

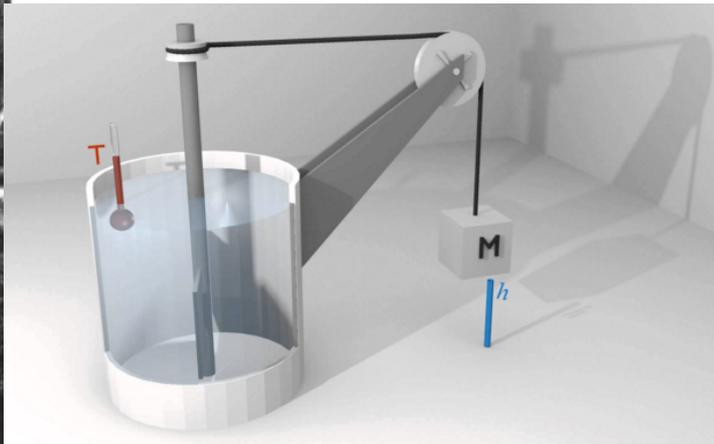
# Calor e equilíbrio térmico

Prof. Marco Simões

# Definição



Joule é o autor da descoberta que o calor não é uma ‘substância’, mas uma forma de energia, que pode ser transferir ou converter.



James Prescott Joule (1818-1889)



**“Calor é a energia térmica que se transfere entre corpos de diferentes temperaturas”**

# Unidades

- Seu experimento de equivalência mostrou que o trabalho de 4,18 Joules (na época N.m) produzia o aumento de 1 °C em 1 grama de água, na pressão de 1 atm.
- Essa unidade ficou conhecida como caloria
- 1 cal = 4,18 J (equivalente mecânico do calor)
- Definição
  - 1 caloria é a quantidade de calor que produz uma variação de 1 °C em (entre 14,5°C e 15,5°C) 1 g de água
- Símbolo: Q
- Unidade: cal
- Múltiplo: 1 kcal (grande caloria) = 1000 cal
- Unidade comercial importante:
  - 1 BTU (British Thermal Unit) = 252,4 cal = 1055 Joules

# Outros usos da unidade cal

| (Alimento 100 g)    | Valor energético (em kcal) |
|---------------------|----------------------------|
| Banha de porco      | 902                        |
| Farinha de mandioca | 354                        |
| Carne de galinha    | 245                        |
| Leite tipo especial | 61                         |
| Alface              | 15                         |
| Arroz               | 364                        |
| Feijão              | 337                        |
| Verduras            | 13                         |
| Macarrão            | 81                         |
| Manteiga            | 791                        |
| Açúcar              | 384                        |
| Batata              | 79                         |
| Carne               | 244                        |
| Pão                 | 307                        |
| Queijo              | 420                        |
| Chocolate           | 542                        |
| Leite               | 61                         |
| Ovo                 | 148                        |
| Cenoura             | 41                         |
| Banana              | 97                         |
| Laranja             | 32                         |
| Tomate              | 21                         |

| Atividades realizadas | kcal necessárias por hora de atividade |
|-----------------------|--|
| Dormir                | 70                                     |
| Escrever              | 95                                     |
| Costurar              | 120                                    |
| Varrer                | 170                                    |
| Caminhar              | 270                                    |
| Serrar madeira        | 470                                    |

Pergunta: se a comida contém energia, porque nossa temperatura não aumenta quando comemos?

