

BCJ0205-15

# Fenômenos Térmicos

**Prof. Paramita Barai**

**Modulo 3: Energia em Processos Térmicos:  
a Primeira Lei da Termodinâmica**

Capítulo 17 do livro texto  
(Princípios de Física, Serway, Vol. 2)

Unidades 17.1, 17.2, 17.3 (páginas 159-167)

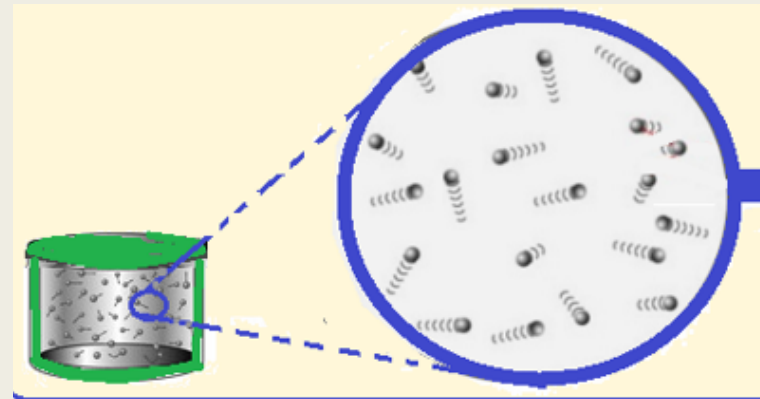
# 3.1 – Calor e Energia Interna

- James Prescott Joule (1818-1889) era um físico inglês
    - *Realizou experimentos mostrando que a energia pode entrar ou sair de um sistema por meio do calor e do trabalho.*
  - A energia interna pode ser transformada em energia mecânica, e vice-versa.
- Lei da conservação de energia → Primeira lei da termodinâmica.

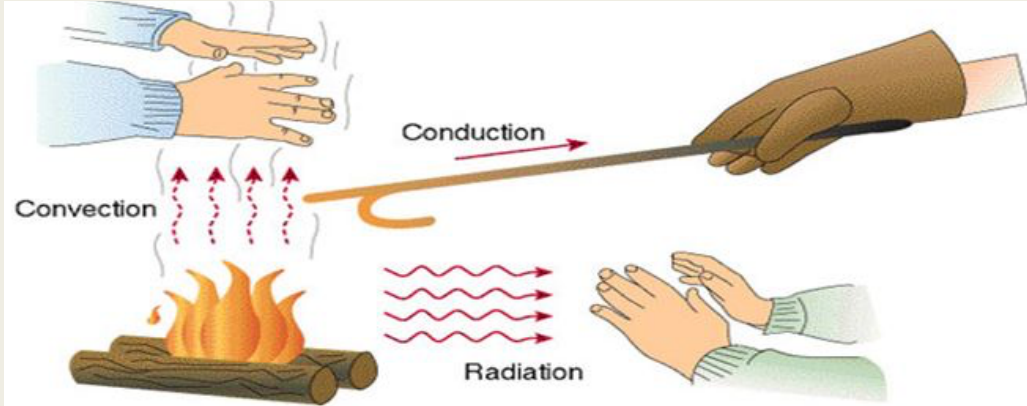
❖ Energia Interna ( $E_{int}$ ) é a energia associada aos átomos e moléculas de um sistema, quando vista de um quadro de repouso em relação ao sistema.

- *$E_{int}$  inclui a energia cinética e potencial do movimento translacional, rotacional e vibracional dos átomos e moléculas do sistema, e a energia potencial intermolecular.*

- Gás ideal monoatômico:  $E_{int}$  = energia cinética translacional total dos átomos.
- Gás diatômicos e poliatômicos:  $E_{int}$  também inclui outras formas de energia molecular:
  - *Energia cinética rotacional*
  - *Energia cinética e potencial associada às vibrações das moléculas.*



# Calor



- ❖ Calor é um mecanismo pelo qual a energia é transferida entre um sistema e seu ambiente devido à diferença de temperatura entre eles.
  - ✓ *Calor = a quantidade de energia  $Q$  transferida por este mecanismo.*



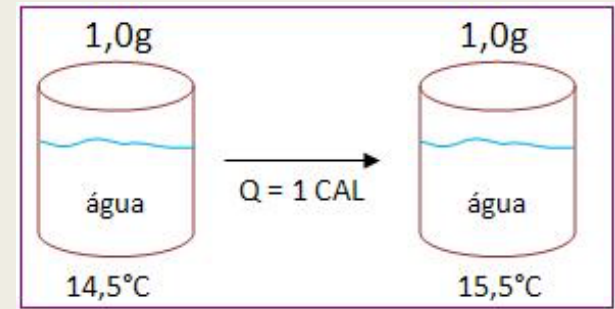
- Água fervente em contato com uma chama de gás:
  - *A energia entra na água pelo calor dos gases quentes da chama.*
  - *A energia interna da água aumenta como resultado.*
    - Água não tem mais calor com o passar do tempo.

