

Física 2 – Ciências Moleculares



Caetano R. Miranda **AULA 25 – 04/06/2025**

crmiranda@usp.br



Com a alteração cronograma:

CRONOGRAMA TENTATIVO - FÍSICA II - CCM					
DATA	aula nº	Segundas (16h - 18h)	aula nº	Quartas (09h - 12h)	DATA
24/2	1	Apresentação do curso	2	Projeto - Definição	26/2
3/3	Feriado	Carnaval	Feriado	Carnaval	5/3
10/3	3	Revisão matemática	4	Projeto - Ideação	12/3
17/3	5	DEMO 1 - Pressão	6	Estática dos Fluidos	19/3
24/3	7	DEMO 2 - Hidrodinamica	8	Hidrodinâmica	26/3
31/3	9	DEMO 3 - Hidrodinamica II	10	Hidrodinâmica	2/4
7/4	11	Revisão - P1	12	PROVA 1	9/4 ENTREGA 1
14/4	Feriado	Semana Santa	Feriado	Semana Santa	16/4
21/4	Feriado	Tiradentes	13	Oscilações I	23/4
28/4	14	DEMO 4 - Corda vibrante / Molas / Ondulatória	15	Oscilações II	30/4
5/5	16	Ondas	17	Ondas	7/5
12/5	18	DEMO 5 - Barulhinho bom	19	Som	14/5
19/5	20	DEMO 6 - Fenômenos Térmicos e Gases	21	Revisão - P2	21/5 ENTREGA 2
26/5	22	DEMO 7 - Máquinas térmicas	23	PROVA 2	28/5
2/6	24	Primeira Lei e Gases	25	Segunda Lei	4/6
9/6	26	Projeto	27	Projeto	11/6
16/6	Feriado	Corpus Christi	Feriado	Corpus Christi	18/6
23/6	28	DEMO 8 - Cinética & Mecânica Estatística	29	Cinética dos Gases e Mecânica Estatística	25/6 ENTREGA 3
30/6	30	Apresentações	31	PROVA SUB / VISTA	2/7

O que é a Temperatura ?

Conceito fundamental → **TEMPERATURA**

Desde pequenos estamos acostumados com o conceito de temperatura.

Precisamos de um método confiável e reprodutível para estabelecer a “*quentura*” ou a “*frieza*” relativa dos corpos que esteja relacionado somente com a *temperatura* do corpo e não com sua propriedade de transferência de calor

Conceito de temperatura

Em geral associamos o conceito de temperatura com o grau de calor ou frio de um corpo quando o tocamos.

Nossos sentidos (nesse caso o tato) fornece uma indicação qualitativa da temperatura

Mas será que podemos confiar nos nossos sentidos?



Cientistas desenvolverão uma variedade de instrumentos desse tipo que podem fazer este trabalho → ***Termômetros***

Para entender o princípio de funcionamento de um termômetro, precisamos ter claro alguns conceitos:

Sistemas termodinâmicos

Contato térmico

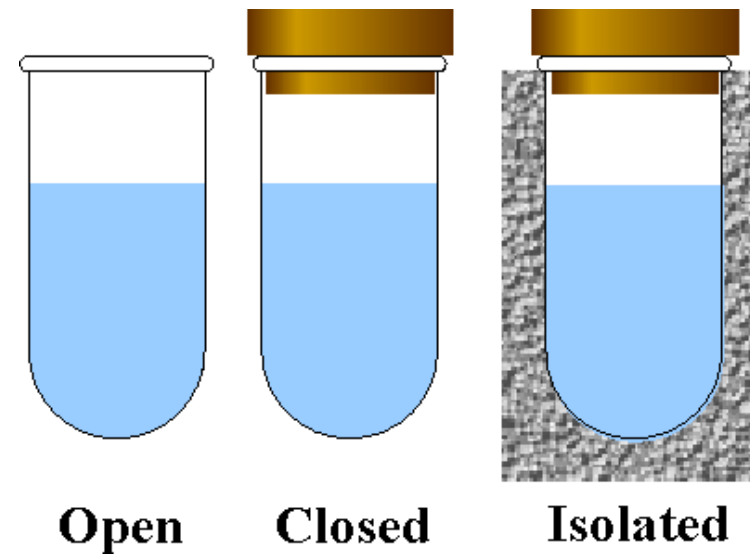
Equilíbrio térmico

Sistemas termodinâmicos

Sistemas abertos podem trocar tanto matéria quanto energia com o ambiente.

Sistemas fechados trocam energia, mas não matéria com o ambiente.

Sistemas isolados não trocam nem energia nem matéria com o ambiente.



Parâmetros macroscópicos internos e externos: temperatura, volume, pressão, energia, campos eletromagnéticos, etc

(valores médios, flutuações são ignoradas)

Não importa qual o estado inicial de um sistema isolado, eventualmente ele chegará ao estado termodinâmico de equilíbrio (nenhum processo macroscópico, apenas movimento microscópico molecular)

Contato térmico e Equilíbrio térmico

Estamos acostumados com o fato que dois objetos em diferentes temperaturas iniciais, atingem alguma temperatura intermediária quando colocados em contacto um com outro.

Ex. Água quente misturada com água fria, coca-cola quente misturada com gelo



Contato térmico: Dois corpos são colocados em uma caixa isolante. Se a temperatura de cada corpo é diferente → **energia é trocada entre eles** (mesmo que eles não estejam em contacto físico) .

