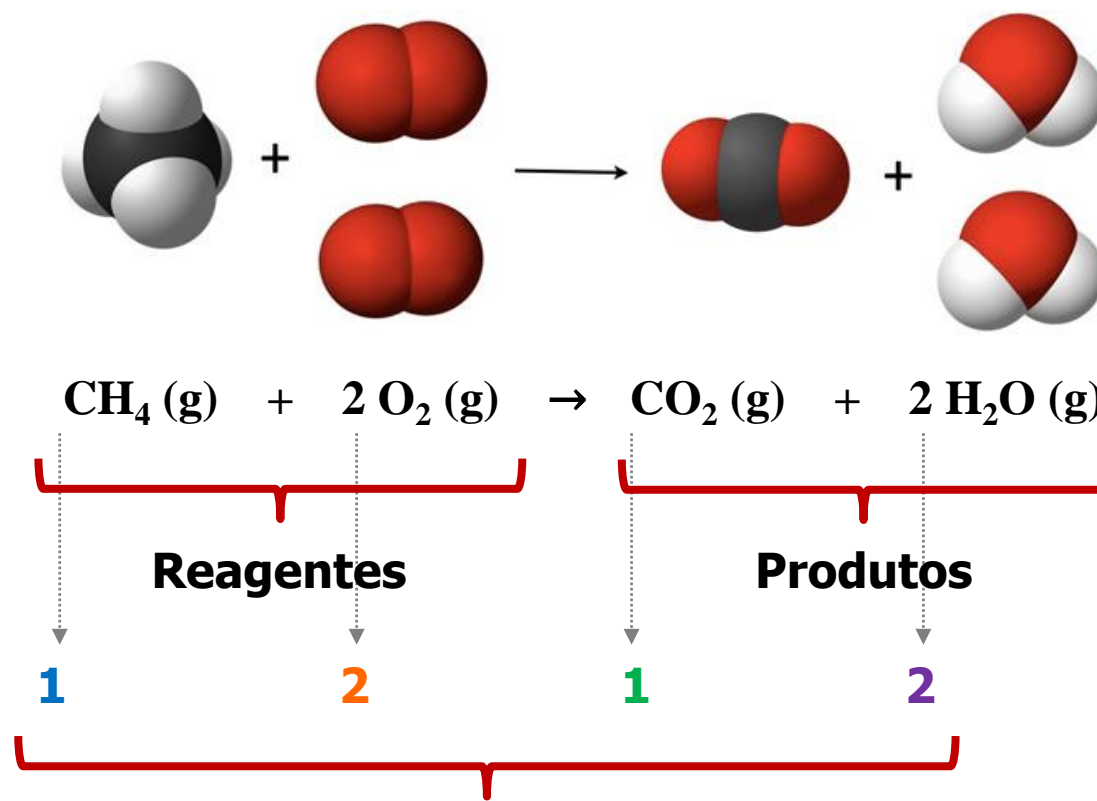


Energia de ligação e reações químicas



Reação química



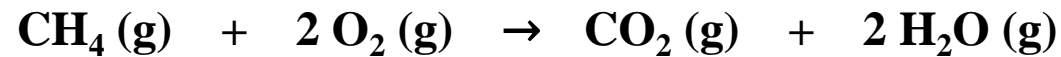
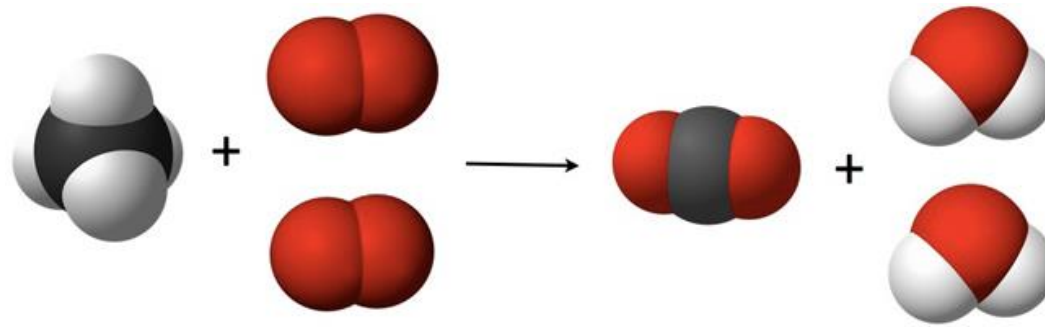
Numa **reação química** as substâncias presentes no início são diferentes das presentes no final.

