

TERMOQUÍMICA



PROF. AGAMENON ROBERTO

< 2011 >

TERMOQUÍMICA

As transformações sofridas pela matéria são, quase sempre, **acompanhadas por absorção ou liberação de energia**. Esta energia é estudada por um seguimento da química denominado de **TERMOQUÍMICA**.

As reações químicas, quanto ao calor envolvido, podem ser classificadas em:

ENDOTÉRMICAS

São aquelas reações que ocorrem absorvendo calor externo.



EXOTÉRMICAS

São aquelas reações que ocorrem liberando calor para o meio ambiente.



O **calor** é a forma mais comum de energia que acompanha uma reação química.

A quantidade de calor pode ser calculada pela expressão:

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

Onde:

- **Q** é a quantidade de calor, em joules ou calorias.
- **m** é a massa da substância que recebe ou cede calor, em gramas.
- **c** é o calor específico da substância que recebe ou cede o calor.
- **Δt** é a variação de temperatura, sofrida pela substância que recebe ou cede calor, em °C.

Podemos também utilizar a **caloria (cal)** para medir a quantidade de calor envolvida.

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

Como a quantidade de calor envolvida em uma reação química, em geral, é grande, usamos o múltiplo da caloria e do joule que é, respectivamente, a quilocaloria (Kcal) e o quilojoule (KJ).

$$1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal} \text{ e } 1 \text{ KJ} = 1000 \text{ J}$$

Exercícios:

01) Considere as seguintes transformações que ocorrem em uma vela acesa:

- Solidificação da parafina que escorre da vela.
- Queima da parafina.
- Vaporização da parafina.

Dessas transformações, APENAS:

- I é endotérmica.
- II é endotérmica.
- III é endotérmica.
- I e II são endotérmicas.
- II e III são endotérmicas.

02) (UERJ) Ao se dissolver uma determinada quantidade de cloreto de amônio em água a 25°C, obteve-se uma solução cuja temperatura foi de 15°C. A transformação descrita caracteriza um processo do tipo:

- atômico.
- adiabático.
- isotérmico.
- exotérmico.
- endotérmico.

03) Qual a quantidade de calor necessária para elevar de 24°C para 80°C a temperatura de um bloco de 100g cobre?

Calor específico do cobre = 0,092 cal/g.°C

- 320 cal.
- 450,5 cal.
- 498 cal.
- 515,2 cal.
- 570,6 cal.

04) O calor específico de uma determinada substância é igual a 0,50 cal/g.°C. Para que a temperatura de uma amostra de 10g dessa substância varie de 10°C, é preciso que a amostra absorva, no mínimo:

- 0,50 cal.
- 1,0 cal.
- 5,0 cal.
- 25 cal.
- 50 cal.

05) A quantidade de calor necessária para aquecer 1000g de uma substância "A" de calor específico sensível 0,25 cal/g.°C de 10°C até 60°C, sem que haja mudança de estado físico, é igual a:

- 1,25 kcal.
- 12,5 kcal.
- 125 kcal.
- 1250 kcal.
- 12500 kcal.

06) Uma fonte calorífica fornece, continuamente, calor, à razão de 150 cal/s, a uma determinada massa de água. Se a temperatura da água aumenta de 20°C para 60°C em 4 minutos, sendo o calor específico sensível da água 1,0 cal/g°C, pode-se concluir que a massa de água aquecida é de:

- 500g.
- 600g.
- 700g.
- 800g.
- 900g.

Quando a madeira sofre combustão libera calor. De onde vem este calor? Toda espécie química **possui uma energia**, que quando **medida a pressão constante**, é chamada de **ENTALPIA (H)**.

Não é possível calcular a entalpia de um sistema, e sim a sua variação (ΔH).

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

Nos processos **ENDOTÉRMICOS**, temos:

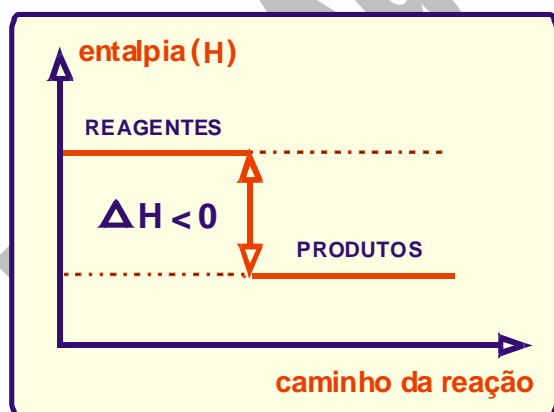
$$\Delta H > 0$$

Nos processos **EXOTÉRMICOS**, temos:

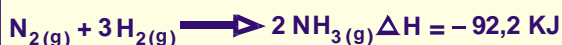
$$\Delta H < 0$$

Graficamente, observa-se que:

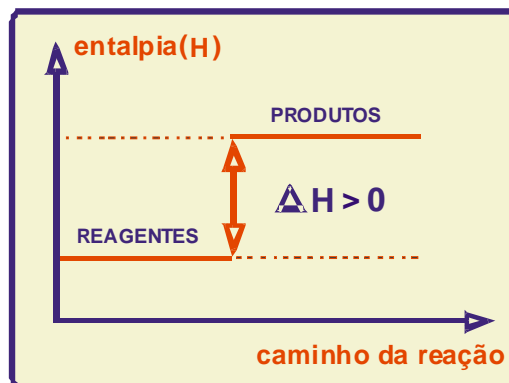
PROCESSO EXOTÉRMICO



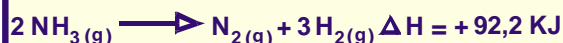
ou



PROCESSO ENDOTÉRMICO



ou



Exercícios:

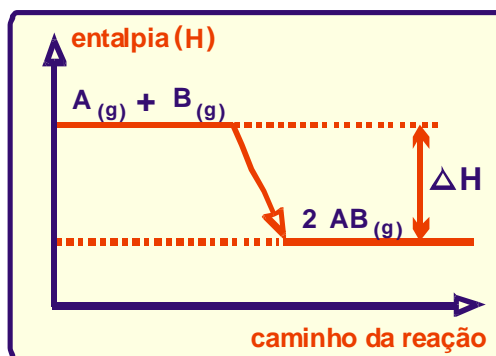
01) Reação exotérmica é aquela na qual:

- há liberação de calor.
- há diminuição de energia.
- a entalpia dos reagentes é maior que a dos produtos.
- a variação de entalpia é negativa.

Estão corretos os seguintes complementos:

- somente 1.
- somente 2 e 4.
- somente 1 e 3.
- somente 1 e 4.
- 1, 2, 3 e 4.

02) Considere o seguinte gráfico:

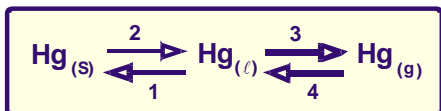


De acordo com o gráfico acima, indique a opção que completa, respectivamente, as lacunas da frase abaixo.

"A variação da entalpia é ; a reação é porque se processa calor"

- positiva, exotérmica, liberando.
- positiva, endotérmica, absorvendo.
- negativa, endotérmica, absorvendo.
- negativa, exotérmica, liberando.
- negativa, exotérmica, absorvendo.

03) Considere uma amostra de mercúrio sofrendo as seguintes transformações:



A variação de entalpia é negativa nas transformações:

- 1 e 2.
- 1 e 3.
- 1 e 4.
- 2 e 3.
- 2 e 4.

04) (Univali-SC) Em um texto, a seguinte frase é encontrada: "Quando a água sofre fusão, ocorre uma reação química exotérmica". Na frase há:

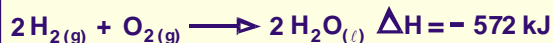
- apenas um erro, porque a água não funde.
- apenas um erro, porque a reação é endotérmica.
- apenas um erro, porque não se trata de uma reação química, mas de processo químico.
- dois erros, porque não se trata de reação química nem o processo químico é exotérmico.
- três erros, porque a água não se funde, não ocorre reação química e o processo físico é endotérmico.

FATORES QUE INFLUEM NAS ENTALPIAS DAS REAÇÕES

QUANTIDADES DAS ESPÉCIES QUÍMICAS

A quantidade de calor envolvida numa reação depende, inicialmente, das quantidades dos reagentes e produtos da reação.

O valor da variação de entalpia, escrita ao lado da equação química, refere-se às quantidades, em mols, escritas na equação.



Nesta equação informa-se que 2 mols de $\text{H}_{2(g)}$ reagem com 1 mol de $\text{O}_{2(g)}$, produzindo 2 mols de $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ com liberação de 572 kJ.

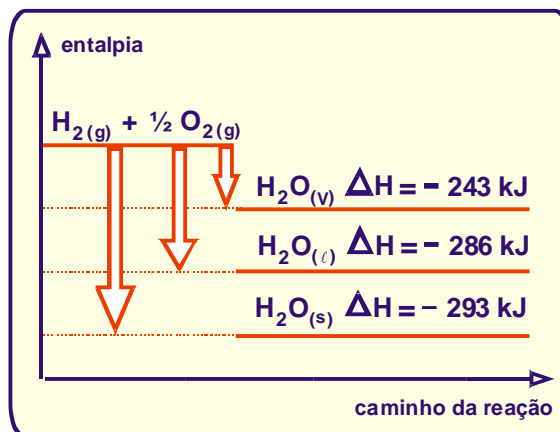
Dividindo-se todos os coeficientes por 2, a variação de entalpia, também será dividida por 2.



ESTADO FÍSICO DOS REAGENTES E DOS PRODUTOS



Graficamente, teremos:

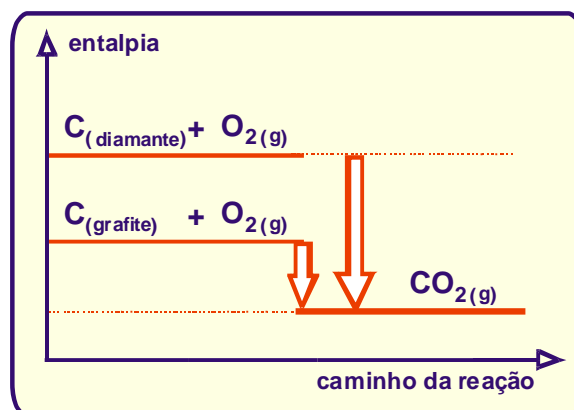


ESTADO ALOTRÓPICO



Isto ocorre porque o diamante possui maior entalpia acumulada do que o grafite.

