo e marque este número.

a) 120 kcal

b) 358 kcal

c) 16 kcal

d) -120 kcal

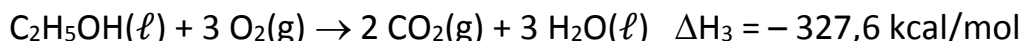
e) -16 kcal

15 (Fuvest-SP) A entalpia de combustão da grafite a gás carbônico é -94 kcal/mol.

A do monóxido de carbono gasoso a gás carbônico é -68 kcal/mol. Desses dados, pode-se concluir que a entalpia de combustão da grafite a monóxido de carbono gasoso, expressa em kcal/mol vale:

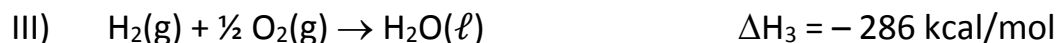
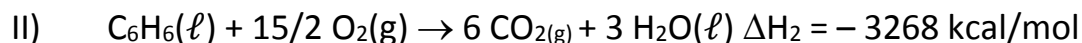
- a) +13
- b) +26
- c) -13
- d) -26
- e) -162

16 Através das reações:



podemos concluir que a variação de entalpia da formação do etanol é, aproximadamente:

17 (Famerp-SP) São dadas as equações termoquímicas e as respectivas entalpias de combustão (ΔH°) a 25°C .



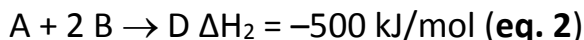
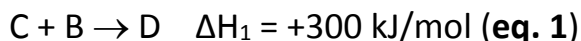
Utilizando essas equações e aplicando a lei de Hess, escreva a reação de formação do $\text{C}_6\text{H}_6(\ell)$ (benzeno).

18 (Fuvest-SP) De acordo com os dados:



Qual é o calor em kcal envolvido na vaporização de 120 g de C_{graf} ? (massa molar do C = 12 g mol^{-1})

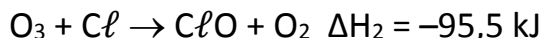
19 (UFV-MG) Considere as seguintes equações:



a) Determine o calor da reação: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ (equação 3)

b) Classifique cada uma das reações representadas pelas equações 1, 2 e 3 como endotérmica ou exotérmica.

20 (PUC-MG) Os propelentes de aerossol são normalmente clorofluorcarbonos (CFC), que, com o seu uso contínuo, podem reduzir a blindagem de ozônio na atmosfera. Na estratosfera, os CFCs e o O₂ absorvem radiação de alta energia e produzem, respectivamente, átomos de cloro (que têm efeito catalítico para remover o ozônio) e átomos de oxigênio.



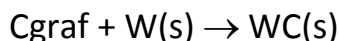
O valor de ΔH , em kJ, para a reação de remoção de ozônio, representada pela equação $\text{O}_3 + [\text{O}] \rightarrow 2 \text{O}_2$, é igual a:

- a) -299.
- b) -108.
- c) -12,5.
- d) +108.
- e) +299.

21 (UNI-RIO) O elemento químico tungstênio, de símbolo W, é muito utilizado em filamentos de lâmpadas incandescentes comuns. Quando ligado a elementos como carbono ou boro, forma substâncias quimicamente inertes e duras.

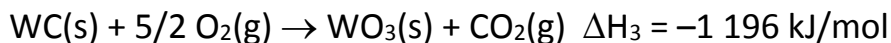
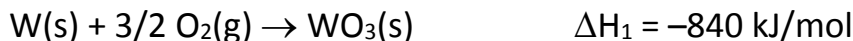
O carvão de tungstênio, WC(s), é muito utilizado em ponteiros de ferramentas como perfuratrizes, esmeris, lixas para metais etc.

Essa substância pode ser obtida pela reação:



A partir das reações a seguir, calcule o ΔH de formação para o WC(s).

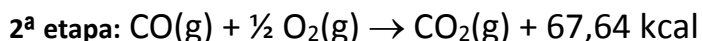
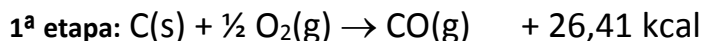
Dados:



22 (UFPEL-RS) A queima de matéria rica em carbono, em geral, seja a combustão de derivados de petróleo (negro de fumo), de madeira (carvão) etc., é representada pela seguinte equação termoquímica:

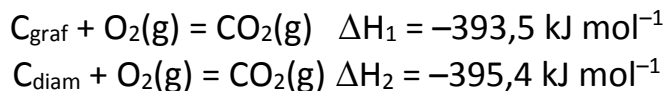


Essa reação ocorre, normalmente, em duas etapas, a saber:



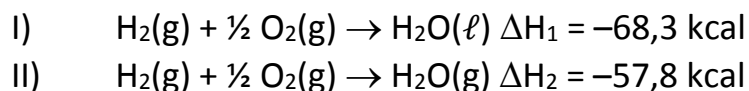
- a) Através da soma das duas etapas da reação, mostre que a lei de Hess foi seguida.
- b) As reações citadas estão representadas por equações termoquímicas. O que diferencia uma equação química simples de uma equação termoquímica?
- c) Qual será o calor liberado na formação de 5 mol de monóxido de carbono?

23 (Unicamp-SP) Grafita e diamante são formas alotrópicas do carbono, cujas equações de combustão são apresentadas a seguir:



- 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? (massa molar do C = 12 g mol⁻¹)

24 (Cesgranrio-RJ) Considerando os processos:



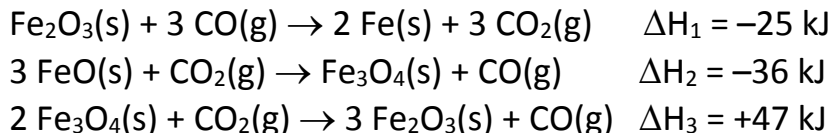
o valor de ΔH para $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$ é:

- a) +126,1 kcal. b) -97,2 kcal. c) -10,5 kcal. d) -136,6 kcal. e) -21,0 kcal.

25 Um passo no processo de produção de ferro metálico, Fe(s), é a redução do óxido ferroso (FeO) com monóxido de carbono (CO).

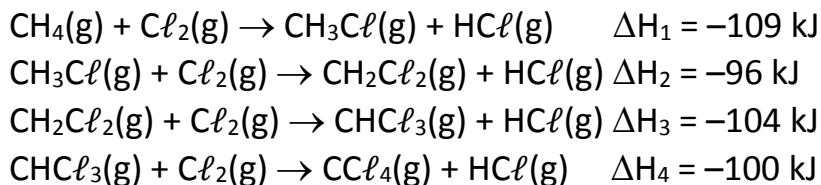


Utilizando as equações termoquímicas fornecidas a seguir:

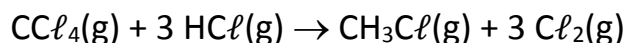


determine o valor de x.