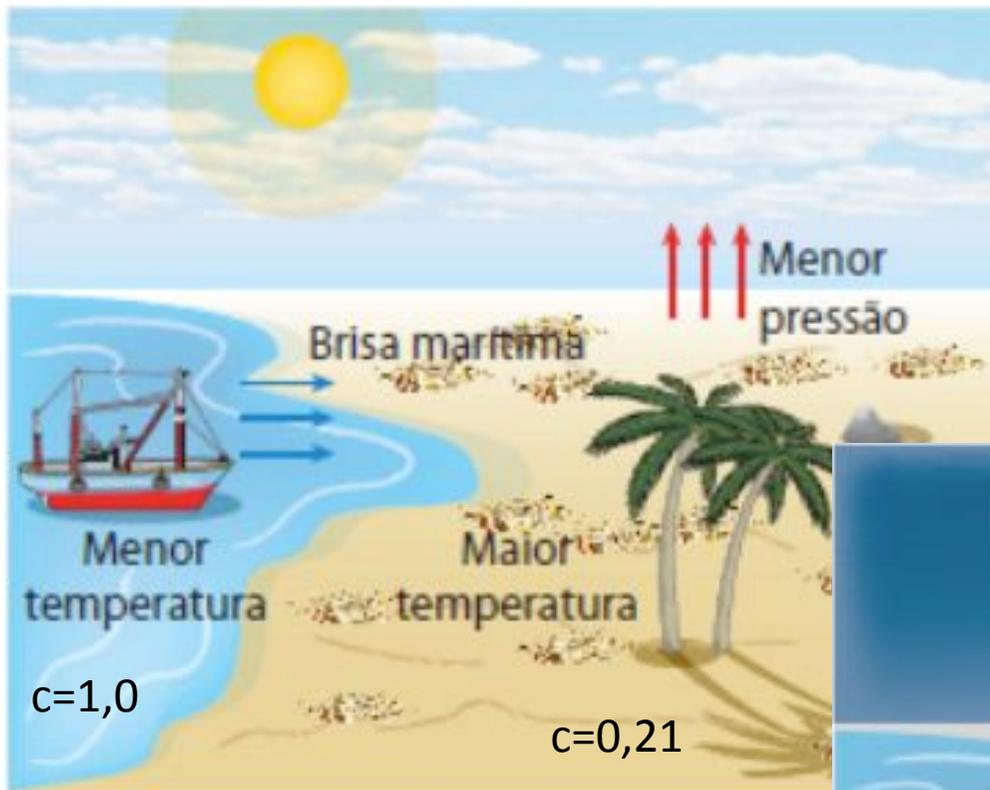
# Calor específico

- É a quantidade de calor necessária para elevar de 1 °C uma certa quantidade de uma substância.
- Exemplos:

| Substância     | Calor específico (cal/g×°C) | Calor específico (J/kg×K) |
|----------------|-----------------------------|---------------------------|
| Água           | 1,0                         | 4190                      |
| Gelo           | 0,5                         | 2100                      |
| Álcool etílico | 0,58                        | 2430                      |
| Éter           | 0,56                        | 2350                      |
| Alumínio       | 0,217                       | 910                       |
| Ferro          | 0,113                       | 473                       |
| Prata          | 0,056                       | 234                       |
| Cobre          | 0,094                       | 390                       |

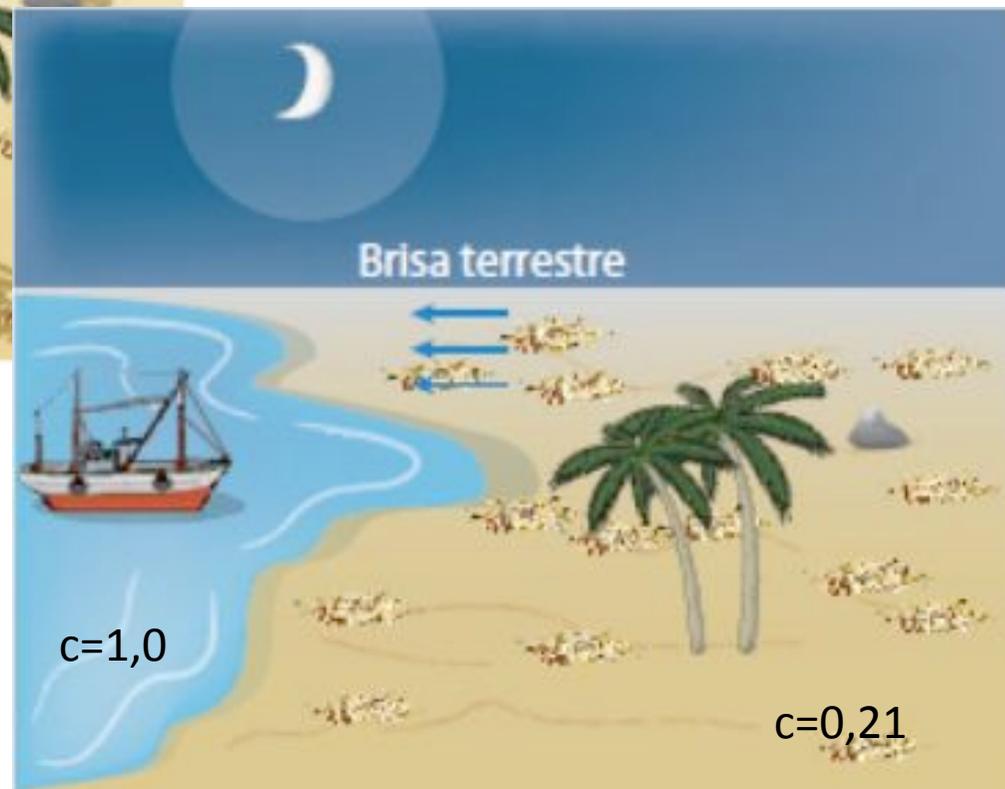
- O calor específico NÃO é a quantidade de calor presente em um corpo

# Exemplo de efeito do calor específico



Durante o dia, o sol aquece rapidamente o solo. Este aquece o ar. O ar aquecido é mais leve, que sobe e cria uma região de baixa pressão, causando a brisa marítima

Durante a noite, a água demora a esfriar, aquecendo o ar sobre ela. Este ar aquecido sobe, causando a brisa terrestre.



