

# Prática 5

## Entalpia da decomposição de $\text{H}_2\text{O}_2$ em solução aquosa

---

1. Calibração: Medição da capacidade de calor do calorímetro
2. Medição da entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio

# A energia pode ser convertida de uma forma para outra, mas não pode ser criada

---



**A energia radiante**, ou energia solar, vem do sol e é a principal fonte de energia da Terra. A energia solar aquece a atmosfera e a superfície da Terra, estimula o crescimento da vegetação por meio do processo conhecido como fotossíntese e influencia os padrões climáticos globais



**A energia térmica** é a energia associada ao movimento aleatório de átomos e moléculas. Em geral, a energia térmica pode ser calculada a partir de medições de temperatura. Quanto mais vigoroso for o movimento dos átomos e moléculas em uma amostra de matéria, mais quente será a amostra e maior será sua energia térmica.



**A energia química** é armazenada nas unidades estruturais das substâncias químicas; sua quantidade é determinada pelo tipo e arranjo dos átomos constituintes. Quando as substâncias participam de reações químicas, a energia química é liberada, armazenada ou convertida em outras formas de energia

# O Calor sempre se transfere do corpos de maior temperatura para o de menor temperatura

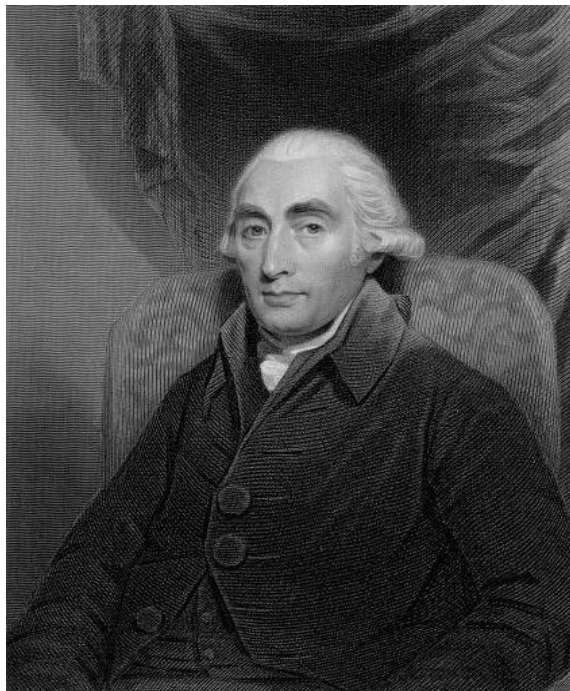
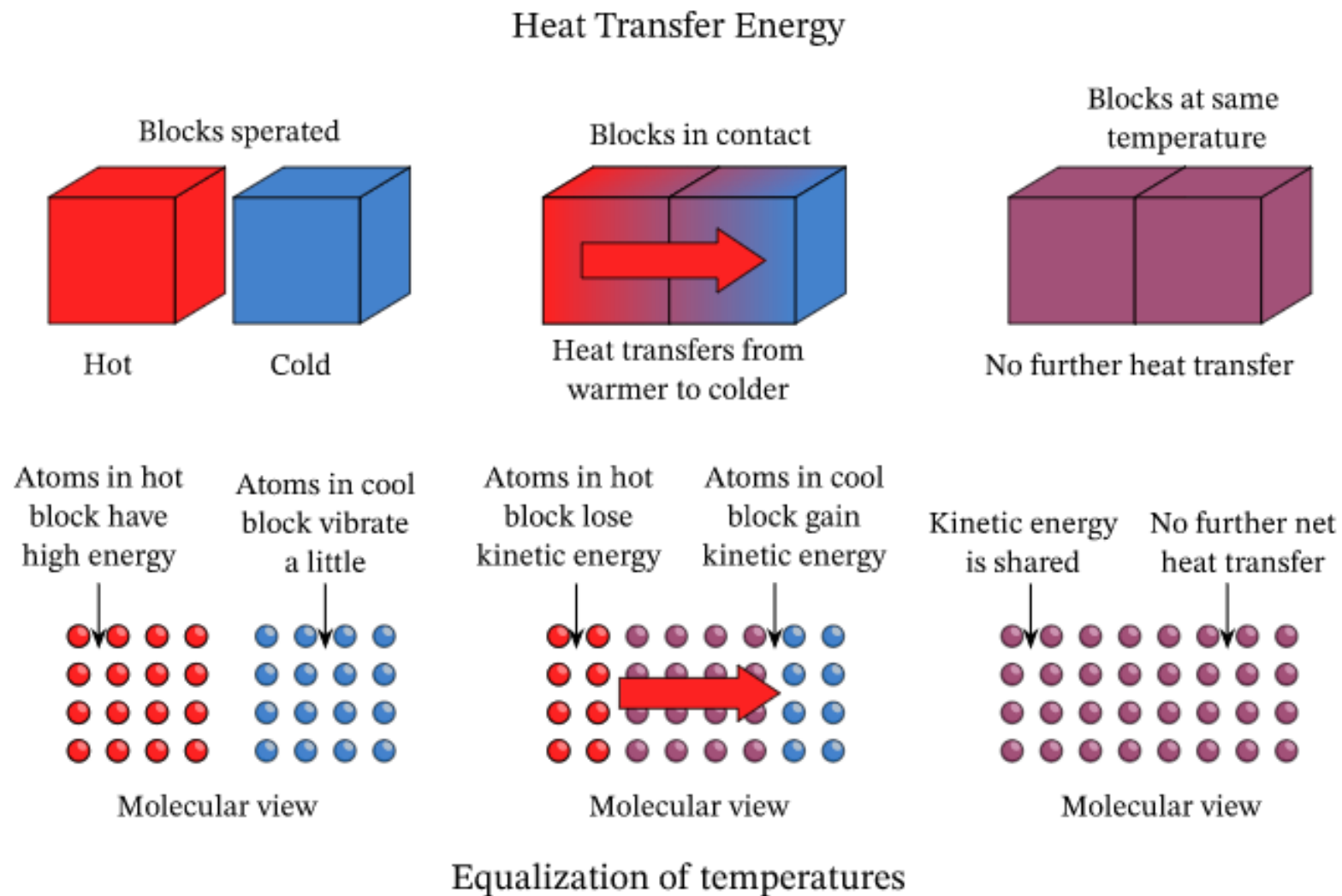