- *Devemos usar o termo calor apenas quando alguma energia foi transferida como resultado de uma diferença de temperatura.*

# Unidades de Calor

- Antes de 1948, o calor era definido em termos das variações de temperatura que ele produzia em um corpo.

- Unidade do calor = Caloria = [ cal ]

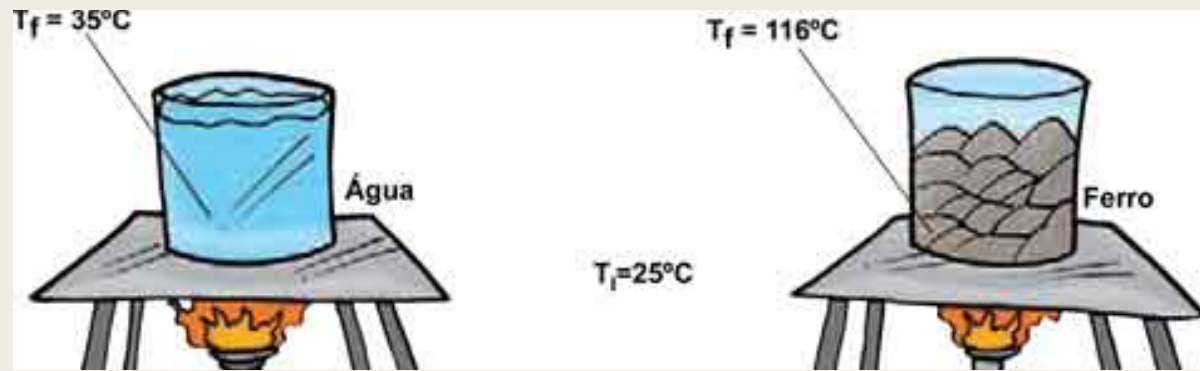


- Caloria (cal) foi = Quantidade de energia transferida necessária para elevar a temperatura de 1 g de água de 14,5 °C para 15,5 °C.
- Unidade térmica britânica (*Btu*), foi = Quantidade de energia transferida necessária para elevar a temperatura de 1 lb de água de 63 °F para 64 °F.

- ✓ Em 1948, os cientistas concordaram que o calor (e trabalho) mede a transferência de energia.
- ✓ Então, o calor deve ter a mesma unidade da energia = Joule.
- ✓ Esta definição do calor é conhecida como o **Equivalente Mecânico do Calor**.

$$1 \text{ cal} \equiv 4,186 \text{ J}$$

# 3.2 - Calor Específico



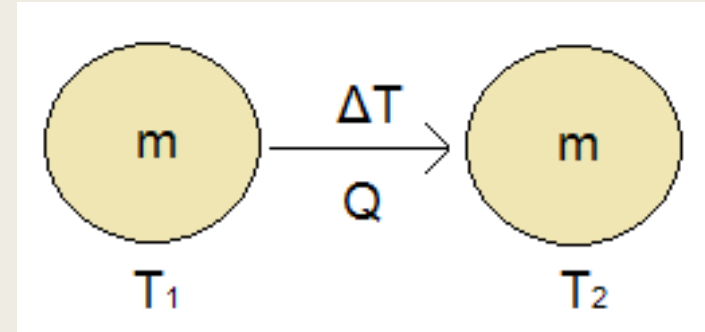
- Cada material precisa de uma quantidade única de energia por unidade de massa para alterar sua temperatura em 1 °C.
- Se a energia =  $Q$  seja transferida para uma massa =  $m$ , mudando a temperatura do material por  $\Delta T$ .
- Calor específico =  $c$  do material é definido.
- As unidades de calor específicas são
  - [ J kg<sup>-1</sup> °C<sup>-1</sup> ]
  - [ cal kg<sup>-1</sup> °C<sup>-1</sup> ]
- A Tabela lista os valores de  $c$  (calor específicos) para substâncias diferentes.

