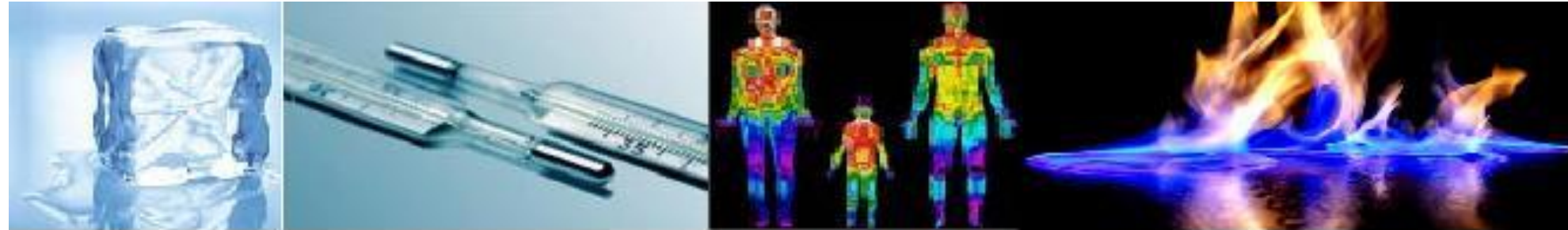


Física 2 – Ciências Moleculares



Caetano R. Miranda **AULA 29 – 22/05/2024**

crmiranda@usp.br



A NATUREZA DO CALOR

Temperatura e Calor ?



Temperatura vs Calor

Temperatura

- Depende do estado físico do material
- Alteramos a temperatura de um corpo fornecendo ou retirando calor
- Ao dividir o corpo em dois eles tem a mesma temperatura
- Relacionado com a energia interna do sistema

Calor

- Refere-se a uma transferência de energia de um corpo em relação ao outro
 - Ao dividir o corpo em dois, para aumentar a temperatura de ambos devemos fornecer a metade da energia fornecida ao corpo inteiro
-

O equivalente mecânico do calor

No curso de Física I, vimos que se uma força de atrito está presente em um sistema mecânico, alguma energia mecânica é perdida



Atrito → Força não conservativa → Energia mecânica não é conservada

A energia mecânica não é perdida, mas transformada em energia interna.

Ex. **Martele um prego**. Para onde foi a energia cinética do martelo quando terminamos de fixar o prego? → Parte se transformou em energia interna já que podemos sentir que o prego está mais quente.

O experimento que mostrou a conexão entre energias mecânica e interna foi elaborado por Joule

Equipamento original – Science Museum - London



During the mid-1800s, many scientists accepted the caloric theory of heat, which considered heat to be a fluid that could neither be created nor destroyed and which flowed from warm bodies to cold ones.

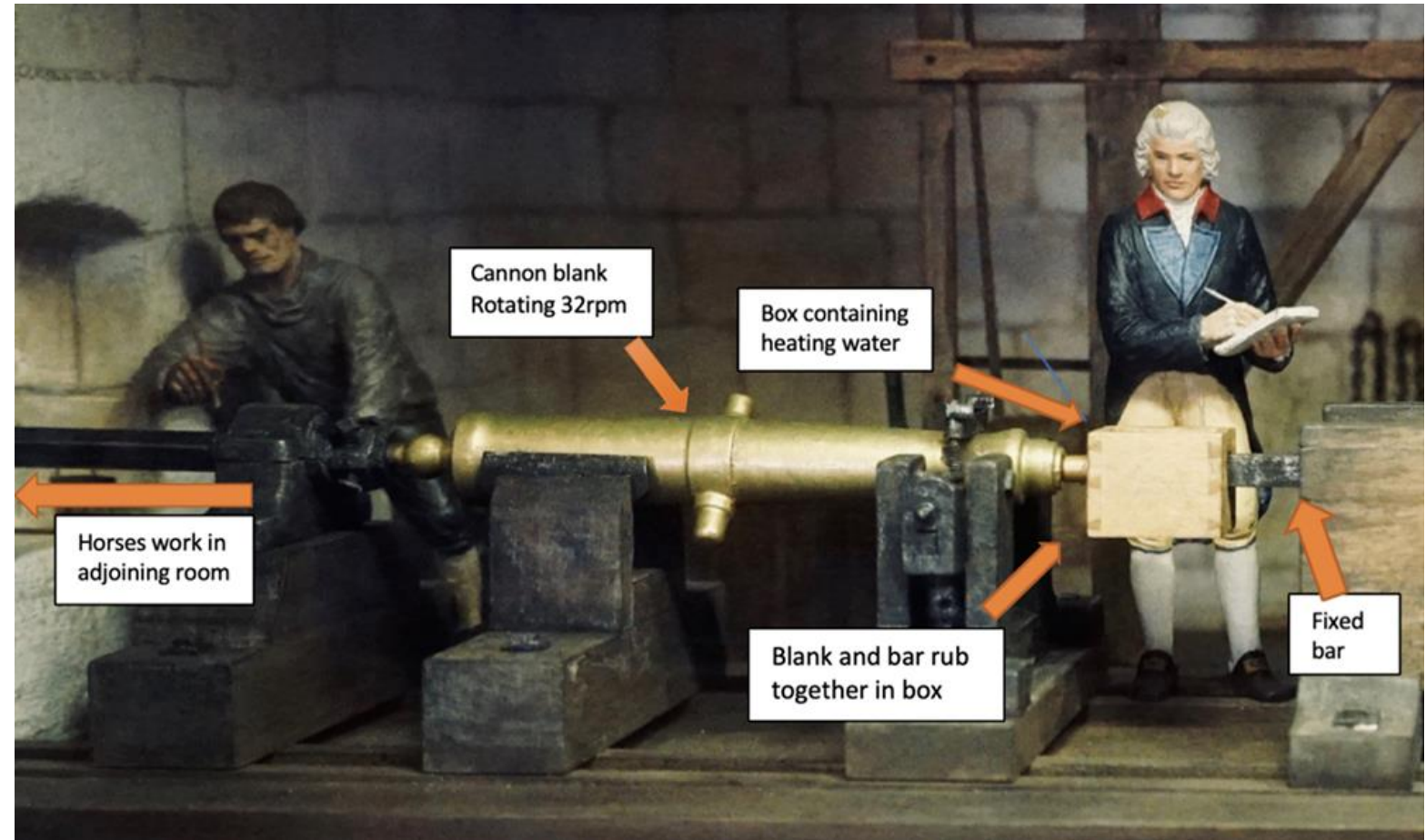
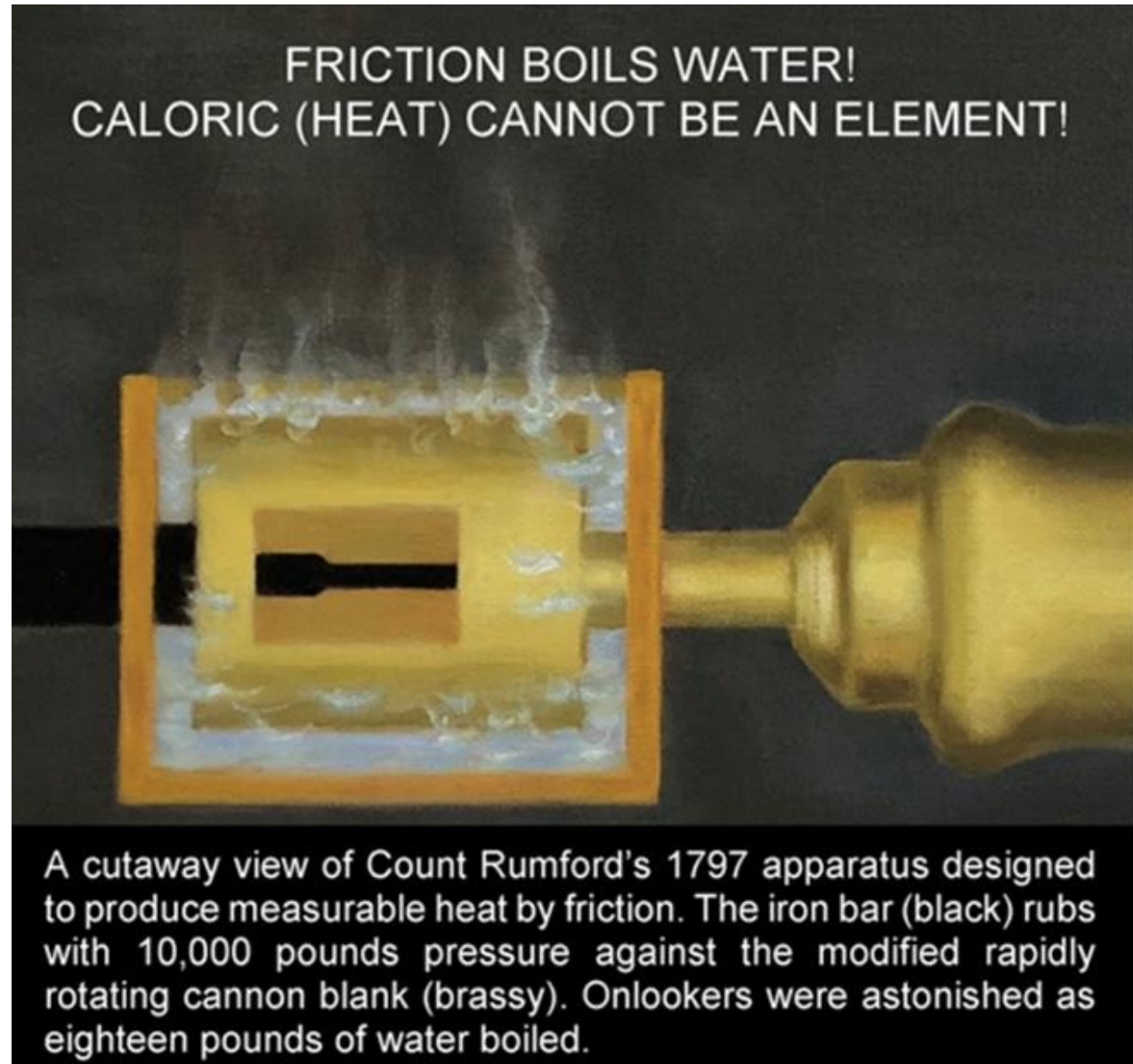
But an obscure home-schooled brewer's son in the north of England, James Prescott Joule, was impressed by the celebrated cannon-boring experiments of Count Rumford, which showed that heat could be created continuously by the mechanical work of boring a cannon.