Transferência de energia ocorre por calor ou radiação eletromagnética

Sistemas termodinâmicos

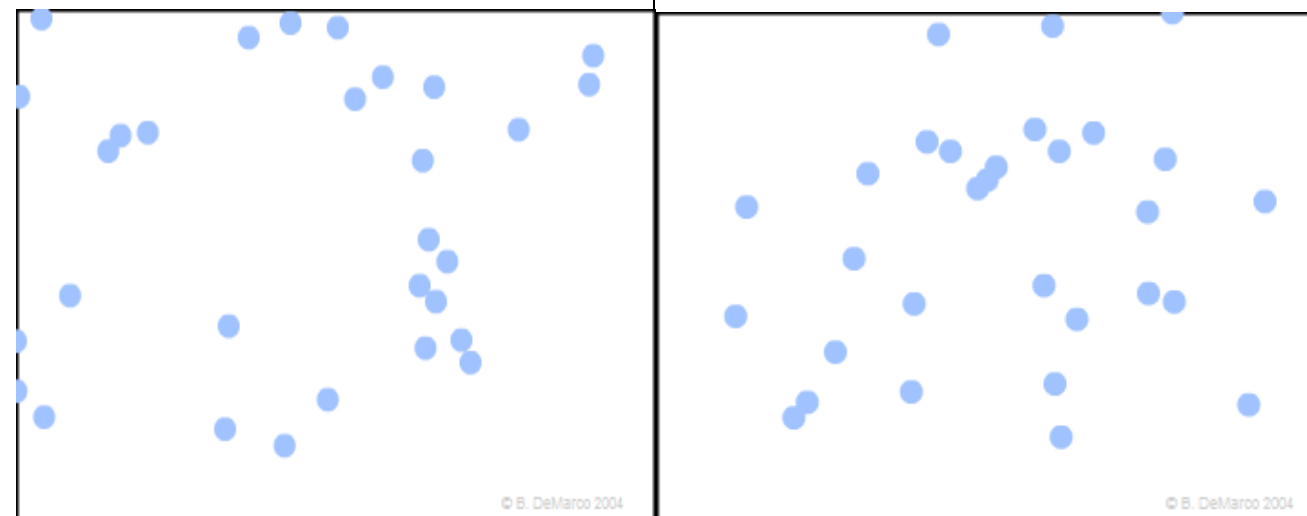
Parede Adiabática



A “quente”

B “frio”

Parede diatérmica



Você pode ser mais realista ?

Parede adiabática

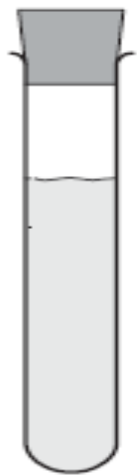
Parede diatérmica



Equilíbrio termodinâmico

Estado do sistema: conjunto de coordenadas que definem a condição do sistema a um dado instante

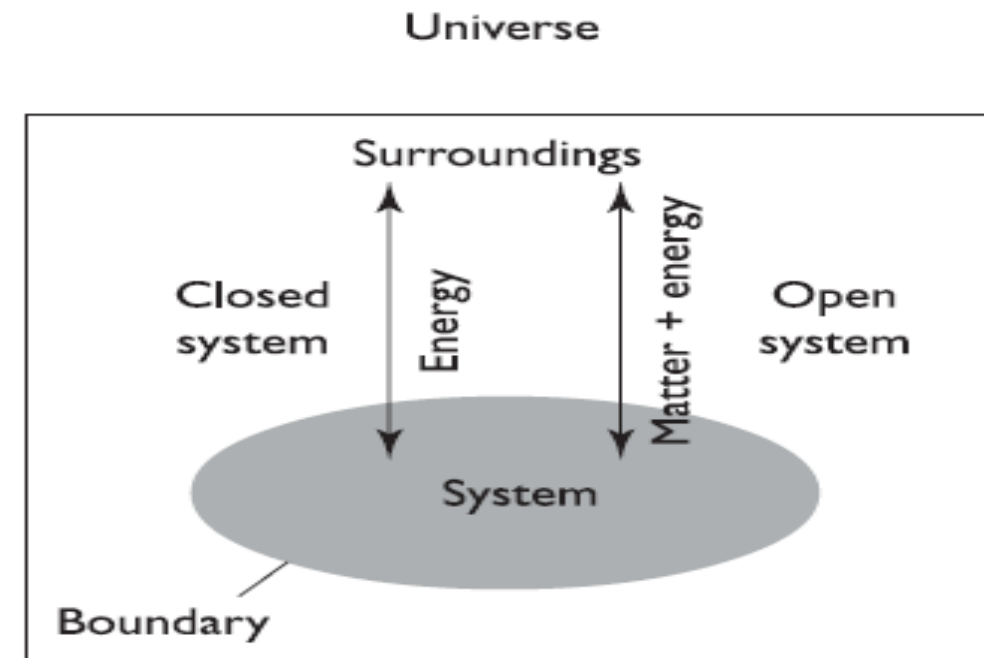
Equilíbrio térmico: é a situação na qual dois objetos *não trocam energia* por calor ou radiação eletromagnética se eles são colocados em contato térmico



(A)

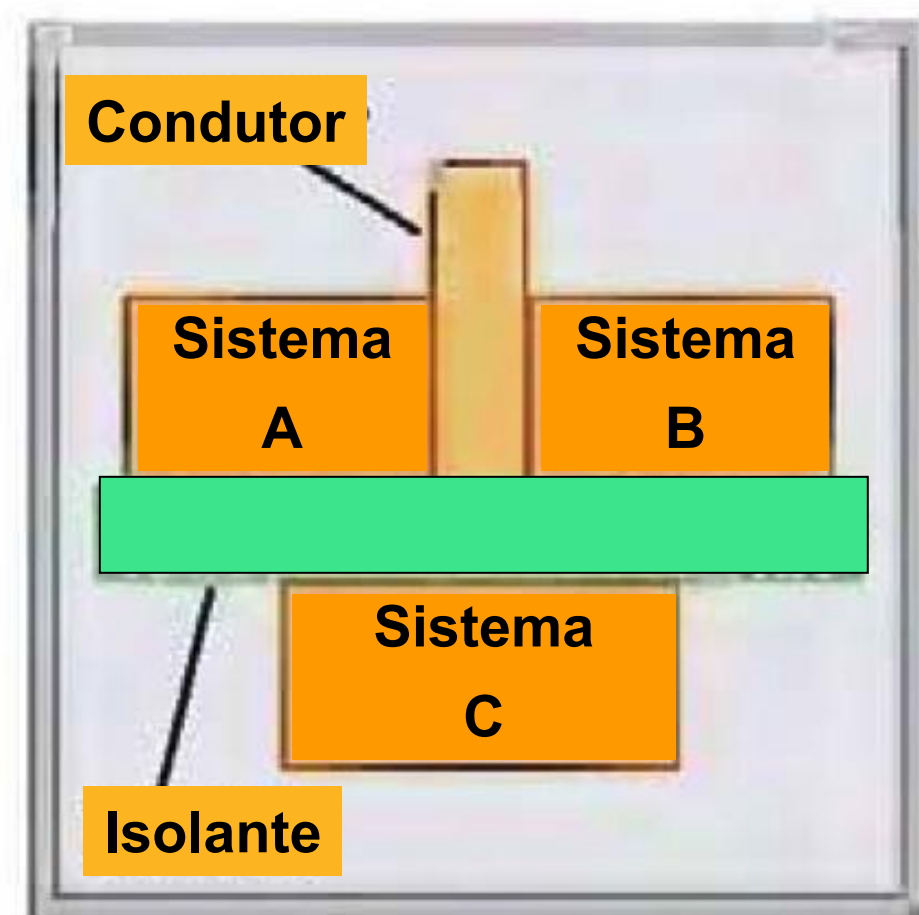
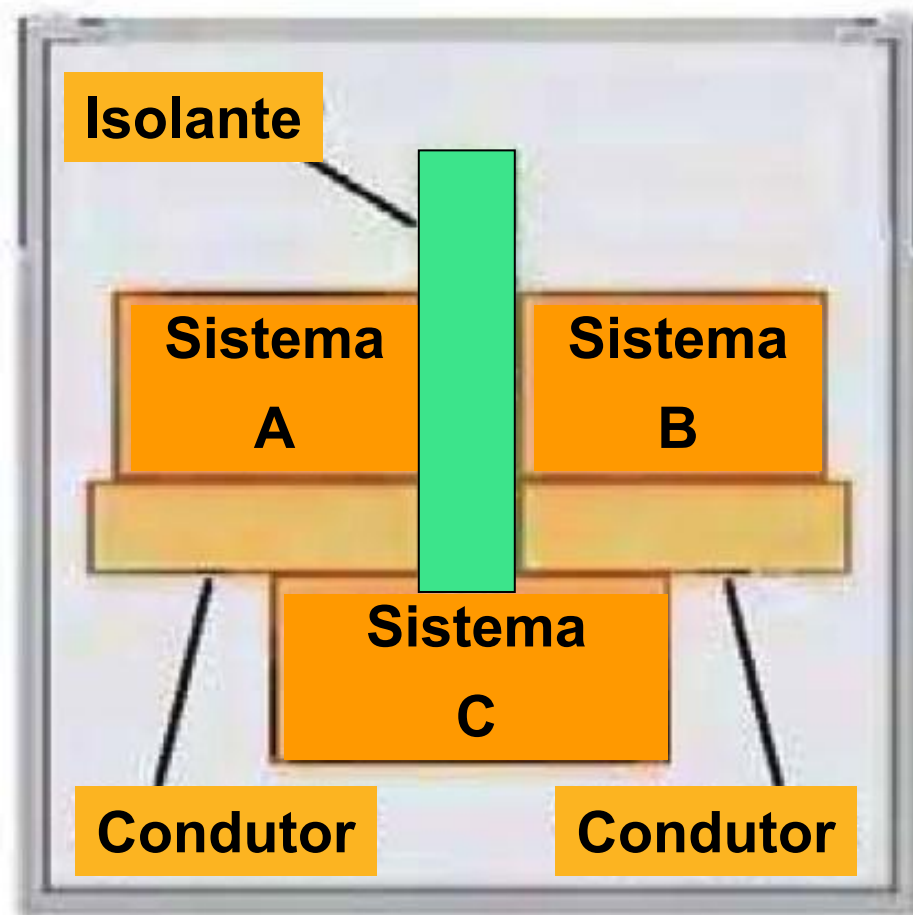