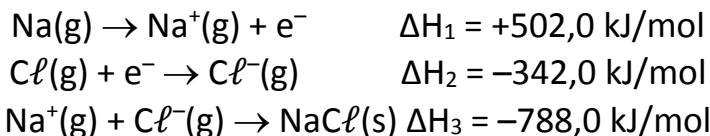
26 (UFSC) As seguintes equações termoquímicas são verdadeiras quando reagentes e produtos estão no estado gasoso a 25 °C e a 1 atmosfera de pressão.



Qual a variação de entalpia (k Joule) correspondente à obtenção de 1 mol de cloreto de metila (CH₃Cl), a partir de tetracloreto de carbono e cloreto de hidrogênio, quando reagentes e produtos forem gases a 25 °C e 1 atmosfera de pressão?



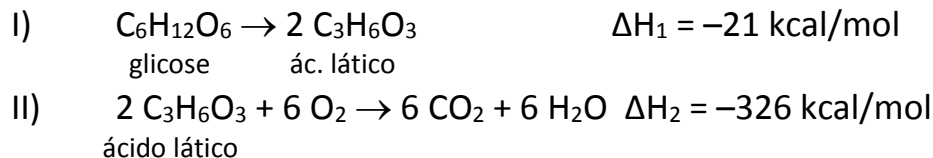
27 (UFMG) As variações de entalpia envolvidas nas etapas de formação de $\text{NaCl}(s)$ a partir dos átomos gasosos são:



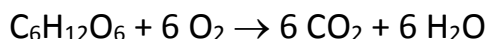
a) Calcule a variação de entalpia da reação: $\text{Na}(g) + \text{Cl}(g) \rightarrow \text{Na}^+(g) + \text{Cl}^-(g)$

b) Calcule a variação de entalpia do processo global de formação de $\text{NaCl}(s)$ a partir dos átomos gasosos.

28 Conhecidas as equações termoquímicas:



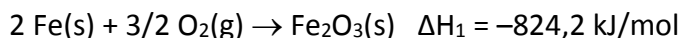
determine o calor liberado na combustão de 1 mol de glicose:



29 (Vunesp-SP) A reação entre alumínio e óxido de ferro III pulverizados é exotérmica e fornece, como produtos, ferro metálico e óxido de alumínio III sólidos.

a) Escreva a equação balanceada da reação, indicando os estados de agregação de reagentes e produtos.

b) Calcule a variação de entalpia deste processo químico a partir das entalpias de reação dadas a seguir:



30 De acordo com a lei de Hess:

I. O sinal da variação de entalpia não depende do sentido da reação química.

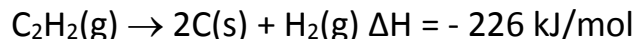
II. A variação de entalpia de uma reação depende somente da entalpia inicial dos reagentes.

III. Uma equação termoquímica pode ser expressa pela soma das etapas intermediárias da reação.

Está(ão) correta(s):

a) apenas I. b) apenas I e II. c) apenas I e III. d) apenas II e III. e) apenas III.

31 (UFMS-RS) O acetileno é um gás que, ao queimar, produz uma chama luminosa, alcançando uma temperatura ao redor de 3000°C . É utilizado em maçaricos e no corte e solda de metais. A sua decomposição é dada pela equação abaixo:



Baseando-se nessa reação, analise as afirmativas:

I. Invertendo o sentido da equação, o sinal da entalpia não varia.

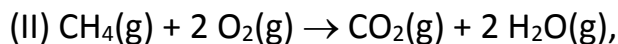
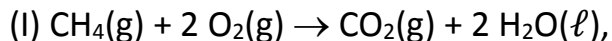
II. Há liberação de calor, constituindo-se numa reação exotérmica.

III. A entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes.

Está(ão) correta(s):

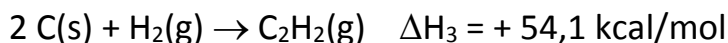
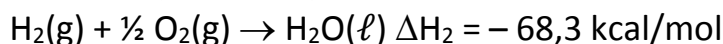
a) apenas I. b) apenas II. c) apenas III. d) apenas I e II. e) apenas II e III.

32 (Covest-PE) A combustão de um mol de metano nas condições padrão, de acordo com a equação (I) libera 606,7 kJ. Qual será a quantidade de calor liberada na reação representada pela equação (II) em kJ/mol, se o calor de vaporização da água é 44,0 kJ/mol?

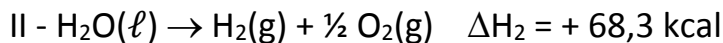
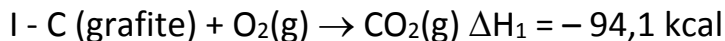


- a) 562,7 b) 650,7 c) 694,7 d) 518,7 e) 560,7

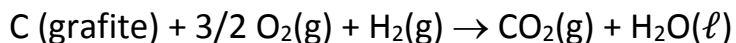
33 Determinar a variação de entalpia para a reação de combustão do acetileno a 25 °C e 1 atm.
Dados:



34 (UFSC-SC) Dadas às reações:



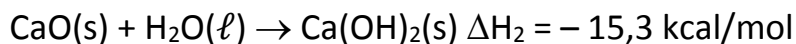
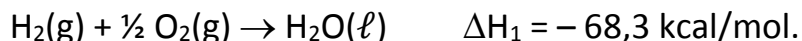
Calcular a variação de entalpia da reação:



e assinale a opção correta .

- a) - 25,8 e a reação é endotérmica.
b) - 162,4 e a reação é endotérmica.
c) + 162,4 e a reação é endotérmica.
d) - 162,4 e a reação é exotérmica.
e) - 25,8 e a reação é exotérmica.

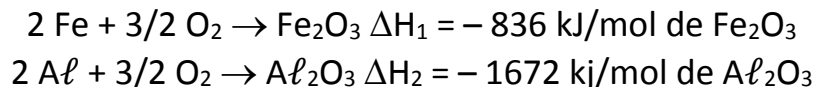
35 Dadas às equações termoquímicas:



O calor de formação do $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (s) é igual a:

- a) + 167,1 kcal.
b) + 235,4 kcal.
c) - 167,1 kcal.
d) - 220,1 kcal.
e) - 235,4 kcal.

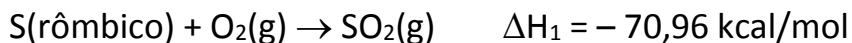
36 Ferro metálico pode ser obtido pelo processo de Aluminotermia, que consiste em aquecer óxido férrico em presença de alumínio metálico. Sabendo-se que:



O efeito térmico da reação de 1 mol de óxido férrico com alumínio metálico, em kJ, será de:

- a) + 836.
- b) + 1672.
- c) - 2508.
- d) - 836.
- e) - 418.

37 Conhecendo-se as equações termoquímicas:



São feitas as seguintes afirmações:

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

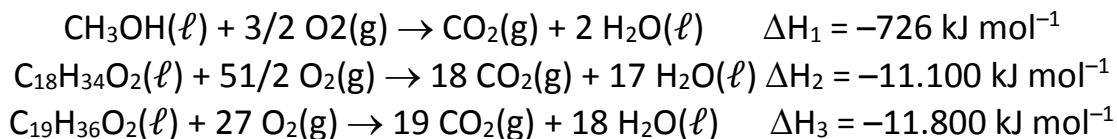
As afirmações corretas são, apenas:

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

38 A entalpia de combustão da grafite a gás carbônico é - 94 kcal/mol. A do monóxido de carbono gasoso a gás carbônico é - 68 kcal/mol. Desses dados, pode-se concluir que a entalpia de combustão da grafite a monóxido de carbono gasoso, expressa em kcal/mol, vale:

- a) + 13.
- b) + 26.
- c) - 13.
- d) - 26.
- e) - 162.