Graficamente, teremos:



Os **estado alotrópico** da substância influi na entalpia da reação. Observa-se que a forma alotrópica de **maior entalpia é mais reativa**; e a de **menor entalpia é mais estável**.

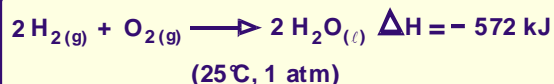
As formas alotrópicas das substâncias mais comuns são:

- Enxofre rômico (mais estável) e enxofre monoclinico.
- Fósforo vermelho (mais estável) e fósforo branco.
- Oxigênio (mais estável) e ozônio.
- Grafite (mais estável) e diamante.

EQUAÇÃO TERMOQUÍMICA

É a equação química que indica a variação de entalpia da reação, os estados físicos das substâncias e as condições de temperatura e pressão em que a mesma se processa.

Exemplo:



Observações:

- Se a equação termoquímica em um sentido for endotérmica, no sentido contrário será exotérmica.
- Quando não citamos os valores da pressão e da temperatura é porque correspondem as condições ambientes.

Exercícios:

01) Considere a reação representada pela equação termoquímica:



São feitas as seguintes afirmações:

- I. A quantidade de energia liberada será maior se o produto obtido for dois mols de NH_3 no estado líquido.
- II. A decomposição de 6,8g de $\text{NH}_{3(g)}$ absorve 4,4 kcal.
- III. A entalpia de formação da amônia é de $- 11 \text{ kcal/mol}$

Quais são corretas?

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

02) Considere a equação termoquímica abaixo:



Pode-se, conseqüentemente, afirmar que a formação de 2,0 mols de NH_3 (g) consome:

- a) 2,0 mols de H_2 , com liberação de calor.
- b) 1,5 mols de H_2 , com absorção de calor.
- c) 1,5 mols de H_2 , com liberação de calor.
- d) 1,0 mol de N_2 , com absorção de calor.
- e) 1,0 mol de N_2 , com liberação de calor.

03) A oxidação de açúcares no corpo humano produz ao redor de 4,0 kcal/g de açúcar oxidado. A oxidação de um décimo de mol de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) vai produzir aproximadamente:

Dados:

$\text{H} = 1\text{g/mol}$; $\text{C} = 12\text{g/mol}$; $\text{O} = 16\text{g/mol}$

- a) 40 kcal.
- b) 50 kcal.
- c) 60 kcal.
- d) 70 kcal.
- e) 80 kcal.

04) (Covest-1ª fase-91) O butano, componente do gás de cozinha, queima segundo a equação abaixo:

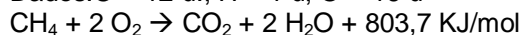


A grande importância desta reação química deve-se:

- a) à formação de água.
- b) à formação de gás carbônico.
- c) à formação de gás carbônico e água.
- d) ao desprendimento de 688 kcal.
- e) ao fato de tratar-se de uma reação endotérmica.

05) Considere a combustão de 0,5g de metano. O calor liberado e a massa de água formada nesta combustão são, respectivamente, iguais a:

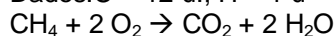
Dados: $\text{C} = 12 \text{ u.}$; $\text{H} = 1 \text{ u.}$; $\text{O} = 16 \text{ u.}$



- a) 25,1 kJ e 1,12g.
- b) 251,1 kJ e 11,25g.
- c) 50,2 kJ e 1,12g.
- d) 25,1 kJ e 11,25g.
- e) 50,2 kJ e 2,25g.

06) O calor liberado na combustão de um mol de metano é 212 Kcal. Quando 80g de metano são queimados, a energia liberada é:

Dados: $\text{C} = 12 \text{ u.}$; $\text{H} = 1 \text{ u.}$



- a) 1060 Kcal.
- b) 530 Kcal.
- c) 265 Kcal.
- d) 140 Kcal.
- e) 106 Kcal.

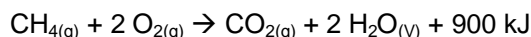
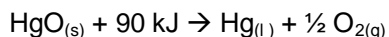
07) (Med. Pouso Alegre-MG) Assinale a alternativa correta. Aparentemente, cada grama de álcool etílico ingerido por uma pessoa fornece sete quilocalorias ao organismo humano, dando energia e reduzindo a fome. Essa, no entanto, é uma energia aparente, pois não contém as vitaminas e os aminoácidos necessários ao organismo, e este fato leva os alcoólatras a estado de deficiência nutricional múltipla.

Supondo que um ser necessite, por dia, de 3500 kcal de energia para se manter, o volume de álcool a ser ingerido por essa pessoa necessita ser de:

Dado: densidade do álcool etílico = 0,8 g/mL.

- 625 mL.
- 0,002 mL.
- 500 mL.
- 350 mL.
- 24500 mL.

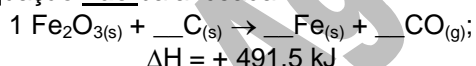
08) (UCSal-BA) Considere as reações químicas representadas por:



Que quantidade, em mols, de metano deve ser queimada para suprir a energia necessária à decomposição de 100 mols de HgO?