# Calor sensível

- Com base na definição de calor específico, é possível definir a equação fundamental da calorimetria:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

- Onde:
  - Q -> Quantidade de calor (cal, J)
  - m -> Massa (kg, g)
  - c -> calor específico do material (cal/kg.°C, J/kg.K)
  - $\Delta T$  -> variação da temperatura (°C, K)

# Exemplo

- Uma pessoa de 80 kg apresenta febre com temperatura de 39°C (a normal é 36°C).  
Considerando que o calor específico do corpo humano é aproximadamente 3480 J/kg.K, qual foi o calor necessário para essa elevação?

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

$$Q = 80 \cdot 3480 \cdot (39 - 36)$$

$$Q = 8,4 \times 10^5 \text{ J}$$

$$Q = \frac{8,4 \times 10^5}{4,18} = 2,0 \times 10^5 \text{ cal} = 200 \text{ kcal}$$

# Calor e potência

- Potência representa a quantidade de energia transferida na unidade de tempo.
- Em termos térmicos:

$$P = \frac{Q}{\Delta t}$$

- Onde
  - P-> potência em W (J/s)
  - Q-> calor transferido (J)
  - $\Delta t$  -> intervalo de tempo (s)

# Exemplo

- Um ebulidor de 250 W é imerso em uma vasilha isolante térmica, com absorção de calor desprezível. Uma quantidade de água de 500 g a 20°C é colocada na vasilha e o ebulidor é ligado. Supondo que toda a energia passará para a água, em quanto tempo ela chegará ao ponto de ebulição (100°C)?

## Resolução

Calor necessário para aquecer a água:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \Rightarrow Q = 0,5 \cdot 4190 \cdot (100 - 20)$$

$$Q = 1,68 \times 10^5 \text{ J}$$

Tempo necessário:

$$P = \frac{Q}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = \frac{Q}{P} \Rightarrow \Delta t = \frac{1,68 \times 10^5}{250}$$

$$\Delta t = 670 \text{ s} \cong 11 \text{ min } 10 \text{ s}$$

## Exemplo

- Um resistor de 10 ohms receberá uma corrente de 27,2 mA. Supondo que ele não dissipará nenhum calor, qual é a elevação esperada de sua temperatura em 10 segundos? Para a construção desse resistor foram utilizados 23 mg de carbono ( $c=0,12 \text{ cal/g}\cdot^{\circ}\text{C}$ ). Dado:  $1 \text{ W}=1 \text{ J/s}$

$$c = 0,12 \frac{\text{cal}}{\text{g}\cdot^{\circ}\text{C}} = 0,12 \frac{4,18 \text{ J}}{\frac{\text{kg}}{1000} \cdot^{\circ}\text{C}} = 0,12 \cdot 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg}\cdot^{\circ}\text{C}} \cong 500 \frac{\text{J}}{\text{kg}\cdot^{\circ}\text{C}}$$

# Resolução

$$V = R \cdot i \text{ (Lei de Ohm)}$$

$$P = V \cdot i \Rightarrow P = R \cdot i \cdot i \Rightarrow P = R \cdot i^2$$

$$P = 10 \cdot \left(27,2 \times 10^{-3}\right)^2 \Rightarrow P = 7,4 \times 10^{-3} \text{ W}$$

$$P = \frac{Q}{\Delta t} \Rightarrow Q = P \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 7,4 \times 10^{-3} \cdot 10 \Rightarrow Q = 7,4 \times 10^{-2} \text{ cal}$$

*Assim*

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{m \cdot c} \Rightarrow \Delta T = \frac{7,4 \times 10^{-2}}{23 \times 10^{-6} \cdot 500} = 6,4 \text{ } ^\circ\text{C}$$

# Equilíbrio térmico

- Sempre que houver diferença de temperatura entre dois corpos, haverá troca de calor
- A quantidade de calor cedida por um corpo será igual à quantidade de calor absorvida pelo outro
- O calor cedido/recebido causará uma mudança na temperatura dos corpos
- Quando as temperaturas forem iguais, cessará a troca de calor
- A soma algébrica do calor trocado é igual a zero

$$Q_A + Q_B + Q_C + \dots = 0$$

# Exemplo

**VARIAÇÃO DE TEMPERATURA SEM TRANSIÇÃO DE FASE** Uma geóloga trabalhando no campo toma seu café-da-manhã em uma xícara de alumínio. A xícara possui uma massa igual a 0,120 kg e estava inicialmente a 20 °C quando a geóloga a encheu com 0,300 kg de um café que estava inicialmente a uma temperatura de 70 °C. Qual é a temperatura final depois que o café e a xícara atingem o equilíbrio térmico? (Suponha que o calor específico do café seja igual ao da água, e que não exista nenhuma troca de calor com o meio ambiente.)