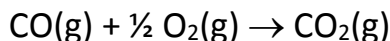
39 (Covest-PE) O óleo de girassol, cujo principal componente é o ácido cis-9-octadecenoico ($C_{18}H_{34}O_2$), pode ser utilizado como matéria prima para a produção de biodiesel, pela esterificação com metanol para fornecer o cis-9-octadecenoato de metila ($C_{19}H_{36}O_2$). Considere as seguintes massas molares (em $g\ mol^{-1}$) $CH_3OH = 32$; $C_{19}H_{36}O_2 = 296$; $C_{18}H_{34}O_2 = 282$, e as seguintes equações termoquímicas:



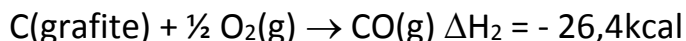
Sobre a termoquímica destas reações, pode-se afirmar que:

- a reação de esterificação do ácido cis-9-octadecenoico com metanol não agrega valor energético ao biocombustível, pois a combustão de 1 mol do éster libera menos calor que a de 1 mol do ácido.
- o uso de metanol na reação de esterificação não agrega valor energético ao biocombustível, pois a combustão de 1 mol de metanol libera mais calor que a de 1 mol do ácido.
- a reação de esterificação do ácido cis-9-octadecenoico com metanol é exotérmica e libera $26\ kJ\ mol^{-1}$.
- os biocombustíveis de óleos vegetais são menos eficientes que o metanol, pois a combustão de 1g de metanol libera mais calor que a combustão de 1 g do cis-9-octadecenoato de metila.
- a combustão de 28,2g do ácido cis-9-octadecenoico libera 2.200 kJ de calor.

40 (FGV-SP) Em um conversor catalítico, usado em veículos automotores em seu cano de escape para redução da poluição atmosfera, ocorrem várias reações químicas, sendo que uma das mais importantes é:



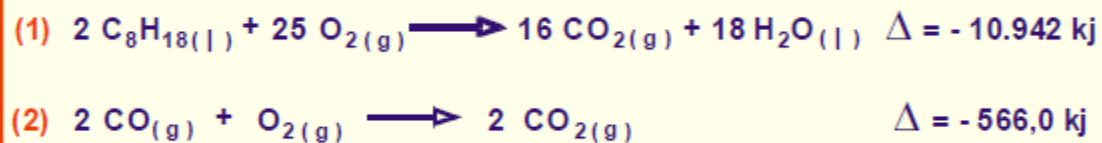
Dado que as entalpias das reações abaixo são:



Pode-se afirmar que a reação inicial é:

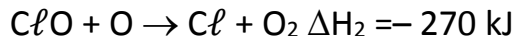
- exotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.
- exotérmica e libera 120,5 kcal/mol.
- exotérmica e libera 67,7 kcal/mol.
- endotérmica e absorve 120,5 kcal/mol.
- endotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.

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

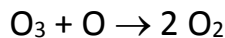


- 10376 kJ.
- 8442 kJ.
- 2370 kJ.
- 6414 kJ.
- 3207 kJ.

42 (Cefet-PR) Os propelentes usados nos aerossóis são normalmente clorofluormetanos (CFMs), como freon-11 ($\text{CFC}\ell_3$) e freon-12 ($\text{CF}_2\text{C}\ell_2$). Tem sido sugerido que o uso continuado destes, pode, finalmente, reduzir a blindagem de ozônio na estratosfera, com resultados catastróficos para os habitantes do nosso planeta. Na estratosfera, os CFMs absorvem radiação de alta energia produzem átomos de $\text{C}\ell$ que têm efeito catalítico de remover o ozônio de acordo com as seguintes reações:



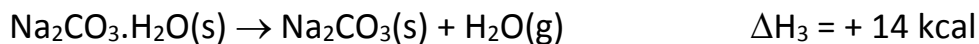
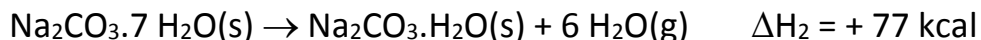
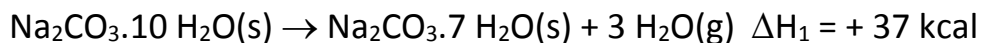
Os átomos de O estão presentes, devido à dissociação de moléculas de O_2 pela radiação de alta energia. O valor do ΔH° para a reação global de remoção do ozônio representado pela seguinte equação:



será:

- a) - 150 kJ. b) - 390 kJ. c) - 120 kJ. d) + 270 kJ. e) + 150 kJ.

43 (PUC – Campinas – SP) Considere as reações químicas representadas pela sequência:



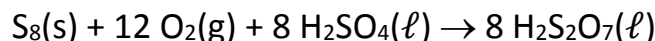
Qual deve ser o efeito térmico (ΔH) da reação representada pela equação



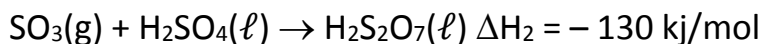
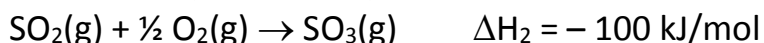
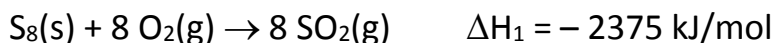
Sabendo-se que o calor de vaporização da água é igual a 10 kcal/mol?

- a) $\Delta H = -128$ kcal/mol de reagente.
 b) $\Delta H = -28$ kcal/mol de reagente.
 c) $\Delta H = +28$ kcal/mol de reagente.
 d) $\Delta H = +128$ kcal/mol de reagente.
 e) $\Delta H = +228$ kcal/mol de reagente.

44 (EEM-SP) Ao final do processo de fabricação do ácido sulfúrico (H_2SO_4), obtém-se uma espécie oleosa e densa conhecida como óleum ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$), que consiste em ácido sulfúrico saturado com trióxido de enxofre (SO_3). A equação global pode ser representada por:

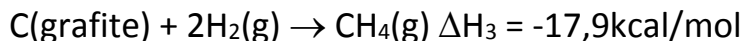
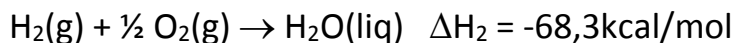
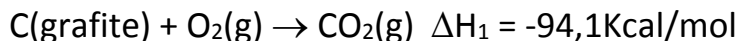


As etapas envolvidas no processo são:



Calcule o ΔH de reação da obtenção do óleum.

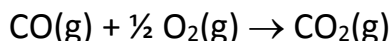
45 (CEUB) Dadas as reações:



A quantidade de calor fornecido pela combustão de 320g de metano será:

- a) 212,8kcal.
- b) 1212kcal.
- c) 1228kcal.
- d) 4256kcal.
- e) 4848kcal.