He recognized that Rumford's discovery needed to be quantified by an experimental determination of the mechanical equivalent of heat. Thus, this unlikely physicist, who had never had adult instruction or a single course in physics, began his careful experiments that would change the physics of energy.

These experiments became the foundation of the First Law of Thermodynamics, the principle of conservation of energy, and the support of much of the energy technology of modern life.

American Physical Society

Da onde Joule tirou a idéia ?



Da onde Joule tirou a idéia ?

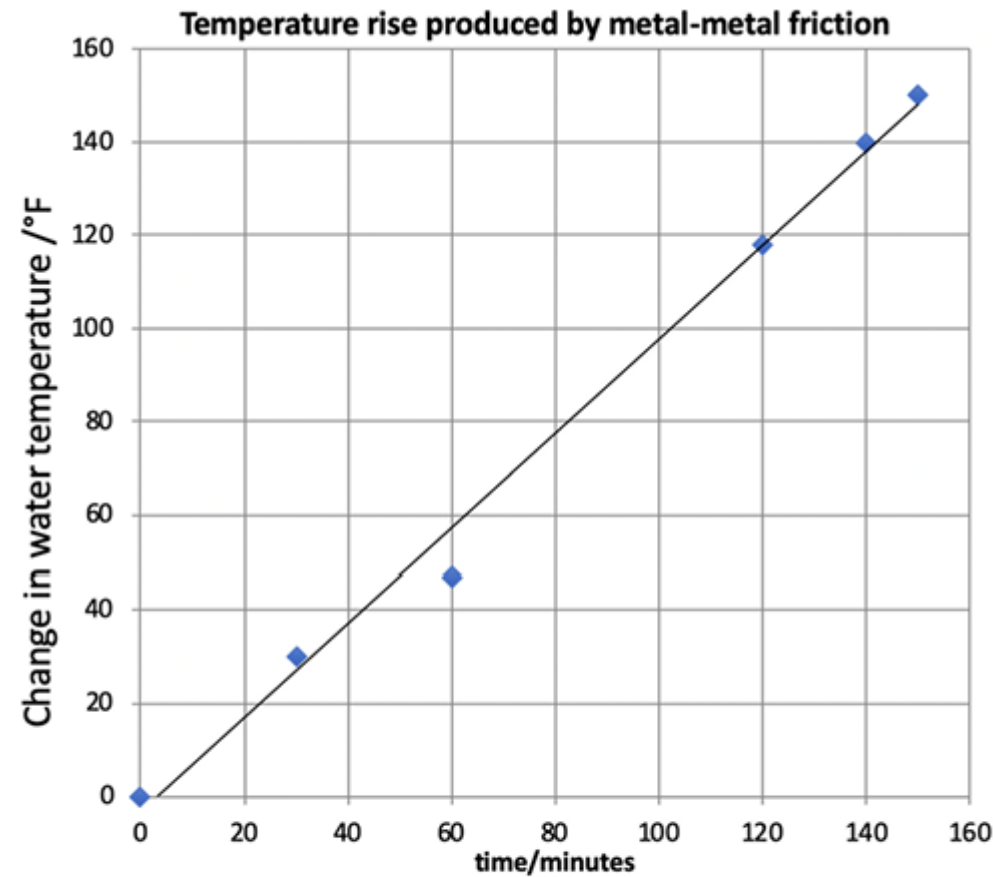


Figure 4. Plot of Rumford's data as contents of the box in the setup in Figure 3 was heated from 60–210 °F. $r^2 = 0.99$. Box, water, iron bar, and cannon blank in Figure 3 were all initially at 60 °F, the y-axis origin.

He mused after the experiment, “What is heat?—Is there any such thing as an *igneous fluid*?—Is there anything that can with propriety be called *caloric*?” Further, he said, “It appears to me extremely difficult, if not quite impossible to form any distinct idea of anything capable of being excited, and communicated in the manner the heat was excited and communicated in these experiments, except it be MOTION.”

Joule, writing in 1843, indicated (ref 4, p 157):

“We shall be obliged after all, to admit that Count Rumford was right in attributing the heat evolved by boring cannon to friction, and not...to any change in the capacity of the metal.” This late acknowledgment was because (ref 4, p 302) “[T]he scientific world, preoccupied with the hypothesis that heat is a substance...almost unanimously denied the possibility of generating heat in this way.”

Joule's experimental work, carried out over four decades after Rumford's, was informed by the later period's clearer understanding of energy. By 1843, after calculating several values for the MEH in varied and ingenious experiments,¹¹ he finally announced (ref 4, p 204): “I may therefore conclude that the existence of an equivalent relation between heat and the ordinary forms of mechanical power is proved.”

Experimento de Joule

Um container isolado termicamente contem água.

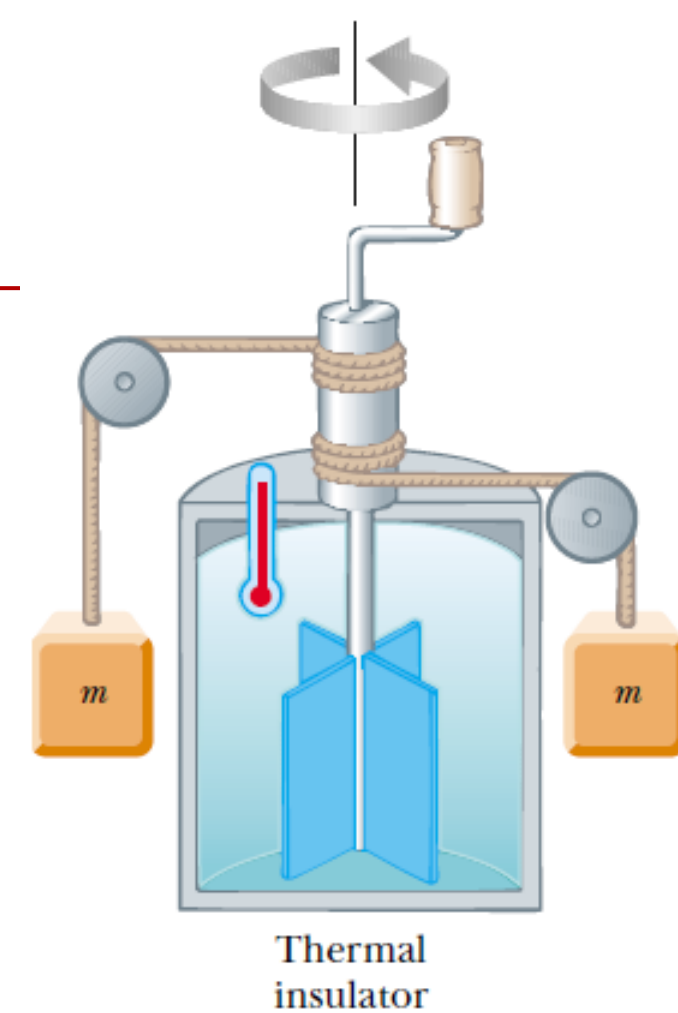
Trabalho é realizado sobre a água através das pás cuja velocidade constante é controlada através da queda de dois blocos pesados.

Atrito entre as pás e a água -> aumento da temperatura da água.

- A perda da energia potencial associada aos blocos ($2mgh$) é igual ao trabalho das pás sobre a água, que aumenta a energia interna da água
- Joule demonstrou que o decréscimo da energia mecânica era proporcional ao produto massa \times o aumento de temperatura da água.
- A constante de proporcionalidade é dada por

*Equivalente
mecânico do calor*

$$1 \text{ cal} = 3.968 \times 10^{-3} \text{ Btu} = 4.1868 \text{ J.}$$



Conversão

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

$$1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal} = 4186 \text{ J}$$

$$1 \text{ Btu} = 778 \text{ ft.lb} = 252 \text{ cal} = 1055 \text{ J}$$

A absorção de calor por sólidos e líquidos

Capacidade Térmica

Se um objeto cuja temperatura inicial é T_i absorve um quantidade de calor Q , sua temperatura aumenta para o valor T_f de acordo com a equação

$$Q = C \Delta T = C(T_f - T_i), \quad (18-13)$$

A constante de proporcionalidade C é conhecida como capacidade térmica

A capacidade térmica é medida em unidades de energia por grau ou energia por kelvin

Ex: (pedra de mármore: 179 cal/°C ou 179 cal/K ou 749 J/K)

Calor específico

- **Fato observável 1:** Quando aquecemos a água para fazer uma xícara de café, é necessário o dobro da quantidade de calor para fazer duas xícaras.



Calor específico

- **Fato observável 1:** Quando aquecemos a água para fazer uma xícara de café, é necessário o dobro da quantidade de calor para fazer duas xícaras.
- **Fato observável 2:** Verifica-se que a quantidade de calor para elevar a temperatura de uma xícara de água é proporcional a diferença de temperaturas.



Calor específico

- **Fato observável 1:** Quando aquecemos a água para fazer uma xícara de café, é necessário o dobro da quantidade de calor para fazer duas xícaras.
- **Fato observável 2:** Verifica-se que a quantidade de calor para elevar a temperatura de uma xícara de água é proporcional a diferença de temperaturas.
- **Fato observável 3:** Usa-se menos calor para aquecer uma xícara contendo álcool que uma xícara contendo água.



