

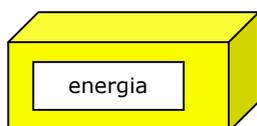
## AULA 13 – Termoquímica

A termoquímica é uma parte da físico-química que estuda as trocas de calor (entre os sistemas e o meio ambiente) que acompanha os fenômenos. Calor é uma energia em trânsito.

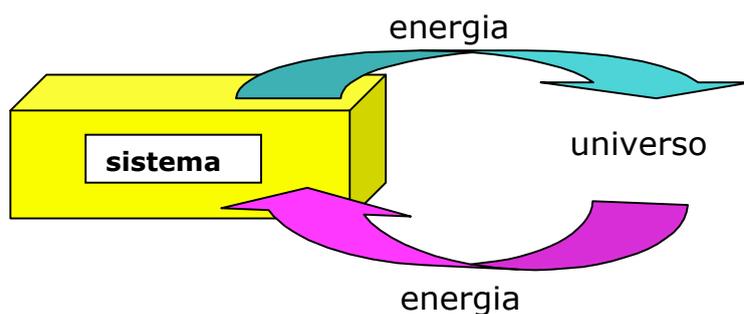
Existem dois tipos de fenômenos

- Exotérmicos (liberam calor)
- Endotérmicos (absorvem calor)

Os sistemas podem armazenar energia e esta pode ser transferida.

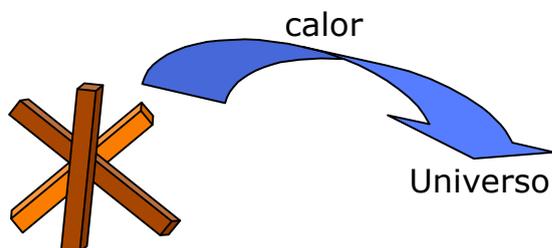


Durante uma transformação a energia pode migrar do sistema para o universo (meio ambiente) e vice-versa.



Daí uma reação ser exotérmica ou endotérmica.

Por exemplo, uma fogueira o calor migra do sistema para o universo, o fenômeno é exotérmico.



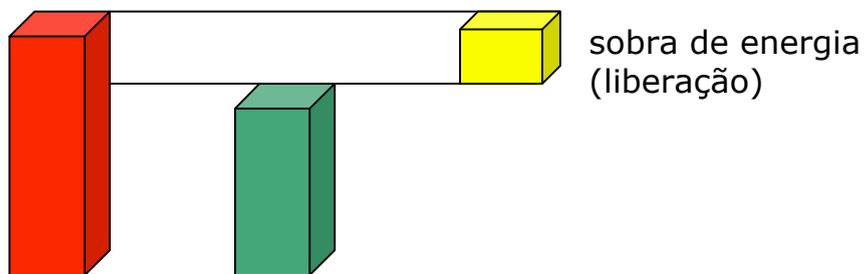
Sistema

Mas porque isso ocorre?

Estamos falando de transformação química e nessa transformação existe o estado inicial (reagentes) e o estado final (produtos).

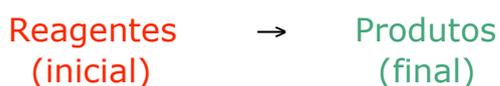
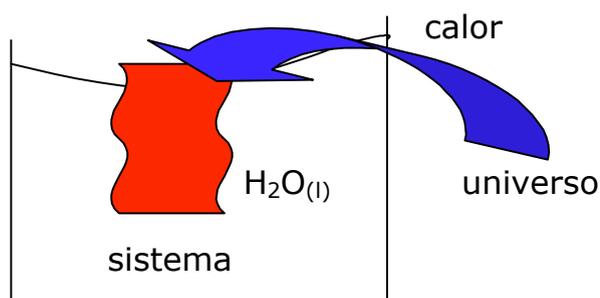


A diferença de energia entre o estado inicial e o final é que levam uma reação a liberar ou absorver energia, quando a energia dos reagentes (inicial) é maior que a energia dos produtos (final) ocorre a liberação de energia.