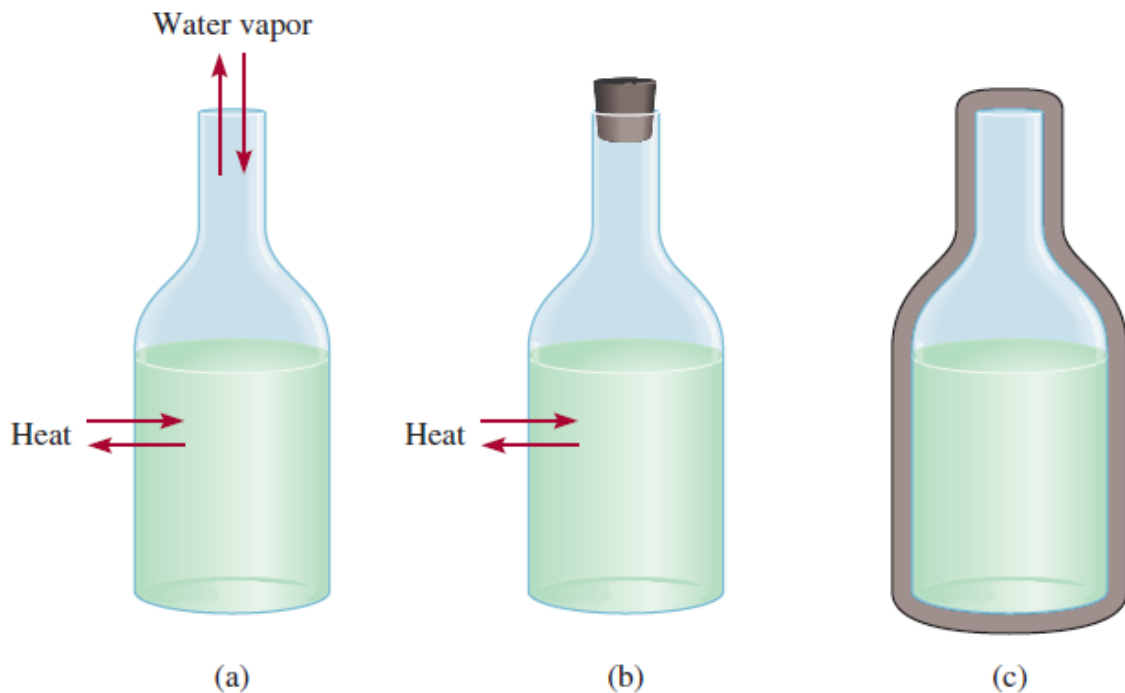
Imagem: James Heath (engraver) after Henry Raeburn / Domínio Público