$$c_{\text{água}} = 1,0 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}^\circ\text{C}}$$

$$c_{\text{alumínio}} = 0,217 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}^\circ\text{C}}$$

# Resolução

$$Q_{\text{café}} = m_{\text{café}} \cdot c_{\text{água}} \cdot \Delta T_{\text{café}}$$

$$Q_{\text{café}} = 0,300 \cdot 1,0 \cdot (T - 70^\circ)$$

$$Q_{\text{café}} = 0,300 \cdot (T - 70^\circ)$$

$$Q_{\text{alumínio}} = m_{\text{alumínio}} \cdot c_{\text{alumínio}} \cdot \Delta T_{\text{alumínio}}$$

$$Q_{\text{alumínio}} = 0,120 \cdot 0,217 \cdot (T - 20)$$

$$Q_{\text{alumínio}} = 0,026 \cdot (T - 20)$$

$$Q_{\text{café}} + Q_{\text{alumínio}} = 0$$

$$0,300 \cdot (T - 70^\circ) + 0,026 \cdot (T - 20) = 0$$

$$0,300 \cdot T - 21 + 0,026 \cdot T - 0,52 = 0$$

$$0,300 \cdot T + 0,026 \cdot T = 21 + 0,52$$

$$0,326 \cdot T = 21,52$$

$$T = \frac{21,52}{0,326} = 66^\circ\text{C}$$

# Capacidade térmica

- No exemplo anterior, a quantidade de calor trocada foi é a mesma em valor absoluto

$$Q_{\text{café}} = m_{\text{café}} \cdot c_{\text{água}} \cdot \Delta T_{\text{café}}$$

$$Q_{\text{café}} = 0,300 \cdot 1,0 \cdot (66 - 70^\circ)$$

$$Q_{\text{café}} = -1,2 \text{ kcal}$$

$$Q_{\text{alumínio}} = m_{\text{alumínio}} \cdot c_{\text{alumínio}} \cdot \Delta T_{\text{alumínio}}$$

$$Q_{\text{alumínio}} = 0,120 \cdot 0,217 \cdot (66 - 20)$$

$$Q_{\text{alumínio}} = 1,2 \text{ kcal}$$

O café cedeu  
(perdeu) 1,2 cal  
e o alumínio  
recebeu  
(ganhou) o  
mesmo valor

# Capacidade térmica

- Embora a quantidade de calor trocado tenha sido a mesma, a variação da temperatura foi diferente.
- O café variou de 4°C ao passo que a xícara variou de 46°C.
- Chamamos de capacidade térmica à relação:  $C = \frac{Q}{\Delta T}$

$$C_{\text{café}} = \frac{Q}{\Delta T} \Rightarrow C_{\text{café}} = \frac{1,2}{4} \Rightarrow C_{\text{café}} = 0,3 \frac{\text{kcal}}{^{\circ}\text{C}}$$

$$C_{\text{alumínio}} = \frac{Q}{\Delta T} \Rightarrow C_{\text{alumínio}} = \frac{1,2}{46} \Rightarrow C_{\text{alumínio}} = 0,026 \frac{\text{kcal}}{^{\circ}\text{C}}$$

# Capacidade térmica

- A capacidade térmica é diretamente proporcional à massa e ao calor específico, pois