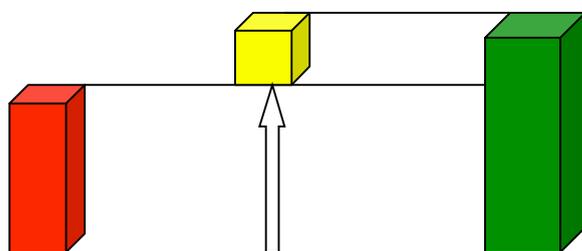


### REAÇÃO EXOTÉRMICA

Uma roupa no varal necessita de calor para que a água evapore e a roupa fique seca, é um fenômeno endotérmico.



Nesse caso a energia inicial é menor que a final, daí a energia ser necessária para que ocorra a transformação, é um fenômeno endotérmico.



Energia absorvida

### REAÇÃO ENDOTÉRMICA

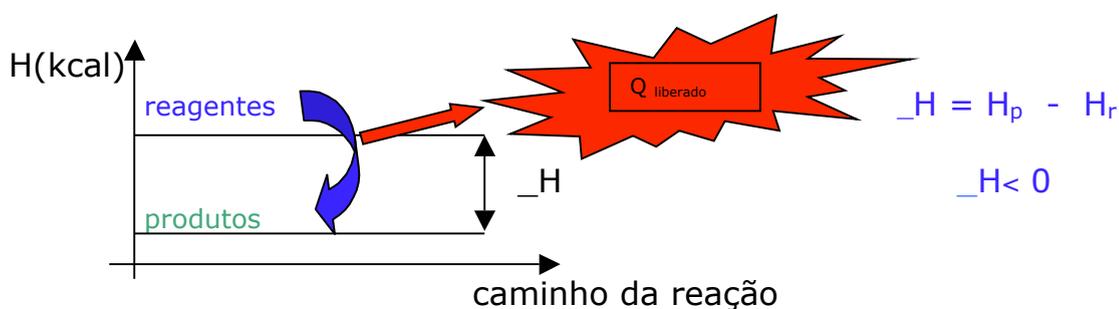
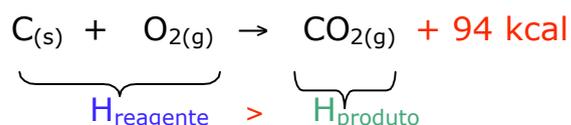
O conteúdo energético das substâncias é chamado de **Entalpia**, representada pela letra H.

**IMPORTANTE**

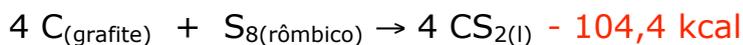
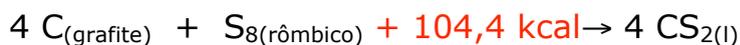
Se a pressão e a temperatura nos estado inicial e final forem as mesmas, o calor da reação será a medida do  $\Delta H$ .

Vamos agrupar tudo o que foi dito.