Joseph Black (1728 – 1799)

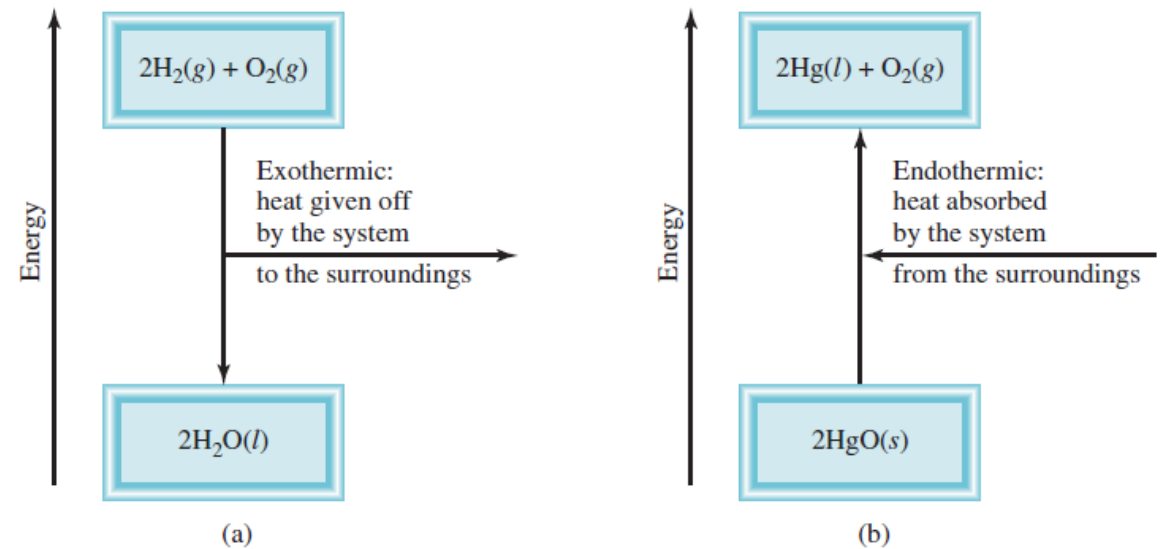
primeiro a distinguir Calor de Temperatura. Introduziu a noção de Calor Específico e de Calor Latente.



# Sistema, ou a parte específica do universo que nos interessa



(a) um sistema aberto, que permite a troca de energia e massa com o ambiente; (b) um sistema fechado, que permite a troca de energia, mas não de massa; e (c) um sistema isolado, que não permite a troca de energia nem de massa (aqui, a caixa está envolvida por uma camisa de vácuo).



a) Um **processo exotérmico**. (b) Um processo endotérmico. As partes (a) e (b) não estão desenhadas na mesma escala; ou seja, o calor liberado na formação de  $\text{H}_2\text{O}$  a partir de  $\text{H}_2$  e  $\text{O}_2$  não é igual ao calor absorvido na decomposição de  $\text{HgO}$ .