(B)



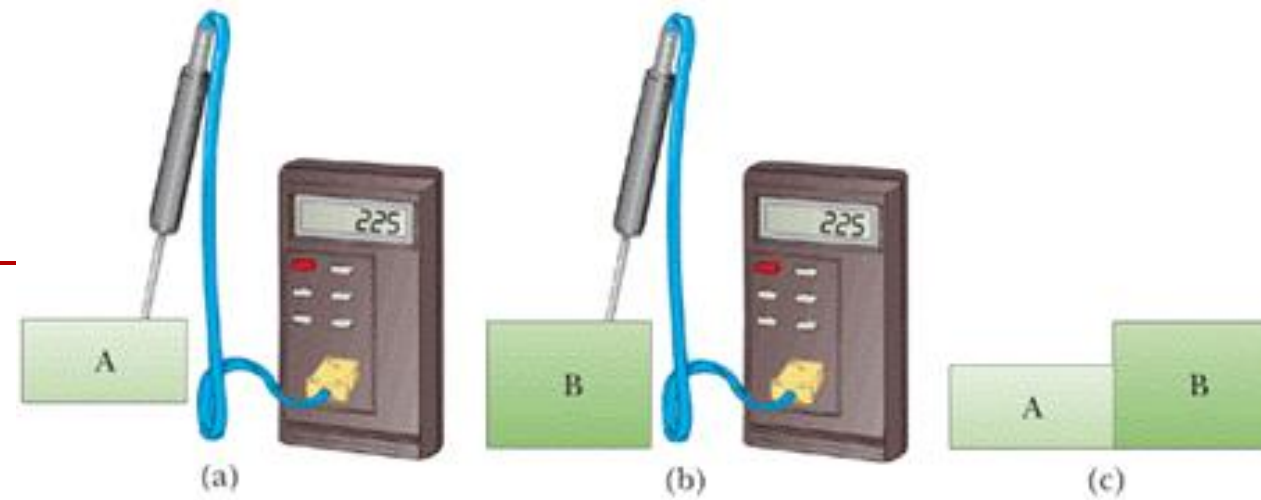
(C)

Equilíbrio térmico



Se dois sistemas estão em contato térmico, o resultado desse contato é que as coordenadas termodinâmicas dos 2 sistemas se alteram até atingir um estado combinado de equilíbrio (equilíbrio térmico)