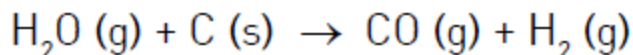
46 (VUNESP) O monóxido de carbono, um dos gases emitidos pelos canos de escapamento de automóveis, é uma substância nociva, que pode causar até mesmo a morte, dependendo de sua concentração no ar. A adaptação de catalisadores aos escapamentos permite diminuir sua emissão, pois favorece a formação do CO_2 , conforme a equação a seguir:



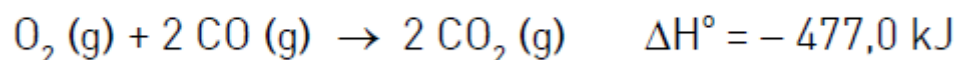
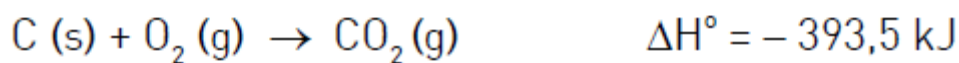
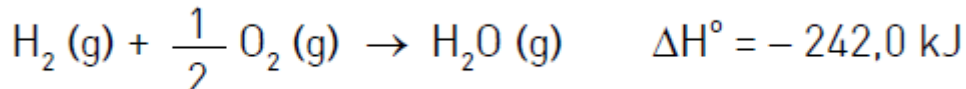
Sabe-se que as entalpias de formação para o CO e para o CO_2 são, respectivamente, $-110,5\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ e $-393,5\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. É correto afirmar que, quando há consumo de 1mol de oxigênio por esta reação, serão

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

47 (UERJ-RJ) A equação química abaixo representa a reação da produção industrial de gás hidrogênio

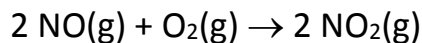


Na determinação da variação de entalpia dessa reação química, são consideradas as seguintes equações termoquímicas, a 25°C e 1 atm:

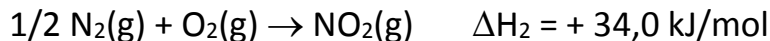


Calcule a energia, em quilojoules, necessária para a produção de 1 kg de gás hidrogênio.

48 (PUC-MG) Em grandes centros urbanos, é possível encontrar uma coloração marrom no ar, decorrente da formação de gás NO₂ devido à reação entre o gás NO, produzido por motores a combustão, e gás oxigênio do ar, de acordo com a seguinte equação:



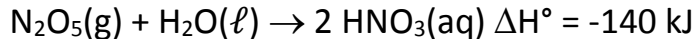
Considere as equações termoquímicas, a 25°C e a 1 atm:



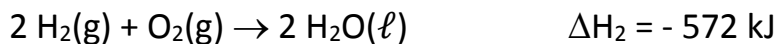
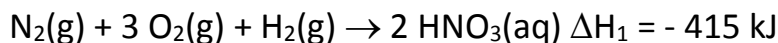
O valor, em kJ/mol, da variação de entalpia (ΔH) da reação de formação do NO₂(g) nos grandes centros urbanos é:

a) - 112,0 b) - 56,0 c) + 112,0 d) + 56,0

49 (UNIFESP-SP) O nitrogênio tem a característica de formar com o oxigênio diferentes óxidos: N₂O, o "gás do riso"; NO, incolor, e NO₂, castanho, produtos dos processos de combustão; N₂O₃ e N₂O₅, instáveis e explosivos. Este último reage com água produzindo ácido nítrico, conforme a equação:



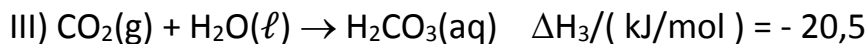
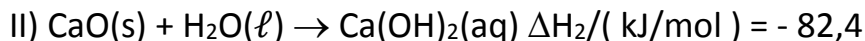
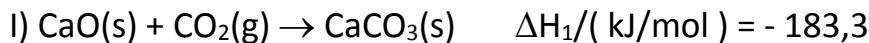
Considere as seguintes equações termoquímicas:



A entalpia de formação do pentóxido de nitrogênio, em kJ/mol, é igual a:

a) - 847. b) - 11,0. c) + 11,0. d) + 22,0. e) + 847.

50 (UFMG-MG) A seguir são apresentadas as entalpias-padrão de reação, em kJ/mol, para três reações a 25°C:



a) ESCREVA a equação balanceada da reação global entre soluções aquosas de hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂(aq), e de ácido carbônico, H₂CO₃(aq), em que se forma carbonato de cálcio, CaCO₃(s), como um dos produtos dela resultantes.

b) Considerando os dados apresentados, CALCULE a variação de entalpia para a reação indicada no item a, desta questão.

c) A síntese de carbonato de cálcio, CaCO₃(s), a partir de gás carbônico, CO₂(g), e óxido de cálcio, CaO (s), representada pela equação da reação I, é uma reação muito lenta. No entanto o carbonato de cálcio pode ser rapidamente produzido em meio aquoso, da seguinte forma:

- Dissolve-se o CaO (s) em água; e
- borbulha-se o CO₂(g) nessa solução.

Considerando as diferenças entre os dois procedimentos, JUSTIFIQUE por que a formação do carbonato de cálcio é mais rápida quando se dissolvem os reagentes CO₂(g) e CaO (s) em água.

GABARITO

01- Alternativa C

Conservando a 1ª equação: $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H_1 = -94,0$ kcal

Multiplicando por 2 a 2ª equação: $2 H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 H_2O(\ell)$ $\Delta H_2 = 2 \cdot (-68,0)$ kcal

Invertendo a 3ª equação: $CO_2(g) + 2 H_2O(\ell) \rightarrow CH_4(g) + 2 O_2(g)$ $\Delta H_3 = +212,0$ kcal

Somando as equações: $C(s) + 2 H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -18$ kcal

02-

a)

Dividindo por 2 a 1ª equação: $C_2H_2(g) + 5/2 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + H_2O(\ell)$ $\Delta H_1 = (-2602) \div 2$ kJ

Dividindo por 2 e invertendo a 2ª equação: $2 CO_2(g) + 3 H_2O(\ell) \rightarrow C_2H_6(g) + 7/2 O_2(g)$ $\Delta H_2 = (+3123) \div 2$ kJ

Multiplicando por 2 a 3ª equação: $2 H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 H_2O(\ell)$ $\Delta H_3 = 2 \cdot (-286)$ kJ

Somando as equações: $C_2H_2(g) + 2 H_2 \rightarrow C_2H_6(g)$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

b) $\Delta H = (-1301) + (1561,5) + (-572) \rightarrow \Delta H = -311,5$ kJ/mol C_2H_2 .