$$c \equiv \frac{Q}{m \Delta T}$$

SUBSTÂNCIA	CALOR ESPECÍFICO (cal/g°C)
Água	1,00
Gelo	0,50
Alumínio	0,21
Areia	0,20
Vidro	0,16
Aço	0,10
Ouro	0,03

# Calor Específico

- Energia transferida =  $Q$  , massa =  $m$  ,  
Variação de temperature =  $\Delta T = T_2 - T_1$
- Quando  $T$  aumenta ( $T_2 > T_1$ )  $\rightarrow \Delta T$  e  $Q$  são considerados positivos.  
*-Energia flui para o sistema.*
- Quando  $T$  diminui ( $T_2 < T_1$ )  $\rightarrow \Delta T$  e  $Q$  negativos.  
*-Energia flui para fora do sistema.*



$$Q = m c \Delta T$$

- Água tem um calor específico maior do que outras substâncias comuns.
- Isso explica o fluxo de ar na praia.
- Dia: Sol adiciona a mesma  $Q$  à areia e à água, mas  $c_{\text{areia}} < c_{\text{água}} \rightarrow T_{\text{areia}} > T_{\text{água}}$ 
  - Ar frio mais denso empurra o ar quente menos denso para cima  $\rightarrow$  uma brisa que sopra do oceano para a terra.
- Noite: circulação é revertido, pois o ar mais quente agora está sobre a água.

# Calorimetria

## ❖ Técnica para medir o calor específico de um material:

- 1) Elevar a temperatura do material para um valor mais alto.
- 2) Colocá-la em um **recipiente contendo água** de massa e temperatura conhecidas.
- 3) Medir a temperatura da combinação após o equilíbrio térmico ser alcançado.

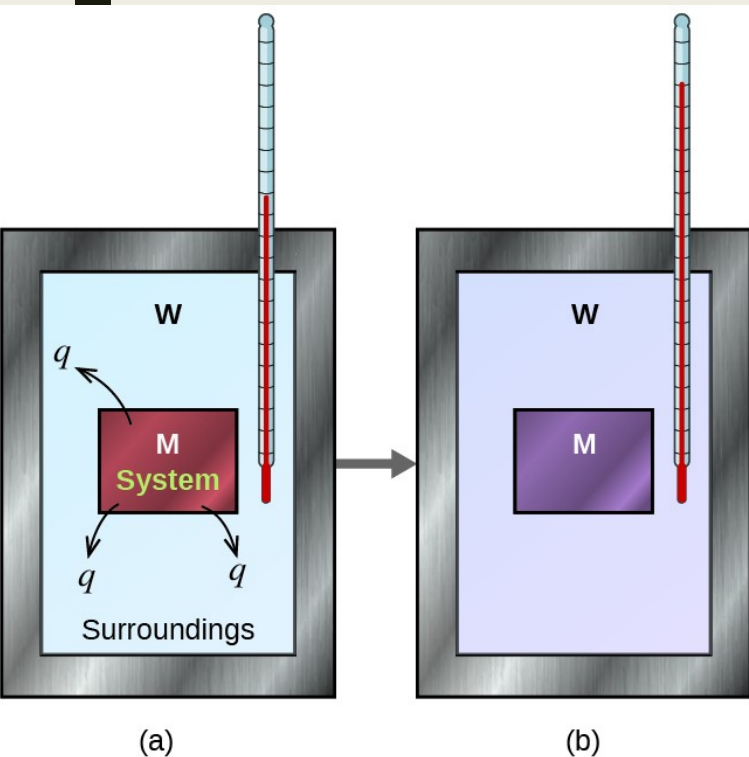


Figura (a) = Uma amostra quente colocada em água fria.

- Sistema = o Material + a Água
- O recipiente deve ser um bom isolante.
  - Nenhuma energia sai do sistema.
  - Usar o modelo de sistema isolado.
- Um recipiente que possui essa propriedade é chamado de calorímetro.
- A análise realizada com esse recipiente é chamada de calorimetria.
- Figura (b)
  - Há transferência de energia por calor da amostra quente para a água fria,
  - Até que ambos atinjam a mesma temperatura.

# Calorimetria

- Princípio de conservação de energia para o sistema isolado → a energia que sai pelo calor do material mais aquecida = a energia que entra na água.

$$Q_{\text{frio}} = - Q_{\text{quente}}$$

- Se,  $T$  = temperatura de equilíbrio térmico final.

