

Termodinâmica

- Estuda as transformações de energia em processos físicos e químicos
(Termo: Calor | Dinâmica: Movimento, Trabalho)

1ª Lei da Termodinâmica – Conservação de Energia:

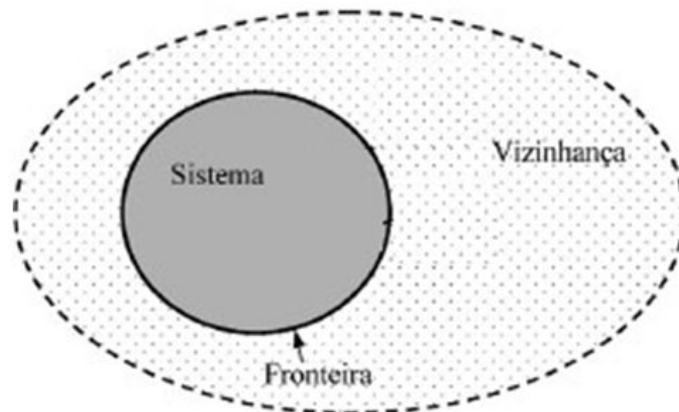
Para sistemas:

$$\Delta U = q + W$$

variação da energia interna = calor + trabalho

Conceitos:

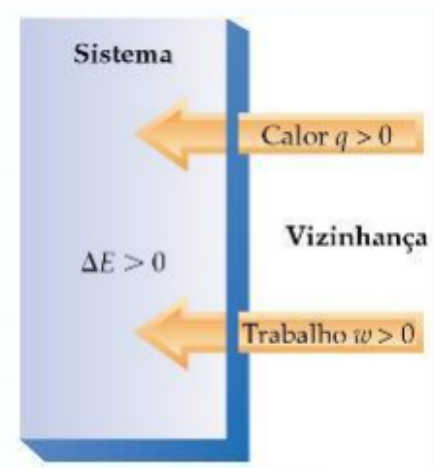
- Sistema: Objeto de Estudo
- Vizinhança: Redor do objeto de estudo e é capaz de interação, termodinamicamente
- Universo: Sistema + Vizinhança
- $\Delta U = U_{\text{Final}} - U_{\text{Inicial}}$



OBS: Funções de estado → Funções termodinâmicas que dependem apenas dos estados finais e iniciais (Independem do caminho): ΔU , ΔH , ΔS , ΔG

- ΔU : Variação da Energia interna
- q : Calor
 - Sinal (+) → Quando absorvido pelo sistema

- Sinal (-) → Quando liberado pelo sistema
- W: Trabalho
 - Sinal (+) → Quando realizado pela vizinhança
 - Sinal (-) → Quando realizado pelo sistema



Entalpia (H):

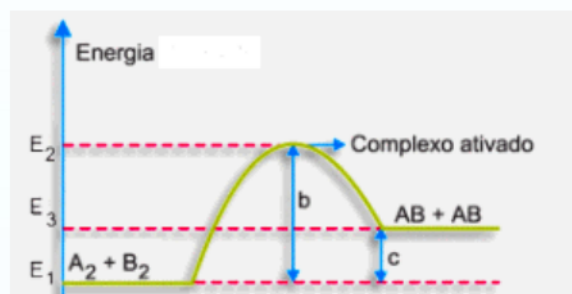
- É a quantidade de energia em uma determinada reação

Varição de Entalpia (ΔH):

- É o calor trocado em um processo isobárico
- $\Delta H = q_p = H_{\text{Produtos}} - H_{\text{Reagentes}}$



<u>Entalpia da Reação</u>	<u>Varição de Entalpia</u>
$H_{\text{Produtos}} > H_{\text{Reagentes}}$	Positiva
$H_{\text{Produtos}} < H_{\text{Reagentes}}$	Negativa



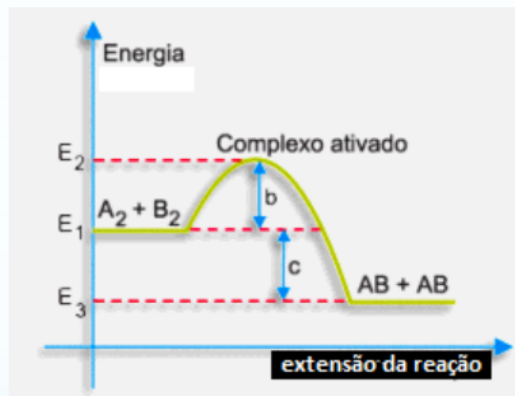


Gráfico de entalpia em função da extensão de reação para uma transformação exotérmica

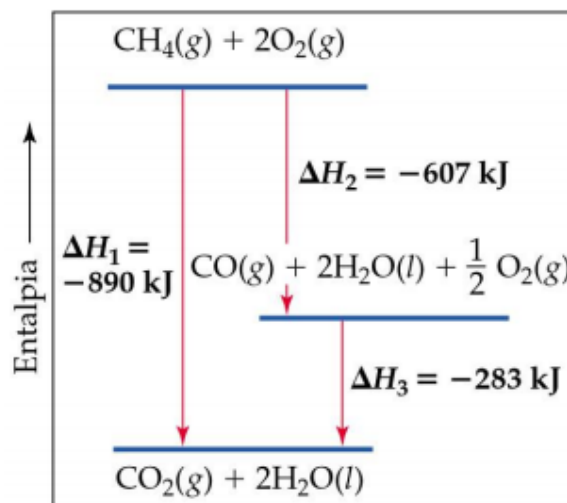
($H_{\text{produtos}} < H_{\text{reagentes}}$; $\Delta H < 0$); $b \rightarrow$ energia de ativação; $c \rightarrow \Delta H$