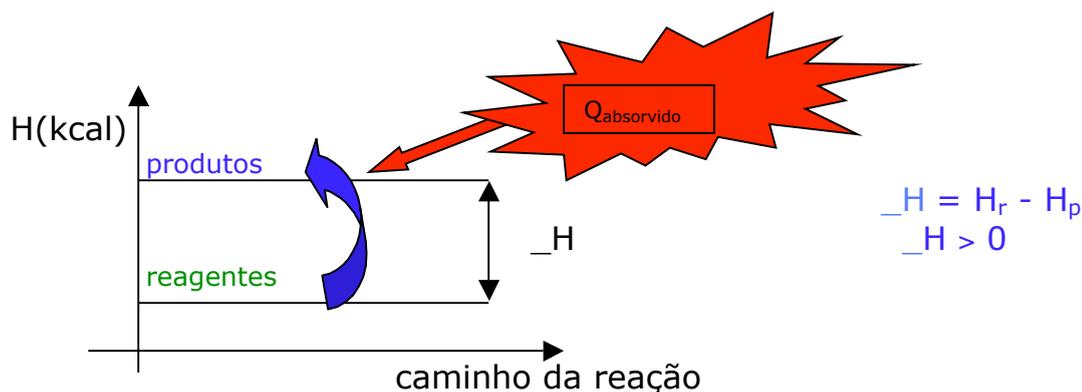
**Reação Exotérmica (libera calor)**



**Reação Endotérmica (absorve calor)**

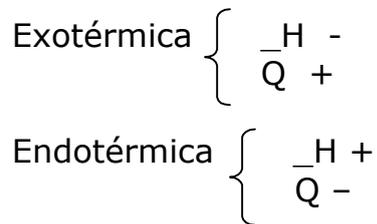


$H_{\text{reagentes}} < H_{\text{produto}}$





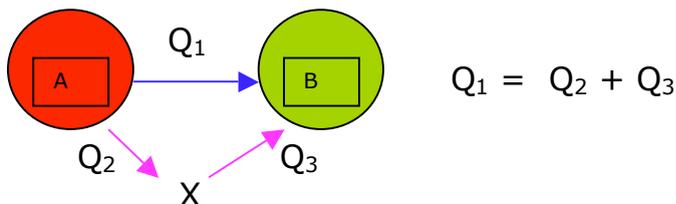
Resumindo



Agora vamos aprender um método teórico para calcular o  $\Delta H$  ou o calor de uma reação.

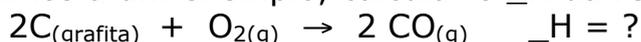
Lei de Hess: A variação de entalpia envolvida numa reação química, sob determinadas condições experimentais, depende exclusivamente da entalpia inicial dos reagentes e da entalpia final dos produtos.

Portanto para ir de A para B você pode ir por dois caminhos o azul ou o rosa, em ambos a energia envolvida é a mesma.

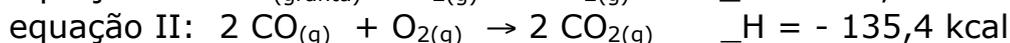
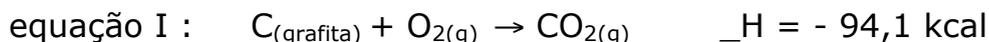


Podemos manipular equações químicas como se fossem equações matemáticas, mas não se esqueça que tudo que for feito na equação refletirá no  $\Delta H$ .

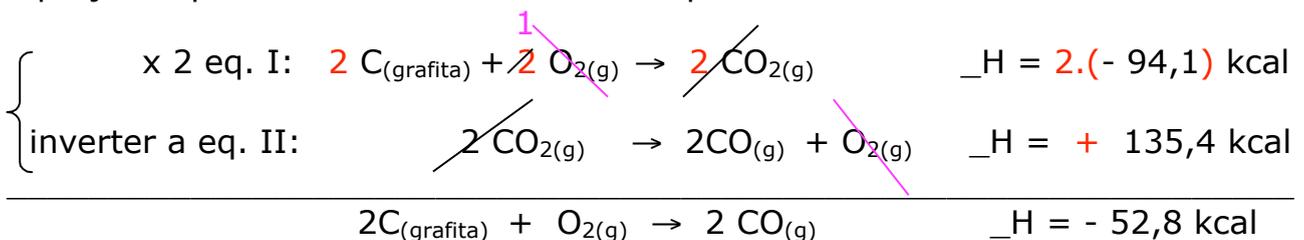
Vamos a um exemplo, calcular o  $\Delta H$  da reação abaixo



dadas as equações abaixo:



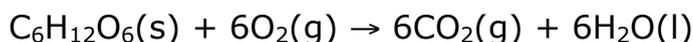
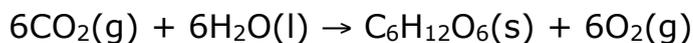
O objetivo é montar um sistema com as equações dadas de modo que ao somar as equações obtenhamos a equação procurada. Para isso iremos multiplicar a equação I por 2 para termos 2 mols de grafita e depois inverter a equação II para termos o CO do lado dos produtos.