# Primeira lei da termodinâmica

$$\Delta E = E_f - E_i$$

$$\Delta E = E(\text{product}) - E(\text{reactants})$$

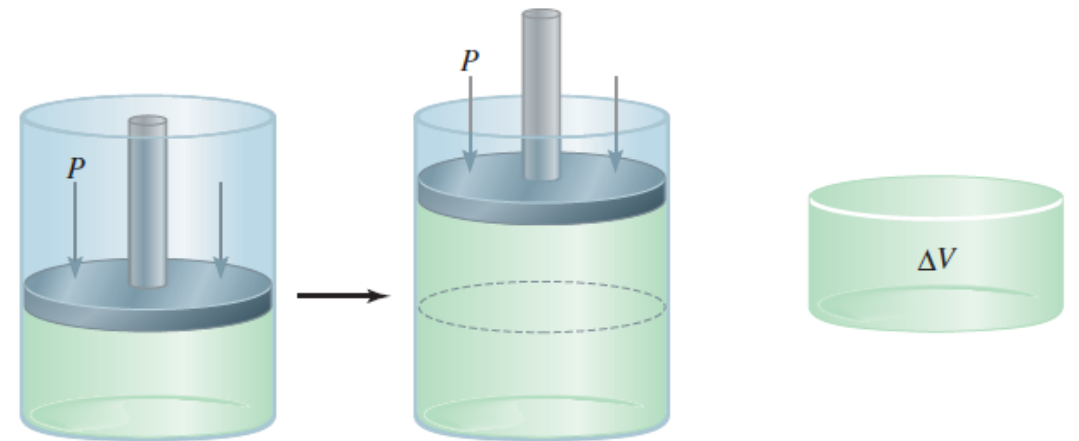


$$\Delta E_{\text{sys}} + \Delta E_{\text{surr}} = 0$$

$$\Delta E_{\text{sys}} = -\Delta E_{\text{surr}}$$

$$\Delta E = q + w$$

$$w = -P\Delta V$$



**Calor e trabalho não são funções de estado** porque não são propriedades de um sistema. Eles se manifestam apenas durante um processo (durante uma mudança). Assim, seus valores dependem da trajetória do processo e variam de acordo.

# Entalpia das reações químicas

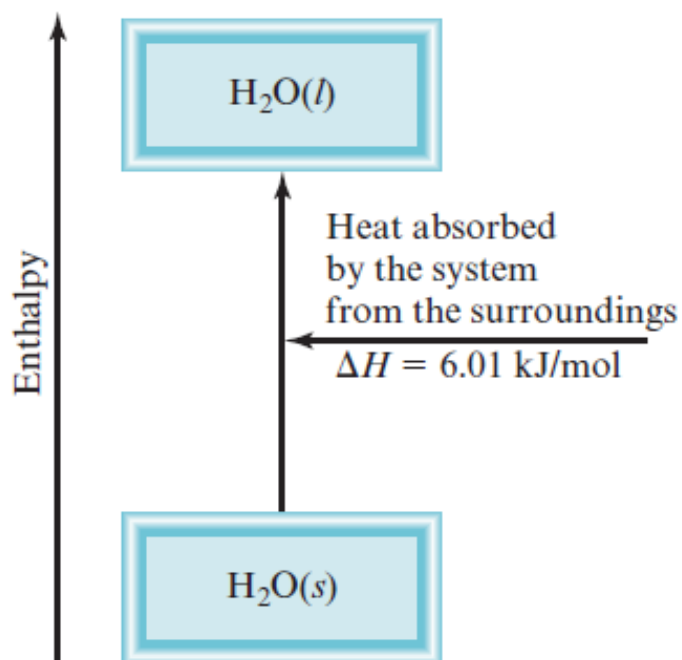
Em geral, para um processo de pressão constante, escrevemos:

$$\Delta H = H(\text{products}) - H(\text{reactants})$$

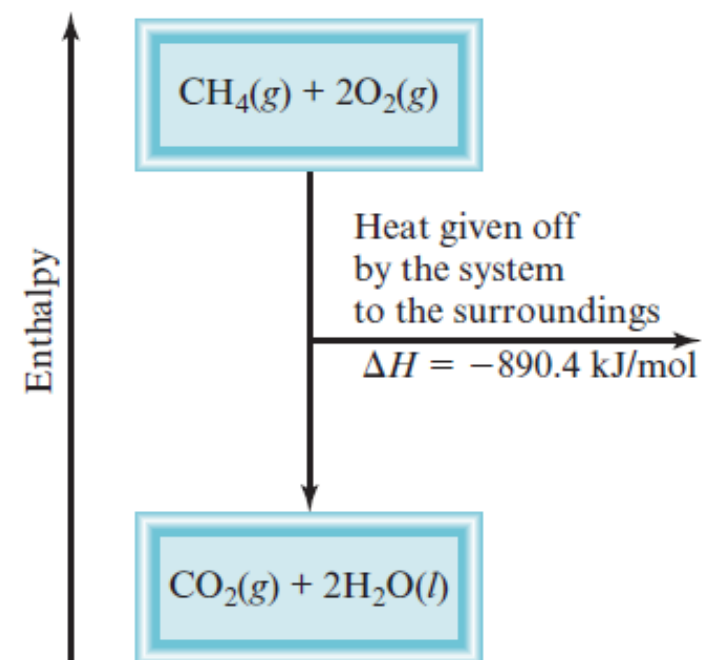
$$\begin{aligned}\Delta E &= q + w \\ &= q_p - P\Delta V \\ q_p &= \Delta E + P\Delta V\end{aligned}$$

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$$

$$H = E + PV$$



(a)



(b)

# Capacidade Térmica

Quantidade de calor necessária para elevar em  $1^{\circ}\text{C}$  a temperatura de um corpo.