- 2,0 mol.
- 4,0 mol.
- 5,0 mol.
- 10 mol.
- 20 mol.

09) A transformação de 1 mol de hematita em ferro metálico é representada pela seguinte equação **não** balanceada



A quantidade de calor envolvida na obtenção de 55,8g de ferro, aproximadamente, é:

- 491,5 kJ de calor liberado.
- 491,5 kJ de calor absorvido.
- 245,7 kJ de calor liberado.
- 245,7 kJ de calor absorvido.
- 983,0 kJ de calor liberado.

ESTADO PADRÃO DOS ELEMENTOS E DOS COMPOSTOS QUÍMICOS

Um elemento químico ou composto se encontra no **estado padrão** quando se apresenta em seu estado (físico, alotrópico ou cristalino) **mais comum e estável**, a **25°C** e **1 atm** de pressão.

Quando a **substância é simples** e se encontra **no estado padrão** sua **entalpia** será igual a **ZERO**.

Assim, no estado padrão, terão entalpias iguais a zero:

- **Carbono grafite.**
- **Oxigênio.**
- **Fósforo vermelho.**
- **Enxofre rômico.**
- **Nitrogênio (N₂).**
- **Prata (Ag).**

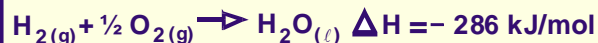
CALOR OU ENTALPIAS ESPECIAIS DE UMA REAÇÃO

ENTALPIA OU CALOR DE FORMAÇÃO

É a **variação de entalpia envolvida na formação de 1 mol da substância, a partir das substâncias simples correspondentes, com todas as espécies no estado padrão.**

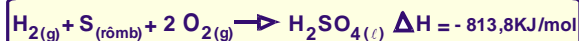
Exemplos:

A equação de formação da água é representada pela equação:



O calor liberado, 286 kJ/mol, é chamado de calor de formação da água.

A equação de formação do ácido sulfúrico é representada por:



O calor envolvido nesta reação, 813,8 kJ/mol é chamado de calor de formação do ácido sulfúrico.

A equação de formação da amônia (NH₃) é representada por:



O calor envolvido nesta reação, 46 kJ/mol, é denominado de calor ou entalpia de formação da amônia.

TABELA DE ENTALPIAS DE FORMAÇÃO

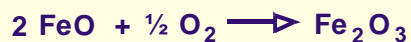
Substância	Entalpia (kcal)	Entalpia (kJ)
$Al_2O_3(s)$	- 400,5	- 1676
$CO(g)$	- 26,4	- 110
$CO_2(g)$	- 94,1	- 394
$CH_4(g)$	- 17,9	- 74,9
$C_2H_4(g)$	- 20,2	- 84,5
$C_2H_2(g)$	+ 54,2	+ 227
$CH_3OH(l)$	- 57,0	- 238
$HCOOH(g)$	- 86,7	- 363
$C_2H_5OH(l)$	- 66,4	- 278
$CH_3COOH(l)$	- 116,4	- 487
$CaO(s)$	- 151,9	- 635,5
$Ca(OH)_2(s)$	- 235,8	- 986,6
$CaSO_4(s)$	- 342,4	- 1433
$Fe_2O_3(s)$	- 196,5	- 822,2
$H_2O(l)$	- 68,3	- 286
$HCl(g)$	- 22,1	- 92,5
$MgCl_2(s)$	- 153,4	- 641,8
$Mg(OH)_2(s)$	- 221,0	- 924,7
$NH_3(g)$	- 11,0	- 46,0
$NO(g)$	+ 21,6	+ 90,4
$NaCl(s)$	- 98,6	- 413
$NaBr(s)$	- 86	- 360
$NaOH(s)$	- 102,0	- 426,8
$O_3(g)$	+ 34,1	+ 143
$SO_2(g)$	- 70,9	- 297
$SO_3(g)$	- 94,6	- 396
$H_2SO_4(l)$	- 194,5	- 813,8

Podemos calcular a variação de entalpia de uma reação a partir das entalpias de formação das substâncias que participam da reação pela fórmula:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

Exercícios:

- 01) (CESCEM) Sendo o ΔH de formação do óxido de ferro (II) igual a $- 64,04$ kcal/mol e o ΔH de formação do óxido de ferro (III) igual a $- 196,5$ kcal/mol, o ΔH da reação abaixo será:



- a) $- 68,4$ kcal/mol.
 b) $+ 68,4$ kcal/mol.
 c) $- 132,5$ kcal/mol.
 d) $+ 132,5$ kcal/mol.
 e) $- 260,5$ kcal/mol

- 02) 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	Entalpia de formação
$Ca(OH)_2(s)$	$- 986,1$ kJ/mol
$CaCO_3(s)$	$- 1206,9$ kJ/mol
$CO_2(g)$	$- 393,5$ kJ/mol
$H_2O(g)$	$- 241,8$ kJ/mol

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

- a) $+ 138,2$ kJ/mol.
 b) $- 69,1$ kJ/mol.
 c) $- 2828,3$ kJ/mol.
 d) $+ 69,1$ kJ/mol.
 e) $- 220,8$ kJ/mol.