Somando tudo chegamos na equação procurada daí é só somar os calores e obter o calor da equação procurada.

## Exercícios

1)(FUVEST) Considere a reação de fotossíntese (ocorrendo em presença de luz e clorofila) e a reação de combustão da glicose representadas a seguir:



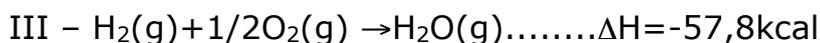
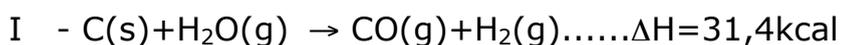
Sabendo-se que a energia envolvida na combustão de um mol de glicose é de  $2,8 \times 10^6 \text{ J}$ , ao sintetizar meio mol de glicose, a planta:

- a) libera  $1,4 \times 10^6 \text{ J}$ .
- b) libera  $2,8 \times 10^6 \text{ J}$ .
- c) absorve  $1,4 \times 10^6 \text{ J}$ .
- d) absorve  $2,8 \times 10^6 \text{ J}$ .
- e) absorve  $5,6 \times 10^6 \text{ J}$ .

2) Nas pizzarias há cartazes dizendo "Forno à lenha". A reação que ocorre deste forno para assar a pizza é:

- a) explosiva.
- b) exotérmica.
- c) endotérmica.
- d) hidrocópica.
- e) catalisada.

3)(unitau) Observe as seguintes equações termoquímicas:



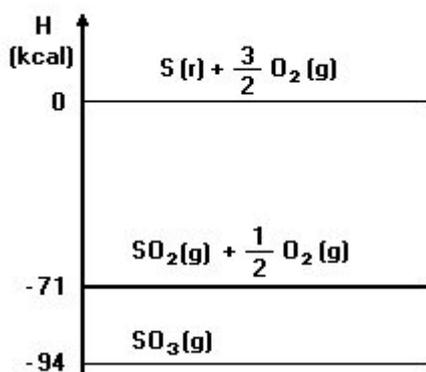
De acordo com a variação de entalpia, podemos afirmar:

- a) I é endotérmica, II e III exotérmicas.
- b) I e III são endotérmicas, II exotérmica.
- c) II e III são endotérmicas, I exotérmica.
- d) I e II são endotérmicas, III exotérmica.
- e) II é endotérmica e I e III exotérmicas.

4)(vunesp) A reação de formação de água, a partir de hidrogênio e oxigênio gasosos, é um processo altamente exotérmico. Se as entalpias (H) de reagentes e produtos forem comparadas, vale a relação:

- a)  $H_{H_2} + H_{O_2} > H_{H_2O}$   
 b)  $H_{H_2} + H_{O_2} < H_{H_2O}$   
 c)  $H_{H_2} + H_{O_2} + H_{H_2O} = 0$   
 d)  $H_{H_2} + H_{O_2} = H_{H_2O}$   
 e)  $H_{H_2} = H_{O_2} = H_{H_2O}$

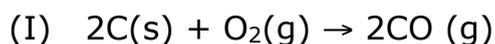
5)(cesgranrio) Observe o gráfico



O valor da entalpia de combustão de 1 mol de  $SO_2(g)$ , em kcal, a  $25^\circ C$  e 1 atm, é:

- a) - 71.  
 b) - 23.  
 c) + 23.  
 d) + 71.  
 e) + 165.

