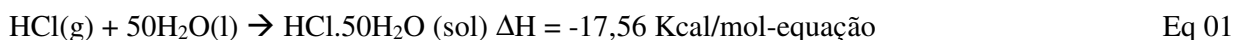


### Termoquímica

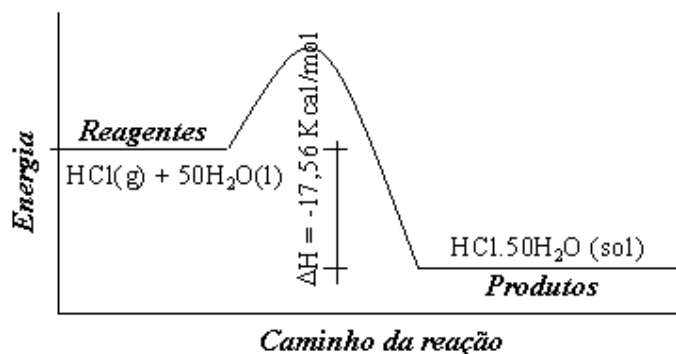
Definição: É a parte da química que se preocupa com o estudo do calor despreendido ou absorvido pelas reações químicas.

Acompanhando o desenrolar de algumas reações químicas acabamos percebendo que algumas delas esquentam o ambiente onde ocorre a reação. Este tipo de reação é chamado de EXOTÉRMICA. Outras tantas reações, fazem justamente o contrário, acabam roubando calor do ambiente, fazendo um resfriamento do ambiente reacional. Estas reações se chamam ENDOTÉRMICA.

As reações ENDOTÉRMICAS acabam por absorver a energia do ambiente e por este motivo a energia dos produtos é maior que a energia dos reagentes. As reações EXOTÉRMICAS perdem calor para o meio ambiente, então, os produtos têm menor energia do que os reagentes. Isto pode ser evidenciado por um gráfico do tipo Energia *versus* caminho da reação. Para evidenciar este gráfico veja estes exemplos de equações:



A reação Eq 01 é um exemplo de equação termoquímica: além de apresentar os reagentes e os produtos apresenta o valor da energia envolvida no processo. A Eq 01 mostra que a reação de solubilização do ácido clorídrico em água perde, para o meio ambiente, 17,56 Kcal/mol. Se a reação perde calor, este calor é absorvido pelo ambiente e acaba esquentando. É um exemplo de reação exotérmica. No gráfico Energia *versus* caminho de reação tem-se:

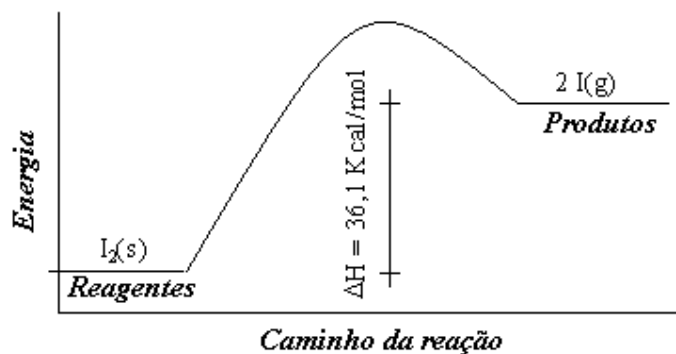


Percebe-se que o produto tem menos energia que os reagentes. Este tipo de gráfico é típico para uma reação exotérmica.

Observe, agora, esta equação:



A Eq 02 mostra que para quebrar um mol de ligações de Iodo sólido é necessário que a reação absorva 36,1 Kcal. Se a reação absorve calor, o ambiente deve fornecer este calor, logo, o ambiente perde calor e os produtos ganham energia. A Eq 02 é um exemplo de reação endotérmica. No gráfico Energia *versus* caminho de reação, tem-se:



Percebe-se que os produtos têm mais energia que os reagentes, típico de uma reação endotérmica.

Ainda mais: observa-se que ambos os gráficos tem um pico (*uma região mais alta que os demais componentes do gráfico*) que representa o COMPLEXO ATIVADO, CA. Um composto híbrido entre os reagentes e os produtos. O complexo ativado não é mais o reagente, mas ainda não é o produto final. Como as ligações químicas do CA são instáveis, a energia desta espécie química é muito maior do que a energia dos reagentes ou dos produtos.

### Lei de Hess

Se observarmos com cuidado a equação termoquímica, percebe-se que a energia é dada através do  $\Delta H$ . Mas o que é  $\Delta H$ ?

Todo composto químico tem uma quantidade de energia, chamada de H, ou entalpia.  $\Delta H$  significa variação de entalpia, que em última instância significa a energia que os produtos possuem diminuída da energia dos reagentes. É possível colocar este conceito numa equação matemática:

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} \quad \text{Eq 03}$$

A entalpia de um reagente ou de um produto não pode ser calculada de forma precisa porque as moléculas (ou átomos) possuem muitas formas de energia e vibrações que tornam o processo extremamente complexo e inútil. Inútil porque importa para o químico apenas a variação de entalpia,  $\Delta H$ , onde na Eq 03 podemos perceber que só depende do estado final e inicial do sistema. Esta é a Lei de Hess. Deve-se estar ciente de que estimar o valor do  $\Delta H$  é fazer uma reação a pressão constante.

Uma das conseqüências desta idéia é a de que pode-se tratar as equações químicas como se fossem equações matemáticas ordinárias. Como se trata de uma equação ordinária da matemática é possível inverter o sinal do  $\Delta H$  quando invertemos o sentido da reação e se multiplicarmos uma equação por um número  $n$  (onde  $n \neq 0$ ) o valor de  $\Delta H$  também será multiplicado por  $n$ .