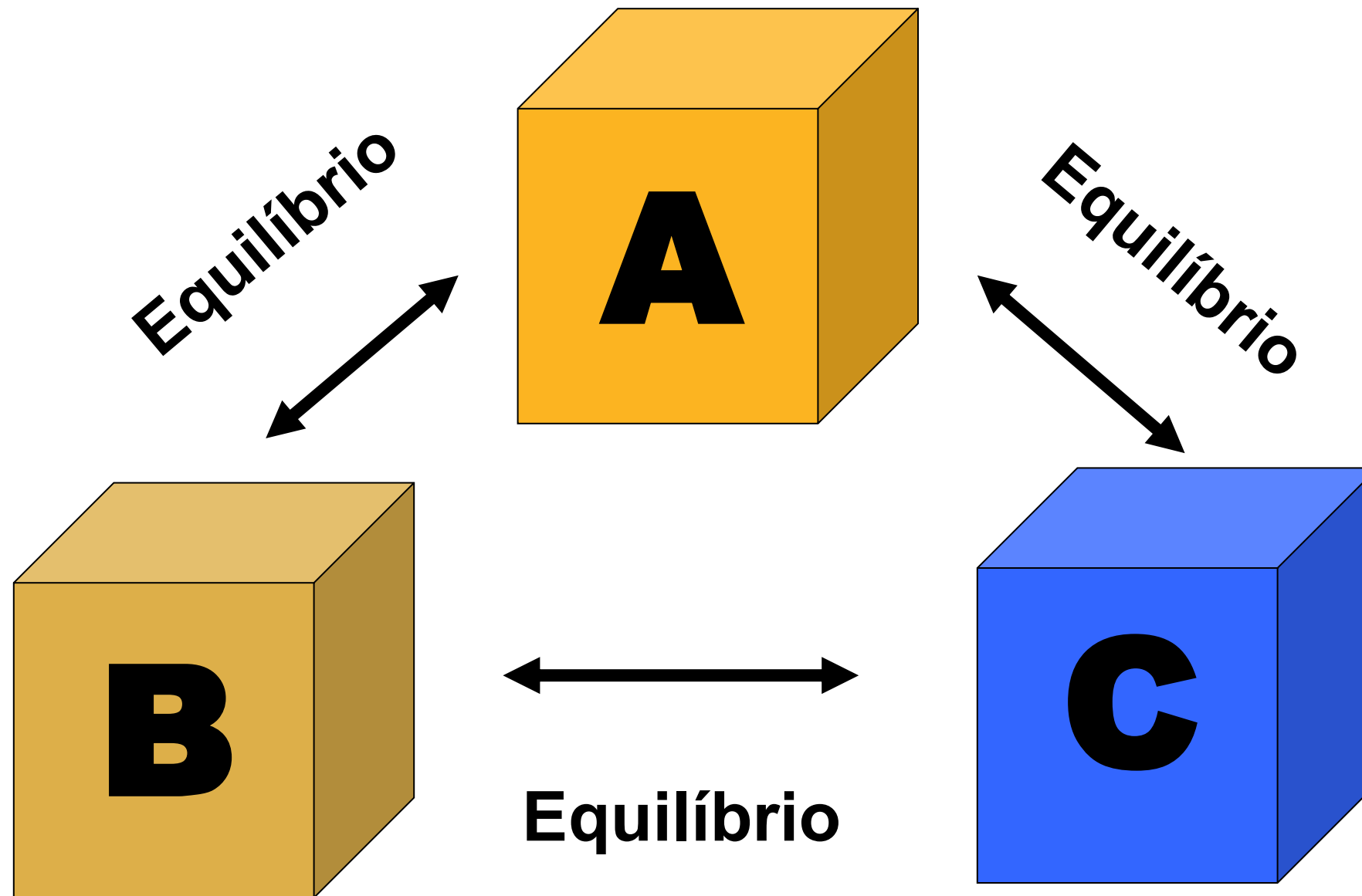
A Lei Zero da Termodinâmica



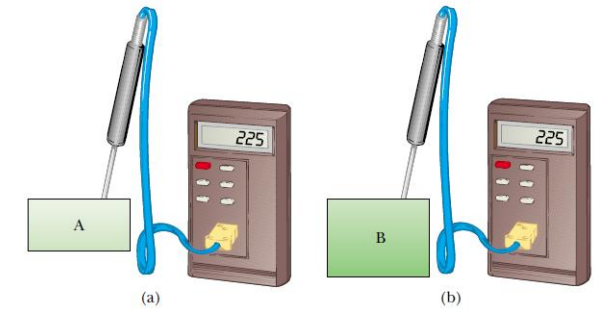
- A) O termômetro T é colocado em contato com o corpo A que está isolado (caixa é feita de um material isolante) – Números variam até estabilizar em “22,5”
- B) Repetimos a operação com o corpo B (figura b). Verificamos que B e T entram em equilíbrio térmico para a mesma leitura
- c) Quando colocamos A e B em contato (figura C). Eles já estão em equilíbrio térmico.

Lei Zero: Se dois corpos A e B estão separadamente em equilíbrio térmico com um terceiro corpo T, A e B estão em equilíbrio térmico entre si

Lei zero da termodinâmica



Em uma linguagem menos formal, a lei zero diz que:



Todo corpo possui uma propriedade chamada **TEMPERATURA**. Quando dois corpos estão em equilíbrio térmico, suas temperaturas são iguais e vice-versa.

No laboratório usamos constantemente a Lei Zero.

Quando queremos saber se dois líquidos em dois recipientes estão à mesma temperatura, medimos isoladamente a temperatura de cada um → sem necessidade de colocá-los em contato térmico.

Termômetros e escalas de temperatura

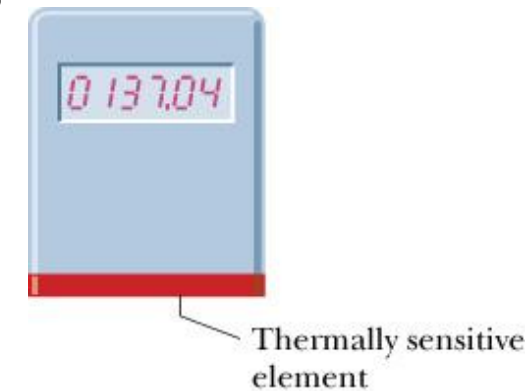
Corpos sofrem mudanças consideráveis quando: são aquecidos ou resfriados. Por exemplo quando aquecemos

Líquido → aumenta de volume

Barra de metal → fica mais comprida (dilata)

Resistência elétrica em um fio → aumenta

Pressão de gás confinada → aumenta



Qualquer dessas propriedades podem ser usada como base para um instrumento que mede temperatura .

O instrumento na figura possui essa capacidade, quando:

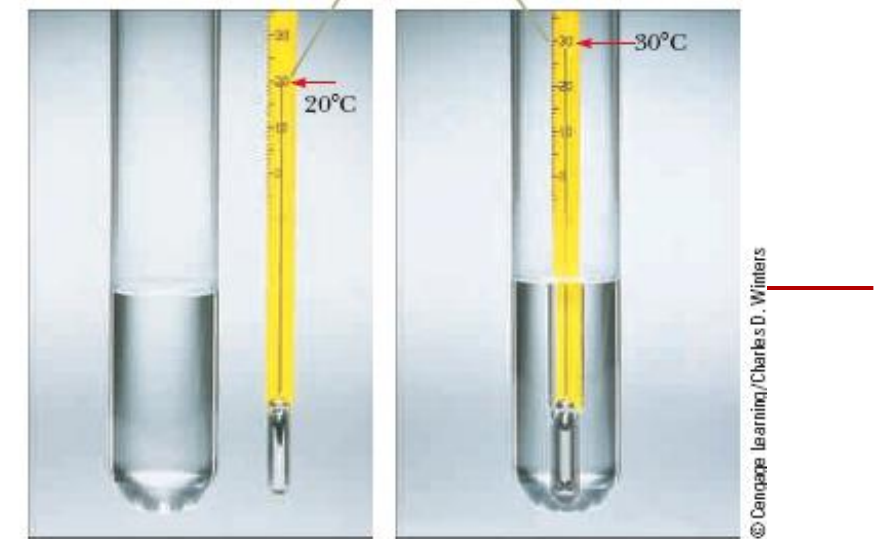
Aquecido → o número no mostrador aumenta

Resfriado → o número no mostrador diminui

O instrumento ainda não está calibrado (números sem significado físico) nome
→ termoscópio (não é um termômetro ainda!)