OBS: Estado Padrão $\rightarrow \Delta H^\circ$, ΔS° , ΔG°

- $\Delta H^\circ = 0$. Para substâncias simples que estão em sua forma alotrópica mais comum e simples ($\text{Fe}_{(s)}$, $\text{O}_{2(g)}$...)
- $\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_f (\text{Produtos}) - \sum \Delta H^\circ_f (\text{Reagentes})$ [Variação de Entalpia da reação = Soma da Entalpia de formação dos produtos – Soma da Entalpia de formação dos reagentes]

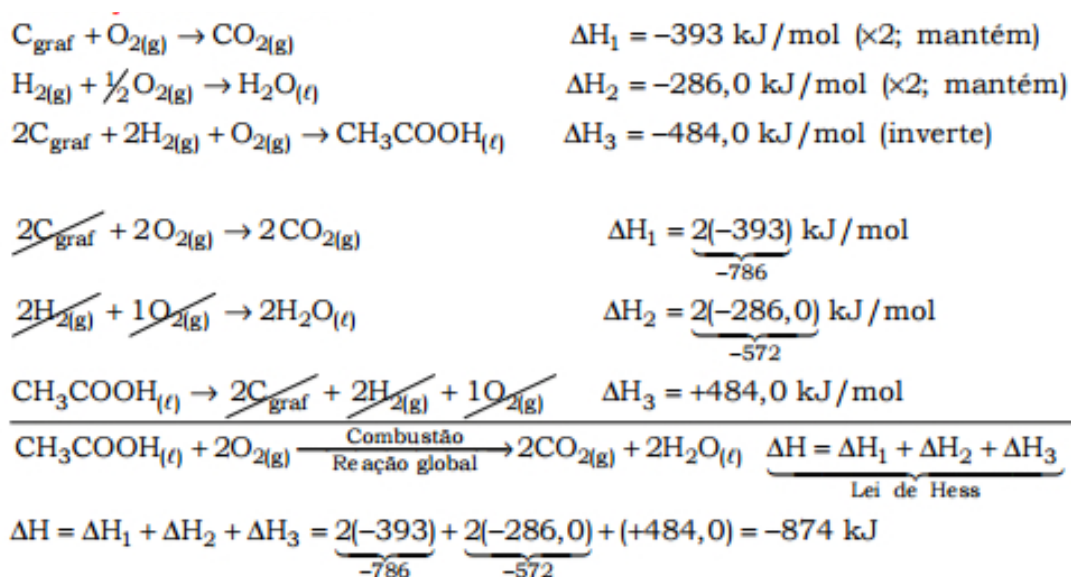
Lei de Hess:

- A variação de entalpia para qualquer processo depende somente da natureza dos reagentes e produtos, não dependendo da quantidade de etapas o do caminho da reação



Passos:

- Identificar a Reação Alvo
- Inverter e Multiplicar as semi-reações com objetivo de igualar a estequiometria e o lado de reagentes e produtos (**Não esquecer de trocar o sinal e multiplicar o ΔH das semi-reações**, se for o caso)
- Somar as semi-reações e ΔH



Entropia (S):

- Mede o grau de espalhamento de energia do sistema. Entendido também como grau de desordem do sistema

Variação de Entropia (ΔS):

$$\Delta S = S_{\text{Final}} - S_{\text{Inicial}} \text{ (Função de estado)}$$

2ª Lei da Termodinâmica – “A Entropia aumenta em qualquer processo espontâneo”:

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{vizinhança}}$$

- $\Delta S_{\text{universo}} > 0 \rightarrow$ desordem, processo espontâneo
- $\Delta S_{\text{universo}} < 0 \rightarrow$ ordem, processo não espontâneo
- $\Delta S_{\text{universo}} = 0 \rightarrow$ equilíbrio

Fatores que afetam a Entropia:

- Mudança de estado
- Quantidade de matéria
- Temperatura

Equação da Energia Livre de Gibbs:

- Busca medir a totalidade de energia atrelada a um sistema

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

termodinâmico

OBS: ΔG = Variação da energia livre de Gibbs, ΔH = Variação da entalpia, ΔS = Variação da entropia, T = Temperatura

Leitura da Equação:

Variação	Leitura
$\Delta H > 0$	Processo Endotérmico
$\Delta H < 0$	Processo Exotérmico
$\Delta S > 0$	Aumento da Desordem
$\Delta S < 0$	Diminuição da Desordem
$\Delta G > 0$	Processo Endoérgico (Não espontâneo)
$\Delta G < 0$	Processo Exoérgico (Espontâneo)
$\Delta G = 0$	Condição de Equilíbrio

