



Unidade 6 - Conteúdo 13 - Termoquímica

As transformações físicas e as reações químicas quase sempre estão envolvidas em perda ou ganho de calor. O calor é uma das formas de energia mais comum que se conhece.

A **Termoquímica** é uma parte da Química que faz o estudo das quantidades de calor liberadas ou absorvidas durante as reações químicas. A maioria das **reações químicas** envolve perda ou ganho de calor (energia).

Veja no quadro abaixo os tipos de reações com perda ou ganho de calor:

REAÇÕES QUE LIBERAM ENERGIA	REAÇÕES QUE ABSORVEM ENERGIA
Queima do carvão	Cozimento de alimentos
Queima da vela	Fotossíntese das plantas, o sol fornece energia
Reação química em uma pilha	Pancada violenta inicia a detonação de um explosivo
Queima da gasolina no carro	Cromagem em peças de carro/motos, com energia elétrica

As **transformações físicas** também são acompanhadas de calor, como ocorre na mudança de estados físicos da matéria.

→ absorção de calor

Quando a substância passa do estado físico sólido para líquido e em seguida para gasoso, ocorre absorção de calor.

SÓLIDO LÍQUIDO GASOSO

← Liberação de calor

Quando a substância passa do estado gasoso para líquido e em seguida para sólido, ocorre liberação de calor.

Essa energia que vem das reações químicas é decorrente de rearranjo das ligações químicas dos reagentes transformando-se em produtos. Essa energia armazenada é a **ENTALPIA (H)**. É a energia que vem de dentro da molécula.

Nas reações químicas não é necessário calcular a entalpia. Devemos calcular, geralmente, a variação de entalpia (ΔH).

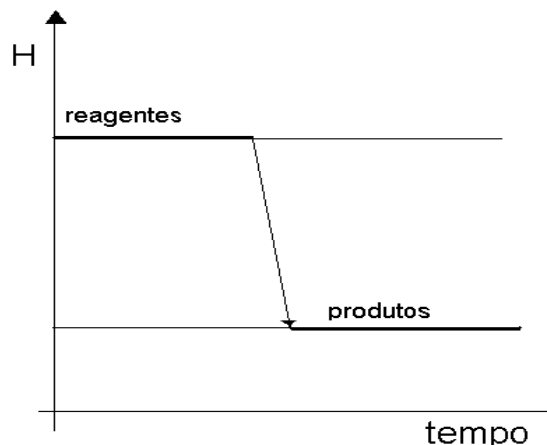
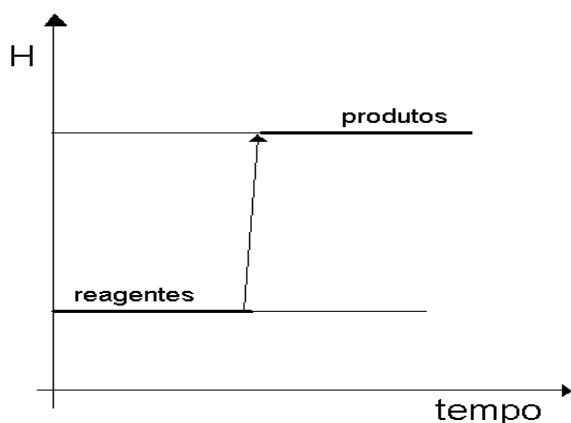
A variação de entalpia é a diferença entre a entalpia dos produtos e a entalpia dos reagentes. (ΔH) pode ser calculado: **$\Delta H: H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$** É expresso em unidades de Cal (caloria) ou J (Joule). **1 cal = 4,18J**

Tipos de Reações

As reações químicas podem ser de dois tipos:

REAÇÃO ENDOTÉRMICA - Se o valor for positivo (+) a reação é endotérmica. A reação absorveu energia para acontecer. ($\Delta H > 0$ positivo)

REAÇÃO EXOTÉRMICA - Se o valor for negativo (-) a reação é exotérmica. A reação perdeu energia para acontecer. ($\Delta H < 0$ negativo)



Tipos de Entalpias

- Entalpia de Formação; - Entalpia de Combustão; - Entalpia de Ligação;
- Entalpia de Neutralização; - Entalpia de Dissolução



Entalpia de Formação ou Calor de Reação

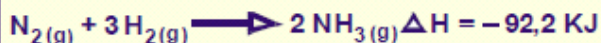
A Entalpia de formação é a energia da reação quando forma **1 mol** de substância, a partir das substâncias químicas (elemento no seu estado padrão).