Para a reação citada, temos: $\Delta H = -311,5$ kJ/mol

03- Alternativa A

Conservando a 1ª equação: $C_6H_{12}O_6(s) + 6 O_2(g) \rightarrow 6 CO_2(g) + 6 H_2O(\ell) + 2840$ kJ

Invertendo e multiplicando por 2 a 2ª equação: $4 CO_2(g) + 6 H_2O(\ell) \rightarrow 2 C_2H_5OH(\ell) + 6 O_2(g)$ $2 \cdot (-1350)$ kJ

Somando as equações: $C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 2 C_2H_5OH(\ell) + 2 CO_2(g) + x$ kJ

Calculando o valor de X: $+2840 + 2 \cdot (-1350) = +140$ kJ

04-

a)

Multiplicando por 2 a 1ª equação: $2 CH_4(g) + 2 H_2O(g) \rightarrow 2 CO(g) + 6 H_2(g)$ $\Delta H_1 = 2 \cdot (+206)$ kJ

Multiplicando por 2 a 2ª equação: $4 H_2(g) + 2 CO(g) \rightarrow 2 CH_3OH(\ell)$ $\Delta H_2 = 2 \cdot (-128)$ kJ

Conservando a 3ª equação: $2 H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 H_2O(g)$ $\Delta H_3 = -483$ kJ

Somando as equações: $2 CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow 2 CH_3OH(\ell)$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -327$ kJ

b) $280g \text{ CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28g \text{ CO}} \cdot \frac{128 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}} = 1280 \text{ kJ}$

05- Alternativa D

Conservando a 1ª equação: $Sr(s) + 1/2 O_2(g) \rightarrow SrO(s)$ $\Delta H_1 = -592$ kJ

Conservando a 1ª equação: $SrO(s) + CO_2(g) \rightarrow SrCO_3(s)$ $\Delta H_2 = -234$ kJ

Conservando a 3ª equação: $C(\text{grafite}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H_3 = -394$ kJ

Somando as equações: $Sr(s) + C(\text{grafite}) + 3/2 O_2(g) \rightarrow SrCO_3(s)$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -1220$ kJ/mol

06-

Multiplicando por 6 a 1ª equação: $6 \text{ C(s)} + 6 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 6 \text{ CO}_2\text{(g)}$ $\Delta H_1 = 6 \cdot (-394) \text{ kJ/mol}$

Invertendo a 2ª equação: $6 \text{ CO}_2\text{(g)} + 3 \text{ H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{(l)} + 15/2 \text{ O}_2\text{(g)}$ $\Delta H_2 = +3268 \text{ kJ/mol}$

Multiplicando por 3 a 3ª equação: $3 \text{ H}_2\text{(g)} + 3/2 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 3 \text{ H}_2\text{O(l)}$ $\Delta H_3 = 3 \cdot (-286) \text{ kJ/mol}$

Somando as equações: $6 \text{ C(s)} + 3 \text{ H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{(l)}$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = +46 \text{ kJ/mol}$

07-

Conservando a 1ª equação: $2 \text{ W (s)} + 3 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ WO}_3\text{(s)}$ $\Delta H_1 = -1680,6 \text{ kJ}$

Multiplicando por 2 a 2ª equação: $2 \text{ C(grafite)} + 2 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_2\text{(g)}$ $\Delta H_2 = 2 \cdot (-393,5) \text{ kJ}$

Invertendo a 3ª equação: $2 \text{ WO}_3\text{(s)} + 2 \text{ CO}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ WC (s)} + 5 \text{ O}_2\text{(g)}$ $\Delta H_3 = +2391,6 \text{ kJ}$

Somando as equações: $2 \text{ W (s)} + 2 \text{ C(grafite)} \rightarrow 2 \text{ WC(s)}$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -76 \text{ kJ}$

Calculando o valor de -X temos: 76kJ

08- Alternativa E

I) Falso. Invertendo-se uma equação termoquímica, o calor ou a entalpia de reação também será invertido.

II) Falso. Multiplicando-se ou dividindo-se uma equação termoquímica, o calor da reação também será multiplicado ou dividido.

III) Verdadeiro. Podemos somar algebricamente equações termoquímicas.

09- Alternativa C

I) Verdadeiro. O calor de reação (ΔH) depende apenas dos estados inicial e final do processo.

II) Verdadeiro. As equações termoquímicas podem ser somadas como se fossem equações matemáticas.

III) Verdadeiro. Podemos inverter uma equação termoquímica desde que inverta o sinal de ΔH .

IV) Falso. O calor de reação (ΔH) depende apenas dos estados inicial e final do processo.

10- Alternativa D

Invertendo a 1ª equação: $\text{SO}_2\text{(g)} \rightarrow \text{S(s)} + \text{O}_2\text{(g)}$ $\Delta H_1 = +297 \text{ kJ/mol}$

Conservando a 2ª equação: $\text{S(s)} + 3/2 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{SO}_3\text{(g)}$ $\Delta H_2 = -396 \text{ kJ/mol}$

Somando as equações: $\text{SO}_2\text{(g)} + 1/2 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{SO}_3\text{(g)}$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = +297 - 396 = -99 \text{ kJ/mol}$

11- Alternativa A

Invertendo a 1ª equação: $2 \text{ NO}_2\text{(g)} \rightarrow \text{N}_2\text{(g)} + 2 \text{ O}_2\text{(g)}$ $\Delta H_1 = -67,6 \text{ kJ}$

Conservando a 2ª equação: $\text{N}_2\text{(g)} + 2 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4\text{(g)}$ $\Delta H_2 = +9,6 \text{ kJ}$

Somando as equações: $2 \text{ NO}_2\text{(g)} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4\text{(g)}$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -67,6 + 9,6 = -58 \text{ kJ}$

12- Alternativa C

Invertendo a 1ª equação: $\text{C}_2\text{H}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ C(s)} + \text{H}_2\text{(g)}$ $\Delta H_1 = -54,2 \text{ kcal/mol}$

Conservando a 2ª equação: $\text{H}_2\text{(g)} + 0,5 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)}$ $\Delta H_2 = -68,3 \text{ kcal/mol}$

Multiplicando por 2 a 3ª equação: $2 \text{ C(s)} + 2 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_2\text{(g)}$ $\Delta H_3 = 2 \cdot (-94,1) \text{ kcal/mol}$

Somando as equações: $\text{C}_2\text{H}_2\text{(g)} + 2,5 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)}$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -310,7 \text{ kcal/mol}$

13- Alternativa B

Multiplicando por 2 a 1ª equação: $2\text{C} + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$ $\Delta H_1 = 2 \cdot (-94,1) \text{ kcal}$

Multiplicando por 3 a 2ª equação: $3\text{H}_2 + 3/2\text{O}_2 \rightarrow 3\text{H}_2\text{O}$ $\Delta H_2 = 3 \cdot (-68,3) \text{ kcal}$

Invertendo a 3ª equação: $2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 + 7/2\text{O}_2$ $\Delta H_3 = +372,7 \text{ kcal}$

Somando as equações: $2\text{C} + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -20,4 \text{ kcal}$

14- Alternativa C

Invertendo a 1ª equação: $\text{C}(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{s})$ $\Delta H_1 = -171 \text{ kcal/mol}$

Invertendo e multiplicando por 2 a 2ª equação: $4\text{H}(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g})$ $\Delta H_2 = 2 \cdot (-104,2) \text{ kcal/mol}$