A **equação química** descreve a reação através das fórmulas químicas das substâncias envolvidas.

Os **coeficientes estequiométricos** da reação dão a informação que

1 mol de CH_4 reage com **2** mol de O_2 produzindo **1** mol de CO_2 e **2** mol de H_2O

Reação química

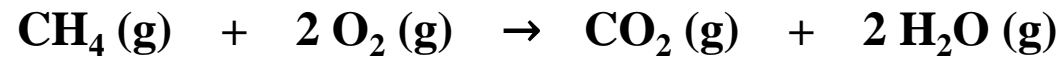
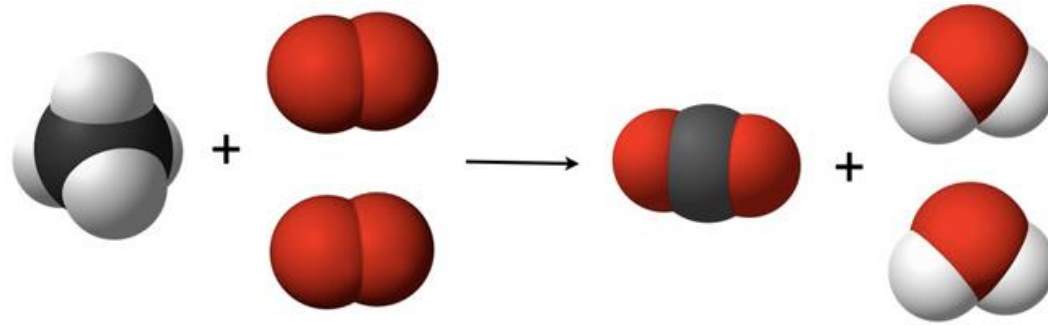


O que acontece numa reação química é o **rearranjo das ligações** entre átomos.

Quebras de ligações nos reagentes / Formação de novas ligações nos produtos
(simultaneamente)

Há a transformação de umas substâncias (**reagentes**) em outras (**produtos**).

Reação química



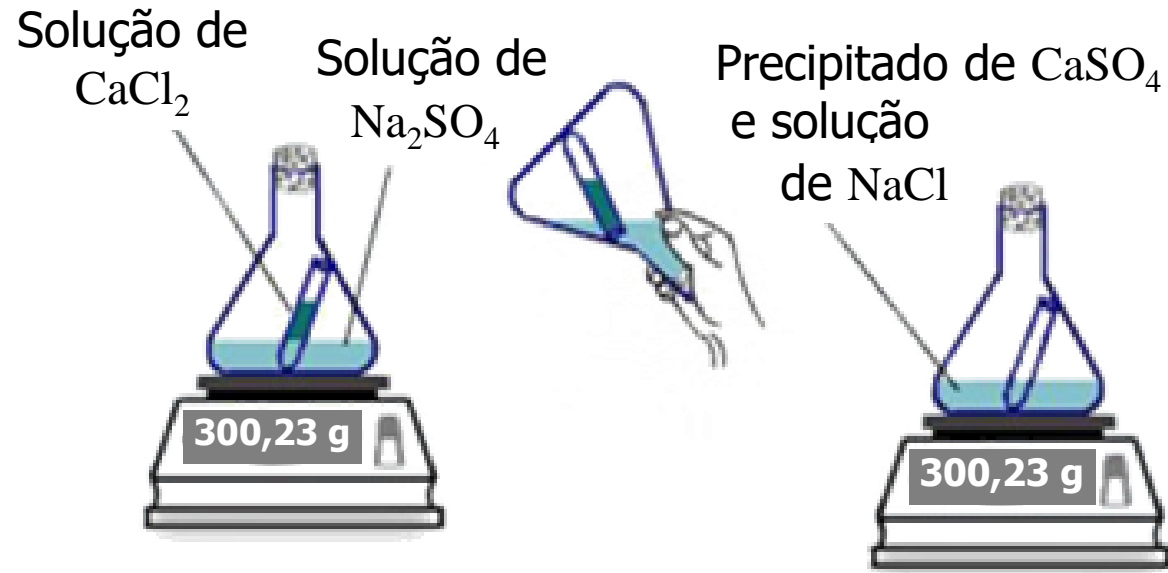
Se verificarmos o número de átomos de cada elemento químico, nos reagentes e nos produtos:

1 átomo de C
4 átomos de H
4 átomos de O

1 átomo de C
4 átomos de H
4 átomos de O

Há conservação do número total de átomos de cada elemento químico!