Estado Padrão: é a forma mais estável de uma substância a 25°C e a 1atm de pressão. São as substâncias simples.

As substâncias que participam da reação de formação devem ser simples. Devem informar o estado físico. Sua variação de entalpia de formação padrão é zero.

Exemplo de substância simples: C(grafite), O₂(g), N₂(g), H₂(g), Na(s), S(s).

Exemplo de reação de formação de NH₃(g)



Isto quer dizer que para formar 1 mol de NH₃ a reação produz 11 kcal de energia. Este cálculo pode ser feito utilizando a fórmula da variação de entalpia e utilizando alguns dados tabelados.

Entalpia de Combustão

É sempre uma reação exotérmica. É o calor liberado na reação de combustão de **1 mol** de uma substância em presença de gás oxigênio O₂(g)

COMBUSTÃO COMPLETA: mais quantidade de oxigênio. Forma gás carbônico e água.

COMBUSTÃO INCOMPLETA: menos quantidade de oxigênio. Produz menos quantidade de energia. Forma mais resíduos, como monóxido de carbono (CO) e água (H₂O).

Entalpia de Ligação

Durante as reações químicas, as ligações químicas dos reagentes e produtos são alteradas. Podemos calcular o ΔH pela análise desses novos arranjos.

A entalpia de ligação é a variação de entalpia verificada na quebra de 1mol de uma determinada ligação química, sendo que todas as substâncias estejam no estado gasoso, a 25° C e 1atm.

Reagentes = sempre são quebradas as ligações = ENDOTÉRMICA (+)

Produtos = sempre são formadas as ligações = EXOTÉRMICA (-)

A variação de entalpia do processo é a soma desses calores. Calcula-se utilizando dados tabelados.

A partir da tabela com dados das entalpias de ligação de alguns elementos é possível calcular também outras entalpias, como por exemplo a de combustão e a de formação.

Entalpia de Neutralização

É a entalpia de uma reação de neutralização (entre um ácido e uma base formando sal e água). A reação é exotérmica.

É a variação de entalpia verificada na neutralização de 1mol de H⁺ do ácido por 1mol de OH⁻ da base, sendo todas as substâncias em diluição total ou infinita, a 25°C e 1atm.

Entalpia de Dissolução

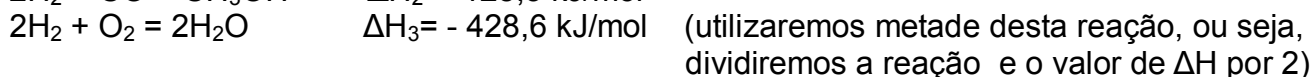
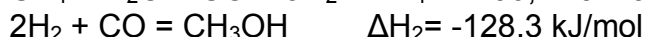
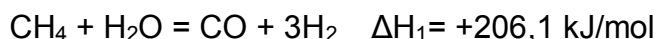
É a variação de entalpia envolvida na dissolução de 1mol de determinada substância numa quantidade de água suficiente para que a solução obtida seja diluída.

Quando um sólido é colocado em um copo com água acontece uma dissolução. Nesta ordem acontece:

LEI DE HESS

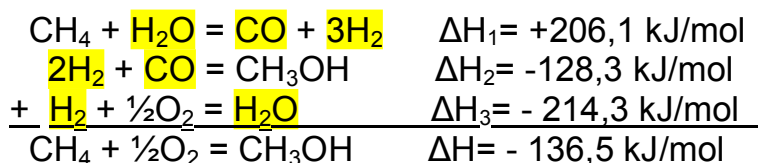
A **Lei de Hess** também pode ser chamada de **Lei da Soma dos Calores de Reação** é uma lei experimental e estabelece que a variação de entalpia de uma reação química depende apenas dos estados inicial e final da reação. É uma forma de calcular a variação de entalpia através dos calores das reações intermediárias. Podem ser infinitas variações de entalpia.

