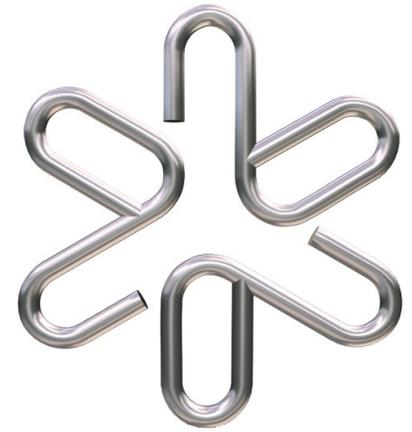
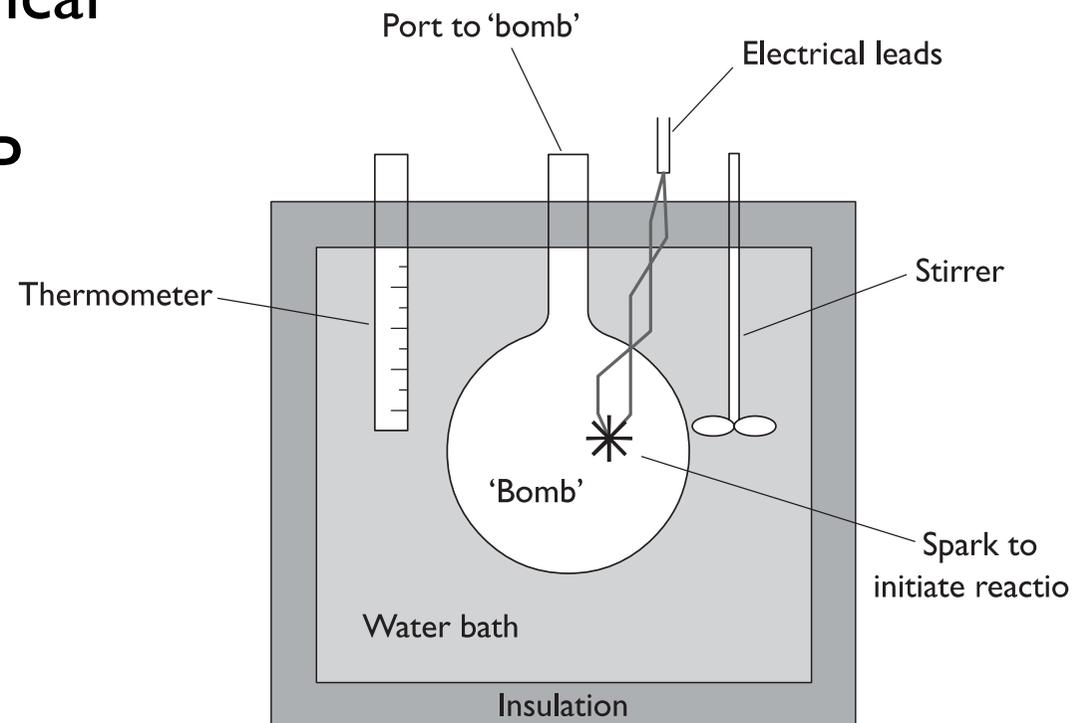


Física do Calor (4300159)