Conservando a 3ª equação: $\text{CH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{g}) + 4\text{H}(\text{g})$ $\Delta H_3 = 395,2 \text{ kcal/mol}$

Somando as equações: $\text{CH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g})$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = +15,8 \text{ kcal}$

15- Alternativa D

Conservando a 1ª equação: $\text{C}(\text{grafite}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$ $\Delta H_1 = -94 \text{ kcal}$

Invertendo a 2ª equação: $\text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g})$ $\Delta H_2 = +68 \text{ kcal}$

Somando as equações: $\text{C}(\text{grafite}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g})$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -94 + 68 = -26 \text{ kcal/mol}$

16-

Multiplicando por 2 a 1ª equação: $2\text{C}(\text{grafite}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g})$ $\Delta H_1 = 2 \cdot (-94) \text{ kcal/mol}$

Multiplicando por 3 a 2ª equação: $3\text{H}_2(\text{g}) + 3/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{H}_2\text{O}(\ell)$ $\Delta H_2 = 3 \cdot (-68,4) \text{ kcal/mol}$

Invertendo a 3ª equação: $2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell) + 3\text{O}_2(\text{g})$ $\Delta H_3 = +327,6 \text{ kcal/mol}$

Somando as equações: $2\text{C}(\text{graf}) + 3\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell)$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -65,6 \text{ kcal/mol}$

17-

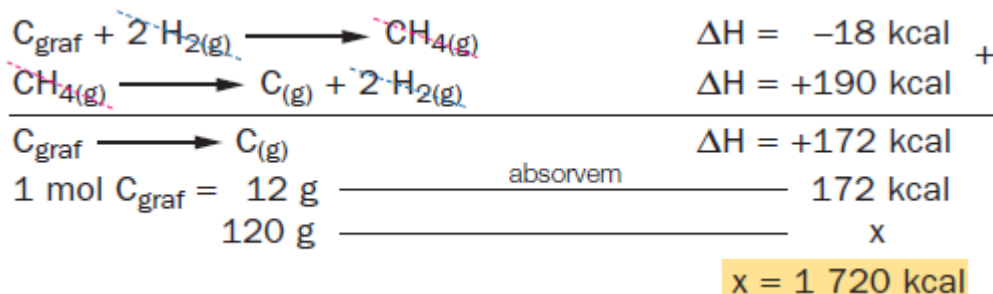
Multiplicando por 6 a 1ª equação: $6\text{C}(\text{s}) + 6\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6\text{CO}_2(\text{g})$ $\Delta H_1 = 6 \cdot (-94) \text{ kcal/mol}$

Invertendo a 2ª equação: $6\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\ell) + 15/2\text{O}_2(\text{g})$ $\Delta H_2 = +3268 \text{ kcal/mol}$

Multiplicando por 3 a 3ª equação: $3\text{H}_2(\text{g}) + 3/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{H}_2\text{O}(\ell)$ $\Delta H_3 = 3 \cdot (-286) \text{ kcal/mol}$

Somando as equações: $6\text{C}(\text{graf}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\ell)$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = +1846 \text{ kcal/mol}$

18-



19-

a)

Invertendo a 1ª equação: $D \rightarrow C + B$ $\Delta H_1 = -300$ kJ/mol

Conservando a 2ª equação: $A + 2 B \rightarrow D$ $\Delta H_2 = -500$ kJ/mol

Somando as equações: $A + B \rightarrow C$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -800$ kJ/mol

b)

$C + B \rightarrow D$ $\Delta H_1 = +300$ kJ/mol (**eq. 1**) Reação endotérmica

$A + 2 B \rightarrow D$ $\Delta H_2 = -500$ kJ/mol (**eq. 2**) Reação exotérmica

$A + B \rightarrow C$ $\Delta H = -800$ kJ/mol (**eq. 3**) Reação exotérmica

20- Alternativa A

Invertendo a 1ª equação: $ClO + [O] \rightarrow O_2 + Cl$ $\Delta H_1 = -203,5$ kJ

Conservando a 2ª equação: $O_3 + Cl \rightarrow ClO + O_2$ $\Delta H_2 = -95,5$ kJ

Somando as equações: $O_3 + [O] \rightarrow 2 O_2$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -299$ kJ

21-

Conservando a 1ª equação: $W(s) + 3/2 O_2(g) \rightarrow WO_3(s)$ $\Delta H_1 = -840$ kJ/mol

Conservando a 2ª equação: $C_{graf} + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H_2 = -394$ kJ/mol

Invertendo a 3ª equação: $WO_3(s) + CO_2(g) \rightarrow WC(s) + 5/2 O_2(g)$ $\Delta H_3 = +1 196$ kJ/mol

Somando as equações: $C_{graf} + W(s) \rightarrow WC(s)$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -38$ kJ/mol

22-

a)

Conservando a 1ª equação: $C(s) + 1/2 O_2(g) \rightarrow CO(g)$ $+ 26,41$ kcal

Conservando a 2ª equação: $CO(g) + 1/2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $+ 67,64$ kcal

Somando as equações: $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $+ 94,05$ kcal

b) A equação termoquímica vem sempre acompanhada do seu respectivo calor da reação.

c) $5 \text{ mol } CO \cdot \frac{26,41 \text{ kcal}}{1 \text{ mol } CO} = 132,05 \text{ kcal}$

23-

a)

Conservando a 1ª equação: $C_{graf} + O_2(g) = CO_2(g)$ $\Delta H_1 = -393,5$ kJ mol⁻¹

Invertendo a 2ª equação: $CO_2(g) = C_{diam} + O_2(g)$ $\Delta H_2 = +395,4$ kJ mol⁻¹

Somando as equações: $C_{graf} \rightarrow C_{diam}$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = +1,9$ kJ/mol

b) $120 \text{ g } C_{\text{grafite}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{\text{grafite}}}{12 \text{ g } C_{\text{grafite}}} \cdot \frac{393,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_{\text{grafite}}} = 3935 \text{ kJ}$

24- Alternativa C

Conservando a 1ª equação: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) \Delta H_1 = -68,3 \text{ kcal}$

Invertendo a 2ª equação: $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \Delta H_2 = +57,8 \text{ kcal}$

Somando as equações: $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -10,5 \text{ kcal/mol}$

25-

Dividindo por 2 a 1ª equação: $\frac{1}{2} \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + \frac{3}{2} \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \frac{3}{2} \text{CO}_2(\text{g}) \Delta H_1 = (-25) \div 2 = -12,5 \text{ kJ}$

Dividindo por 3 a 2ª equação: $\text{FeO}(\text{s}) + \frac{1}{3} \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \frac{1}{3} \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + \frac{1}{3} \text{CO}(\text{g}) \Delta H_2 = (-36) \div 3 = -12 \text{ kJ}$

Dividindo por 6 a 3ª equação: $\frac{1}{3} \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + \frac{1}{6} \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \frac{1}{2} \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + \frac{1}{6} \text{CO}(\text{g}) \Delta H_3 = (+47) \div 6 = +7,83 \text{ kJ}$

Somando as equações: $\text{FeO}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -16,67 \text{ kJ}$

26-

Invertendo a 2ª equação: $\text{CH}_2\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \Delta H_2 = +96 \text{ kJ}$