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$

Equivale ao quociente entre a quantidade de calor recebido ou cedido pelo corpo e a correspondente variação de temperatura.

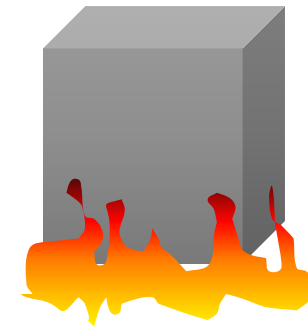
Exemplo:



46°C

26°C

$$\Delta T = 20^{\circ}\text{C}$$



$$Q = 40 \text{ cal}$$

Neste caso, temos:

$$C = \frac{40 \text{ cal}}{20^{\circ}\text{C}}$$

Logo:

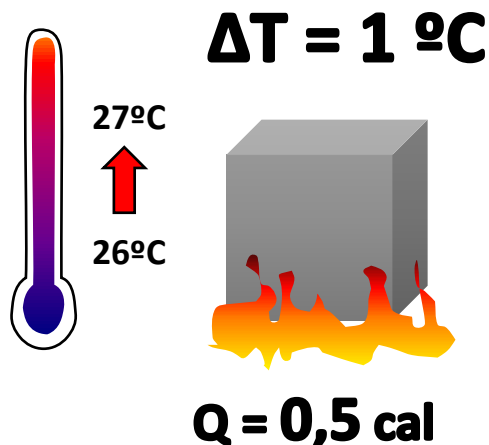
$$C = 2 \text{ cal}/^{\circ}\text{C}$$

# Calor Específico

Quantidade de calor necessária para elevar em 1°C a temperatura de uma unidade de massa de um corpo.

$$c = \frac{Q}{m \cdot \Delta T}$$

Exemplo:



Nesse caso, temos:  $c = \frac{0,5 \text{ cal}}{1 \text{ g} \cdot 1 \text{ }^\circ\text{C}}$

Logo:  $c = 0,5 \text{ cal}/(\text{g} \cdot \text{ }^\circ\text{C})$

<http://d1gnq2svmchsi4.cloudfront.net/wp-content/uploads/2012/02/cryscope.jpg>

Esse resultado nos indica que, para variar a temperatura de 1 g do material que compõe esse corpo em 1 ° C, precisaremos fornecer a ele 0,5 cal.



# Equação Fundamental da Calorimetria

Como  $s = \frac{Q}{m \cdot \Delta T}$

$$C = ms$$

Temos que:

$$Q_s = m \cdot s \cdot \Delta T$$

Essa expressão nos mostra que a Quantidade de Calor Sensível ( $Q_s$ ) é DIRETAMENTE PROPORCIONAL

1. à Massa ( $m$ ) do corpo  $\rightarrow$  Quanto maior a massa do corpo, maior a quantidade de calor necessária para variar sua temperatura;
2. ao Calor Específico ( $c$ )  $\rightarrow$  Quanto maior o calor específico, maior a quantidade de calor necessária para variar sua temperatura;
3. à Variação de Temperatura ( $\Delta T$ )  $\rightarrow$  Quanto maior a variação de temperatura que se deseja obter de um corpo, maior a quantidade de calor que se deve fornecer.