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

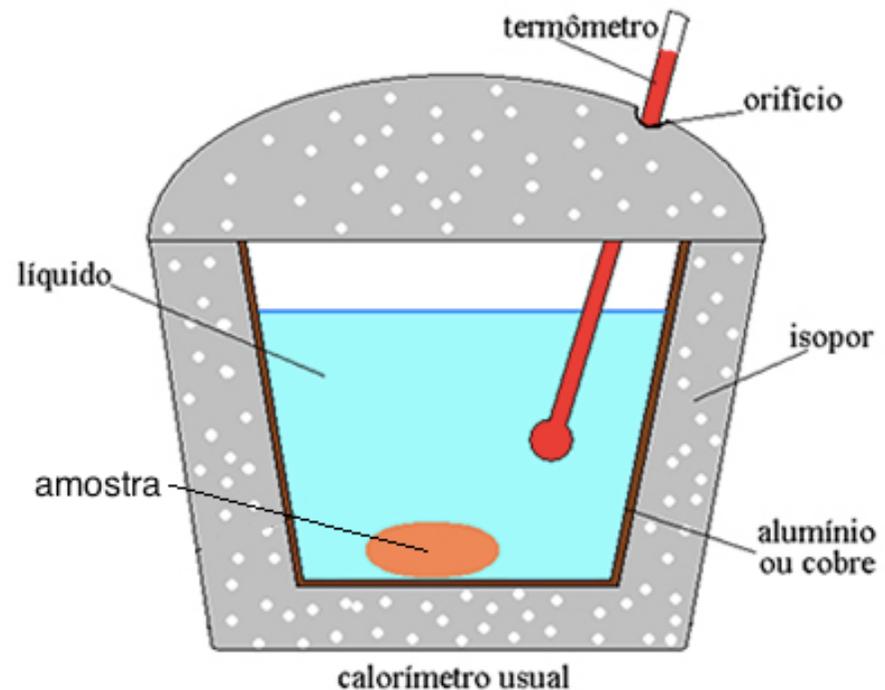
Assim,

$$C = m \cdot c$$

# Calorímetro

- O calorímetro é utilizado para descobrir o calor específico das substâncias
- Coloca-se uma amostra de massa e temperatura conhecida no calorímetro, e mede-se a temperatura final de equilíbrio.

$$Q_{amostra} + \underbrace{Q_{líquido} + Q_{metal}}_{\text{Calorímetro}} = 0$$



## Exemplo

- Um calorímetro contém 250 g de água e é feito de um recipiente de alumínio de 100 g. Sua temperatura inicial é de 20°C. Coloca-se nele um corpo de 150 g de um material desconhecido a uma temperatura de 80°C. Verifica-se que a temperatura de equilíbrio foi de 28°C. Qual o calor específico da substância?

# Resolução

$$Q_{sub} + Q_{ág} + Q_{al} = 0$$

$$m_{sub} \cdot c_{sub} \cdot \Delta T_{sub} + m_{ág} \cdot c_{ág} \cdot \Delta T_{ág} + m_{al} \cdot c_{al} \cdot \Delta T_{al} = 0$$

$$0,150 \cdot c_{sub} \cdot (28 - 80) + 0,250 \cdot 4190 \cdot (28 - 20) +$$

$$+ 0,100 \cdot 910 \cdot (28 - 20) = 0$$

$$-7,80 \cdot c_{sub} + 8,38 \times 10^3 + 7,28 \times 10^2 = 0$$

$$c_{sub} = \frac{-9,11 \times 10^3}{-7,80} \Rightarrow c_{sub} = 1,17 \times 10^3 \frac{J}{kg \cdot ^\circ C}$$

# Massa molar

- O mol (ou número de Avogrado) vale  $6,02 \times 10^{23}$
- 1 mol de moléculas de uma substância representa  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas dessa substância
- A massa molar  $M$  de uma substância é o valor da massa de 1 mol da substância.
- Por exemplo:
  - 1 mol de água tem massa de 18,0 g.
  - Isso quer dizer que se ‘separarmos’  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de água, a massa dessa água será 18,0 g.
  - Dizemos então que a massa molar da água é 18,0 g/mol
- Cálculo da massa molar

$$M = \frac{m}{n}$$

$M$  -> massa molar (kg/mol)

$m$  -> massa da amostra (kg)

$n$  -> número de moles na amostra

# Calor em unidades molares

- A quantidade de calor trocada em unidades molares será expressa por:

$$Q = n \cdot C \cdot \Delta T$$

- Onde
  - Q -> quantidade de calor (J ou cal)
  - n -> número de moles
  - C -> Calor específico molar (J/mol.K, ou cal/mol.K)

# Calor específico molar

- O calor específico pode ser expresso por moles, ao invés de por unidades de massa

| Substância                   | Calor específico, $c$ (J/kg · K) | Massa molar, $M$ (kg/mol) | Calor específico molar, $C$ (J/mol · K) |
|------------------------------|----------------------------------|---------------------------|---|
| Alumínio                     | 910                              | 0,0270                    | 24,6                                    |
| Berílio                      | 1970                             | 0,00901                   | 17,7                                    |
| Cobre                        | 390                              | 0,0635                    | 24,8                                    |
| Álcool etílico               | 2428                             | 0,0461                    | 111,9                                   |
| Glicol de etileno            | 2386                             | 0,0620                    | 148,0                                   |
| Gelo (0 °C)                  | 2100                             | 0,0180                    | 37,8                                    |
| Ferro                        | 470                              | 0,0559                    | 26,3                                    |
| Chumbo                       | 130                              | 0,207                     | 26,9                                    |
| Mármore (CaCO <sub>3</sub> ) | 879                              | 0,100                     | 87,9                                    |
| Mercúrio                     | 138                              | 0,201                     | 27,7                                    |
| Sal (NaCl)                   | 879                              | 0,0585                    | 51,4                                    |
| Prata                        | 234                              | 0,108                     | 25,3                                    |
| Água (líquida)               | 4190                             | 0,0180                    | 75,4                                    |

- O que é possível concluir se compararmos a prata com o alumínio?
- Que o calor específico não varia muito, se a quantidade de moléculas for a mesma