Prof. Adriano Mesquita Alencar
Dep. Física Geral
Instituto de Física da USP

B03



Primeira Lei da Termodinâmica

Data	Programa do curso
August 9	Temperatura e escalas
August 12	Expansão Térmica
August 16	Calorimetria
August 19	Condução, convecção Radiação (Corpo Humano)
August 23	Equação de Estado
August 26	Propriedades moleculares da Matéria
August 30	(Aula de Exercícios e Revisão)
September 2	Aula Modelo do Gas Ideal
September 6	Feriado
September 9	Feriado
September 13	<u>Prova 3 1/4 - Temperatura e Calor</u> - Capacidade Térmica
September 16	Velocidade molecular (Corpo Humano)
September 20	(Aula de Exercícios e Revisão)
September 23	<u>Prova 3 2/4 - Propriedades da Matéria</u> - Aula Fases da matéria
September 27	Prova 1: Temperatura, Calor e Propriedades da Matéria
September 30	Calor e trabalho
October 4	A primeira lei da Termodinâmica
October 7	Processos termodinâmicos
October 11	Semana de Ensino (IFUSP)
October 14	Semana de Ensino (IFUSP)
October 18	Termodinâmica do Gas Ideal
October 21	(Aula de Exercícios e Revisão)
October 25	<u>Prova 3 3/4 - Primeira Lei da Termodinâmica</u> - Aula Processos adiabaticos
October 28	Processos reversíveis e irreversíveis (Corpo Humano)
November 1	Maquinas térmicas, Ciclo de Otto e Refrigerador (Corpo Humano)
November 4	Segunda Lei da Termodinâmica
November 8	Ciclo de Carnot
November 11	(Aula de Exercícios e Revisão)
November 15	Feriado
November 18	Entropia Micro estados
November 22	<u>Prova 3 4/4 - Segunda Lei da Termodinâmica</u> - Aula Micro estados
November 25	Prova 2: Primeira e Segunda Lei da Termodinâmica
November 29	Prova Sub

Processos Cíclicos

$$\Delta U = 0 \quad \text{e} \quad Q = W$$

Processos Isolados

$$\Delta U = 0 \quad \text{e} \quad Q = W = 0$$

Energia Interna e a Primeira Lei

$$\Delta U = Q - W$$

Uma generalização do princípio de conservação de energia que inclui transferência de energia via calor e trabalho realizado.

Para mudanças infinitesimal:

$$dU = dQ - dW$$

Para os sistemas que iremos discutir: $dW = pdV$

$$dU = dQ - pdV$$

Entalpia

$$\Delta U = Q - W$$

A pressão constante:

$$\begin{aligned} Q|_p &= U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1) \\ &= (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) \\ &= \Delta U + p\Delta V \end{aligned}$$

A quantidade a direita é a quantidade de calor que foi trocada a pressão constante, é uma **função de estado** chamado de entalpia:

$$H = U + pV$$

Apesar de w depender do caminho $w = -p_{\text{ext}}\Delta V$

U , p e V separadamente são funções de estado

Quando a entalpia varia muito lentamente

$$\begin{aligned}\Delta H &= \Delta(U + pV) \\ &= \Delta U + \Delta(pV) \\ &= \Delta U + p\Delta V + V\Delta p\end{aligned}$$

Se p é constante

$$\begin{aligned}\Delta H &= \Delta U + p\Delta V + V(\Delta p = 0) \\ &= (\Delta U = q + w) + p\Delta V \\ &= q|_p + (w = -p\Delta V) + p\Delta V \\ &= q|_p\end{aligned}$$

H é um componente da função de estado energia livre de Gibbs, G , no qual se prevê a direção de alteração espontânea por um processo a pressão e temperatura constante - as restrições experimentais preferidas do cientista biológica.