Lei de Lavoisier / Lei da Conservação da Massa



Antoine Laurent de Lavoisier
(1743-1794).

Lei de Lavoisier

A massa total dos reagentes de uma reação química é igual à massa total dos produtos dessa reação.

$$m_{\text{reagentes}} = m_{\text{produtos}}$$

"Na Natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma."

Processos endoenergéticos e exoenergéticos

Para que uma reação aconteça é necessário quebrar ligações nos reagentes para permitir a formação de novas ligações.

Numa reação, primeiro há

Quebra de ligações dos reagentes.

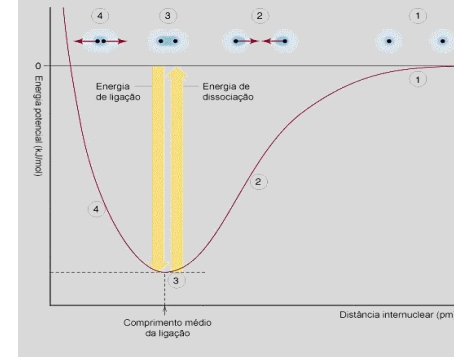
Implica **absorção de energia**. É um processo **endoenergético**!

Depois há

Formação de ligações dos produtos.

Neste processo há **libertação de energia**. É um processo **exoenergético**!

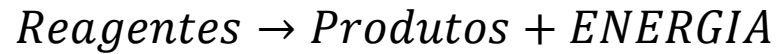
Ligação covalente



Processos endoenergéticos e exoenergéticos

Quando acontece uma **reação química** (quebra/formação de ligações) **num sistema isolado**:

Reações exotérmicas



A energia potencial das ligações diminui



[...como o sistema é isolado...]

A energia cinética aumenta



Há um aumento da temperatura

Reações endotérmicas



A energia potencial das ligações aumenta



[...como o sistema é isolado...]

A energia cinética diminui



Há uma diminuição da temperatura

Sistema isolado:
não há trocas de
energia nem de
matéria com o
exterior.

Temperatura:
medida da
agitação média das
partículas.

Entalpia de reação

A **variação de entalpia**, ΔH , mede a **energia transferida** entre um sistema reacional e a vizinhança, a **pressão constante**.

A entalpia de uma reação corresponde à diferença entre a energia requerida para quebrar todas as ligações nos reagentes e a energia libertada na formação das ligações dos produtos da reação:

$$\Delta H = E_{\text{ruptura}} - E_{\text{formação}}$$

em que:

E_{ruptura} – energia absorvida para a ruptura das ligações dos reagentes

$E_{\text{formação}}$ – energia libertada na formação das ligações dos produtos

A unidade SI da entalpia é J mol^{-1} .

Entalpia de reação

Se $\Delta H > 0$

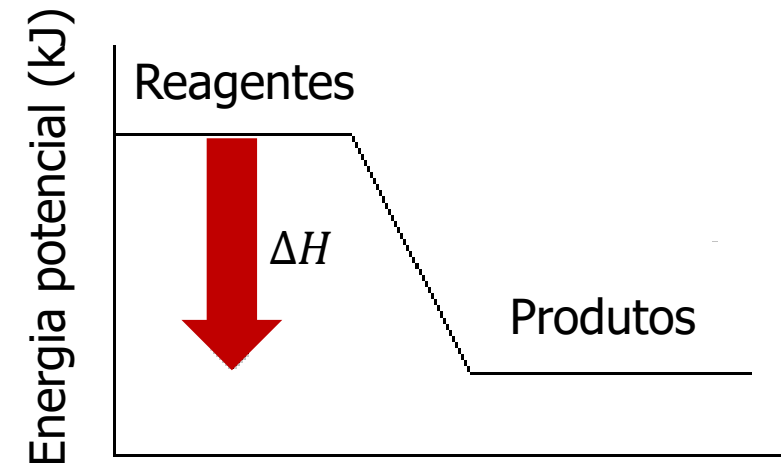
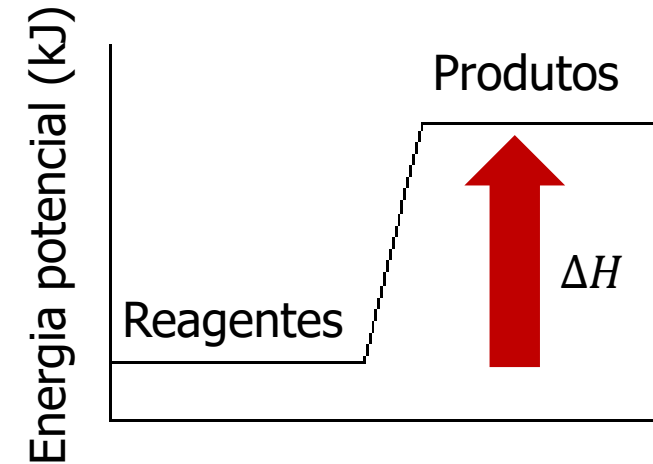
⇒ Há **energia absorvida** pelo sistema reacional