## Exemplo

- Uma amostra de 5 moles de cobre recebe uma quantidade de calor de  $1,25 \times 10^4$  J. Qual será a elevação da temperatura, supondo que não haja perda de calor?

$$C_{\text{cobre}} = 24,8 \text{ J / mol} \cdot \text{K}$$

$$Q = n \cdot C \cdot \Delta T \Rightarrow 1,25 \times 10^4 = 5 \cdot 24,8 \cdot \Delta T$$

$$\Delta T = \frac{1,25 \times 10^4}{5 \cdot 24,8} \Rightarrow \Delta T = 101^\circ \text{C}$$

## Resolução (cont.)

- O mesmo problema poderia ter sido resolvido assim:

Massa da amostra de cobre:

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = M \cdot n$$

$$m = 0,0635 \cdot 5 \Rightarrow m = 0,318 \text{ kg}$$

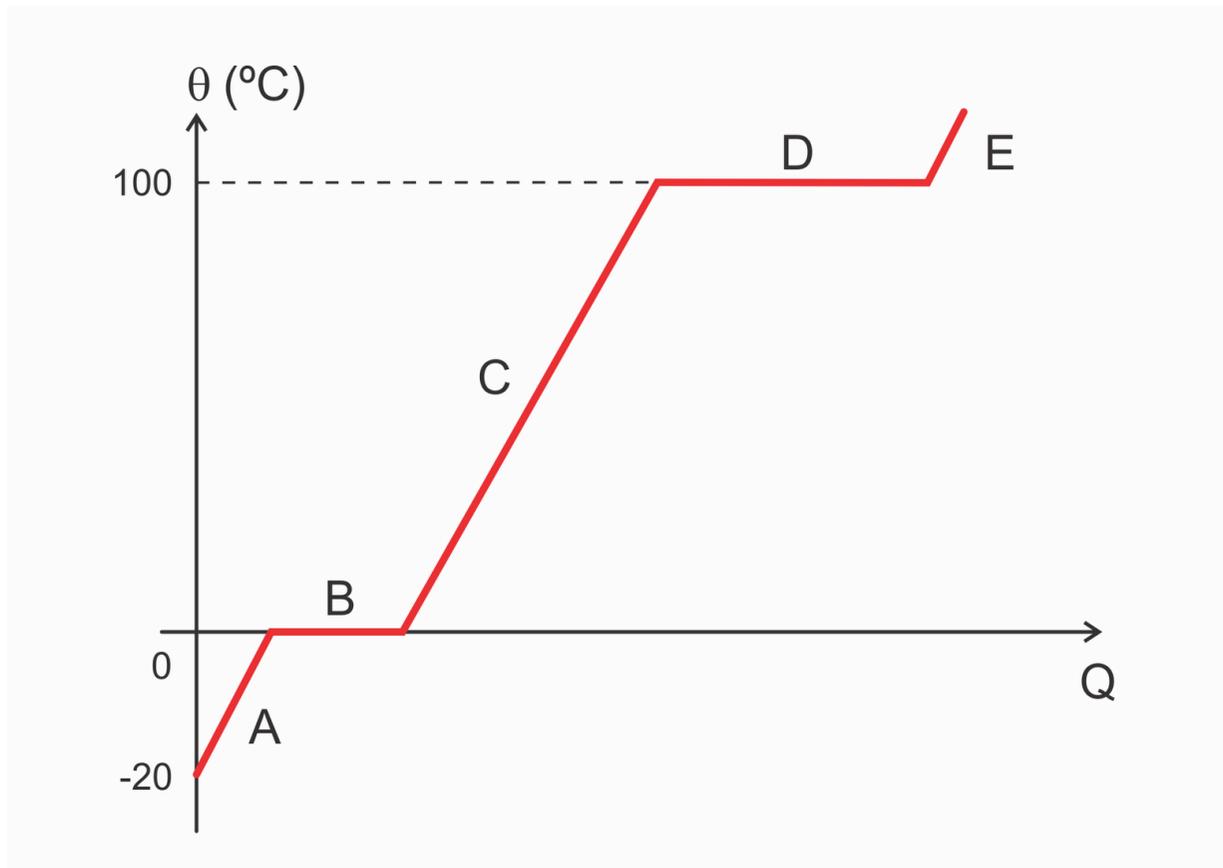
Calor específico do cobre  $\Rightarrow c = 390 \text{ J / kg}^\circ\text{C}$

Portanto:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{m \cdot c} \Rightarrow \Delta T = \frac{1,25 \times 10^4}{0,318 \cdot 390} \Rightarrow \Delta T = 101^\circ\text{C}$$

# Calor latente

- Vimos que durante a mudança de fase não há mudança de temperatura, mas há mudança na quantidade de calor