Entalpia, H

Se em um processo termodinâmico

$$\Delta V \approx 0$$

(reação em solução em que gás não é produzido nem consumido), então

$$\Delta U \approx q|_p \approx \Delta H$$

Numero de mols de gás
que mudaram na reação

$$H = U + pV$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(pV)$$

$$= \Delta U + \Delta(nRT)$$

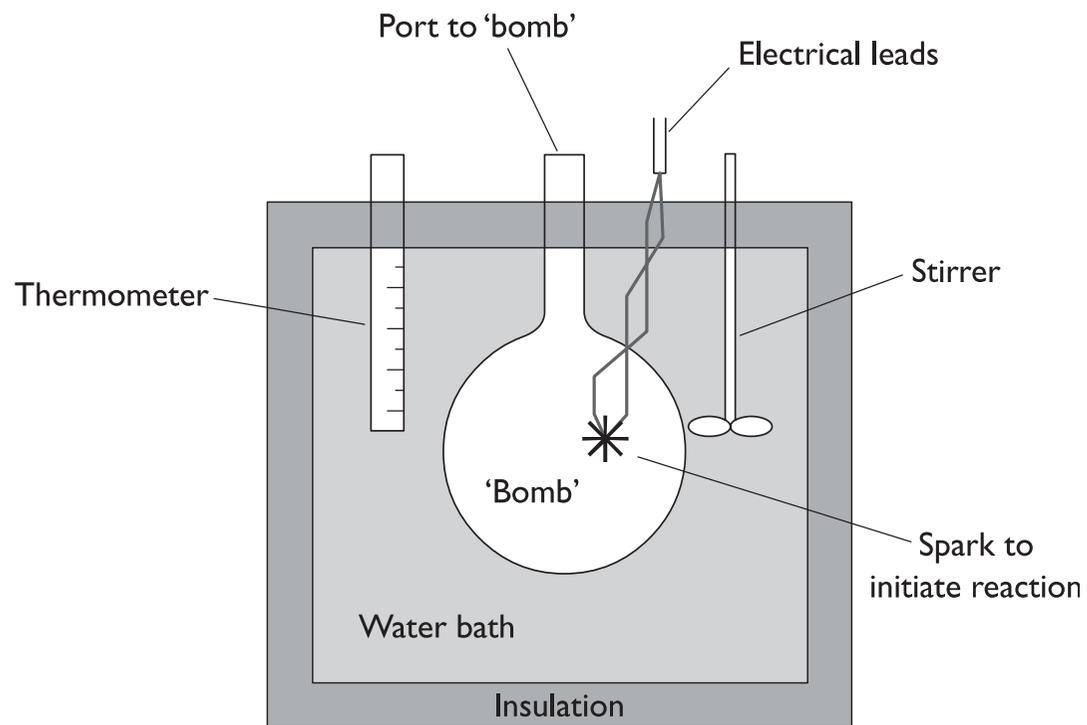
$$= \Delta U + RT\Delta n$$

T constante

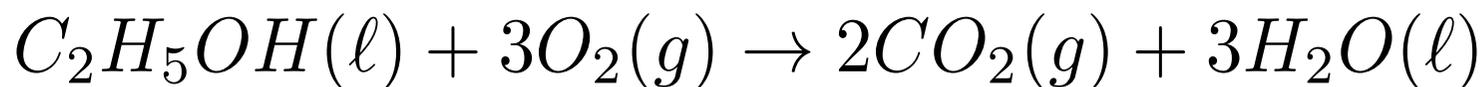
Entalpia, H

$$\Delta H = \Delta U + RT\Delta n$$

R , é uma constante universal, 8.3145 J/K mol



Em um experimento dessa bomba de calorímetro com Etanol, a 298K e volume constante, 1368 kJ/mol de calor é liberado