→ Um termômetro comum consiste em um fluido, geralmente mercúrio ou álcool que se expande em um tubo capilar quando sua temperatura aumenta.

Propriedade física que muda neste caso é o volume



→ Qualquer variação de temperatura pode ser definida como sendo proporcional ao comprimento da coluna de fluido

→ O termômetro pode ser calibrado colocando-o em contato térmico com um sistema que esteja em equilíbrio térmico.

Exemplo: Água e gelo em equilíbrio térmico na pressão atmosférica.

Água e vapor em equilíbrio térmico na pressão atmosférica.

→ **A escala Celsius de temperatura é definida como tendo seu**

0°C → ponto de congelamento da água (ponto de gelo)

100 °C → ponto de ebulição da água (ponto de vapor)

→ **Escala Celsius é criada dividindo 100 segmentos iguais → definição de 1° C.**

Escalas de temperatura

$$\theta = (L - L_0) / (L_{100} - L_0)$$

A - Escala Celsius (Anders Celsius 1701-1744)

Pontos de referência:

1. Água congela a Zero graus Celsius 0°C
2. Água evapora a 100 graus Celsius 100 °C

Entre pontos de ref 1 e 2, 100 divisões iguais.

B - Escala Fahrenheit (Fahrenheit 1686-1736)

Pontos de referência:

1. Menor "temperatura" que ele achou em seu lab
2. Temperatura do corpo humano (96 °F)

Água congela a 32°F e evapora a 212°F

Correspondência entre algumas Temperaturas

TABLE 18-1

Some Corresponding Temperatures

Temperature	°C	°F
Boiling point of water ^a	100	212
Normal body temperature	37.0	98.6
Accepted comfort level	20	68
Freezing point of water ^a	0	32
Zero of Fahrenheit scale	≈ -18	0
Scales coincide	-40	-40

^aStrictly, the boiling point of water on the Celsius scale is 99.975°C, and the freezing point is 0.00°C. Thus, there is slightly less than 100 C° between those two points.

Conversão: apenas útil se for para os EUA

Celsius → Fahrenheit

$$T_F = \frac{9F^\circ}{5C^\circ} T_C + 32^\circ C$$

Fahrenheit → Celsius

$$T_C = \frac{5C^\circ}{9F^\circ} T_F - 32^\circ C$$



NOTE: 1 grau não é 1 grau ? Mas quando coincidem ?

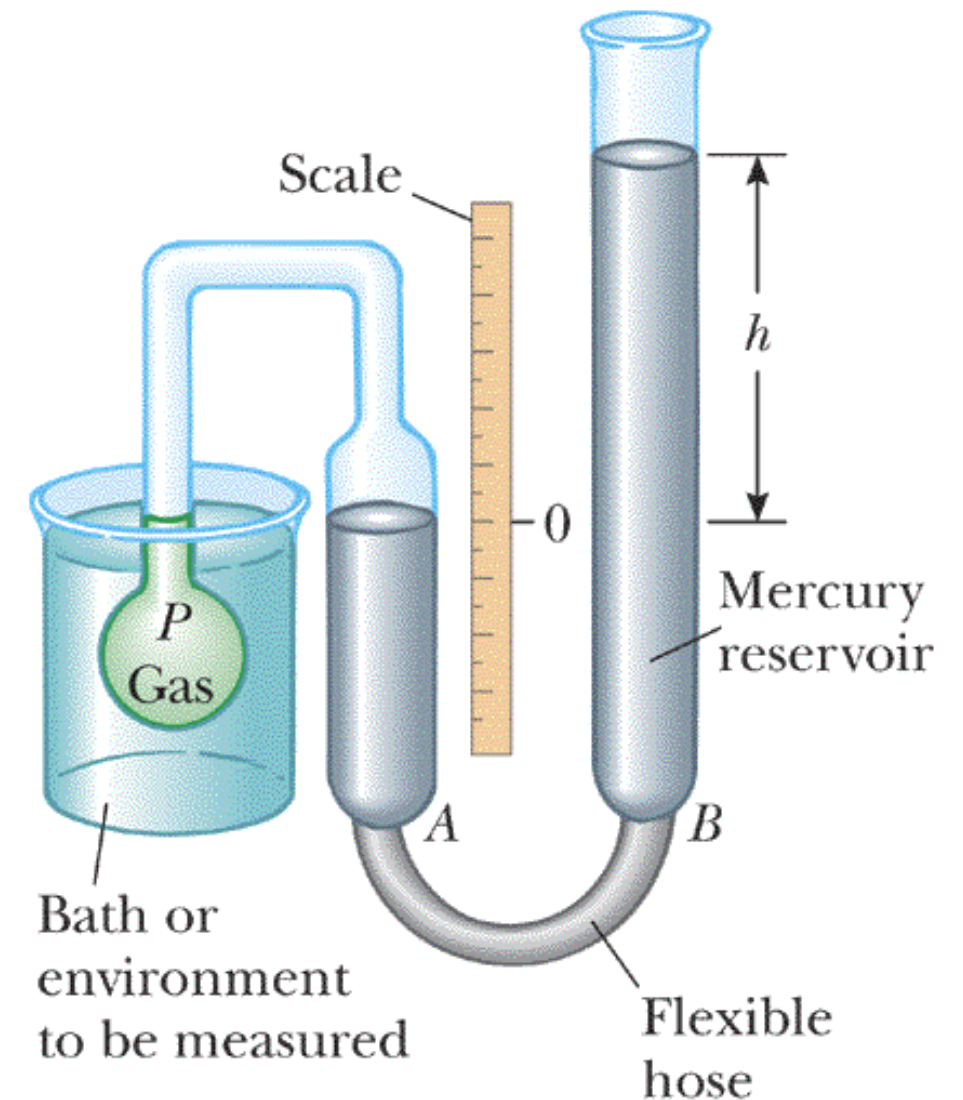
Termômetro de gás a volume constante

- Embora seja prático, o termômetro de mercúrio e álcool não definem a temperatura de uma maneira fundamental (unívoca).

PROBLEMA: As medidas feitas com termômetros com diferentes fluidos, apresentam variações.