6)(vunesp) A entalpia da reação (I) não pode ser medida diretamente em um calorímetro porque a reação de carbono com excesso de oxigênio produz uma mistura de monóxido de carbono e dióxido de carbono gasosos. As entalpias das reações (II) e (III), a  $20^\circ C$  e 1 atmosfera, estão indicadas nas equações termoquímicas a seguir:



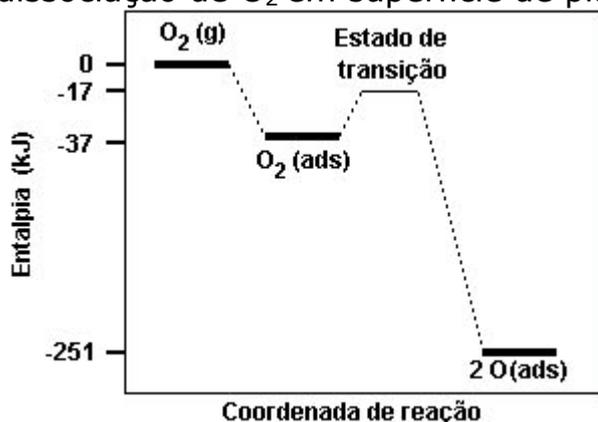
- a) Calcular a entalpia da reação ( I ) nas mesmas condições.  
 b) Considerando o calor envolvido, classificar as reações (I), (II) e (III).

7)(Faap) Verifica-se em laboratório que a preparação de uma solução aquosa de  $H_2SO_4$  por adição deste à água, causa um aumento na temperatura da

solução quando comparada com a temperatura original do solvente. Trata-se, portanto, de um processo:

- a) endotérmico
- b) exotérmico
- c) isotérmico
- d) sem variação de energia livre
- e) sem variação de entalpia

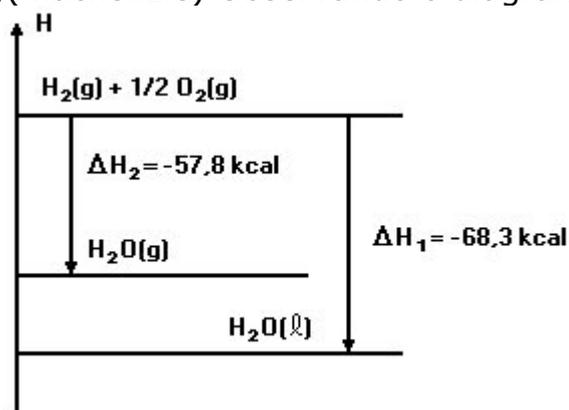
8)(UFC) Dado o diagrama de entalpia para os processos de adsorção e dissociação de  $O_2$  em superfície de platina:



a) Calcule os valores das variações de entalpia,  $\Delta H$ , para as seguintes etapas:

- 1)  $O_2(g) \rightarrow O_2$  (adsorvido)
- 2)  $O_2$  (adsorvido)  $\rightarrow 2 O$  (adsorvido)
- 3)  $O_2(g) \rightarrow 2 O$  (adsorvido)

9)(mackenzie) Observando o diagrama a seguir, é correto afirmar que:



[Dadas as massas molares (g/mol): H=1 e O=16]

- a) para vaporizar 18g de água são liberados 10,5 kcal.
- b) o calor de reação, na síntese da água líquida, é igual ao da água gasosa.
- c) a entalpia molar de vaporização da água é +10,5 kcal.
- d) a síntese da água gasosa libera mais calor que a da água líquida.
- e) o  $\Delta H$  na síntese de água gasosa é igual a -126,1kcal/mol.

10)(UPE)Identifique cada afirmativa como verdadeira ou falsa:

- ( ) A energia interna de um sistema isolado não pode variar.
- ( ) Num processo endotérmico calor é transferido para o meio ambiente.

- ( ) Processos com variação de entalpia positiva não podem ocorrer.  
( ) Uma transformação líquido em vapor é um processo endotérmico.  
( ) Um processo exotérmico é aquele que ocorre a temperatura constante.

Gabarito

- 1) c  
2) b  
3) a  
4) a  
5) b  
6) a)  $\Delta H_1 = -222\text{kJ}$  b) as reações são exotérmicas.  
7) B  
8) A) 1)-37kJ 2)-214kJ 3)-251kJ  
9) C  
10) V,F,F,V,F