Ex: para calcular o ΔH da reação: CH₄ + $\frac{1}{2}$ O₂ = CH₃OH, utilizaremos as seguintes reações:





Resolvendo:



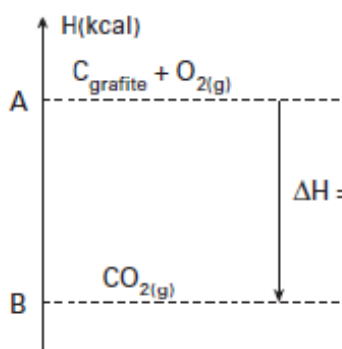
Eliminando os **semelhantes de lados opostos** e somando os que estão do mesmo lado, como em uma operação com polinômios da matemática, obtemos a reação desejada.

Observe que a ΔH_1 e ΔH_2 são somadas, obtendo-se o valor da variação de entalpia. As equações químicas também são somadas, obtendo-se a reação global.

Para montar as equações e aplicar a Lei de Hess, podemos fazer algumas alterações matemáticas, seguindo as seguintes regras:

- 1°) as equações intermediárias devem estar de acordo com a reação global. Colocam-se as equações (dados) na ordem que reagem ou são produzidas. Se não estiverem de acordo, troca-se o sinal da ΔH ;
- 2°) acertar os coeficientes também de acordo com a reação global. Se a equação for multiplicada, a ΔH também deve ser multiplicada pelo mesmo número.
- 3°) realizar o somatório para montar a reação global;
- 4°) somar os valores das ΔH das equações intermediárias para achar a ΔH da reação global.

Exercícios resolvidos:

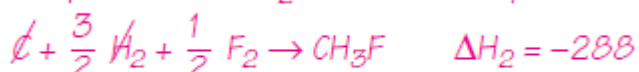
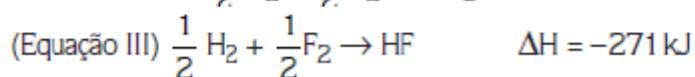
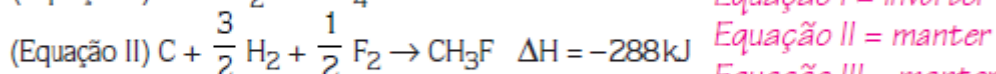
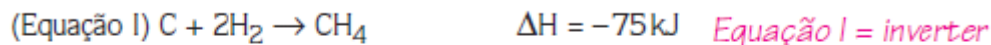
<p>1. Substâncias simples são constituídas por _____ <u>um único elemento</u></p>	<p>7. No diagrama</p>  <p>a) A energia (entalpia) do ponto A, por convenção, vale _____ <u>zero</u>.</p> <p>b) A energia (entalpia) do ponto B vale _____ <u>-94 kcal</u>.</p> <p>c) A entalpia de um mol de CO₂(g) vale _____ <u>-94 kcal</u>.</p>
<p>4. Calor de formação ou entalpia de formação ou $\Delta H_{\text{formação}}$ é a variação de entalpia na formação de <u>1 mol</u> de substância composta a partir de _____ <u>substância simples</u> <u>no estado padrão</u>.</p> <p>5. Escreva as equações correspondentes à entalpia de formação de:</p> <p>a) C₃H₈(g) <u>$3\text{C}_{\text{graf.}} + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$</u></p> <p>b) C₂H₆O(l) <u>$2\text{C}_{\text{graf.}} + 3\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$</u></p>	<p>2. O valor do ΔH de uma equação termoquímica corresponde automaticamente às quantidades de mols indicadas pelos coeficientes da respectiva equação. Portanto, com relação à questão anterior, qual o valor de ΔH em kJ por mol de NO₂ que dimeriza?</p> <p><u>$2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 \quad \Delta H = -58 \text{ kJ}$</u> <u>2 mol 1 mol (por mol de N₂O₄)</u></p> <p><u>$\text{NO}_2 \rightarrow \frac{1}{2}\text{N}_2\text{O}_4 \quad \Delta H = -58/2 \text{ kJ}$</u> <u>(por mol de NO₂)</u></p> <p><u>1 mol 1/2 mol</u></p>
<p>3. Dado: Calor de combustão de H₂(g) = -68 kcal/mol Calor de combustão de CH₄(g) = -213 kcal/mol Qual dos dois combustíveis libertaria maior quantidade de calor <i>por grama</i>? (C = 12, H = 1)</p> <p><u>H₂ { 2g — (-68) kcal</u> <u>1g — x</u></p> <p><u>x = -34 kcal</u></p> <p><u>CH₄ { 16g — libera —> 213</u> <u>1g — libera —> y</u></p> <p><u>y = 13,3 kcal</u> <u>Resposta: H₂</u></p>	