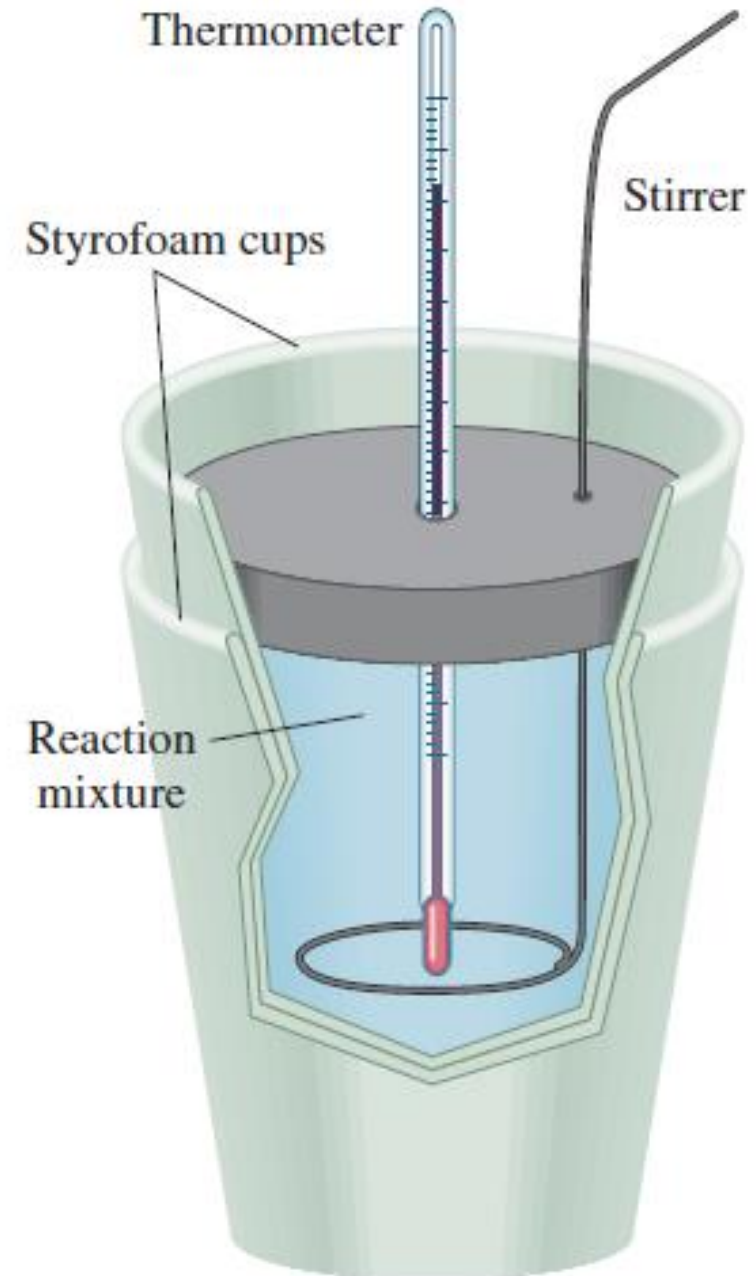
# Calorímetro

---

mudanças de calor em processos físicos e químicos são medidas com um calorímetro

Recipiente termicamente isolado que evita troca de calor entre o seu conteúdo e o meio externo.

Em princípio, um calorímetro ideal não deveria trocar calor com os corpos de seu interior, mas na prática isso ocorre. Portanto, em alguns casos, vamos considerar a capacidade térmica do calorímetro no equacionamento da troca de calor.



# Calorimetria

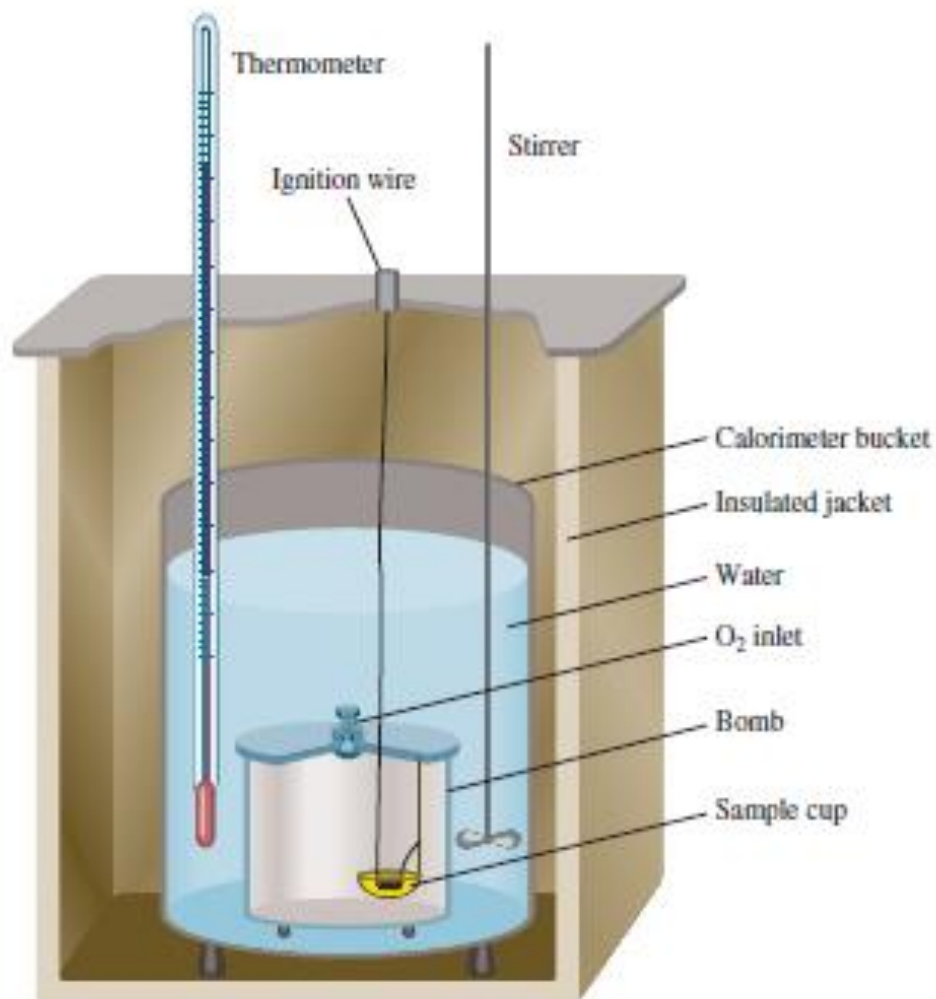
$$q_{\text{system}} = q_{\text{cal}} + q_{\text{rxn}} \\ = 0$$