- Energia ganha pela água:

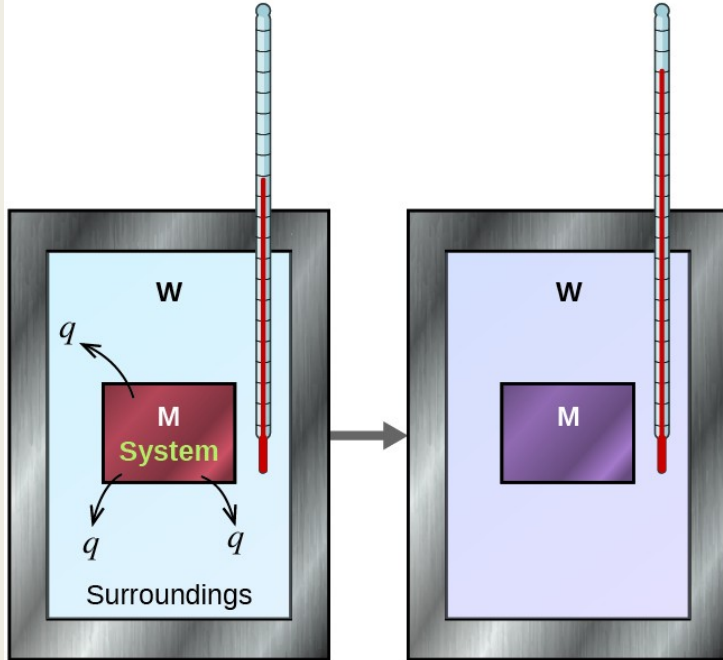
$$Q_{\text{frio}} = m_w c_w (T - T_w)$$

- Energia perdida pelo material:

$$Q_{\text{quente}} = m_x c_x (T - T_x)$$

$$m_w c_w (T - T_w) = - m_x c_x (T - T_x)$$

- Esta equação pode ser resolvida para o calor específico desconhecido  $c_x$



(a)

(b)

## ➤ Propriedades do material quente:

- $m_x$  = massa,
- $c_x$  = Calor específico (desconhecido),
- $T_x$  = Temperatura inicial.

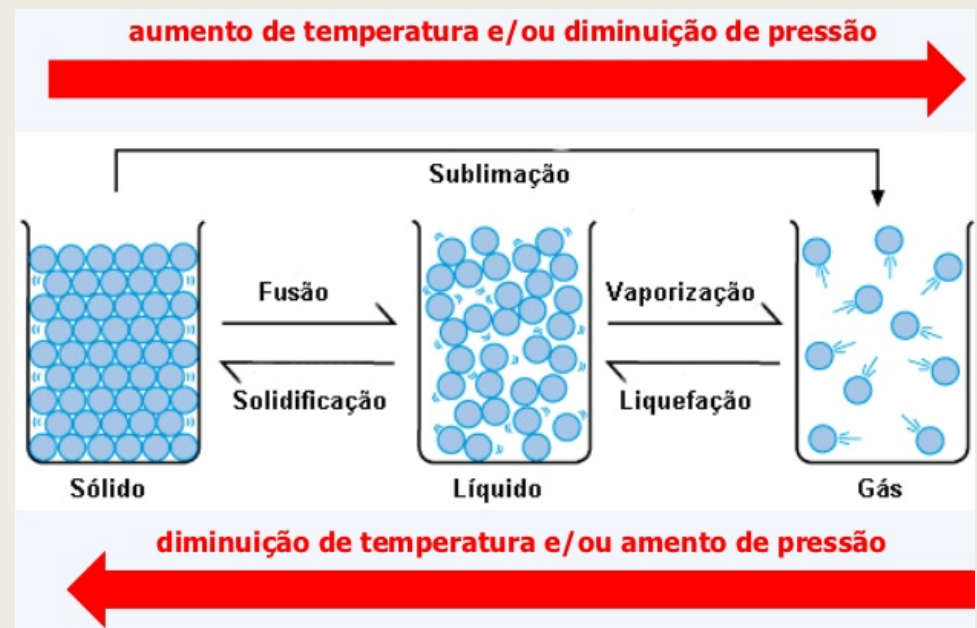
## ➤ Propriedades da água

- $m_w$  = massa,
- $c_w$  = Calor específico,
- $T_w$  = Temperatura inicial.