O valor de ΔH de uma reação química pode ser previsto através de diferentes caminhos. Iremos determinar o ΔH do processo $\text{CH}_4 + \text{F}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{F} + \text{HF}$

Utilizando dois procedimentos diferentes, considerando todos os participantes no estado padrão.

a) 1º caminho: Lei de Hess Dados:



$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

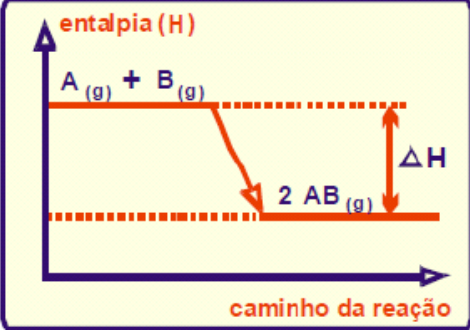
$\Delta H = (+75) + (-288) + (-271)$

$\Delta H = -484 \text{ kJ}$



Nome do aluno(a): _____ EJA III sala: ____ nota: _____ (0-2,0)

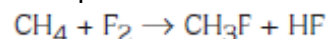
Atividade de produção da unidade 6 – C13: termoquímica

<p>01. Considere as seguintes transformações que ocorrem em uma vela acesa: I. Solidificação da parafina que escorre da vela. II. Queima da parafina. III. Vaporização da parafina.</p> <p>Dessas transformações, APENAS: a) apenas I é endotérmica. b) apenas III é endotérmica. c) apenas II é exotérmica.</p>	<p>02. Reação exotérmica é aquela na qual: 1 - há liberação de calor. 2 - a entalpia dos reagentes é maior que a dos produtos. 3 - a variação de entalpia é negativa.</p> <p>Estão corretos os seguintes complementos: a) todas estão corretas. b) nenhuma delas está correta. c) somente 2.</p>
<p>03. De acordo com o gráfico abaixo, indique a opção que completa, respectivamente, as lacunas da frase abaixo.</p>  <p>"A variação da entalpia é ; a reação é porque se processa calor" a) negativa, endotérmica, absorvendo. b) negativa, exotérmica, liberando. c) positiva, exotérmica, liberando.</p>	<p>04. A combustão total do gás hidrogênio é representada pela equação:</p> $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -68 \text{ kcal/mol}$ <p>O calor liberado, 68 Kcal/mol, é chamado de calor de combustão do gás hidrogênio. A equação acima 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.</p> <p>São corretos os complementos: a) II e III. b) I e II. c) II e IV.</p>
<p>05. Considere a equação termoquímica abaixo:</p> $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H = -46,0 \text{ kJ}$ <p>Pode-se, então, afirmar que para a formação de 2 mols de $\text{NH}_3(\text{g})$ será consumido: A() 1 mol de N_2. B() 1,5 mols de O_2. C() 2 mols de H_2.</p>	<p>06. Quais são os componentes de uma reação termoquímica:</p> <p>A() reagente, produtos e ΔH; B() endotérmico e exotérmico; C() ingredientes, reação e produto;</p>

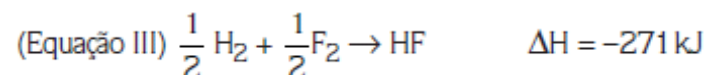
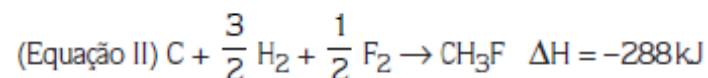
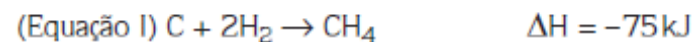
07. São etapas da Aplicação da Lei de Hess, exceto:

- A() Se a equação for multiplicada, a ΔH também deve ser multiplicada pelo mesmo número.
B() as equações intermediárias devem ser colocadas na ordem em que reagem ou são produzidas.
C() apenas somamos os valores das ΔH das equações intermediárias e obtemos a ΔH da reação global.