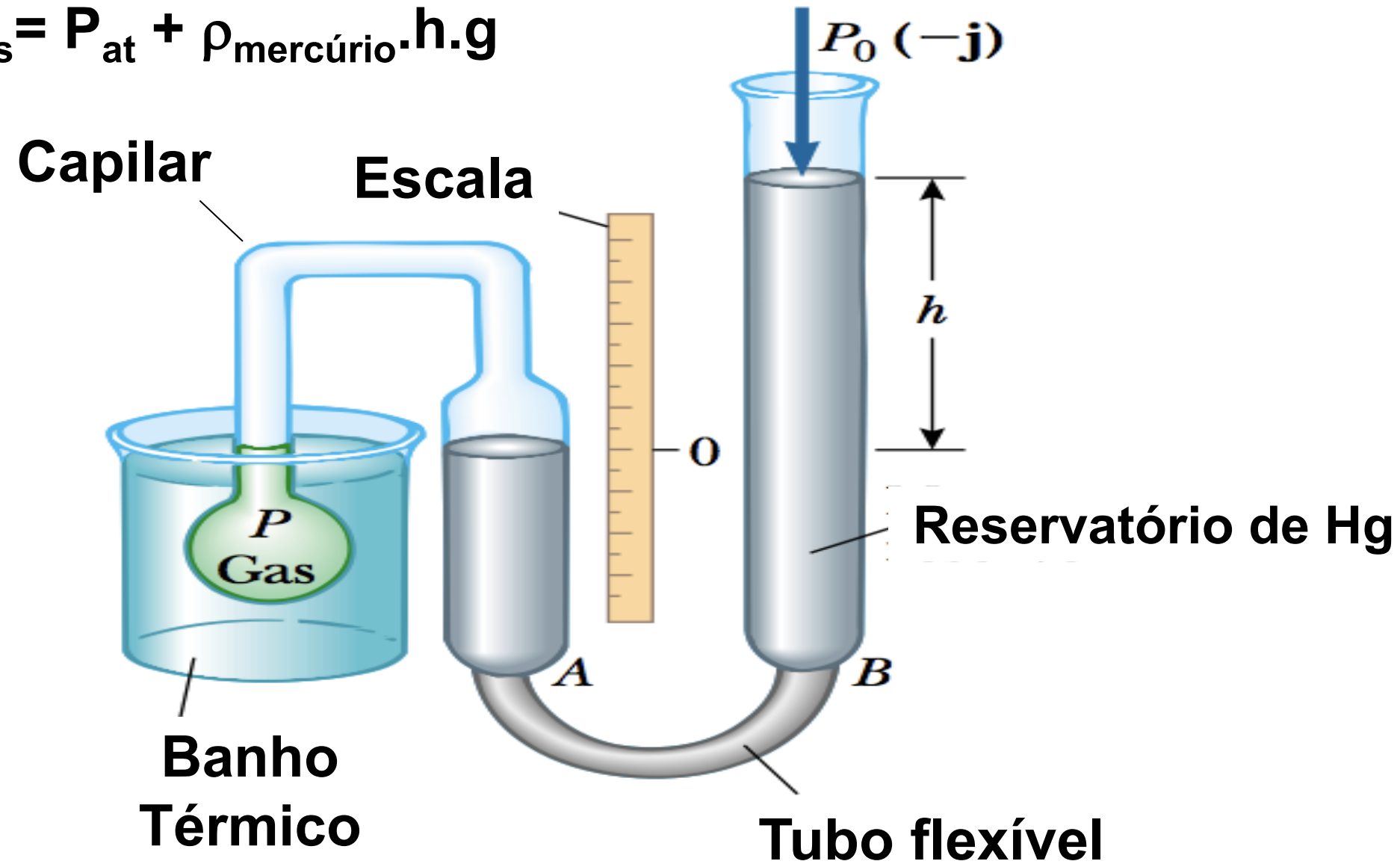
- Somente o termômetro de gás consegue relacionar a temperatura à energia interna e suas leituras são quase independentes da substância (gás) utilizada nele.

O que observamos neste dispositivo é a variação da pressão com a temperatura a volume constante



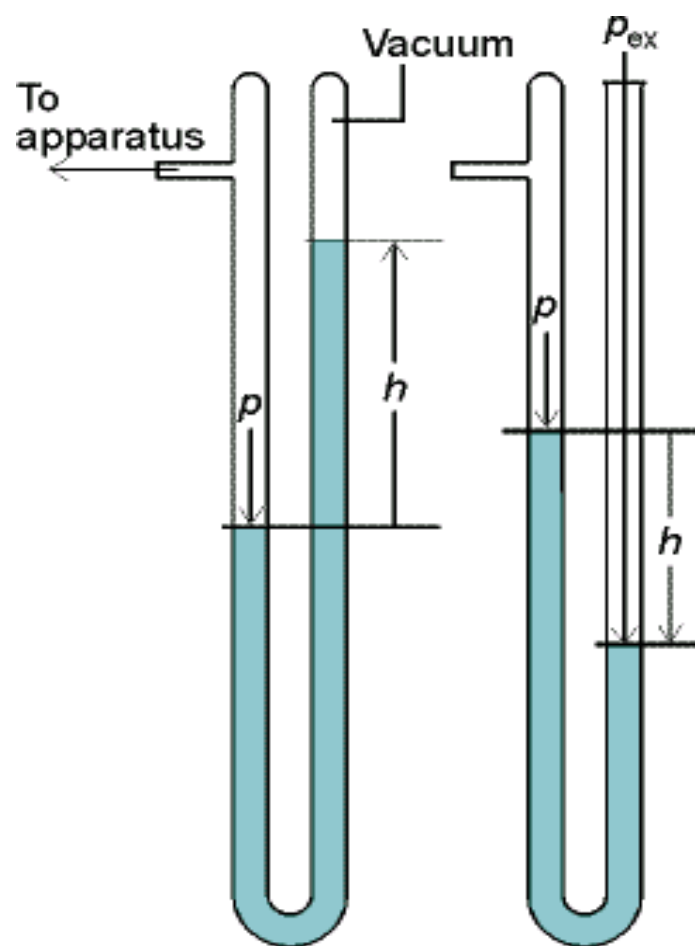
Termômetro a gás a Volume cte.

$$P_{\text{gás}} = P_{\text{at}} + \rho_{\text{mercúrio}} \cdot h \cdot g$$



Pressão

Equilíbrio mecânico, condição de igualdade de pressão em ambos os lados de uma parede móvel.