Calor específico

- **Fato observável 1:** Quando aquecemos a água para

Quantidade de matéria

- **Fato observável 2:** Verifica-se que a quantidade de calor para elevar a temperatura de uma xícara de água

Diferença de temperatura

- **Fato observável 3:** Usa-se menos calor para aquecer

Depende do material



Calor específico

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

Q = quantidade de calor

c = calor específico

m = massa

ΔT = variação da temperatura

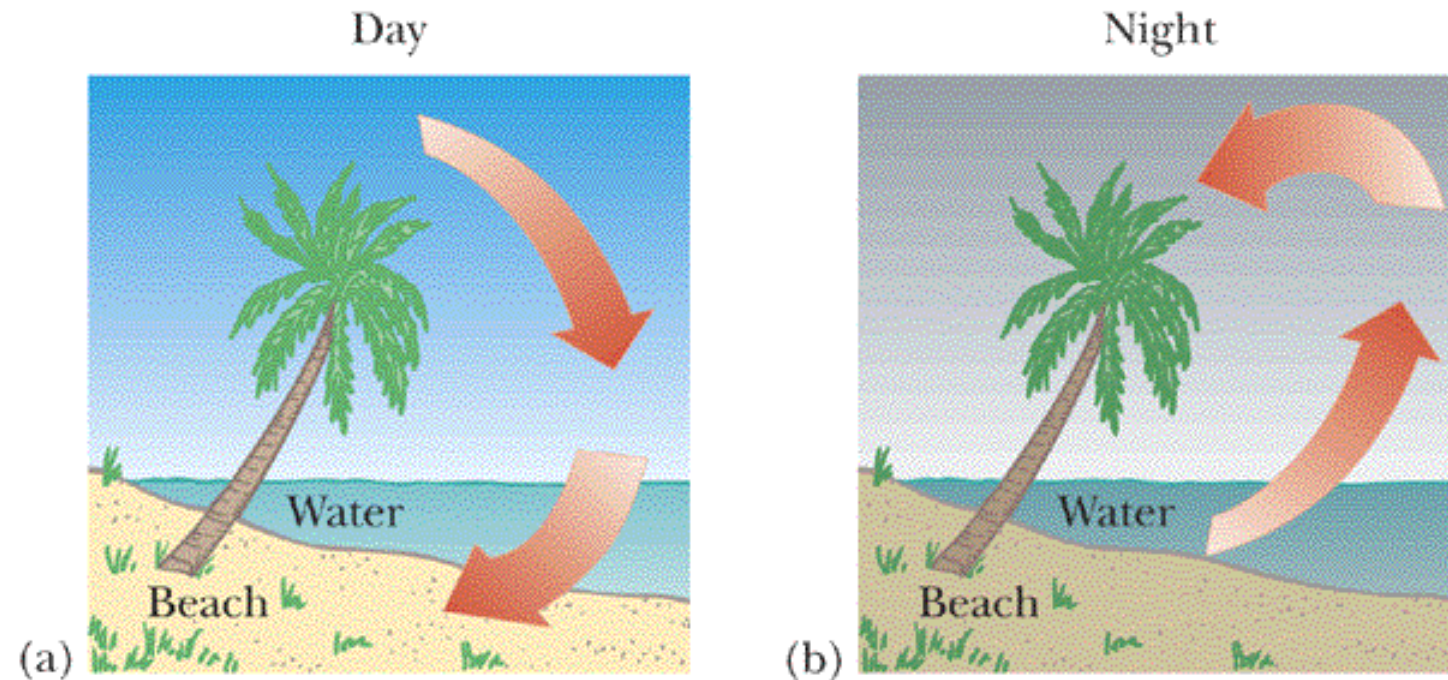
Ordene segundo o valor típico do calor específico

Substância
Água
Ar
Alumínio
Cobre
Vidro
Madeira
Ouro

Ordene segundo o valor típico do calor específico

Substância (<i>cal/gram°C</i>)	
Água	1.0
Ar	0.24
Alumínio	0.22
Cobre	0.093
Vidro	0.16
Madeira	0.42
Ouro	0.032

Circulação de ar na praia



Calor específico da água $4186 \text{ J/Kg } \cdot ^\circ\text{C}$
Calor específico da areia (Silício) $703 \text{ J/Kg } \cdot ^\circ\text{C}$

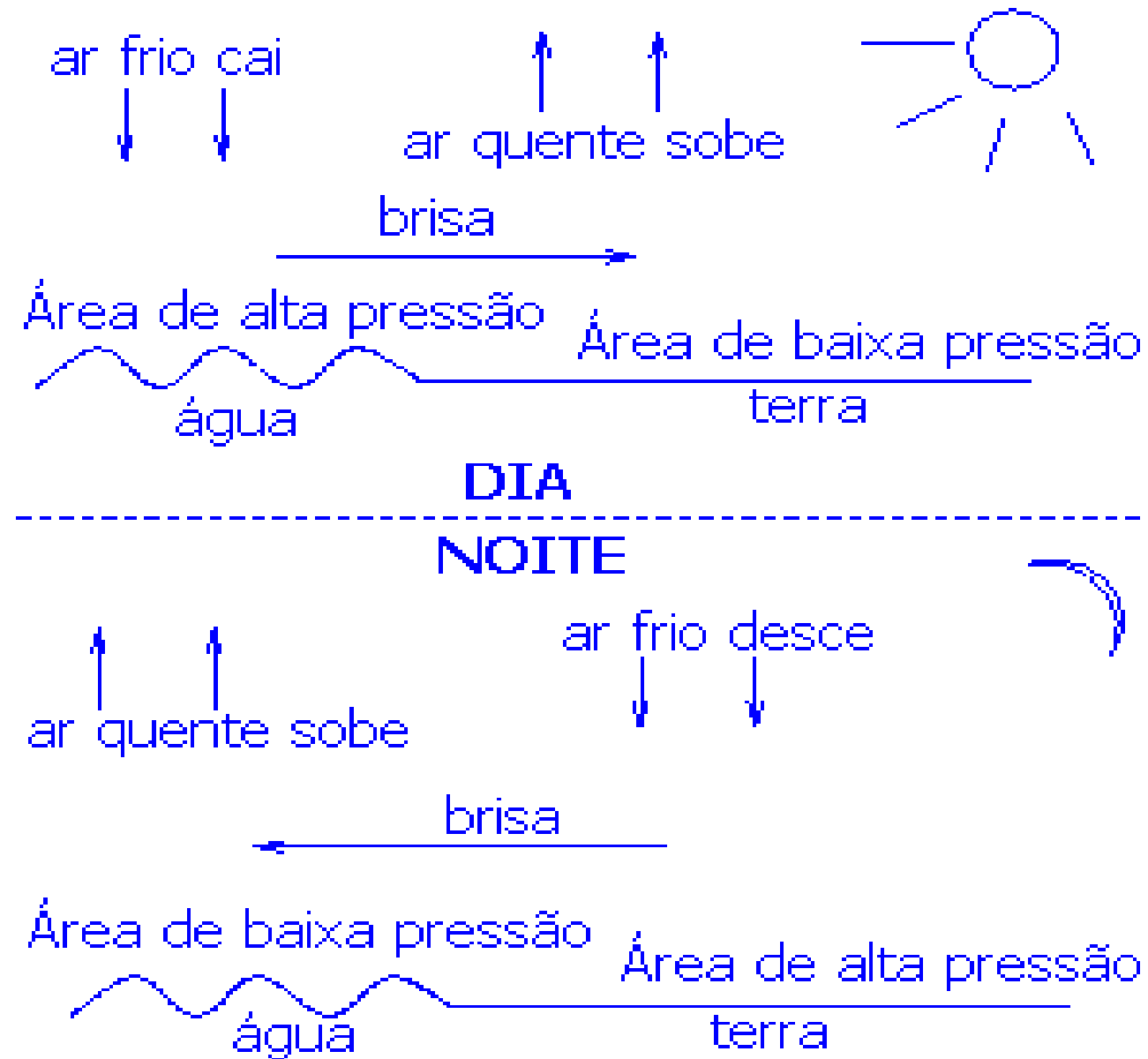
O fato que o calor específico da água ser mais elevado do que o da areia explica o padrão de fluxo de ar em uma praia.

Em um dia quente, o ar acima da areia aquecida se esquentando mais rapidamente do que o ar sobre a água fria.

O ar mais frio (mais denso) empurra o ar mais quente (menos denso) para cima que esfria gradualmente formando o padrão de circulação

À noite, a areia se resfria mais rapidamente que a água, logo as correntes de ar invertem as direções.

Formação das brisas



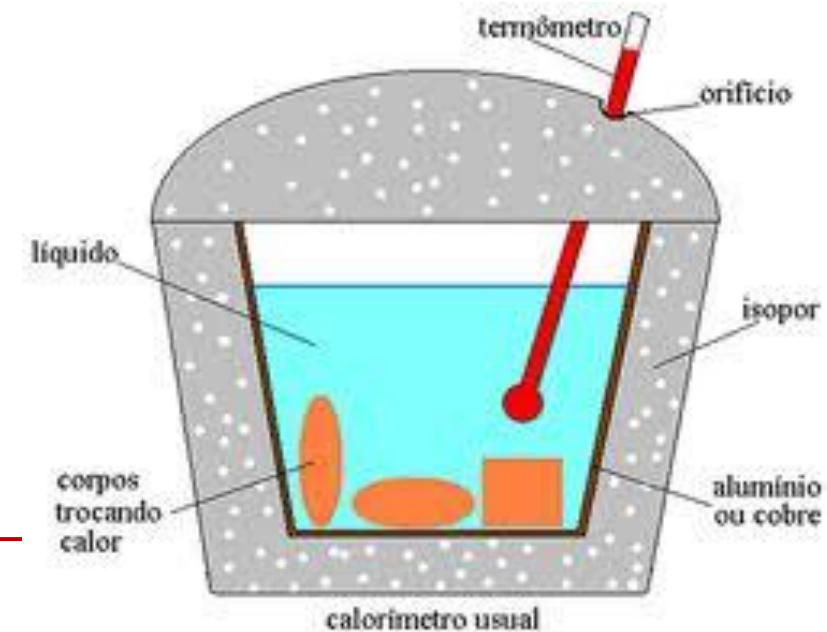
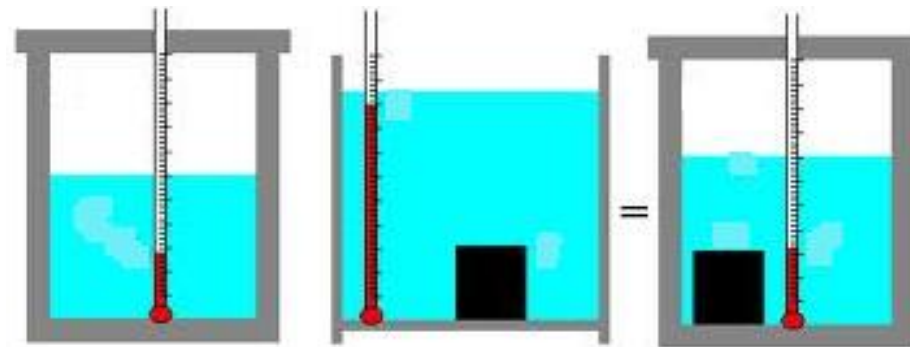
Calorimetria

