

QUÍMICA

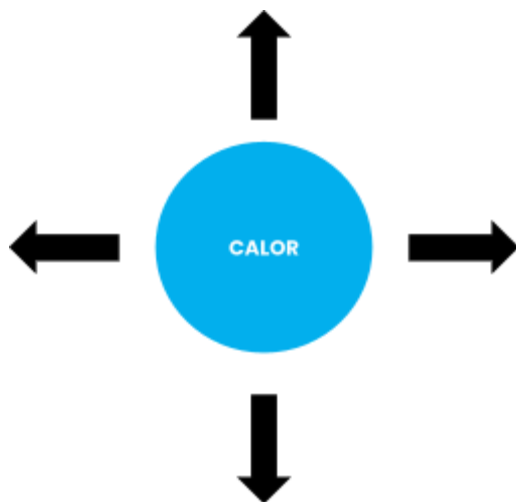
TERMOQUÍMICA

O QUE É A TERMOQUÍMICA?

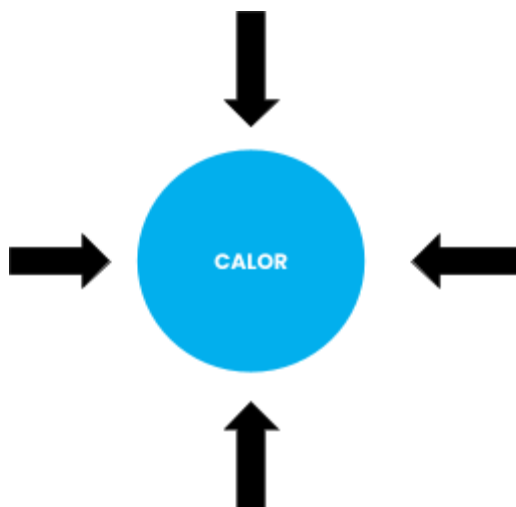
É o campo da química que estuda o calor envolvido nas reações químicas

TIPOS DE REAÇÃO

- **Exotérmica:** São as reações que liberam calor e promovem sensação de aquecimento, um exemplo prático seria o queimar de uma fogueira que libera calor ao seu redor.



- **Endotérmica:** São as reações que retêm calor e promovem sensação de resfriamento, um exemplo prático seria o ato de suar, em que ao suor evaporar, ele absorve o calor do corpo, dessa forma o resfriando.



ENTALPIA

A entalpia (H) é uma grandeza termodinâmica que representa o conteúdo de energia de um sistema sob pressão constante. Ela está relacionada à quantidade de energia interna do sistema mais o produto da pressão (P) pelo volume (V) do sistema:

$$H=U+PV$$

Onde:

- **H** é a entalpia,
- **U** é a energia interna,
- **P** é a pressão,
- **V** é o volume.

Mudanças de Entalpia

Quando um sistema passa por uma transformação (como uma reação química ou mudança de fase), a variação de entalpia (ΔH) nos diz se o processo absorve ou libera calor:

- $\Delta H > 0$: O processo é **endotérmico**, ou seja, o sistema absorve calor.
- $\Delta H < 0$: O processo é **exotérmico**, ou seja, o sistema libera calor.

Entalpia de Reação

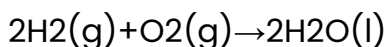
Para uma reação química, a variação de entalpia (ΔH reação) é calculada como a diferença entre as entalpias dos produtos e dos reagentes:

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

Entalpia de Formação

A entalpia de formação (ou calor de formação) é a variação de entalpia associada à formação de 1 mol de uma substância a partir de seus elementos em seus estados padrão (a forma mais estável de cada elemento a 1 atm e 25°C). Essa entalpia é representada com o ΔH_f° .

Exemplo: A entalpia de formação da água (H₂O) é a variação de entalpia quando 1 mol de água é formado a partir de seus elementos (hidrogênio e oxigênio) em seus estados padrão:



Se a entalpia de formação da água líquida for -285,8 kJ/mol, significa que a formação de 1 mol de água a partir de gás hidrogênio e gás oxigênio libera 285,8 kJ de calor.

Entalpia de Ligação

A entalpia de ligação (ou energia de ligação) é a quantidade de energia necessária para quebrar 1 mol de ligações químicas em uma substância no estado gasoso, separando completamente os átomos

envolvidos. Esse processo é endotérmico, ou seja, requer energia para quebrar as ligações.

Exemplo: A energia de ligação de uma ligação H-H é a quantidade de energia necessária para quebrar a ligação entre dois átomos de hidrogênio em uma molécula de H_2 : $H_2(g) \rightarrow 2H(g)$

Se a energia de ligação da molécula de hidrogênio for 436 kJ/mol, isso significa que são necessários 436 kJ para quebrar 1 mol de ligações H-H.

LEI DE HESS

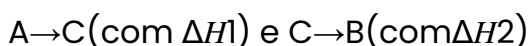
A Lei de Hess é um princípio fundamental da termodinâmica que afirma que a variação de entalpia total de uma reação química depende apenas dos estados inicial e final, independentemente do caminho que a reação segue. Em outras palavras, a variação de entalpia de uma reação é a mesma, quer ela ocorra em uma única etapa ou em várias.:A variação de entalpia total (ΔH_{total}) de uma reação pode ser expressa como a soma das variações de entalpia das reações intermediárias

.Exemplo

Se a reação global é:



pode ser dividida em duas etapas intermediárias:

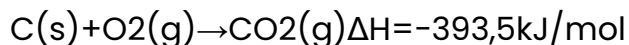


Então, de acordo com a Lei de Hess, a variação de entalpia da reação total será a soma das entalpias dessas etapas:

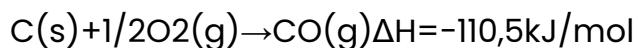
$$\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Exemplo

Vamos considerar a combustão do carbono para formar dióxido de carbono (CO₂), a combustão direta do carbono (grafite) em oxigênio é:



Se realizarmos essa combustão em duas etapas, formando monóxido de carbono (CO) primeiro:



Somando as duas etapas:

$$\Delta H_{\text{total}} = (-110,5 \text{ kJ/mol}) + (-283 \text{ kJ/mol}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

O que coincide com a variação de entalpia da reação global, conforme esperado pela Lei de Hess.

ENTROPIA

A **entropia** (Determinada por S) é uma grandeza termodinâmica que mede o grau de **desordem** ou **dispersão de energia** de um sistema. Em termos simples, a entropia quantifica o número de maneiras como as partículas de um sistema podem se organizar e distribuir sua energia. Quanto maior a desordem ou a dispersão de energia, maior a entropia.

Fórmula da Entropia

Uma maneira quantitativa de medir a entropia em processos reversíveis é dada por:

$$\Delta S = Q_{\text{rev}}/T$$

Onde:

- **ΔS** é a variação de entropia,
- **Q_{rev}** é o calor trocado reversivelmente pelo sistema,
- **T** é a temperatura absoluta (em Kelvin).

Exemplos

Quando um sólido derrete, sua entropia aumenta, pois suas partículas passam de um estado mais ordenado (sólido) para um estado menos ordenado (líquido).

Quando um gás se comprime, sua entropia diminui, já que as partículas ficam mais restritas em um volume menor, reduzindo as possíveis maneiras de se organizar.

IMPORTANTE

Alguns exercícios de termoquímica podem exigir cálculos estequiométricos na resolução, para melhor entendimento consultar a matéria de estequiometria.