08. Aplicando a lei de Hess, elimine os semelhantes e determine a variação de entalpia da reação abaixo:



Dados:



O valor encontrado está representado na alternativa:

- A() + 24,35 kJ.
B() - 24,35 kJ.
C() -386,15 kJ.



Nome do aluno(a): _____ EJA III sala: ____ nota: _____ (0-2,0)

Atividade de produção da unidade 6 – C13: termoquímica

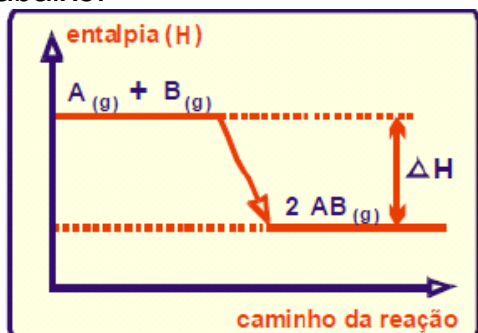
01. Sobre as seguintes transformações que ocorrem em uma vela acesa, marque V se verdadeiro e F se falsa:

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

02. Sobre uma Reação exotérmica, marque V se verdadeiro e F se falsa:

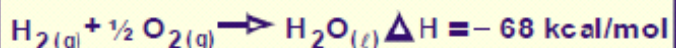
- () há liberação de calor.
- () a entalpia dos reagentes é maior que a dos produtos.
- () a variação de entalpia é negativa.

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



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

04. A combustão total do gás hidrogênio é representada pela equação:

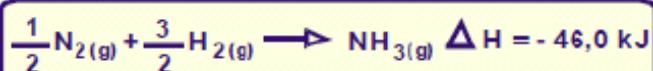


O calor liberado, 68 Kcal/mol, é chamado de calor de combustão do gás hidrogênio.

Sobre equação acima, marque V se verdadeiro e F se falsa:

- () calor de formação da água líquida.
- () calor de combustão do hidrogênio gasoso.
- () calor de combustão do oxigênio gasoso.
- () calor de decomposição do hidrogênio gasoso.

05. Considere a equação termoquímica:



Pode-se, afirmar que para a formação de 2 mols de $\text{NH}_3(g)$ quanto dos reagentes serão consumidos?

06. Quais são os componentes de uma reação termoquímica?

07. Sobre as etapas da Aplicação da Lei de Hess, marque V se verdadeiro e F se falsa:

- () Se a equação for multiplicada, a ΔH também deve ser multiplicada pelo mesmo número.
- () as equações intermediárias devem ser colocadas na ordem em que reagem ou são produzidas.
- () apenas somamos os valores das ΔH das equações intermediárias e obtemos a ΔH da reação global.

08. Aplicando a lei de Hess, elimine os semelhantes e determine a variação de entalpia da reação abaixo:

Dados:	
(Equação I) $\text{C} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4$ $\Delta H = -75 \text{ kJ}$	
(Equação II) $\text{C} + \frac{3}{2} \text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{F}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{F}$ $\Delta H = -288 \text{ kJ}$	
(Equação III) $\frac{1}{2} \text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{F}_2 \rightarrow \text{HF}$ $\Delta H = -271 \text{ kJ}$	
$\text{CH}_4 + \text{F}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{F} + \text{HF}$ ΔH da reação global é: _____	



GOVERNO DO ESTADO DE MATO GROSSO DO SUL
SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO
E.E. ARACY EUDOCIAK

This document was created with Win2PDF available at <http://www.win2pdf.com>.
The unregistered version of Win2PDF is for evaluation or non-commercial use only.
This page will not be added after purchasing Win2PDF.