Uma maneira de medir o calor específico de um material é elevar sua temperatura para algum valor e colocá-la em um recipiente com água (Temos que saber a massa e a temperatura inicial da água)

Depois de atingir o equilíbrio térmico, vamos medir a temperatura do sistema (água + material)

Se o recipiente for um bom isolante (energia na forma de calor não deixa o sistema) temos um sistema isolado → **calorímetros**

A análise executada usando tais recipientes é chamada **calorimetria**

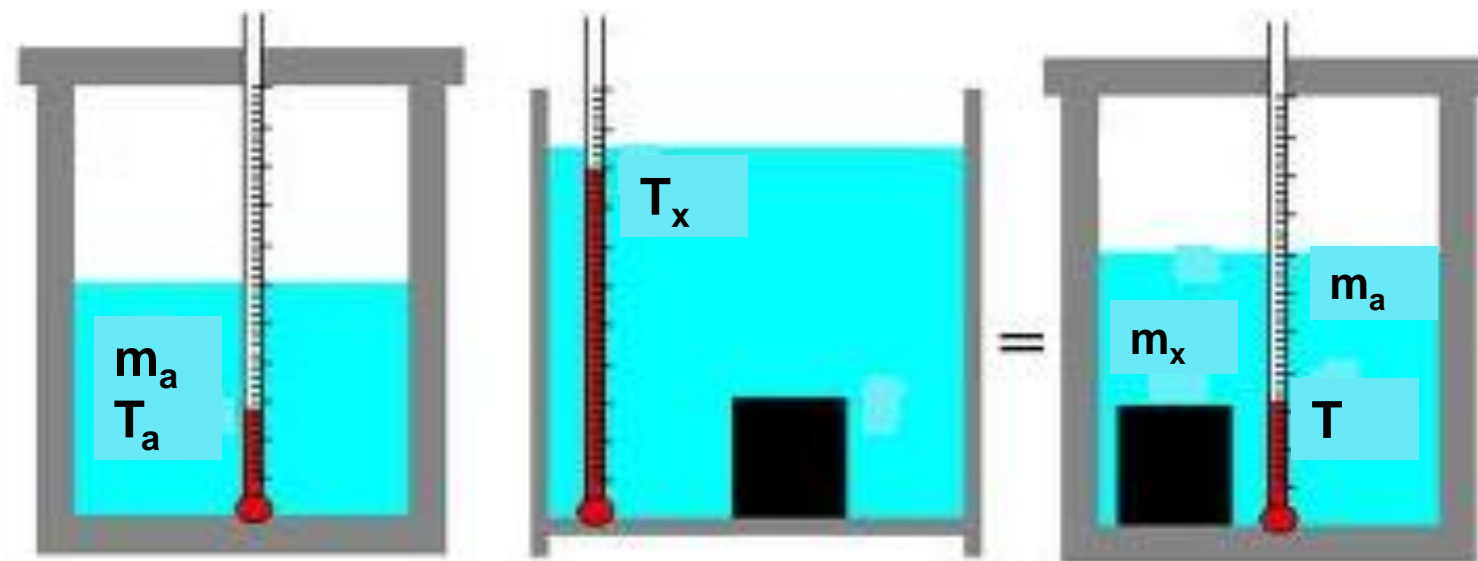


Conservação de energia para este sistema isolado

Energia que sai da substância mais quente (calor específico desconhecido) de igual à energia que entra na água

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

Sinal garante que o calor está saindo da substância mais quente



$$m_a c_a (T - T_a) = -m_x c_x (T - T_x)$$

$$c_x = \frac{m_a c_a (T - T_a)}{m_x (T_x - T)}$$

Substituindo os valores encontramos o calor específico da substância

Em um dos experimentos vocês vão medir o calor específico de uma substância!

Calor específico

Para uma variação de temperatura infinitesimal

$$dQ = mc dT$$

$$c = \frac{1}{m} \frac{dQ}{dT}$$

Observação: O calor específico de um material depende até certo ponto da temperatura inicial e do intervalo de temperatura.

Ponto importante sobre o calor específico

Para determinar corretamente o calor específico de uma substância é preciso conhecer as condições em que ocorre a transferência de calor

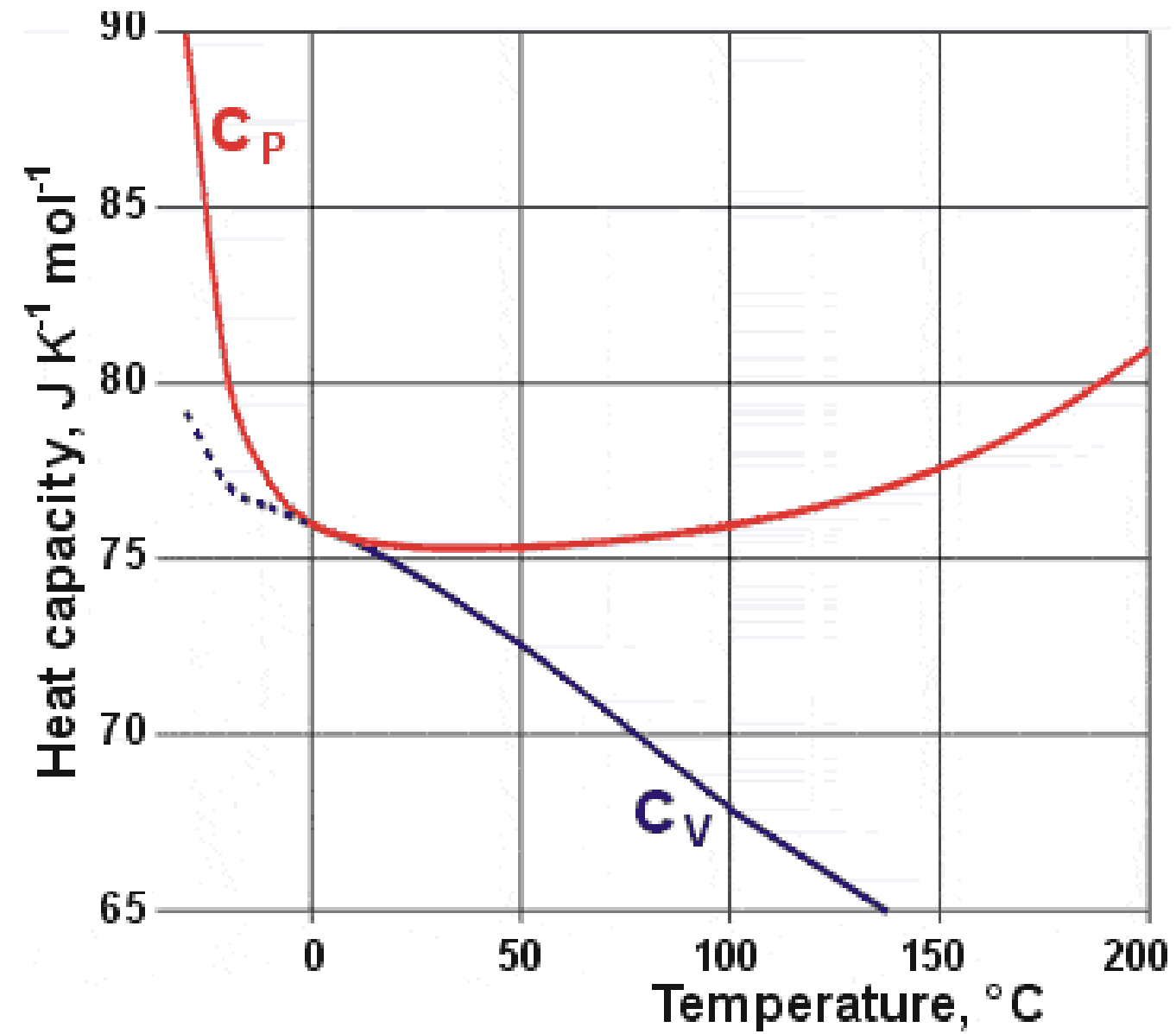
Em geral para sólidos e líquidos supomos que a pressão é constante (pressão atmosférica) durante a transferência

Mas podemos imaginar o caso em que o volume é mantido constante durante a absorção de calor. (para evitar a dilatação térmica temos que aplicar uma pressão externa para o volume se manter constante)

Nós **sólidos e líquidos** esse procedimento é difícil de ser executado experimentalmente, mas os cálculos mostram que **a diferença entre calores específicos a pressão constante ou a volume constante é pequena**