Invertendo a 3ª equação: $\text{CHCl}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \Delta H_3 = +104 \text{ kJ}$

Invertendo a 4ª equação: $\text{CCl}_4(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{CHCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \Delta H_4 = +100 \text{ kJ}$

Somando as equações: $\text{CCl}_4(\text{g}) + 3 \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(\text{g}) + 3 \text{Cl}_2(\text{g}) \Delta H = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 = +300 \text{ kJ}$

27-

a)

Conservando a 1ª equação: $\text{Na}(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^- \Delta H_1 = +502,0 \text{ kJ/mol}$

Conservando a 2ª equação: $\text{Cl}(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g}) \Delta H_2 = -342,0 \text{ kJ/mol}$

Somando as equações: $\text{Na}(\text{g}) + \text{Cl}(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = +160 \text{ kJ}$

b)

Conservando a 1ª equação: $\text{Na}(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^- \Delta H_1 = +502,0 \text{ kJ/mol}$

Conservando a 2ª equação: $\text{Cl}(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g}) \Delta H_2 = -342,0 \text{ kJ/mol}$

Conservando a 3ª equação: $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{s}) \Delta H_3 = -788,0 \text{ kJ/mol}$

Somando as equações: $\text{Na}(\text{g}) + \text{Cl}(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{s}) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -628 \text{ kJ}$

28-

Conservando a 1ª equação: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 \Delta H_1 = -21 \text{ kcal/mol}$

Conservando a 2ª equação: $2 \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 + 6 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \Delta H_2 = -326 \text{ kcal/mol}$

Somando as equações: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -347 \text{ kJ/mol}$

29-

a) $2 \text{Al}(\text{s}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$

b)

Invertendo a 1ª equação: $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{s}) + \frac{3}{2} \text{O}_2(\text{g}) \Delta H_1 = +824,2 \text{ kJ/mol}$

Conservando a 2ª equação: $2 \text{Al}(\text{s}) + \frac{3}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) \Delta H_2 = -1676 \text{ kJ/mol}$

Somando as equações: $2 \text{Al}(\text{s}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -851,8 \text{ kJ}$

30- Alternativa E

- I. Falso. O sinal da variação de entalpia depende do sentido da reação química.
II. Falso. A variação de entalpia da reação (ΔH) depende apenas dos estados inicial e final do processo.
III. Verdadeiro.

31- Alternativa E

- I. Falso. Invertendo o sentido da equação, o sinal da entalpia também inverte.
II. Verdadeiro.
III. Verdadeiro.

32- Alternativa C

Invertendo a 1ª equação: $\text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \Delta H_1 = +606,7 \text{ kJ/mol}$

Conservando a 2ª equação: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \Delta H_2 = X$

Somando as equações: $2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 \rightarrow -88 \text{ kJ/mol} = +606,7 + \Delta H_2 \rightarrow \Delta H_2 = -694,7 \text{ kJ}$

33-

Multiplicando por 2 a 1ª equação: $2 \text{C}(\text{s}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) \Delta H_1 = 2 \cdot (-94,1) \text{ kcal/mol}$

Conservando a 2ª equação: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) \Delta H_2 = -68,3 \text{ kcal/mol}$

Invertendo a 3ª equação: $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{C}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \Delta H_3 = -54,1 \text{ kcal/mol}$

Somando as equações: $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 5/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -310,6 \text{ kcal/mol}$

34- Alternativa D

Conservando a 1ª equação: $\text{C}(\text{grafite}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) \Delta H_1 = -94,1 \text{ kcal}$

Invertendo a 2ª equação: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) \Delta H_2 = -68,3 \text{ kcal}$

Somando as equações: $\text{C}(\text{grafite}) + 3/2 \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -162,4 \text{ kcal}$

35- Alternativa E

Conservando a 1ª equação: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) \Delta H_1 = -68,3 \text{ kcal/mol}$

Conservando a 2ª equação: $\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) \Delta H_2 = -15,3 \text{ kcal/mol}$

Conservando a 3ª equação: $\text{Ca}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) \Delta H_3 = -151,8 \text{ kcal/mol}$

Somando as equações: $\text{Ca}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -235,4 \text{ kcal/mol}$

36- Alternativa D

Invertendo a 1ª equação: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{Fe} + 3/2 \text{O}_2 \Delta H_1 = +836 \text{ kJ/mol de Fe}_2\text{O}_3$

Conservando a 2ª equação: $2 \text{Al} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \Delta H_2 = -1672 \text{ kJ/mol de Al}_2\text{O}_3$

Somando as equações: $2 \text{Al}(\text{s}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{Fe}(\text{s}) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -836 \text{ kJ}$

37- Alternativa B

- I. Falso. A formação de SO_2 é sempre exotérmica.
II. Verdadeiro. A conversão da forma rômbrica na forma monoclinica é endotérmica.

Conservando a 1ª equação: $\text{S}(\text{rômbrico}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) \Delta H_1 = -70,96 \text{ kcal/mol}$

Invertendo a 2ª equação: $\text{SO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{S}(\text{monoclinico}) + \text{O}_2(\text{g}) \Delta H_2 = +71,03 \text{ kcal/mol}$

Somando as equações: $\text{S}(\text{rômbrico}) \rightarrow \text{S}(\text{monoclinico}) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = +0,07 \text{ kcal/mol}$

III. Falso. A forma alotrópica estável do enxofre na temperatura da experiência é a rômica, que possui menor entalpia.

38- Alternativa D

Conservando a 1ª equação: $C(\text{grafite}) + O_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) \Delta H_1 = -94 \text{ kcal/mol}$

Invertendo a 2ª equação: $\text{CO}_2(g) \rightarrow \text{CO}(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \Delta H_2 = +68 \text{ kcal/mol}$

Somando as equações: $C(\text{grafite}) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow \text{CO}(g) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -26 \text{ kcal/mol}$

39- Alternativa C

Conservando a 1ª equação: $CH_3OH(\ell) + 3/2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(\ell) \Delta H_1 = -726 \text{ kJ mol}^{-1}$

Conservando a 2ª equação: $C_{18}H_{34}O_2(\ell) + 51/2 O_2(g) \rightarrow 18 CO_2(g) + 17 H_2O(\ell) \Delta H_2 = -11.100 \text{ kJ mol}^{-1}$

Invertendo a 3ª equação: $19 CO_2(g) + 18 H_2O(\ell) \rightarrow C_{19}H_{36}O_2(\ell) + 27 O_2(g) \Delta H_3 = +11.800 \text{ kJ mol}^{-1}$

Somando as equações: $C_{18}H_{34}O_2 + CH_3OH \rightarrow C_{19}H_{36}O_2 + H_2O \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -26 \text{ kJ/mol}$

40- Alternativa C

Conservando a 1ª equação: $C(\text{grafite}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \Delta H_1 = -94,1 \text{ kcal}$

Invertendo a 2ª equação: $CO(g) \rightarrow C(\text{grafite}) + \frac{1}{2} O_2(g) \Delta H_2 = +26,4 \text{ kcal}$

Somando as equações: $CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -67,7 \text{ kcal/mol}$