(3.3)

# Mudança de Fase



- Quando a energia é transferida entre um material e seus arredores:
  - O material pode variar em temperatura.
  - **Mudança de Fase** : variação na energia interna do sistema, sem alterar sua temperatura,
    - de sólido para líquido (Derretimento)
    - de líquido para gasoso (Ebulição)
      - Ruptura das ligações moleculares conforme o material se transforma do estado líquido para o estado gasoso, com aumento da energia potencial intermolecular.
    - Mudança na estrutura cristalina de um sólido.

# 3.3 – Calor Latente



■ Quantidade de energia transferida durante a mudança de fase depende da quantidade do material envolvida.

■ Material de fase mais alta = em uma **T** mais alta.

- Sistema de água + gelo → água é o material da fase mais alta.
- Sistema de vapor + água → vapor é o material da fase mais alta.

■ Considere um sistema de água + gelo (duas fases diferentes em equilíbrio do mesmo material).

- Massa inicial da água =  $m_i$
- Energia =  $Q$  entre no sistema.
- Massa final da água =  $m_f$  (derretimento de parte do gelo).
- Massa de gelo que derreteu,  $\Delta m = m_f - m_i$

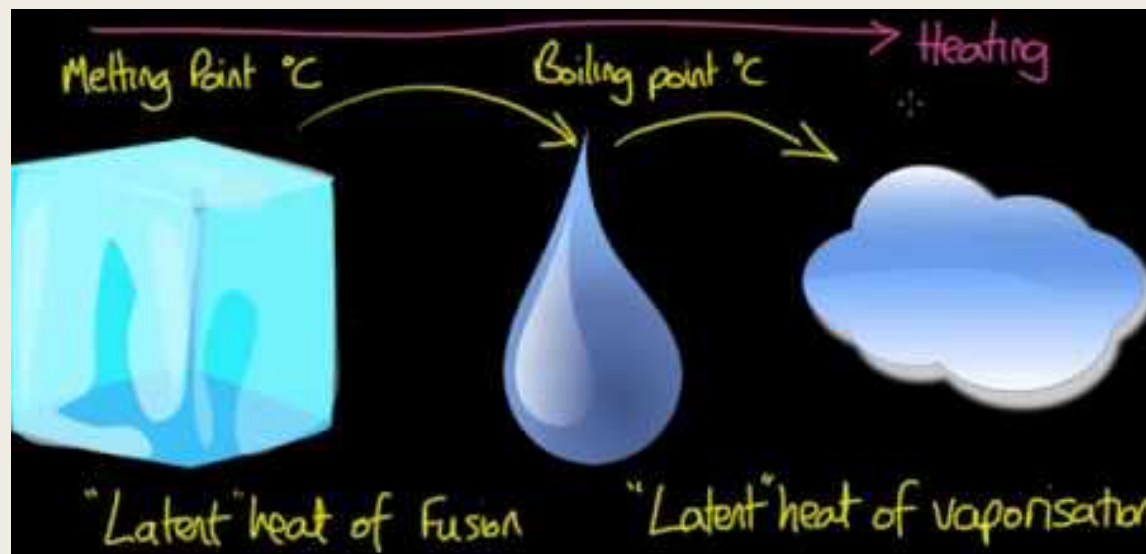
■ Calor Latente para esta mudança de fase =  $L$

- *Essa energia adicionada ou removida não resulta em uma mudança na temperatura.*