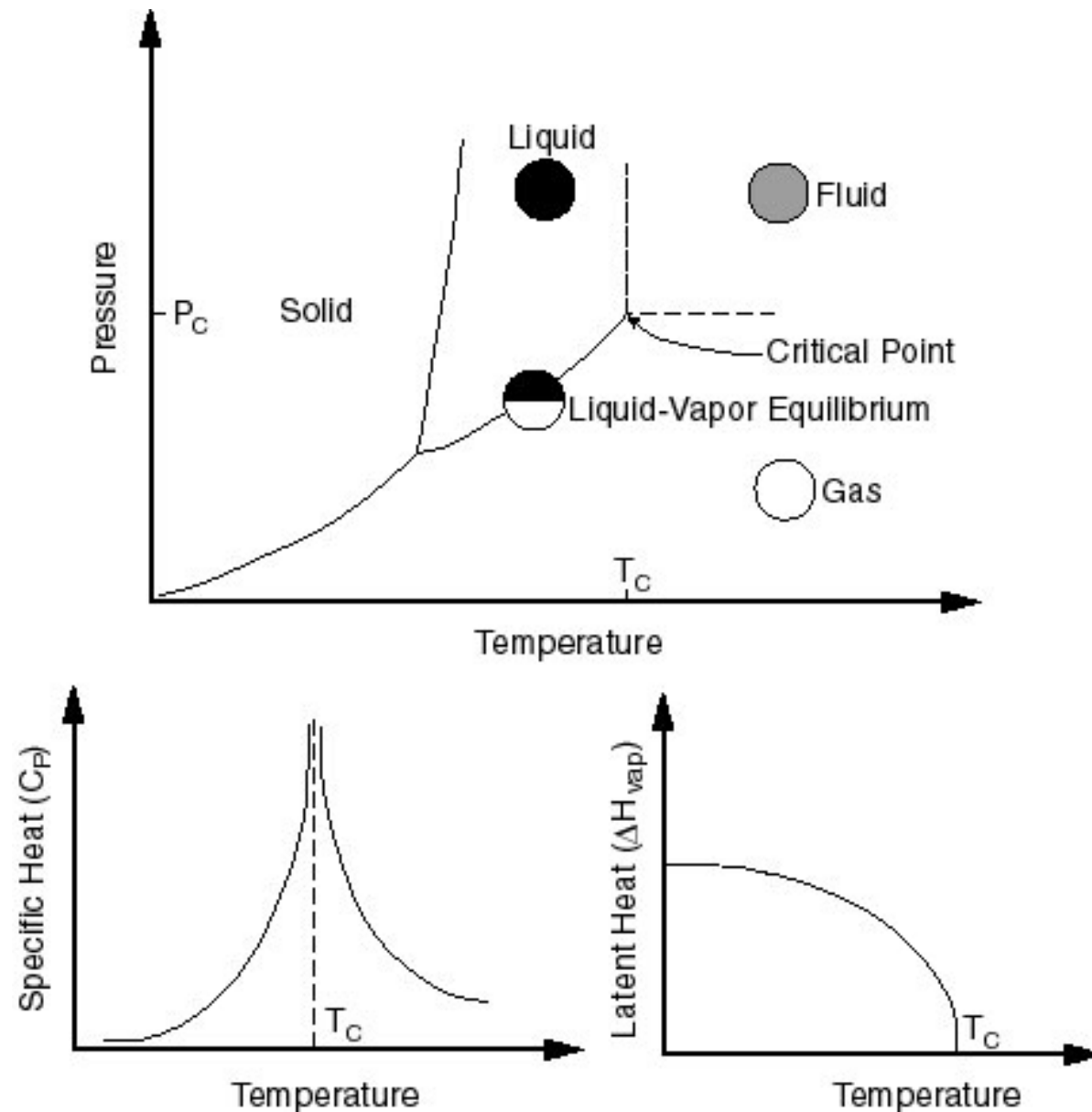
No caso dos gases, como veremos em breve, os calores específicos a pressão constante ou a volume constante são muito diferentes

Calor específico



Transições de fase

- Utilizamos a palavra fase para designar qualquer estado físico da matéria
- A transição de uma fase para outra é chamada de transição de fase



Calor de latente e mudança de fase



Quando o calor é transferido para uma amostra sólida ou líquida nem sempre a temperatura da amostra aumenta . Isso porque a **amostra pode mudar de fase**

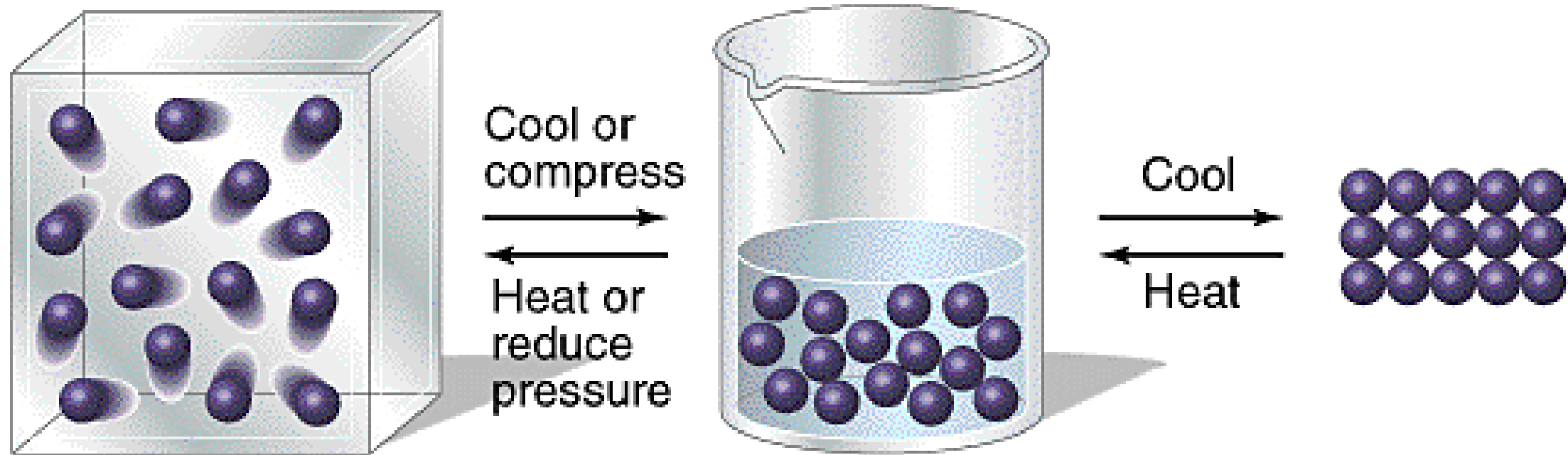
Os estados mais comuns que matéria pode existir estar são:

- 1. Estado Sólido:** átomos e moléculas do material formam uma estrutura rígida através de sua atração mútua.
- 2. Estado Líquido:** átomos e moléculas têm mais energia e maior mobilidade, formam aglomerados transitórios, podem escoar ou acomodar no fundo de um recipiente
- 3. Estado Gasoso:** os átomos e as moléculas têm uma energia ainda maior, não interagem, a não ser através de choques de curta duração, e podem ocupar todo o volume de um recipiente.

Simulação

[States of Matter: Basics \(colorado.edu\)](#)

Fases



Gas

Total disorder; much empty space; particles have complete freedom of motion; particles far apart.

Liquid

Disorder; particles or clusters of particles are free to move relative to each other; particles close together.

Crystalline solid

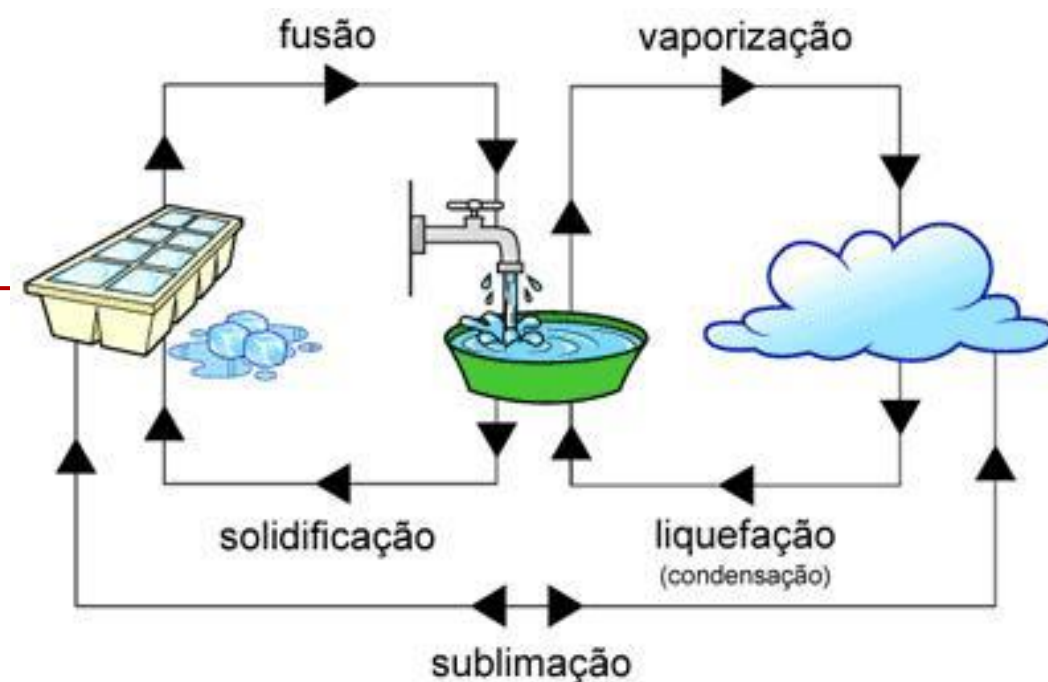
Ordered arrangement; particles are essentially in fixed positions; particles close together.

Fundir → passar do estado sólido para o líquido. **Processo requer energia** para liberar os átomos da estrutura rígida do sólido

Solidificar → inverso de fundir, **processo exige a retirada de energia** de um líquido para que os átomos ou moléculas voltem a formar a estrutura rígida de um sólido

Vaporizar → significa fazê-lo passar do estado líquido para o estado gasoso. Como a fusão esse **processo requer energia** por que os átomos ou moléculas devem ser liberados de seus aglomerados.