41- Alternativa E

Dividindo por 2 a 1ª equação: $C_8H_{18}(\ell) + 25/2 O_2(g) \rightarrow 8 CO_2(g) + 9 H_2O(\ell) \Delta H_1 = (-10942) \div 2 \text{ kJ}$

Multiplicando por 4 e invertendo a 2ª equação: $8 CO_2(g) \rightarrow 8 CO(g) + 4 O_2(g) \Delta H_2 = 4 \cdot (+566) \text{ kJ}$

Somando as equações: $C_8H_{18}(\ell) + 17/2 O_2(g) \rightarrow 8 CO(g) + 9 H_2O(\ell) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -3207 \text{ kJ/mol}$

42- Alternativa B

Conservando a 1ª equação: $O_3 + Cl \rightarrow O_2 + ClO \Delta H_1 = -120 \text{ kJ}$

Conservando a 2ª equação: $ClO + O \rightarrow Cl + O_2 \Delta H_2 = -270 \text{ kJ}$

Somando as equações: $O_3 + O \rightarrow 2 O_2 \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -390 \text{ kJ}$

43- Alternativa C

Conservando a 1ª equação: $Na_2CO_3 \cdot 10 H_2O(s) \rightarrow Na_2CO_3 \cdot 7 H_2O(s) + 3 H_2O(g) \Delta H = +37 \text{ kcal}$

Conservando a 2ª equação: $Na_2CO_3 \cdot 7 H_2O(s) \rightarrow Na_2CO_3 \cdot H_2O(s) + 6 H_2O(g) \Delta H = +77 \text{ kcal}$

Conservando a 3ª equação: $Na_2CO_3 \cdot H_2O(s) \rightarrow Na_2CO_3(s) + H_2O(g) \Delta H = +14 \text{ kcal}$

Multiplicando por 10 e invertendo a 4ª equação: $10 H_2O(g) \rightarrow 10 H_2O(\ell) \Delta H_4 = 10 \cdot (-10) \text{ kcal}$

Somando as equações: $Na_2CO_3 \cdot 10 H_2O(s) \rightarrow Na_2CO_3(s) + 10 H_2O(\ell) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = +28 \text{ kcal/mol}$

44-

Conservando a 1ª equação: $S_8(s) + 8 O_2(g) \rightarrow 8 SO_2(g) \Delta H_1 = -2375 \text{ kJ/mol}$

Multiplicando por 8 a 2ª equação: $8 SO_2(g) + 4 O_2(g) \rightarrow 8 SO_3(g) \Delta H_2 = 8 \cdot (-100) \text{ kJ/mol}$

Multiplicando por 8 a 3ª equação: $8 SO_3(g) + 8 H_2SO_4(\ell) \rightarrow 8 H_2S_2O_7(\ell) \Delta H_3 = 8 \cdot (-130) \text{ kJ/mol}$

Somando as equações: $S_8(s) + 12 O_2(g) + 8 H_2SO_4(\ell) \rightarrow 8 H_2S_2O_7(\ell) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -4215 \text{ kJ}$

45- Alternativa D

Conservando a 1ª equação: $C(\text{grafite}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \Delta H_1 = -94,1 \text{ kcal/mol}$

Multiplicando por 2 2ª equação: $2 H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 H_2O(\ell) \Delta H_2 = 2 \cdot (-68,3) \text{ kcal/mol}$

Invertendo a 3ª equação: $CH_4(g) \rightarrow C(\text{grafite}) + 2 H_2(g) \Delta H_3 = +17,9 \text{ kcal/mol}$

Somando as equações: $CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(\ell) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -212,8 \text{ kcal/mol}$

Calculando a quantidade de calor fornecido pela combustão de 320g de metano:

$$320 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{212,8 \text{ kcal}}{1 \text{ mol } CH_4} = 4256 \text{ kcal}$$

46- Alternativa C

Invertendo a 1ª equação: $CO(g) \rightarrow C(\text{graf}) + \frac{1}{2} O_2(g) \Delta H_1 = +110,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Conservando a 2ª equação: $C(\text{graf}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \Delta H_2 = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Somando as equações: $CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -283 \text{ kJ}$

Para consumo de 1mol de O_2 temos $\Delta H = -566 \text{ kJ/mol}$

47-

Invertendo a 1ª equação: $H_2O(g) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \Delta H_1 = +242 \text{ kJ}$

Conservando a 2ª equação: $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \Delta H_2 = -393,5 \text{ kJ}$

Dividindo por 2 e invertendo a 3ª equação: $CO_2(g) \rightarrow \frac{1}{2} O_2(g) + CO(g) \Delta H_3 = (+477) \div 2 \text{ kJ}$

Somando as equações: $H_2O(g) + C(s) \rightarrow CO(g) + H_2(g) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = +87 \text{ kJ/mol}$

Calculando a energia necessária para a produção de 1 kg de gás hidrogênio:

$$1 \text{ Kg } H_2 \cdot \frac{1000 \text{ g } H_2}{1 \text{ kg } H_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ g } H_2} \cdot \frac{87 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } H_2} = 43500 \text{ kJ}$$

48- Alternativa B

Multiplicando por 2 e invertendo a 1ª equação: $2 NO(g) \rightarrow N_2(g) + O_2(g) \Delta H_1 = 2 \cdot (-90,0) \text{ kJ/mol}$

Multiplicando por 2 e conservando a 2ª equação: $N_2(g) + 2 O_2(g) \rightarrow 2 NO_2(g) \Delta H_2 = 2 \cdot (+34,0) \text{ kJ/mol}$

Somando as equações: $2 NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO_2(g) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -112 \text{ kJ}$

Para 1mol de NO_2 formado temos: $\Delta H = -56 \text{ kJ/mol}$.

49- Alternativa B

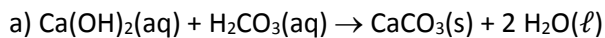
Conservando a 1ª equação: $N_2(g) + 3 O_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2 HNO_3(\text{aq}) \Delta H_1 = -415 \text{ kJ}$

Dividindo por 2 e invertendo a 2ª equação: $H_2O(\ell) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \Delta H_2 = (+572) \div 2 \text{ kJ}$

Invertendo a 3ª equação: $2 HNO_3(\text{aq}) \rightarrow N_2O_5(g) + H_2O(\ell) \Delta H^\circ = +140 \text{ kJ}$

Somando as equações: $N_2(g) + 5/2 O_2(g) \rightarrow N_2O_5(g) \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -11 \text{ kJ/mol}$

50-



b)

Conservando a 1ª equação: $\text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) \quad \Delta H_1/(\text{kJ/mol}) = -183,3$

Invertendo a 2ª equação: $\text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \quad \Delta H_2/(\text{kJ/mol}) = +82,4$

Invertendo a 3ª equação: $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \quad \Delta H_3/(\text{kJ/mol}) = +20,5$

Somando as equações: $\text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

c) Na dissolução do CaO em água temos: $\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$

No borbulhamento de CO_2 na solução temos: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

A presença dos íons livres (Ca^{2+} e CO_3^{2-}) na solução favorecem a formação do CaCO_3 .