- 03) Analise a reação: **calcita** \rightarrow **aragonita**.
 Sabe-se que:

- I. O calor de formação da calcita na forma $CaCO_3(s)$ é $- 288,45$ kcal/mol a $25^\circ C$.
 II. O calor de formação da aragonita é $- 288,49$ kcal/mol a $25^\circ C$.

A variação de entalpia a $25^\circ C$ para a reação é:

- a) $- 0,04$ cal.
 b) $- 0,4$ cal.
 c) $- 4$ cal.
 d) $- 40$ cal.
 e) $- 400$ cal.

- 04) O calor liberado na combustão completa do acetileno (C_2H_2) gasoso, a $25^\circ C$, é de $- 1298$ kJ/mol. Determinar a entalpia de formação do acetileno.

Dados: Entalpias de formação a $25^\circ C$:

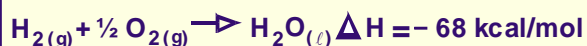
$CO_2(g) = - 393$ kJ/mol; $H_2O(l) = - 285$ kJ/mol

ENTALPIA OU CALOR DE COMBUSTÃO

É a energia liberada na combustão completa de 1 mol de uma determinada substância, com todas as substâncias envolvidas na combustão, no estado padrão.

Exemplos:

A combustão total do gás hidrogênio é representada pela equação:



O calor liberado, 68 Kcal/mol, é chamado de calor de combustão do gás hidrogênio.

TABELA DE ENTALPIAS DE COMBUSTÃO

Substância	Entalpia (kcal)	Entalpia (kJ)
$\text{CH}_4(\text{g})$	-212,8	-889,5
$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	-372,8	-2558,3
$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$	-310,6	-1298,3
$\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$	-781,0	-3264,6
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$	-326,7	-1365,6
$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{l})$	-209,4	-875,3
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{g})$	-673,0	-2813,1
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s})$	-1348,9	-5638,4

Exercícios:

01) (PUC-SP) A equação:



Ela representa:

- I. calor de formação da água líquida.
- II. calor de combustão do hidrogênio gasoso.
- III. calor de combustão do oxigênio gasoso.
- IV. calor de decomposição do hidrogênio gasoso.

São corretos os complementos:

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

02) (Unifor-CE) A queima de 1,0 kg de metano liberou $5,5 \times 10^4$ kJ. Com base neste dado, o calor de combustão, expresso em kJ/mol de metano, é da ordem de:

- a) $8,8 \times 10^{-4}$.
- b) $8,8 \times 10^{-3}$.
- c) $8,8 \times 10^{-2}$.
- d) $8,8 \times 10^2$.
- e) $8,8 \times 10^4$.

03) (Covest-2ª fase-98) Os calores de combustão do etanol (massa molecular 46) e do octano (massa molecular 114) são respectivamente, 1368 kJ/mol e 5471 kJ/mol. A respeito de suas combustões, podemos afirmar:

0	0	O etanol libera maior quantidade de calor por grama do que o octano.
1	1	O etanol libera maior quantidade de calor por mol do que o octano.
2	2	O etanol produz maior quantidade de CO_2 por grama do que o octano.
3	3	Os mesmos produtos são obtidos em ambas as reações.
4	4	O octano consome mais oxigênio por grama do que o etanol.

04) O acetileno é um gás de grande uso comercial, sobretudo em maçaricos de oficinas de lanternagem. Assinale a opção correspondente à quantidade de calor fornecida pela combustão completa de 5,2kg de acetileno (C_2H_2), a 25°C , sabendo-se que as entalpias de formação, a 25°C , são:



- a) 1615 kcal.
- b) 6214 kcal.
- c) 21660 kcal.
- d) 40460 kcal.
- e) 62140 kcal.

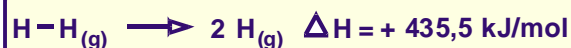
ENERGIA DE LIGAÇÃO

É a energia envolvida (absorvida) na quebra de 1 mol de determinada ligação química, supondo todas no estado gasoso, a 25°C e 1 atm.

A quebra de ligações será sempre um processo **endotérmico**.

Exemplos:

A quebra de um mol de ligações simples entre dois átomos de hidrogênio é representada pela equação:



A entalpia de 435,5 kJ corresponde à energia de ligação.

TABELA DE ENERGIA DE LIGAÇÃO

Ligação	Energia (kcal)	Energia (kJ)
C – C	83,2	347,8
C = C	146,8	613,6
C ≡ C	200,6	838,5
H – H	104,2	435,5
O = O	119,1	497,8
N ≡ N	225,8	943,8
F – F	37,0	154,6
Cl – Cl	57,9	242,0
Br – Br	46,1	192,7
C – H	98,8	412,9
C – O	85,5	357,4
C = O	178,0	744,0
O – H	110,6	462,3

Exercícios:

01) São dadas as seguintes energias de ligação:

Ligação	Energia (kJ/mol)
H – Cl	431,8
H – F	563,2
Cl – Cl	242,6
F – F	153,1

Com os dados fornecidos é possível prever que a reação



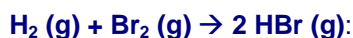
tem variação de entalpia, em kJ, da ordem de:

- 584,9, sendo endotérmica.
- 352,3, sendo exotérmica.
- 220,9, sendo endotérmica.
- + 220,9, sendo exotérmica.
- + 352,3, sendo endotérmica.