Condensar → é o inverso de vaporizar e **exige a retirada de energia** para que os átomos ou moléculas voltem a se aglomerar



A quantidade de energia por unidade de massa que deve ser **transferida em forma de calor** para que uma amostra **mude totalmente de fase** é chamado de **calor de latente** e representada pela letra **L**

Quando uma amostra de massa m sofre uma mudança de fase a energia total transferida é

$$Q = \pm mL$$

Quando ***a mudança é da fase líquida para a fase gasosa*** (amostra absorve calor) ou ***da fase gasosa para líquida*** (amostra libera calor) o calor de transformação é chamado de **calor de vaporização** e o símbolo é **L_V**

Para a água à temperatura normal de vaporização ou condensação

$$L_V = 539 \text{ cal/g} = 40.7 \text{ kJ/mol} = 2256 \text{ kJ/kg.} \quad (18-17)$$

Quando ***a mudança é da fase sólida para a fase líquida*** (amostra absorve calor) ou ***da fase líquida para a fase sólida*** (amostra libera calor) o calor de transformação é chamado de **calor de fusão** e o símbolo é **L_f**

Para a água à temperatura normal de solidificação ou fusão

$$L_F = 79.5 \text{ cal/g} = 6.01 \text{ kJ/mol} = 333 \text{ kJ/kg.} \quad (18-18)$$

Simulação

[States of Matter: Basics \(colorado.edu\)](#)

$$Q = \pm mL$$

O sinal adequado da equação acima é escolhido de acordo com o fluxo de energia



Quando um cubo de gelo se derrete usamos

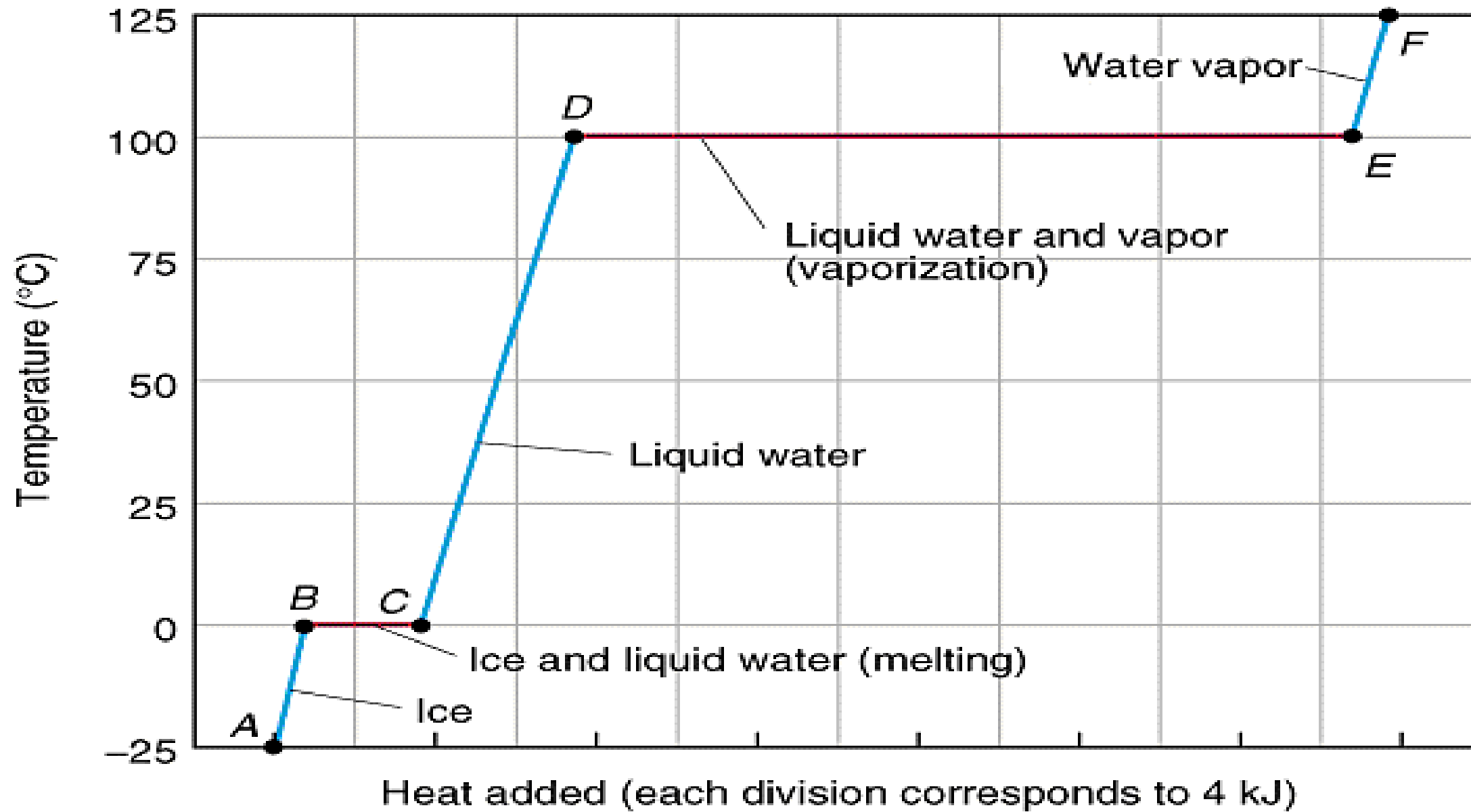
$$Q = mL$$



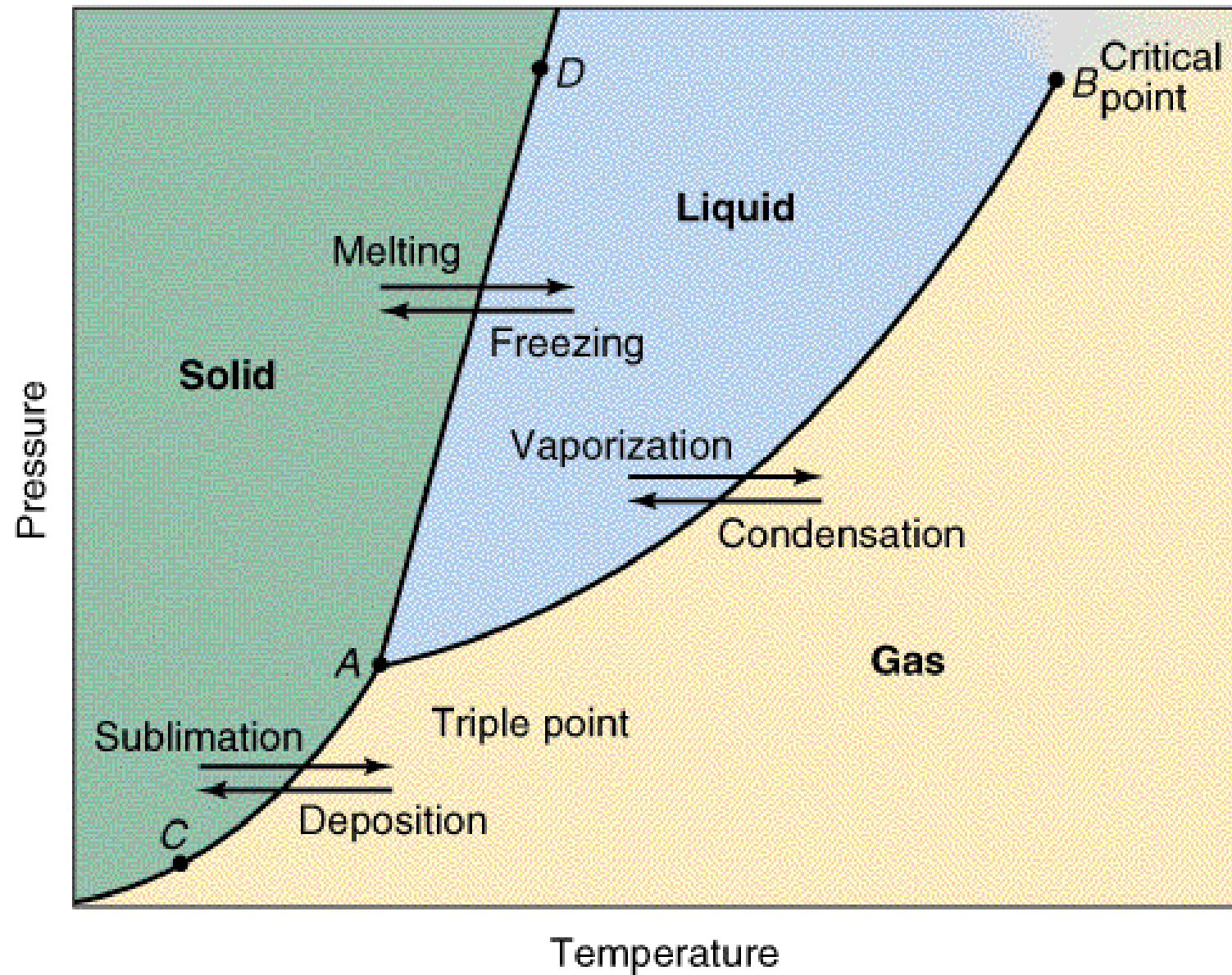
Quando a água líquida se congela usamos

$$Q = -mL$$

Transições da água



Transições da água



Calores de transformação

TABLE 18-4

Some Heats of Transformation

Substance	Melting		Boiling	
	Melting Point (K)	Heat of Fusion L_F (kJ/kg)	Boiling Point (K)	Heat of Vaporization L_V (kJ/kg)
Hydrogen	14.0	58.0	20.3	455
Oxygen	54.8	13.9	90.2	213
Mercury	234	11.4	630	296
Water	273	333	373	2256
Lead	601	23.2	2017	858
Silver	1235	105	2323	2336
Copper	1356	207	2868	4730

Considere a adição de energia a um sistema composto por 1g de gelo a -30°C em um recipiente mantido a pressão constante. Suponha que a esse energia resulte na transformação do gelo em vapor de água a $120,0^{\circ}\text{C}$. A fig. indica a medida experimental da temperatura desde que a energia é adicionada ao sistema. Vamos examinar cada parte isoladamente