⇒ A reação é **endotérmica**

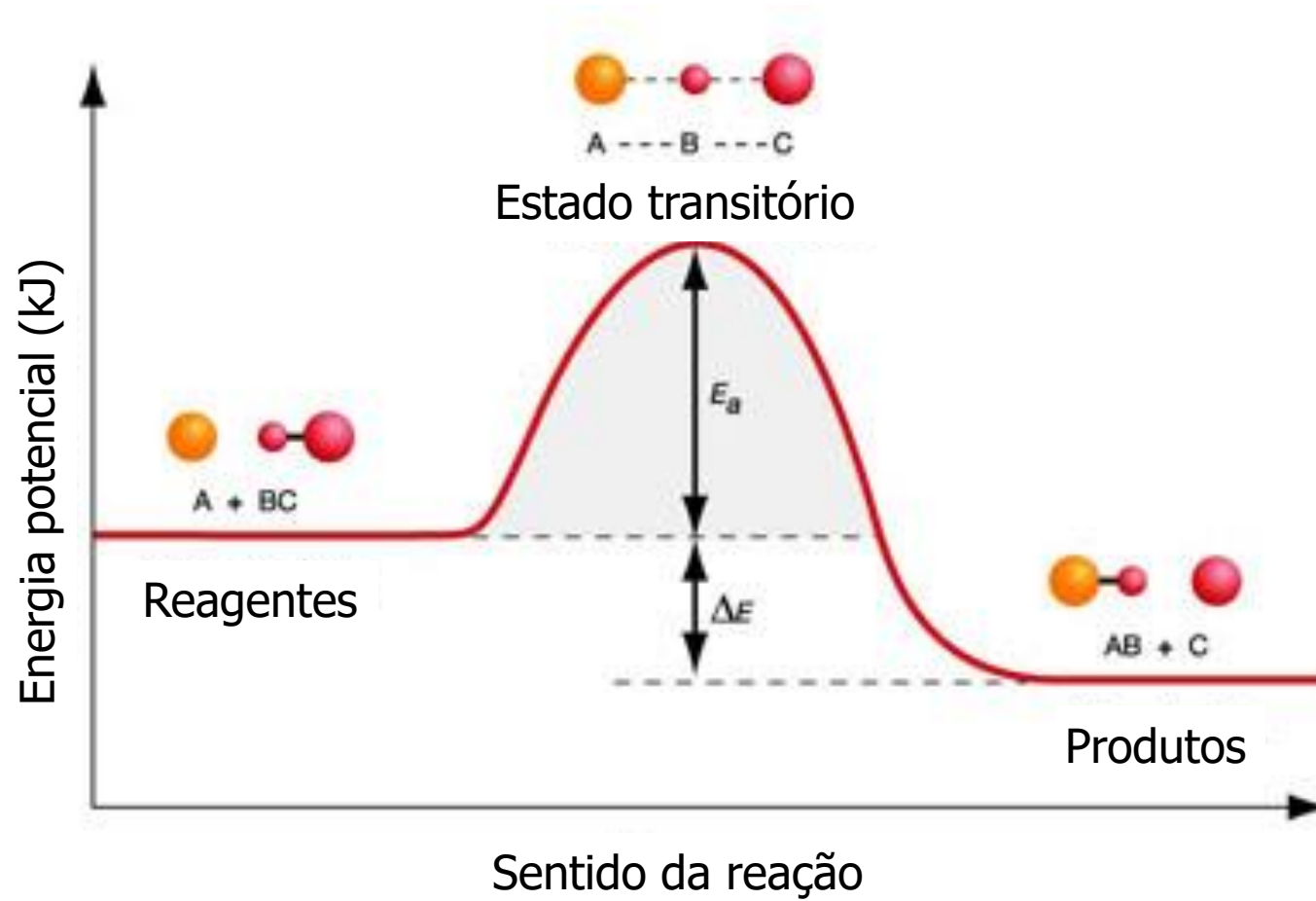
Se $\Delta H < 0$

⇒ É **libertada energia**

⇒ A reação é **exotérmica**

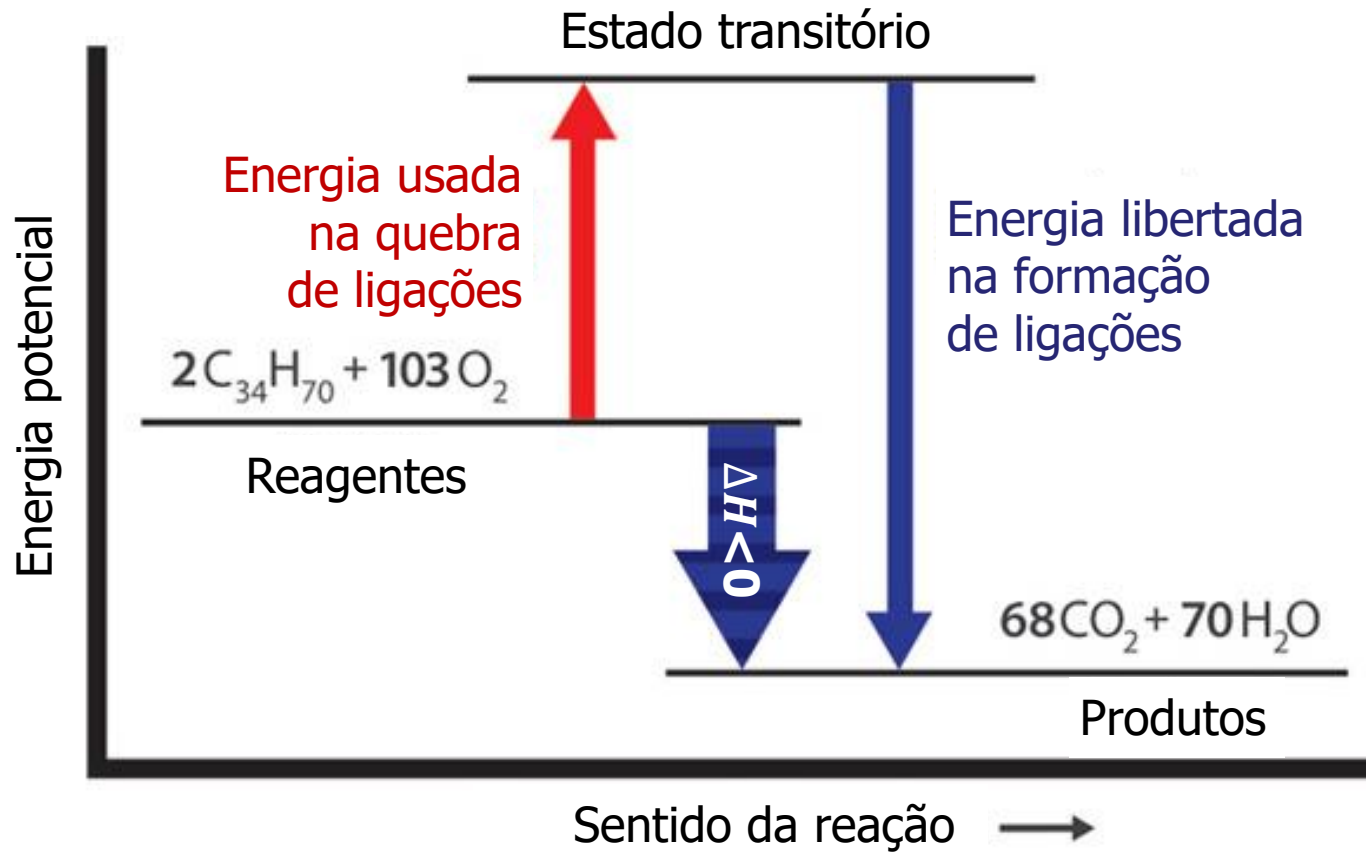


Entalpia de reação



Entalpia de reação

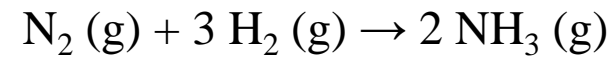
No caso de uma reação exotérmica ($\Delta H < 0$)



Entalpia de reação

Exemplo:

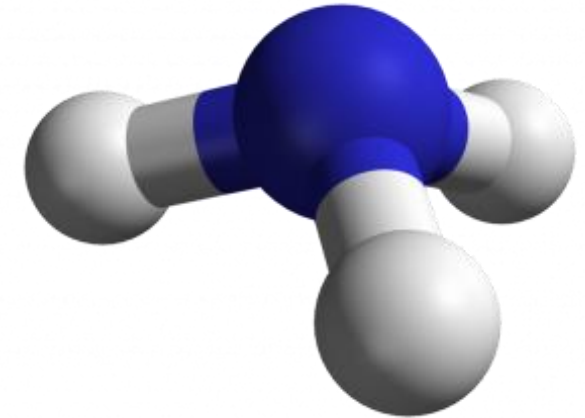
No caso da reação de síntese do amoníaco,



$\Delta H = -81 \text{ kJ mol}^{-1}$, o que quer dizer que,

sendo uma reação **exotérmica**,

se **libertam 81 kJ** de energia **por cada duas mole** de amoníaco formado.



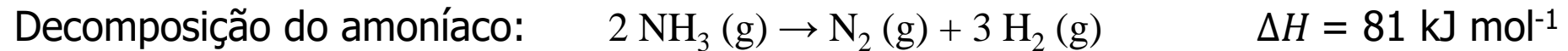
Entalpia de reação

Se uma reação é exotérmica a sua inversa é endotérmica!

Neste caso as variações de **entalpia são inversas!**

$$\Delta H_{direta} = -\Delta H_{inversa}$$

Exemplo:



De onde vêm estes valores?

Balanço energético

A variação de entalpia de uma reação química, ΔH :

$$\Delta H = E_{\text{ruptura}} - E_{\text{formação}}$$

$$\Delta H = \sum E_{\text{ligação}}(\text{reagentes}) - \sum E_{\text{ligação}}(\text{produtos})$$

em que:

$E_{\text{ligação}}(\text{reagentes})$ – energia de ligação dos reagentes

$E_{\text{ligação}}(\text{produtos})$ – energia de ligação dos produtos

O que é a energia de ligação?

Energia de ligação

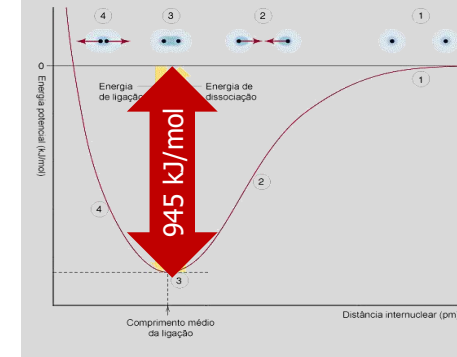
A energia de ligação é a **energia mínima para quebrar uma mole de ligações de uma determinada molécula**, no estado gasoso.

Exemplo:

Pra **quebrar uma mole de ligações triplas** $\text{N}\equiv\text{N}$, no N_2 ,

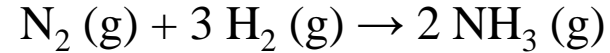


são necessários **945 kJ**, ou seja:



Balanco energético

Exemplo:



1 ligação N≡N + 3 ligações H–H → 6 ligações N–H

Consultando uma tabela de energias de ligação:

$$E_{\text{ligação}}(\text{N} \equiv \text{N}) = 945 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E_{\text{ligação}}(\text{H} - \text{H}) = 436 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E_{\text{ligação}}(\text{N} - \text{H}) = 389 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H = \sum E_{\text{ligação}}(\text{reagentes}) - \sum E_{\text{ligação}}(\text{produtos})$$

$$\Delta H = (E_{\text{ligação}}(\text{N} \equiv \text{N}) + 3 \times E_{\text{ligação}}(\text{H} - \text{H})) - (6 \times E_{\text{ligação}}(\text{N} - \text{H}))$$

$$\Delta H = (945 + 3 \times 436) - (6 \times 389) = -81 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Bibliografia

- D. Reger, S. Goode, E. Mercer, "Química: Princípios e Aplicações", Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, 2010.
- J. Paiva, A. J. Ferreira, G. Ventura, M. Fiolhais, C. Fiolhais, "10Q", Texto Editores, Lisboa, 2007.
- J. Paiva, A. J. Ferreira, C. Fiolhais, "Novo 10Q", Texto Editores, Lisboa, 2015.
- M. C. Dantas, M. D. Ramalho, "Jogo de Partículas A", Texto Editores, Lisboa, 2007.