manômetro:

$$P = P_{\text{ex}} + \rho gh$$

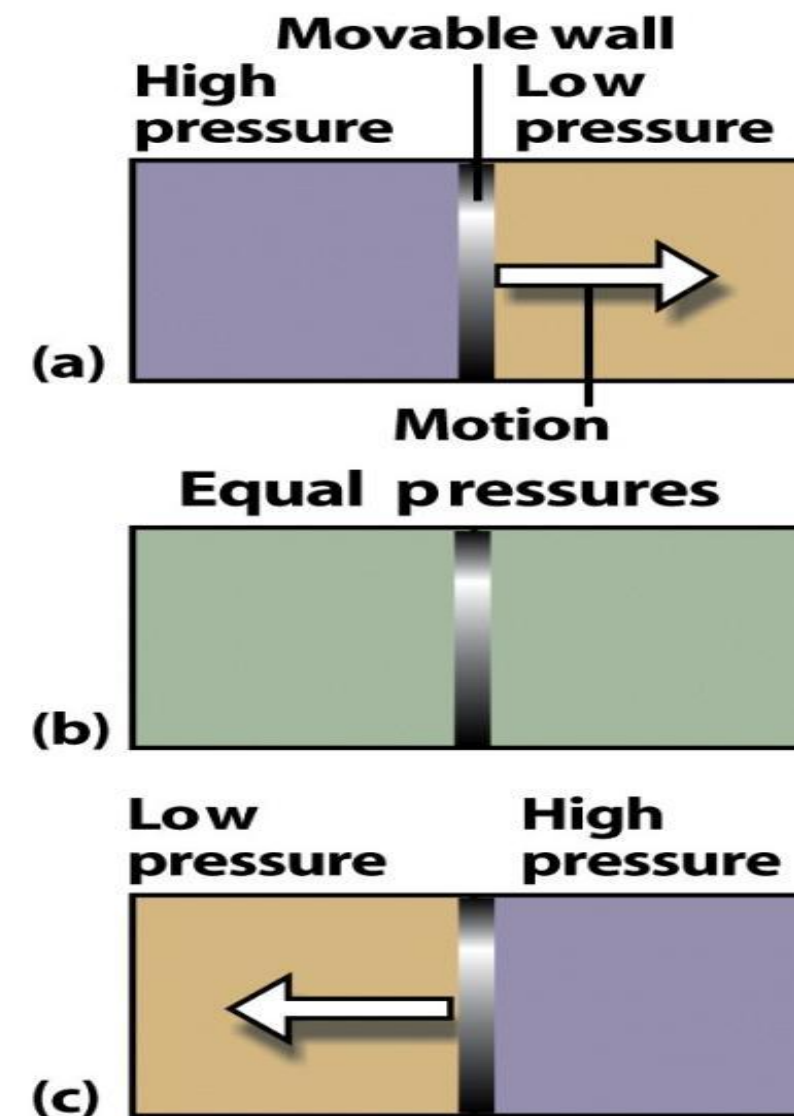
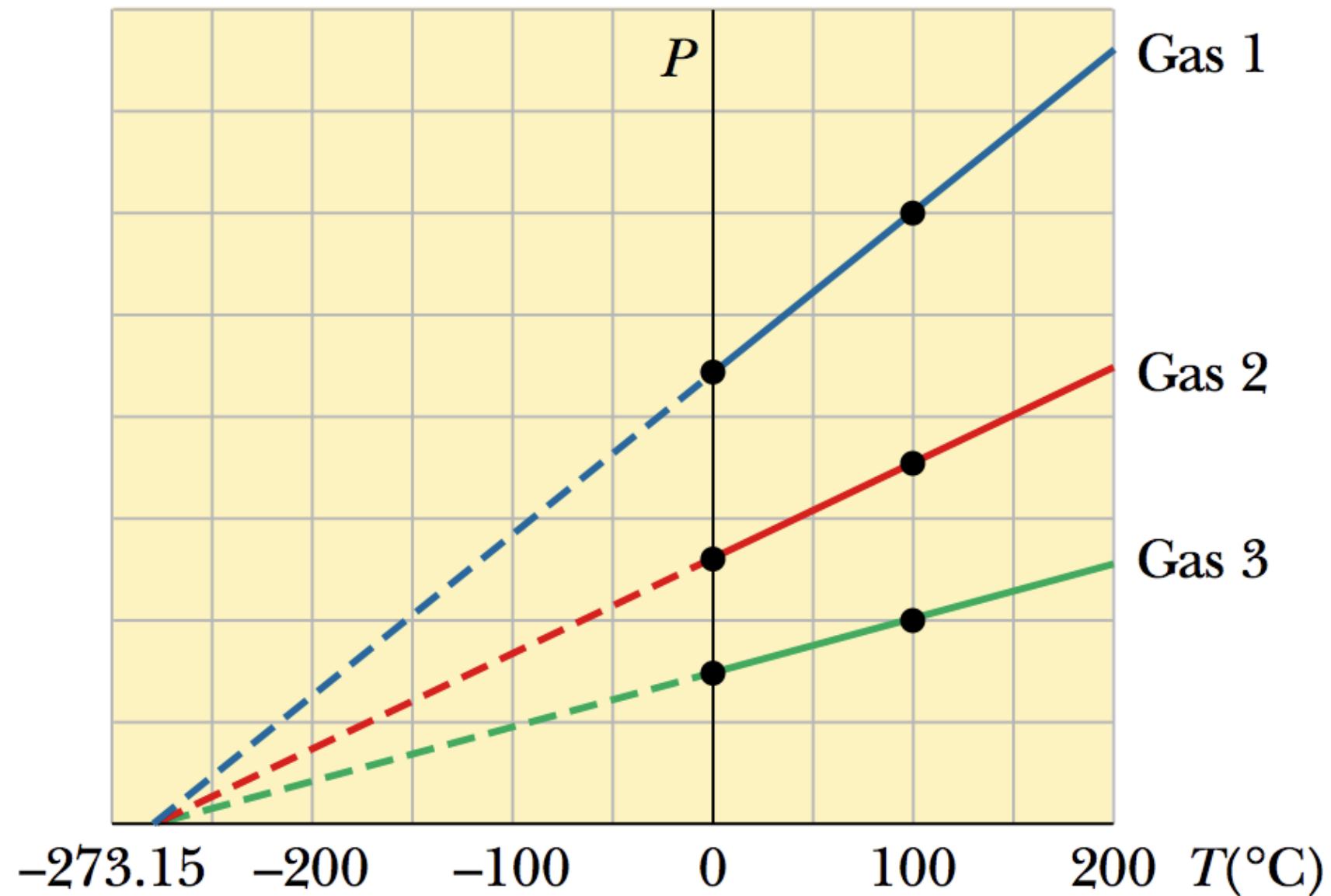


Figure 1-1
Atkins Physical Chemistry, Eighth Edition
© 2006 Peter Atkins and Julio de Paula