02) Considere a tabela abaixo:

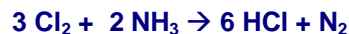
Ligação	Energia (kJ/mol)
H – H	435
H – Br	366
Br – Br	194

Com base nos dados apresentados, calcule-se que a reação:



- libera 995 KJ.
- absorve 995 KJ.
- libera 206 KJ.
- absorve 103 KJ.
- libera 103 KJ.

03) Com base na tabela abaixo, determine a variação de entalpia da reação seguinte:



Ligação	Energia (kcal/mol)
N – H	93
H – Cl	103
Cl – Cl	58
N ≡ N	225

- + 153 kcal.
- 0 kcal.
- + 222 kcal.
- 111 kcal.
- 152 kcal.

04) Na reação representada pela equação abaixo, sabe-se que a energia da ligação C – H é igual a 98,8 kcal/mol. O valor da ligação C = C, em kcal/mol, é:



- 443,2 kcal/mol.
- 146,8 kcal/mol.
- 344,4 kcal/mol.
- 73,4 kcal/mol.
- 293,6 kcal/mol.

05) (Unirio-RJ) O gás cloro, amarelo-esverdeado, é altamente tóxico. Ao ser inalado, reage com a água existente nos pulmões, formando ácido clorídrico (HCl), um ácido forte capaz de causar graves lesões internas, conforme a seguinte reação:



Utilizando os dados constantes na tabela abaixo, marque a opção que contém o valor correto da variação de entalpia verificada, em kJ/mol.

ligação	Energia de ligação (kJ/mol, 25°C e 1 atm)
Cl – Cl	243
H – O	464
H – Cl	431
Cl – O	205

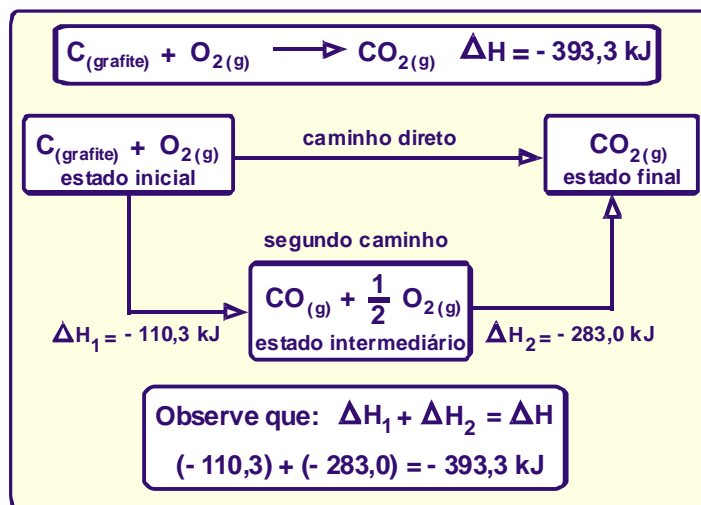
- + 104.
- + 71.
- + 52.
- 71.
- 104.

06) A energia absorvida por mol de H – H na transformação: $\text{H} - \text{H (g)} \rightarrow 2 \text{H (g)}$ é denominada energia de:

- ligação.
- vaporização.
- combustão.
- sublimação.
- ativação.

LEI DE HESS

As reações químicas podem ocorrer em várias etapas, porém, verifica-se que sua **variação de entalpia depende apenas dos estados inicial e final** da mesma. Estas observações foram feitas por Germain Henry Hess e, ficou conhecida como **LEI DE HESS**.



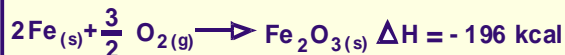
01) Considere as afirmações abaixo, segundo a lei de Hess.

- I. O calor de reação 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 valor da variação de entalpia.
- IV. Se o estado final do processo for alcançado por vários caminhos, o valor da variação de entalpia depende dos estados intermediários através dos quais o sistema pode passar.

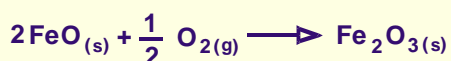
Conclui-se que:

- a) são verdadeiras as afirmações I e II.
- b) são verdadeiras as afirmações II e III.
- c) são verdadeiras as afirmações I, II e III.
- d) todas são verdadeiras.
- e) todas são falsas.

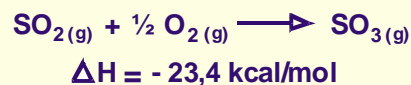
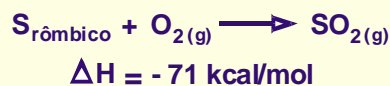
02) (Covest-2000, 2ª f) A partir das entalpias padrão das reações de oxidação do ferro dadas abaixo:



Determine a quantidade de calor liberada a **298K** e **1 atm** na reação:



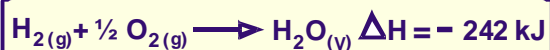
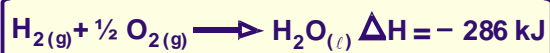
03) Conhecendo-se as equações termoquímicas:



Pode-se afirmar que na obtenção de 2 mols de $\text{SO}_{3(g)}$ a partir de $\text{S}_{\text{rômbico}}$, a variação de entalpia será:

- a) - 188,8 kcal.
- b) - 23,4 kcal.
- c) - 47,6 kcal.
- d) - 94,4 kcal.
- e) - 46,8 kcal.