$$q_{\text{rxn}} = -q_{\text{cal}}$$

$$q_{\text{cal}} = C_{\text{cal}}\Delta t$$

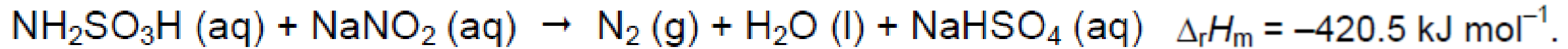
A quantidade  $C_{\text{cal}}$  é calibrada pela queima de uma substância com um calor de combustão conhecido com precisão. Por exemplo, sabe-se que a combustão de 1 g de ácido benzóico libera 26,42 kJ de calor. Se o aumento de temperatura for 4,673°C, então a capacidade de calor do calorímetro é dada por

$$C_{\text{cal}} = \frac{q_{\text{cal}}}{\Delta t} \\ = \frac{26.42 \text{ kJ}}{4.673^\circ\text{C}} = 5.654 \text{ kJ}/^\circ\text{C}$$

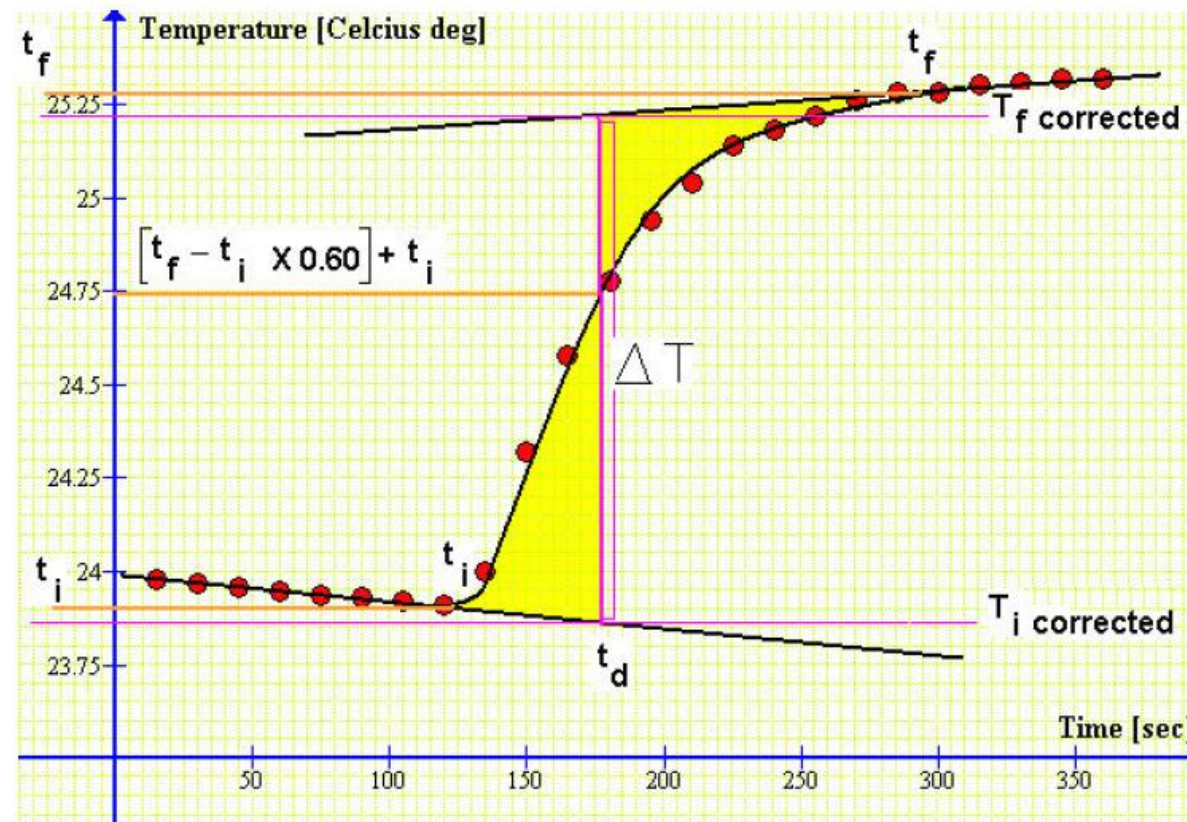


# Prática 5

## 2. Calibração: Medição da capacidade de calor do calorímetro



Time / min	Temp / °C	Temp / °C
0	19.18	19.43
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		



11.30 g of  $\text{NaNO}_2$   
Em 100 mL água  
(10 mL dentro do  
calorímetro)

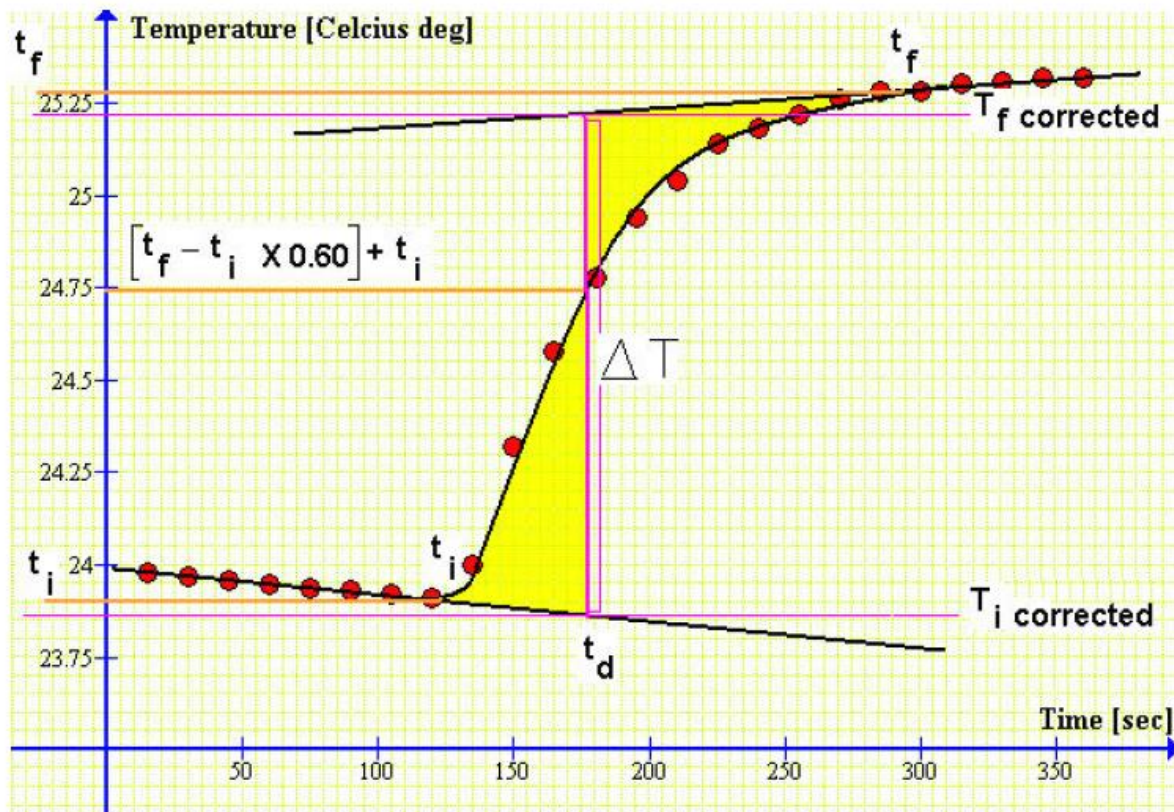
$$C_p = -\Delta_r H / \Delta T$$

# Prática 5

## 2. Medição da entalpia de decomposição do $\text{H}_2\text{O}_2$



10 mL de solução de  $\text{H}_2\text{O}_2$  de concentração: 8.920 mol/L



$$-\Delta_r H = C_p \Delta T$$

### Lei de Hess