$$L \equiv \frac{Q}{\Delta m}$$

# Calor Latente

$$Q = L \Delta m$$



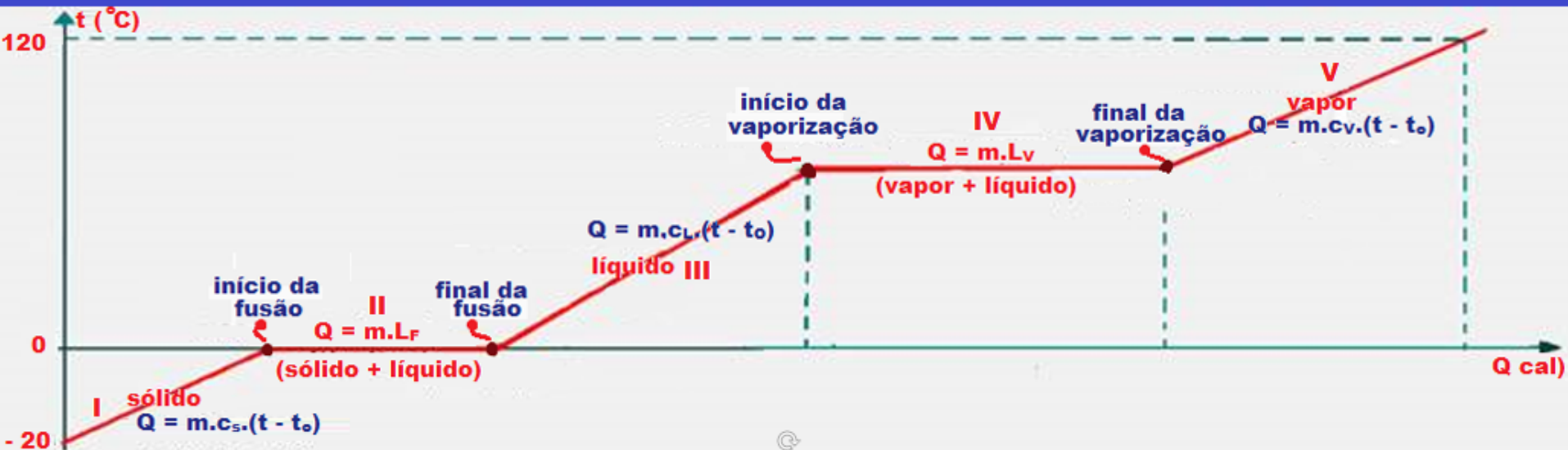
- Energia necessária para mudar a fase de uma substância pura =  $Q$ 
  - com,  $\Delta m =$  *Mudança na massa do material da fase mais alta.*
- **Calor Latente de Fusão,  $L_f$**  = mudança de fase é de sólido para líquido.
- **Calor Latente de Vaporização,  $L_v$**  = mudança de fase de líquido para gasoso.
- Quando a energia entra em um sistema, causando sua fusão ou vaporização, a quantidade de material de fase mais alta aumenta.
  - $\Delta m$  e  $Q$  são positivos.
- Quando a energia é extraída de um sistema, causando congelamento ou condensação, a quantidade de material de fase mais alta diminui.
  - $\Delta m$  e  $Q$  são negativos.

**TABELA 17.2 | Calores latentes de fusão e vaporização**

Substância	Ponto de fusão (°C)	Calor latente de fusão (J/kg)	Ponto de ebulição (°C)	Calor latente de vaporização (J/kg)
Hélio <sup>a</sup>	-272,2	$5,23 \times 10^3$	-268,93	$2,09 \times 10^4$
Oxigênio	-218,79	$1,38 \times 10^4$	-182,97	$2,13 \times 10^5$
Nitrogênio	-209,97	$2,55 \times 10^4$	-195,81	$2,01 \times 10^5$
Álcool etílico	-114	$1,04 \times 10^5$	78	$8,54 \times 10^5$
Água	0,00	$3,33 \times 10^5$	100,00	$2,26 \times 10^6$
Enxofre	119	$3,81 \times 10^4$	444,60	$3,26 \times 10^5$
Chumbo	327,3	$2,45 \times 10^4$	1 750	$8,70 \times 10^5$
Alumínio	660	$3,97 \times 10^5$	2 450	$1,14 \times 10^7$
Prata	960,80	$8,82 \times 10^4$	2 193	$2,33 \times 10^6$
Ouro	1 063,00	$6,44 \times 10^4$	2 660	$1,58 \times 10^6$
Cobre	1 083	$1,34 \times 10^5$	1 187	$5,06 \times 10^6$

<sup>a</sup>Hélio não solidifica na pressão atmosférica. Portanto, seu ponto de fusão é dado sob a condição de que a pressão seja 2,5 MPa.

# Temperatura versus Energia adicionada quando o gelo inicialmente a $-20^{\circ}\text{C}$ é convertido em vapor a $120^{\circ}\text{C}$



- Quantidades de Energia adicionadas em cada parte do gráfico :

$$Q \text{ (I)} = m c_s \Delta T_s$$

$$Q \text{ (II)} = m L_F$$

$$Q \text{ (III)} = m c_L \Delta T_L$$

$$Q \text{ (IV)} = m L_V$$

$$Q \text{ (V)} = m c_V \Delta T_V$$