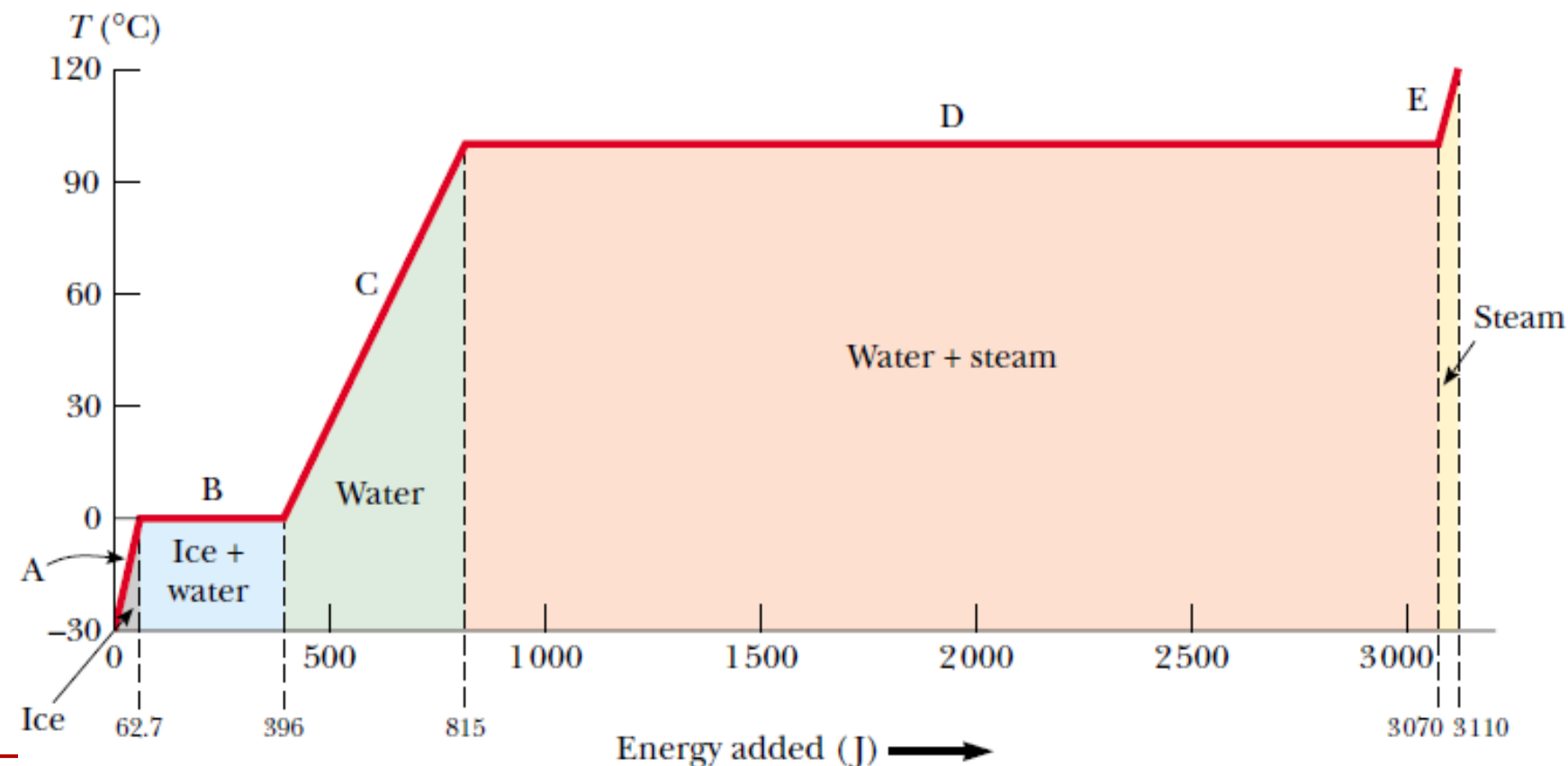


Figure 20.2 A plot of temperature versus energy added when 1.00 g of ice initially at -30.0°C is converted to steam at 120.0°C .

Parte A:

Temperatura do gelo muda de -30°C para 0°C .

O calor específico do gelo é $2090 \text{ J/kg } ^{\circ}\text{C}$

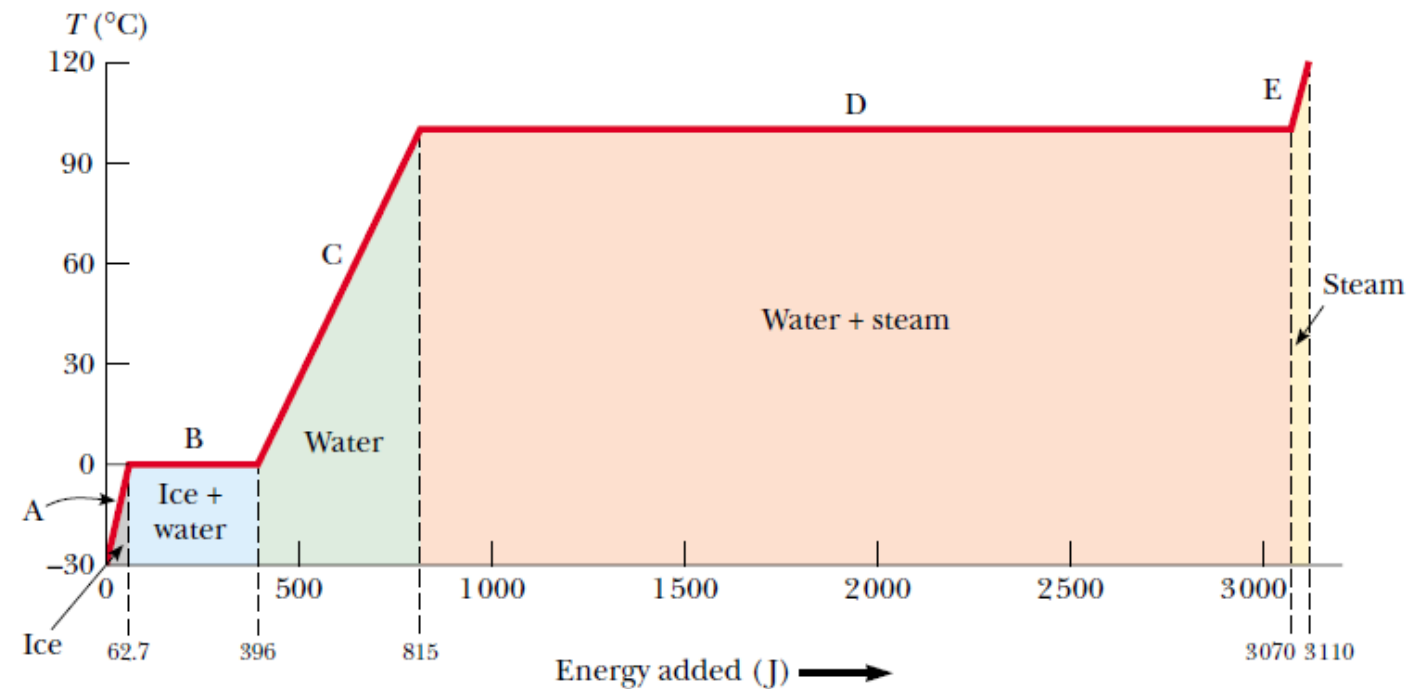


Figure 20.2 A plot of temperature versus energy added when 1.00 g of ice initially at -30.0°C is converted to steam at 120.0°C .

Para calcular a quantidade de energia adicionada devemos usar

$$Q = m_i c_i \Delta T = (1.00 \times 10^{-3} \text{ kg}) (2090 \text{ J/kg} \cdot ^{\circ}\text{C}) (30.0^{\circ}\text{C}) = 62.7 \text{ J}$$

Parte B

Gelo atinge 0 °C , a mistura gelo-água se mantém essa temperatura - mesmo com adição de energia - até que o gelo se derreta totalmente .
A energia necessário para derreter 1g de gelo é

$$Q = m_i L_f = (1.00 \times 10^{-3} \text{ kg}) (3.33 \times 10^5 \text{ J/kg}) = 333 \text{ J}$$

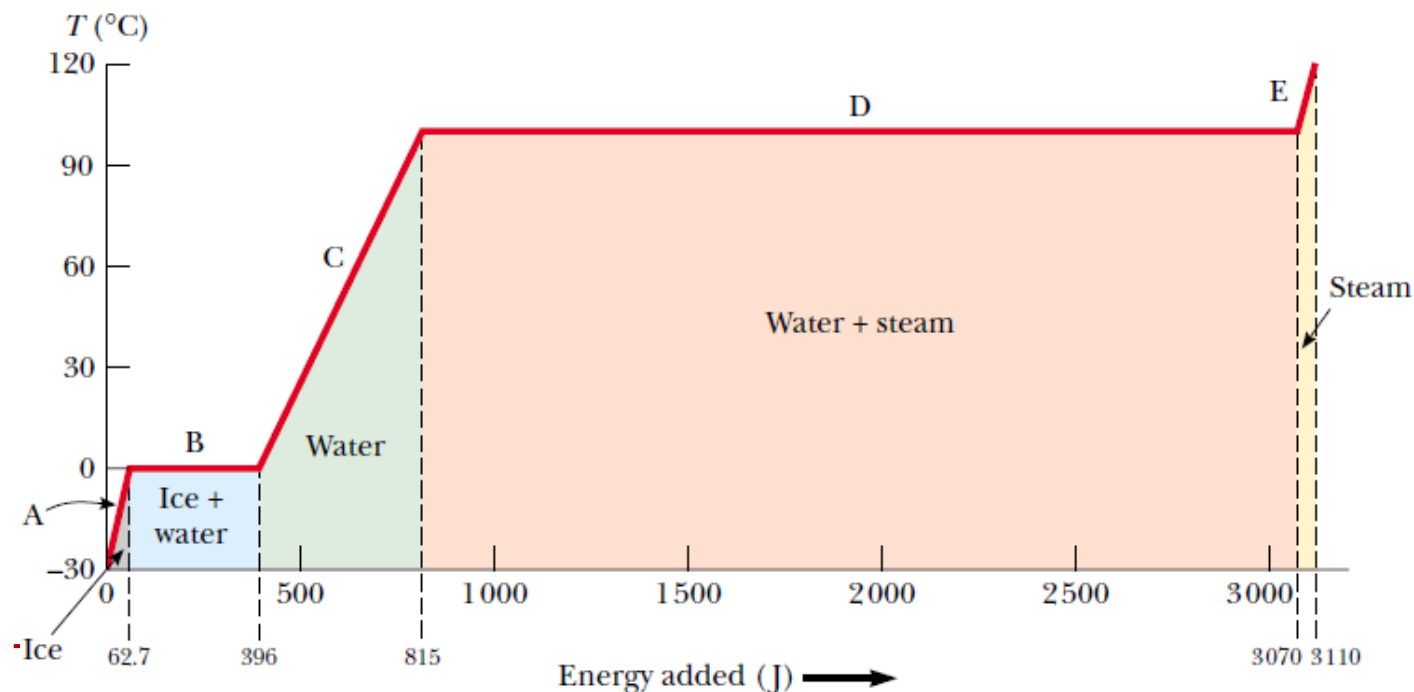


Figure 20.2 A plot of temperature versus energy added when 1.00 g of ice initially at -30.0°C is converted to steam at 120.0°C .