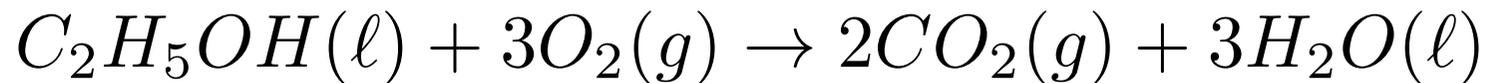


Entalpia, H

$$\Delta H = \Delta U + RT\Delta n$$

$$\Delta H = \Delta U + 298 \cdot 8.3145\Delta n$$

$$\Delta H = \Delta U + 2478\Delta n$$



$$\Delta n = 2 - 3 = -1$$

$$\Delta H = -1368000 - 2478 \quad (\text{J/mol})$$

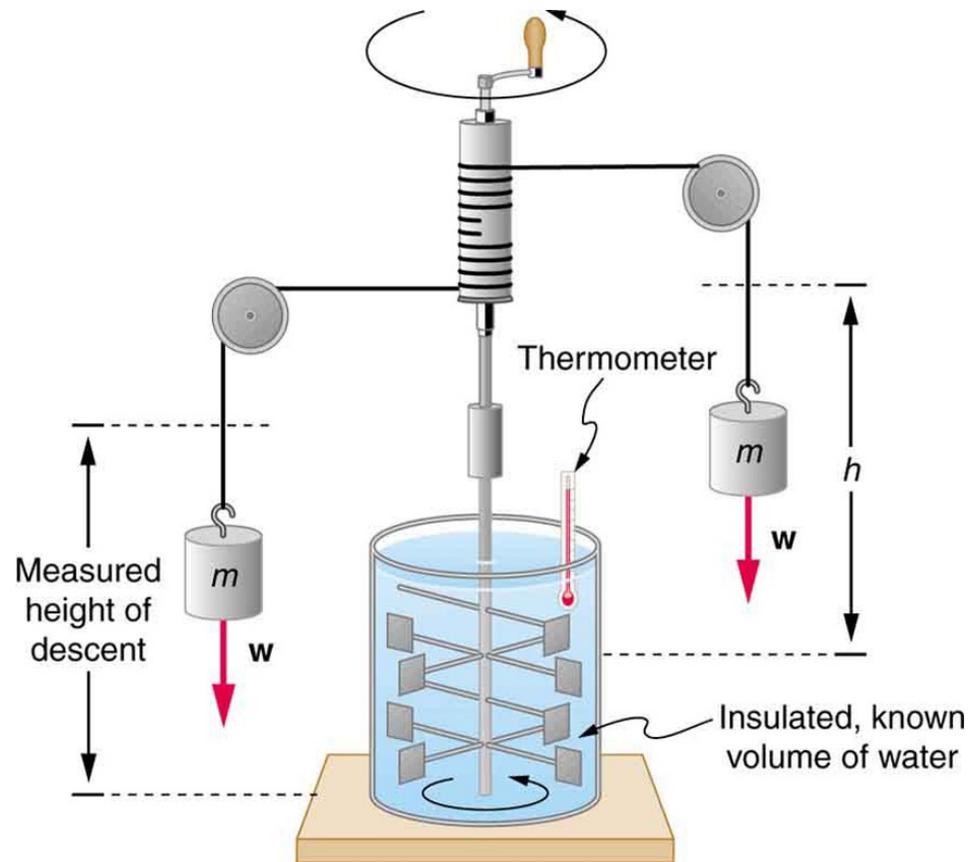
Se a variação de entalpia é negativo o processo é **exotérmico**. Caso contrario o processo é **endotérmico**

Entalpia, H

Tabelas de oxidação, obtidas através de métodos como o calorímetro são utilizadas por físicos, bioquímicos e nutricionistas.

Podemos usar equipamentos como o calorímetro para investigar o que acontece no nosso corpo

Equivalente mecânico da Caloria



Joule repetiu esse experimento inúmeras vezes, mudando o fluido, as paletas, etc. Mudou até o modelo do experimento, aquecendo via um resistor elétrico. O resultado diferiu em menos de 5%.

O valor atualmente aceito é
 $1 \text{ cal} \sim 4.2 \text{ J}$

A quantidade de energia de alimentos pode ser medida pela queima completa dos alimentos secos em um calorímetro de bomba, um método conhecido como calorimetria direta. No entanto, os valores indicados nos rótulos dos alimentos não são determinados desta maneira.

A razão para isso é que a calorimetria direta também queima a fibra dietética, e assim não permite perdas fecais; assim, calorimetria direta daria superestimativa sistemáticas da quantidade de combustível que realmente entra no sangue através da digestão.

O que são usados em vez são testes químicos padronizados ou uma análise de a receita de referência para o uso de tabelas ingredientes comuns



Food component	Energy density	
	kJ/g	kcal/g
Fat	37	9
Ethanol (drinking alcohol)	29	7
Proteins	17	4
Carbohydrates	17	4
Organic acids	13	3
Polyols (sugar alcohols, sweeteners)	10	2.4
Fiber	8	2