

ENTALPIA

A entalpia é o conteúdo de energia de cada substância participante da reação.

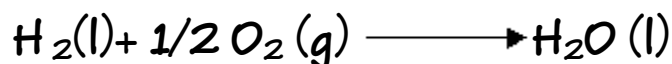
A variação da entalpia de um sistema é o calor liberado ou absorvido quando uma transformação ocorre sob pressão constante.

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

Equação termoquímica

É uma equação química onde são mencionadas as entalpias da reação.

Exemplo:

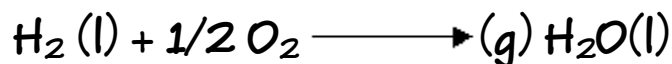


$$\Delta H = - 68,5 \text{ kcal/mol}$$

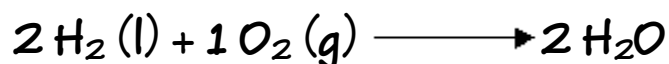
Importante notar que a variação de entalpia se refere as quantidades de reagentes e produtos que aparecem escritas.

Caso as quantidades dos reagentes e produtos sejam multiplicadas por qualquer número, o valor da variação da entalpia também sofrerá essa alteração.

Exemplo:

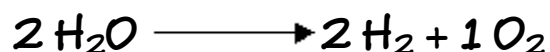


$$\Delta H = - 68,5 \text{ kcal/mol}$$



$$\Delta H = - 137 \text{ kcal/mol}$$

Se você inverter a equação, você inverte o sinal da variação da entalpia . .



$$\Delta H = +137 \text{ kcal/mol}$$

Estado padrão de entalpia

Estado padrão

Temperatura: 25 °C

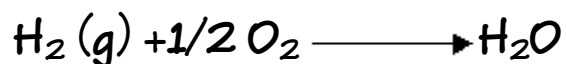
Pressão: 1 atm.

Na forma cristalina e estado físico mais estável e comum do composto ou elemento.

No estado padrão o elemento químico tem entalpia igual a zero.

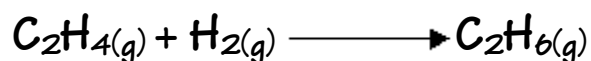
Entalpia padrão de formação de uma substância

Variação da entalpia que ocorre na formação de um mol da substância considerada, a partir das substâncias simples, todas no estado padrão primeiro exemplo citado mostra a entalpia padrão de formação da água



$$\Delta H = - 68,5 \text{ kcal/mol}$$

A reação abaixo é uma reação de formação?



Não. Nesta reação forma-se um mol de produto, mas um dos reagentes é um composto. Todos os reagentes devem estar na forma de elementos em uma reação de formação.

Tabela			
Calores padrão de formação a 250C			
Substância	ΔH°_f kJ mol ⁻¹	Substância	ΔH°_f kJ mol ⁻¹
CH _{4(g)}	-74,8	H ₂ O _{2(l)}	-187,6
CH ₃ OH(l)	-239,0	H ₂ S(g)	-20,6
C ₂ H _{2(g)}	226,8	H ₂ SO _{4(l)}	814,0
C ₂ H _{4(g)}	52,3	NH _{3(g)}	-46,1
C ₂ H _{6(g)}	-84,6	NH ₄ Cl(s)	-314,4
CO(g)	-110,5	NaCl(s)	-412,1
CO _{2(g)}	-393,5	Na ₂ O(s)	-415,9
HCl(g)	-92,3	O _{3(g)}	143
H ₂ O(g)	-241,8	SO _{2(g)}	-296,8
H ₂ O(l)	-285,8	SO _{3(g)}	-395,7

Entalpia de combustão de uma substância

É a variação de entalpia verificada na combustão total de um mol da substância considerada, supondo-se todas as substâncias no estado padrão

Nas reações de combustão o ΔH é sempre negativo.

Entalpia de neutralização

É a variação de entalpia verificada na neutralização de um equivalente grama de um ácido por um equivalente grama de uma base, supondo-se todas as substâncias diluídas nas condições padrão.

A reação de neutralização é sempre exotérmica,

H é sempre negativo.

Energia de ligação

É a variação da entalpia verificada na quebra de um mol de uma determinada ligação química, supondo-se todas as substâncias no estado gasoso, nas condições padrão.

A quebra das ligações é um processo sempre endotérmico, portanto H é sempre positivo.

Exemplo:



$$\text{H} = +104,2 \text{ kcal/mol}$$

Lei de Hess

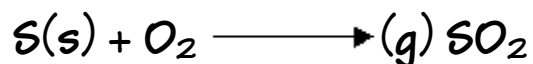
A variação de entalpia numa reação química depende do estado final e inicial da reação.

Pela lei de Hess pode - se considerar que as equações termoquímicas podem ser somadas como se fossem equações matemáticas

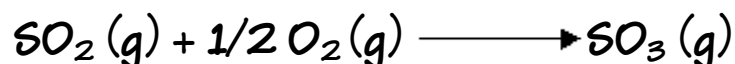
Invertendo-se uma equação termoquímica, como já falamos, inverte-se o sinal da variação da entalpia.

Multiplicando-se os coeficientes dos reagentes e produtos da equação termoquímica, o valor da variação da entalpia também será dividido por esse numero.

A lei de Hess nos ajudará a resolver problemas do tipo:

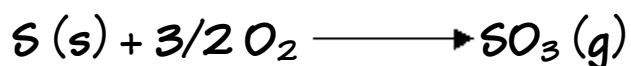


$$\Delta H_1 = - 71,0 \text{ kcal}$$



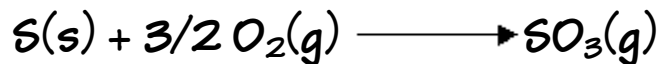
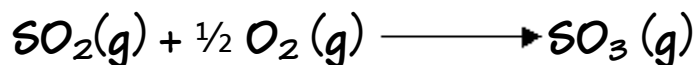
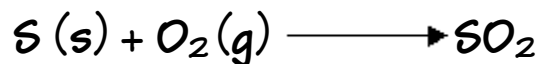
$$\Delta H_2 = - 23,4 \text{ kcal}$$

Com as informações dadas calcule o valor da entalpia (ΔH) da reação:



Resposta:

Utilizando a lei de Hess, vemos que ao somar as duas reações dadas, obtemos a reação acima



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = - 94,4 \text{ kcal}$$

Da mesma maneira que somamos as equações, somamos os valores da variação de entalpia.