# Calor latente

- A quantidade de calor necessária para a mudança de fase (L) depende do calor de fusão e do calor de vaporização

| Substância     | Ponto de fusão normal |         | Calor de fusão,<br>$L_f$ (J/kg) | Ponto de ebulição normal |         | Calor de vaporização,<br>$L_v$ (J/kg) |
|----------------|-----------------------|---------|---------------------------------|--------------------------|---------|---------------------------------------|
|                | K                     | °C      |                                 | K                        | °C      |                                       |
| Hélio          | *                     | *       | *                               | 4,216                    | -268,93 | $20,9 \times 10^3$                    |
| Hidrogênio     | 13,84                 | -259,31 | $58,6 \times 10^3$              | 20,26                    | -252,89 | $452 \times 10^3$                     |
| Nitrogênio     | 63,18                 | -209,97 | $25,5 \times 10^3$              | 77,34                    | -195,8  | $201 \times 10^3$                     |
| Oxigênio       | 54,36                 | -218,79 | $13,8 \times 10^3$              | 90,18                    | -183,0  | $213 \times 10^3$                     |
| Álcool etílico | 159                   | -114    | $104,2 \times 10^3$             | 351                      | 78      | $854 \times 10^3$                     |
| Mercurio       | 234                   | -39     | $11,8 \times 10^3$              | 630                      | 357     | $272 \times 10^3$                     |
| Água           | 273,15                | 0,0     | $334 \times 10^3$               | 373,15                   | 100,0   | $2256 \times 10^3$                    |
| Enxofre        | 392                   | 119     | $38,1 \times 10^3$              | 717,75                   | 444,60  | $326 \times 10^3$                     |
| Chumbo         | 600,5                 | 327,3   | $24,5 \times 10^3$              | 2023                     | 1750    | $871 \times 10^3$                     |
| Antimônio      | 903,65                | 630,50  | $165 \times 10^3$               | 1713                     | 1440    | $561 \times 10^3$                     |
| Prata          | 1233,95               | 960,80  | $88,3 \times 10^3$              | 2466                     | 2193    | $2336 \times 10^3$                    |
| Ouro           | 1336,15               | 1063,0  | $64,5 \times 10^3$              | 2933                     | 2660    | $1578 \times 10^3$                    |
| Cobre          | 1356                  | 1083    | $134 \times 10^3$               | 1460                     | 1187    | $5069 \times 10^3$                    |

- A quantidade de calor trocado durante a mudança de fase será dada por:

$$Q = \pm m \cdot L$$

- Onde
  - Q -> quantidade de calor (cal ou J)
  - m -> massa em mudança de fase (g ou kg)
  - L -> calor latente de fusão ou de vaporização (cal/kg ou J/kg)

# Exemplo

- Qual a quantidade de calor necessária para fundir 5 kg de cobre?

$$Q = 5 \cdot 134 \times 10^3$$

$$Q = 6,70 \times 10^5 \text{ J}$$

$$Q = \frac{6,70 \times 10^5}{4,18} = 1,6 \times 10^5 \text{ cal}$$

# Exemplo

**VARIAÇÃO DE TEMPERATURA COM TRANSIÇÃO DE FASE** Uma estudante de física deseja resfriar 0,25 kg de Coca-Cola *Diet* (constituída, em sua maior parte, por água), inicialmente a uma temperatura de 25 °C, adicionando gelo a -20 °C. Qual quantidade de gelo que ela deve usar para que a temperatura final seja igual a 0 °C, sabendo que todo gelo se funde e que o calor específico do recipiente pode ser desprezado?

# Resolução

Calor a ser removido da coca-cola

$$Q_{coca} = m_{coca} \cdot c_{coca} \cdot \Delta T_{coca}$$

$$Q_{coca} = 0,25 \cdot 4190 \cdot (0 - 25)$$

$$Q_{coca} = -26.000 \text{ J}$$

Calor a ser fornecido ao gelo enquanto sólido (sensível)

$$Q_{1gelo} = m_{gelo} \cdot c_{gelo} \cdot \Delta T_{gelo}$$

$$Q_{1gelo} = m_{gelo} \cdot 2100 \cdot (0 - (-20))$$

$$Q_{1gelo} = 42.000 m_{gelo}$$

Calor a ser fornecido ao gelo para fundir (latente)

$$Q_{2gelo} = m_{gelo} \cdot L_{fusão}$$

$$Q_{2coca} = m_{gelo} \cdot 3,34 \times 10^5 = 334000 m_{gelo}$$

# Resolução

A soma das quantidades de calor trocados deve ser zero:

$$Q_{coca} + Q_{1gelo} + Q_{2gelo} = 0$$

$$-26.000 + 42.000m_{gelo} + 334000m_{gelo} = 0$$

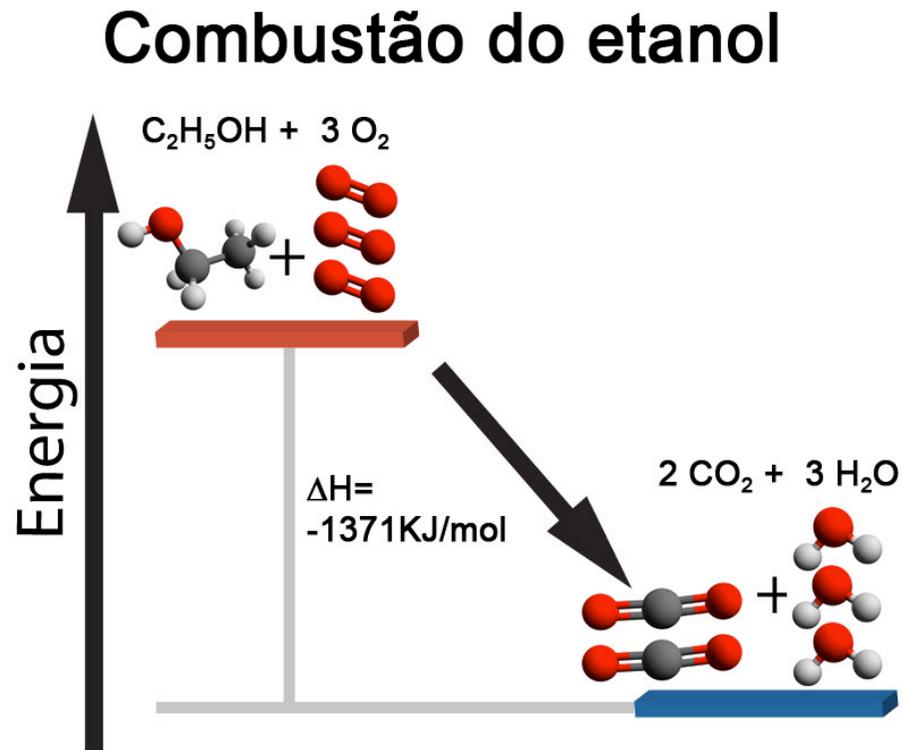
$$42.000m_{gelo} + 334000m_{gelo} = 26.000$$

$$376.000m_{gelo} = 26.000$$

$$m_{gelo} = \frac{26.000}{376.000} = 0,069 \text{ kg}$$

# Calor de combustão

- Durante a combustão, a energia armazenada nas molécula da substância é liberada



# Calor de combustão

- Cada tipo de combustível apresenta um poder calorífico

| COMBUSTÍVEL                | PODER CALORÍFICO |            |
|----------------------------|------------------|------------|
|                            | em kJ/kg         | em kcal/kg |
| Gás liqüefeito de petróleo | 49030            | 11730      |
| Gasolina isenta de álcool  | 46900            | 11220      |
| Gasolina com 20% de álcool | 40546            | 9700       |
| Óleo diesel                | 44851            | 10730      |
| Carvão                     | 28424            | 6800       |
| Lenha                      | 10550            | 2524       |
| Álcool combustível         | 27200            | 6507       |

- A quantidade de calor liberado será dada por:

$$Q = m \cdot L_c$$

## Exemplo

**COMBUSTÃO, VARIAÇÃO DE TEMPERATURA E TRANSIÇÃO DE FASE** Em um fogareiro a gasolina para acampamentos, 30% da energia liberada na queima do combustível é usada para aquecer a água na panela. Para aquecermos 1,0 L (1,0 kg) de água desde 20 °C até 100 °C e fazer a vaporização de 0,25 kg, que quantidade de gasolina é necessário queimar?

# Resolução

Calor necessário para aquecer a água:

$$Q_{aq} = m \cdot c \cdot \Delta T \Rightarrow Q_{aq} = 1,0 \cdot 4190 \cdot 80 \Rightarrow Q_{aq} = 3,35 \times 10^5 \text{ J}$$

Calor necessário para vaporizar a água:

$$Q_{vp} = m \cdot L_v \Rightarrow Q_{vp} = 1,0 \cdot 2,256 \times 10^6 \Rightarrow Q_{vp} = 5,64 \times 10^5 \text{ J}$$

Calor total necessário:

$$Q = Q_{aq} + Q_{vp} = 3,35 \times 10^5 + 5,64 \times 10^5 = 8,99 \times 10^5 \text{ J}$$

Quantidade líquida de gasolina (30% do total):

$$Q = m \cdot L_c \Rightarrow m = \frac{Q}{L_c} \Rightarrow m = \frac{8,99 \times 10^5}{4,1 \times 10^7} \Rightarrow m = 2,2 \times 10^{-2} \text{ kg}$$

Quantidade bruta (100%):

$$Q_t = \frac{2,2 \times 10^{-2}}{0,3} = 7,3 \times 10^{-2} \text{ kg} \Rightarrow m = 73 \text{ g}$$