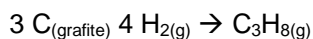
04) A partir das equações termoquímicas:



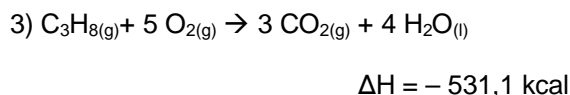
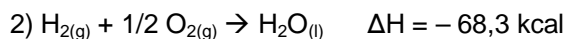
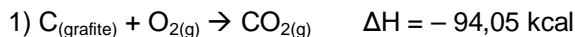
É possível prever que na transformação de 2,0 mols de água líquida em vapor d'água haverá:

- a) liberação de 44 kJ.
- b) absorção de 44 kJ.
- c) liberação de 88 kJ.
- d) absorção de 88 kJ.
- e) liberação de 99 kJ.

05) (PUC-PR) Aplicando a lei de Hess, determine a variação de entalpia da reação abaixo:



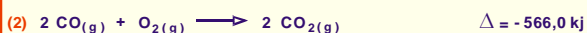
Conhecendo-se as seguintes equações termoquímicas:



O valor encontrado está representado na alternativa:

- a) + 24,10 kcal.
- b) - 24,10 kcal.
- c) + 368,80 kcal.
- d) - 368,80 kcal.
- e) - 20,10 kcal.

06) (Covest-2005) 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.



- a) - 10376 kJ.
- b) - 8442 kJ.
- c) - 2370 kJ.
- d) - 6414 kJ.
- e) - 3207 kJ.

EXPERIÊNCIAS**FENÔMENOS EXOTÉRMICOS****DILUIÇÃO DO ÁCIDO SULFÚRICO
CONCENTRADO****OBJETIVO:**

Realizar uma diluição, destacando a variação de temperatura no processo e a diminuição da concentração da solução.

MATERIAIS:

Ácido sulfúrico concentrado, água destilada, copo de béquer, tubo de ensaio.

COMO FAZER:

- a) Medir com cuidado 50 mL de H_2SO_4 concentrado em uma proveta.
- b) Adicionar lentamente o ácido a 50 mL de água, que já deve estar em um copo de béquer de 250 mL (o ácido original concentrado é 18 mol / L, se for de boa qualidade).
- c) A solução obtida é 9 mol / L, repetindo o processo com 100 mL do $H_2SO_{4(aq)}$ 9 mol/L com outros 100 mL de água obteremos 200 mL de solução 4,5 mol/L.

COMENTÁRIOS:

- ❖ Qual o volume de H_2SO_4 concentrado (18 mol/L) teria de ser usado para obter 50 mL de solução diluída a 2,25 mol / L?

**PREPARAÇÃO DE UMA SOLUÇÃO
DE HIDRÓXIDO DE SÓDIO****OBJETIVO:**

Preparar uma solução de hidróxido de sódio (NaOH), destacando a variação de temperatura no processo.

MATERIAIS:

Hidróxido de sódio sólido, água destilada, copo de béquer.

COMO FAZER:

- f) Tomar com cuidado alguns cristais de NaOH e dissolver em um copo de béquer com água destilada.

**REAÇÃO DO SÓDIO METÁLICO
COM ÁGUA****OBJETIVO:**

Realizar a reação do sódio metálico com água destilada, destacando a variação de temperatura no processo e o caráter básico da solução final.

MATERIAIS:

Sódio metálico, água destilada, placa de Petri e fenolftaleína.

COMO FAZER:

Coloque com cuidado um pequeno pedaço de sódio dentro da placa de Petri, que contém água destilada com fenolftaleína.

FENÔMENOS ENDOTÉRMICOS

SUBLIMAÇÃO DO GELO SECO

OBJETIVO:

Realizar a sublimação do gelo seco, destacando a variação de temperatura no processo.

MATERIAIS:

Gelo seco, água destilada, copo de béquero, pinça de madeira.

COMO FAZER:

Colocar algumas pedras de GELO SECO em um copo com água natural. Verificar a temperatura do recipiente.

DISSOLUÇÃO DO TIOSSULFATO DE SÓDIO

OBJETIVO:

Realizar a dissolução do tiossulfato de sódio, destacando a variação de temperatura no processo.

MATERIAIS:

Tiossulfato de sódio, água destilada, copo de béquero, pinça de madeira.

COMO FAZER:

Colocar alguns cristais de tiossulfato de sódio em um copo com água natural. Verificar a temperatura do recipiente.

ÁGUA FRIA VAPORIZANDO ÁGUA QUENTE

OBJETIVO: Estudar a influência da pressão externa na vaporização.

MATERIAIS:

- Erlenmeyer.
- Proveta.
- Tripé.
- Tela de amianto.
- Fonte de calor.
- Pinça de madeira.
- Rolha.
- Pisseta.
- Água destilada.

MODO DE FAZER:

- No erlenmeyer, coloque 30 mL de água destilada e aqueça até a ebulição.
- Segurando o erlenmeyer com a pinça de madeira, retire-o do aquecimento e tampe-o com a rolha.
- Ainda segurando o erlenmeyer, inverta-o e adicione água fria (da pisseta) na parte inferior do erlenmeyer.
- Observe e explique.

