



TERMOQUÍMICA

REAÇÕES ENDOTÉRMICAS E EXOTÉRMICAS

CÁLCULO DO ΔH NAS REAÇÕES

ENERGIA DE LIGAÇÃO

LEI DE HESS

TERMOQUÍMICA

ENERGIA DE LIGAÇÃO

É a variação de entalpia que acontece

na quebra de 1 mol de ligações

estando reagentes e produtos no estado gasoso a 25 °C e 1 atm.

Energia de Ligação

É sempre

Positiva

O rompimento de ligações é um processo que consome energia $\Delta H > 0$

ENERGIA DE LIGAÇÃO

Reação química

Rearranjo de átomos

Há quebra de ligações para outras ligações serem formadas

Reagentes

Quebra de ligações

Processo endotérmico (+)

$\Delta H > 0$

Produtos

Formação de ligações

Processo exotérmico (-)

$\Delta H < 0$

TERMOQUÍMICA

ENERGIA DE LIGAÇÃO

	COMPRIMENTO DAS LIGAÇÕES (pm)	ENERGIA DE LIGAÇÃO
$\text{C} \text{---} \text{C}$	154	347 kJ/mol
$\text{C} = \text{C}$	138	620 kJ/mol
$\text{C} \equiv \text{C}$	120	812 kJ/mol

Ligação tripla < Ligação dupla < Ligação simples

COMPRIMENTO DAS LIGAÇÕES (pm)

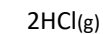
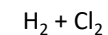
Ligação simples < Ligação dupla < Ligação tripla

ENERGIA DE LIGAÇÃO

ENERGIA DE LIGAÇÃO

Ligação	Entalpia de Ligação / $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
C – H	412
C – C	348
C = O	743
O = O	484
O – H	463

J | ETESP



Quebra de ligações

Formação de ligações

Reagentes

Produtos

Processo endotérmico (+)

Processo exotérmico (-)

 $\Delta H > 0$ $\Delta H < 0$

Rompimento das ligações químicas é um processo endotérmico

Formação da ligação química é um processo exotérmico

TERMOQUÍMICA

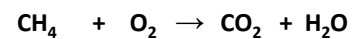
ENERGIA DE LIGAÇÃO

 ΔH da reação global

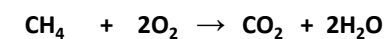
$$= \Delta H_{\text{Quebra}} + \Delta H_{\text{Formação}}$$

$$\Delta H = H_Q + H_F$$

EXEMPLO

Calcule o ΔH da reação em kJ/mol

EXEMPLO



$$H_Q = [4 \cdot (412) + 2 \cdot (484)] = 2616$$

$$H_F = [2 \cdot (743) + 2 \cdot (2 \cdot 463))] = 3338$$

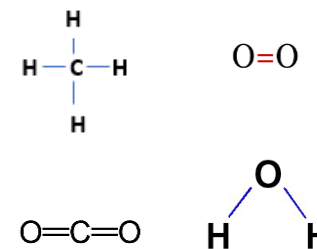
$$\Delta H = H_Q + H_F$$

$$\Delta H = 2616 + (-3338)$$

$$\Delta H = -722 \text{ kJ/mol}$$

Reação exotérmica

Ligação	Entalpia de Ligação / kJ.mol ⁻¹
C - H	412
C - C	348
C = O	743
O = O	484
O - H	463



*as substâncias simples terão valores de entalpia

TERMOQUÍMICA

LEI DE HESS

O calor liberado ou absorvido numa reação química independe dos estados intermediários pelos quais a reação passa.”

A variação de entalpia de uma reação

não depende de estados intermediários

depende apenas dos estados inicial e final da reação

De acordo com essa lei é possível calcular a variação de entalpia de uma reação através da soma algébrica de equações químicas.

LEI DE HESS

Há infinitas reações químicas, seria impossível medir o ΔH de todas então pela lei de Hess é possível calcular o ΔH de determinada reação conhecendo-se os ΔH 's de reações que participam das etapas.

Reação 1	Etapa 1
Reação 2	Etapa 2
Reação 3	Etapa 3

$$\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_{\text{etapa 1}} + \Delta H_{\text{etapa 2}} + \Delta H_{\text{etapa 3}} + \dots$$

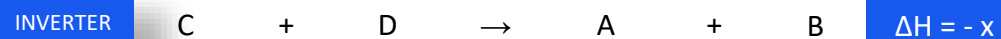
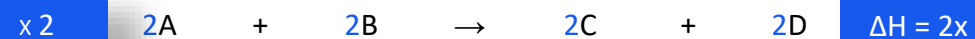
O ΔH total ou final será o ΔH da reação pedida pelo exercício (geralmente a reação global)

TERMOQUÍMICA

LEI DE HESS

CONSIDERE

Equações químicas = Equações matemáticas



EXEMPLO

Considere as equações químicas representativas da combustão do metano, em etapas:



$$\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_{\text{etapa 1}} + \Delta H_{\text{etapa 2}} + \Delta H_{\text{etapa 3}}$$

$$\Delta H_{\text{total}} = 17,9 - 136,6 - 94,1$$

$$\Delta H_{\text{total}} = -212,8 \text{ reação exotérmica}$$

*as substâncias simples serão consideradas

TERMOQUÍMICA

EXEMPLO

15] B_5H_9 É EXTREMAMENTE INFLAMÁVEL, PRODUZINDO UMA CENTELHA VERDE QUANDO EXPOSTO AO AR. A COMBUSTÃO DESSE COMPOSTO DE ACORDO COM A REAÇÃO:



SABENDO QUE O B_5H_9 PODE SER PRODUZIDO A PARTIR DO DIBORANO, B_2H_6 , PELA REAÇÃO:
QUAL O CALOR LIBERADO NESSA REAÇÃO, EM Kcal/mol DE $B_2H_{6(g)}$?

EXEMPLO



ΔH_{total}	=	$\Delta H_{etapa 1}$	+	$\Delta H_{etapa 2}$
--------------------	---	----------------------	---	----------------------

$$\Delta H_{total} = 2155 + (-2575)$$

$$\Delta H_{total} = - 420 Kcal \text{ reação exotérmica (para 5mols)}$$

$$\Delta H_{total} = 2155 + (-2575)$$

$$\Delta H_{total} = - 84 Kcal \text{ para 1 mol de } B_2H_{6(g)}$$