Durante esse processo:

a energia transferida aparece no sistema como energia interna associada ao aumento da energia potencial intermolecular

(ligações moleculares se rompem)

Parte C

Entre 0°C e 100°C, não ocorre mudança de fase alguma. A energia adicionada à água é usada para aumentar sua temperatura. A quantidade de energia necessária é dada por

$$Q = m_w c_w \Delta T = (1.00 \times 10^{-3} \text{ kg}) (4.19 \times 10^3 \text{ J/kg} \cdot ^\circ\text{C}) (100.0^\circ\text{C}) = 419 \text{ J}$$

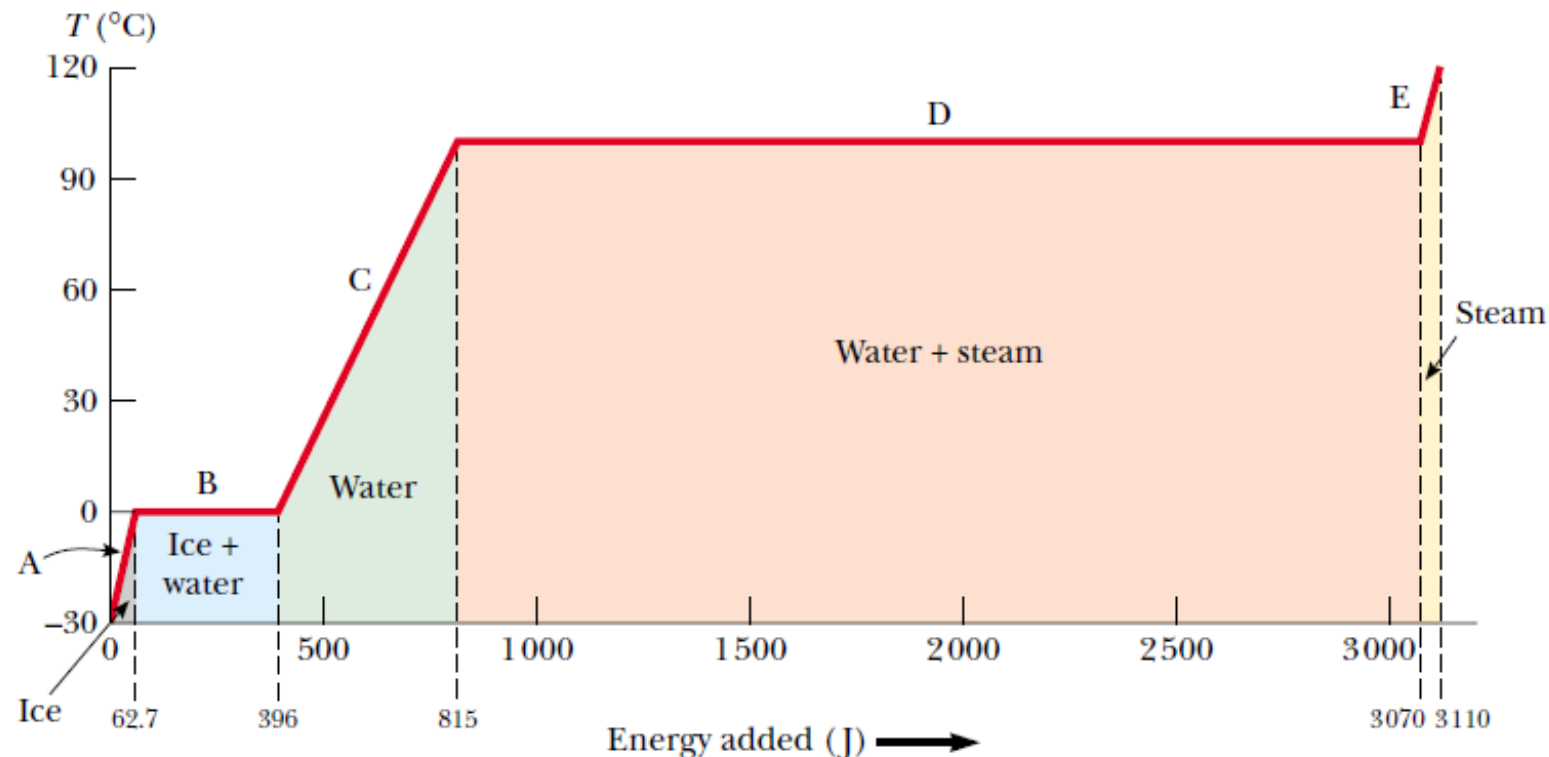


Figure 20.2 A plot of temperature versus energy added when 1.00 g of ice initially at -30.0°C is converted to steam at 120.0°C .

Parte D

A 100°C ocorre outra mudança de fase à medida que a água se transforma em vapor . Nesta parte a temperatura permanece constante .

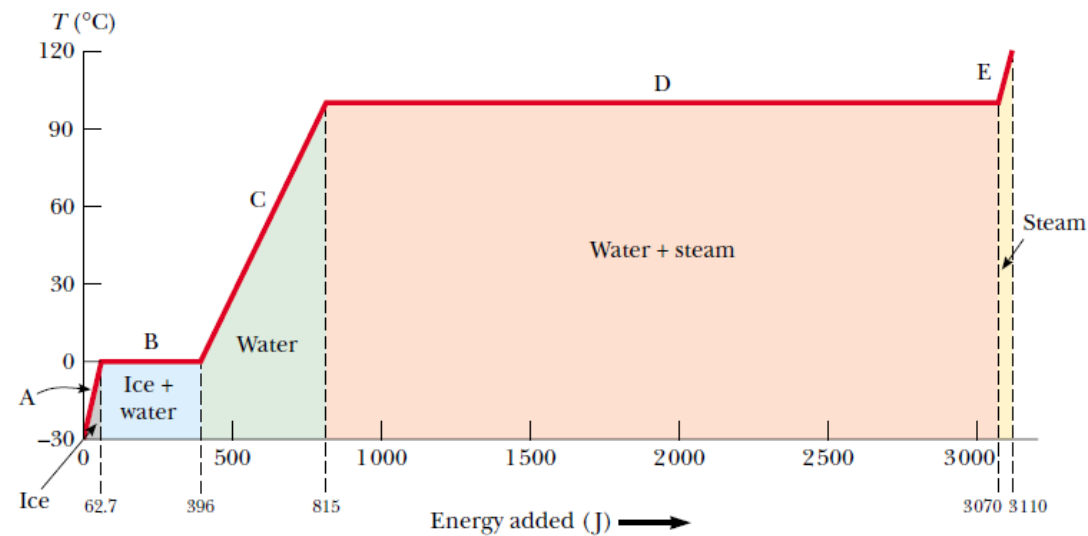


Figure 20.2 A plot of temperature versus energy added when 1.00 g of ice initially at -30.0°C is converted to steam at 120.0°C .

A energia vai para o rompimento das ligações de maneira que as moléculas do gás se distanciam até que todo líquido seja convertido em água. A energia necessária é

$$Q = m_w L_v = (1.00 \times 10^{-3} \text{ kg}) (2.26 \times 10^6 \text{ J/kg}) = 2.26 \times 10^3 \text{ J}$$

Parte E:

Nesta porção da curva nenhuma mudança de fase ocorre, então a energia adicionada é usada para aumentar a temperatura do vapor.

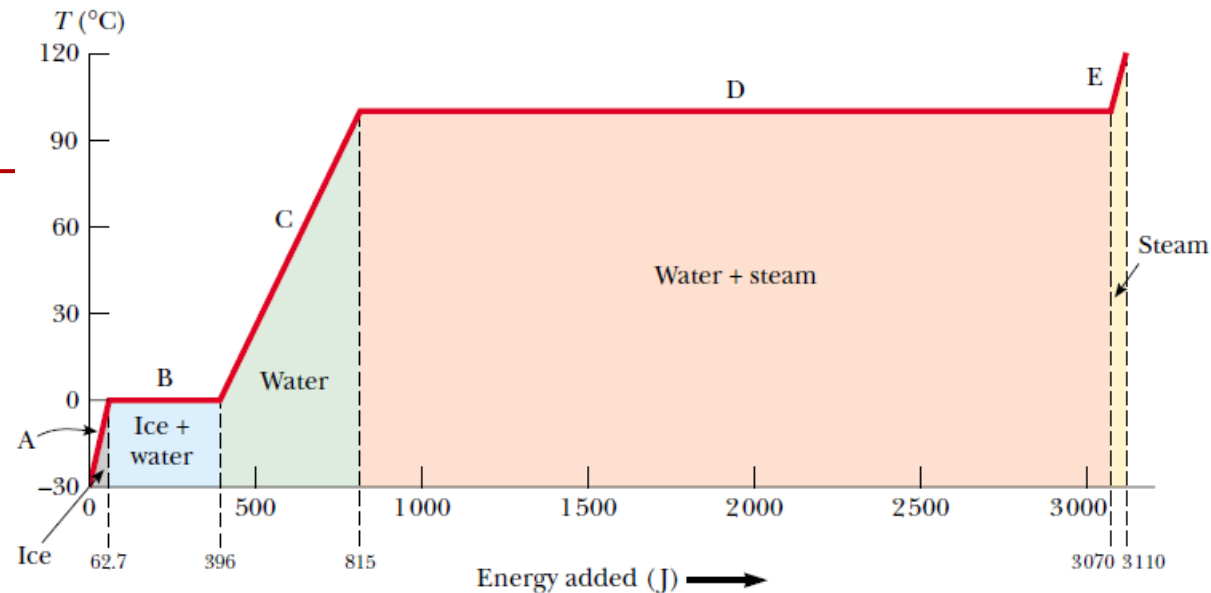


Figure 20.2 A plot of temperature versus energy added when 1.00 g of ice initially at -30.0°C is converted to steam at 120.0°C .

Para elevar a temperatura do vapor para 120°C devemos fornecer

$$Q = m_s c_s \Delta T = (1.00 \times 10^{-3} \text{ kg}) (2.01 \times 10^3 \text{ J/kg} \cdot ^\circ\text{C}) (20.0^\circ\text{C}) = 40.2 \text{ J}$$

A **quantidade total de energia** que *deve ser adicionada* para transformar 1g de gelo a -30°C em vapor a 120°C é a soma de todos os cinco resultados

$$Q_T = 3,11 \times 10^3 \text{ J}$$

Inversamente para resfriar de 120°C para -30°C devemos remover $3,11 \times 10^3 \text{ J}$ de energia