COMENTÁRIOS:

Ao se jogar água fria na parte inferior do erlenmeyer, há uma diminuição da pressão interna do frasco; como a pressão máxima de vapor da água aumentou com a elevação da temperatura, tem-se uma nova vaporização da água devido à igualdade pressão máxima de vapor/ pressão interna do erlenmeyer.

REAÇÕES EXOTÉRMICAS e ENDOTÉRMICAS (2)

OBJETIVO: Mostrar reações que liberam e absorvem calor.

MATERIAIS:

- Hidróxido de bário.
- Cloreto de amônio.
- Permanganato de potássio.
- Glicerina.
- Madeira.
- Água comum.
- Bastão de vidro.

MODO DE FAZER:

REAÇÃO ENDOTÉRMICA:

- Colocar 20g de hidróxido de bário e 7g de cloreto de amônio em um béquer e agitar com o bastão.
- O copo de béquer deve ficar em cima de uma madeira molhada.

Reação que ocorre: $\text{Ba(OH)}_2 + 2 \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2 \text{NH}_4\text{OH}$

OBSERVAÇÃO:

Podemos também realizar a reação:



- Com o tempo a parte externa do béquer fica inicialmente recoberta com água líquida e depois com gelo (se o experimento for feito em cima de uma madeira umedecida, o béquer ficará grudado).

REAÇÃO EXOTÉRMICA:

- Adicionar a glicerina ao permanganato de potássio e observe.

REAÇÃO DE COMBUSTÃO DA PARAFINA DA VELA

OBJETIVO: Mostrar que na queima da vela o combustível é a parafina.

MATERIAIS:

- 1 vela comum.
- Fonte de calor (fósforo, isqueiro, etc).

MODO DE FAZER:

- Acenda a vela e assopre.
- Acenda a vela e abane.
- Quebre, a seguir, um palito de fósforo ao meio e espete no meio da vela a parte do palito com a cabeça.
- Acenda o palito e deixe-o queimar.



- a) Porque a vela se apagou nos dois primeiros casos?

Porque estamos dissipando os vapores da parafina que se acumulam ao redor do pavio.

- b) Na segunda condição o que ocorre?

Quando colocamos o palito de fósforo no meio da vela estamos criando um pavio. Ao acendermos o mesmo, a parafina derrete, se volatiliza e, se concentra ao redor do palito sofrendo combustão.

UMA COMBUSTÃO DIFERENTE (OXIDAÇÃO DE ÁLCOOIS)

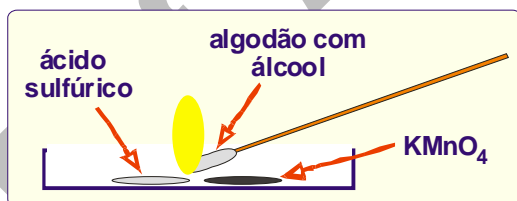
OBJETIVO: Mostrar a combustão do álcool através de uma reação de oxidação do mesmo.

MATERIAIS:

- Ácido sulfúrico concentrado.
- Permanganato de potássio sólido.
- Álcool etílico.
- Algodão.
- Bastão de vidro.
- Vidro de relógio ou placa de Petri.
- Espátula.

MODO DE FAZER:

- No vidro de relógio ou placa de Petri coloque H_2SO_4 e $KMnO_4$ de modo que a distância entre eles seja muito pequena ou que o contato ocorra numa região muito pequena.
- Amarre uma mecha de algodão no bastão de vidro e embeba-o em álcool.
- Com um toque rápido encoste a mecha simultaneamente no H_2SO_4 e no $KMnO_4$.
- No instante em que a mecha encosta no H_2SO_4 e no $KMnO_4$, o álcool entra em combustão (você pode apagar a chama e repetir o processo várias vezes).



- **O permanganato de potássio é oxidante e que sua decomposição libera oxigênio nascente que alimenta a combustão do álcool, tomando como energia de ativação o calor liberado pela reação do ácido sulfúrico com o permanganato de potássio.**



O ALGODÃO QUE NÃO QUEIMA

OBJETIVO: Estudar a relação entre calor de combustão e calor de vaporização.

MATERIAIS:

- Tela de amianto.
- Tripa.
- Placa de reações.
- Béquer.
- Água destilada.
- Álcool.
- Algodão.

MODO DE FAZER:

- Umedeça um pedaço de algodão no álcool e coloque sobre a tela metálica.
- Queime-o e observe. Todo algodão foi consumido?
- No béquer, prepare uma mistura de 3 mL de água destilada e 9 mL de álcool comum (proporção de 1:3).
- Umedeça outro pedaço de algodão com essa solução e coloque-o sobre a tela metálica.
- Queime-o e observe. Todo algodão foi consumido? Por quê?

COMENTÁRIOS:

O algodão embebido na solução não queima, por que o calor emitido na combustão do álcool é usado na sua própria vaporização, na vaporização da água e liberado para o meio ambiente, não restando energia suficiente para a queima do material. A água presente na solução tem um papel refrigerante, absorvendo parte do calor gerado na combustão do álcool.