Comparação para diferentes gases

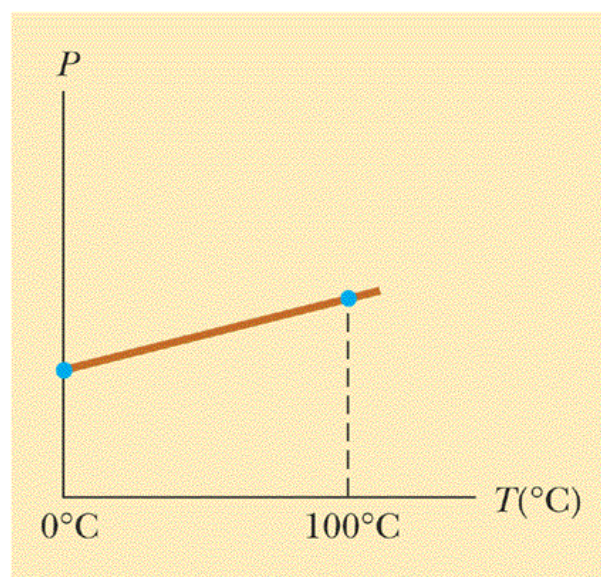
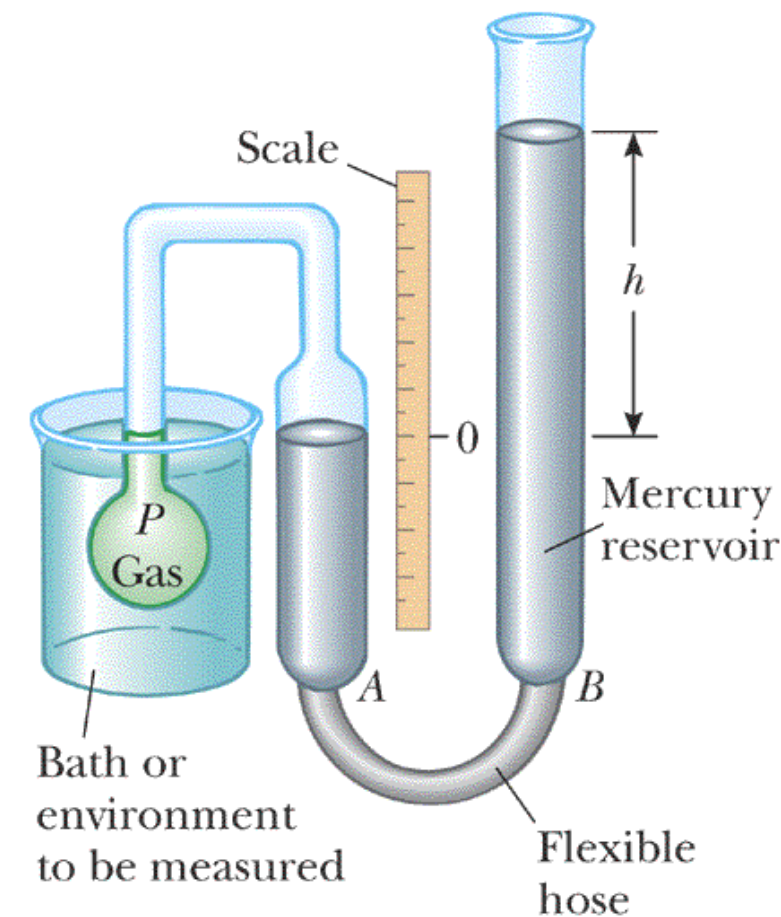


Extrapolação da relação entre Temperatura e Pressão : Zero Absoluto (-273.15 °C)

- **Processo de Calibração:** O frasco de gás P é introduzido em um banho de gelo e o reservatório B de mercúrio é levantado ou abaixado ~~até que o volume do gás confinado seja indicado pelo ponto zero da régua.~~
- A altura h (diferença da altura do reservatório de mercúrio e a coluna A) indica a pressão no frasco a 0°C através da equação.

$$p = p_0 - \rho gh$$

- O mesmo procedimento é repetido, com o banho sendo realizado com a água no ponto de ebulição, resultando em um novo valor para h , indicando assim o valor da pressão a 100°C , como mostra o gráfico



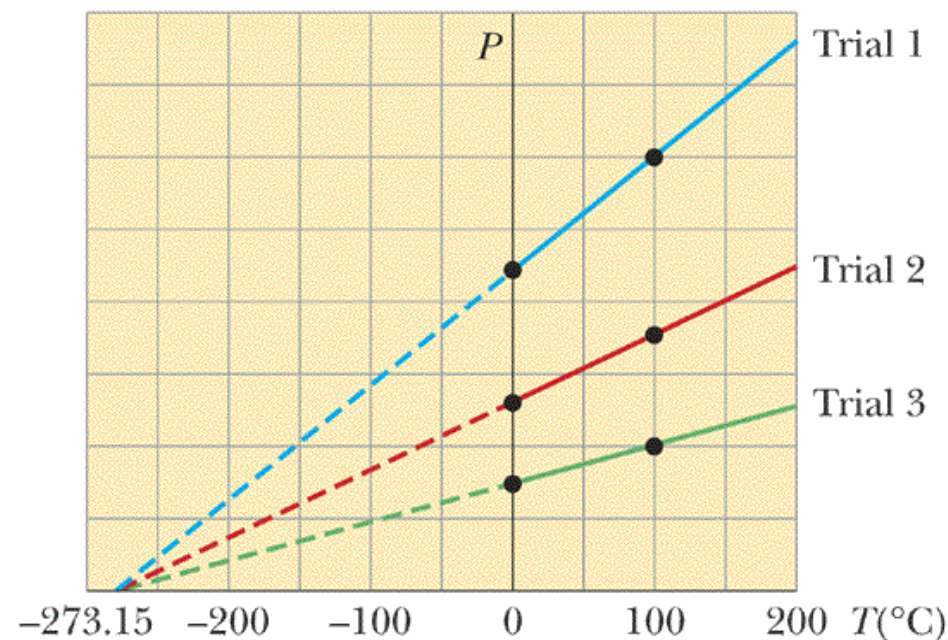
A linha que conecta estes dois pontos é a curva de calibração para medição de temperaturas desconhecidas

No laboratório vocês podem determinar a curva de calibração de um termistor!

O que acontece com a curva de calibração se trocamos o gás que está confinado no frasco ?

→ Experimentos mostram que as leituras dos termômetro são quase independentes do tipo do gás utilizado (desde que a pressão seja baixa e a temperatura esteja bem acima do ponto em que o gás se liquefaz)

→ Podemos executar medidas com um gás no frasco, com diferentes pressões iniciais a 0°C . Geraremos as seguintes curvas de calibração



Se as curvas forem extrapoladas rumo à pressão zero vemos que a temperatura é $273,15^{\circ}\text{C}$ independente do gás ou valor de pressão inicial que está sendo utilizado

Esse resultado sugere que essa **temperatura é universal** (não depende da substância usada no termômetro)

Pressão mais baixa possível é $P=0 \rightarrow$ vácuo perfeito $\rightarrow$ zero absoluto

Termômetro a gás

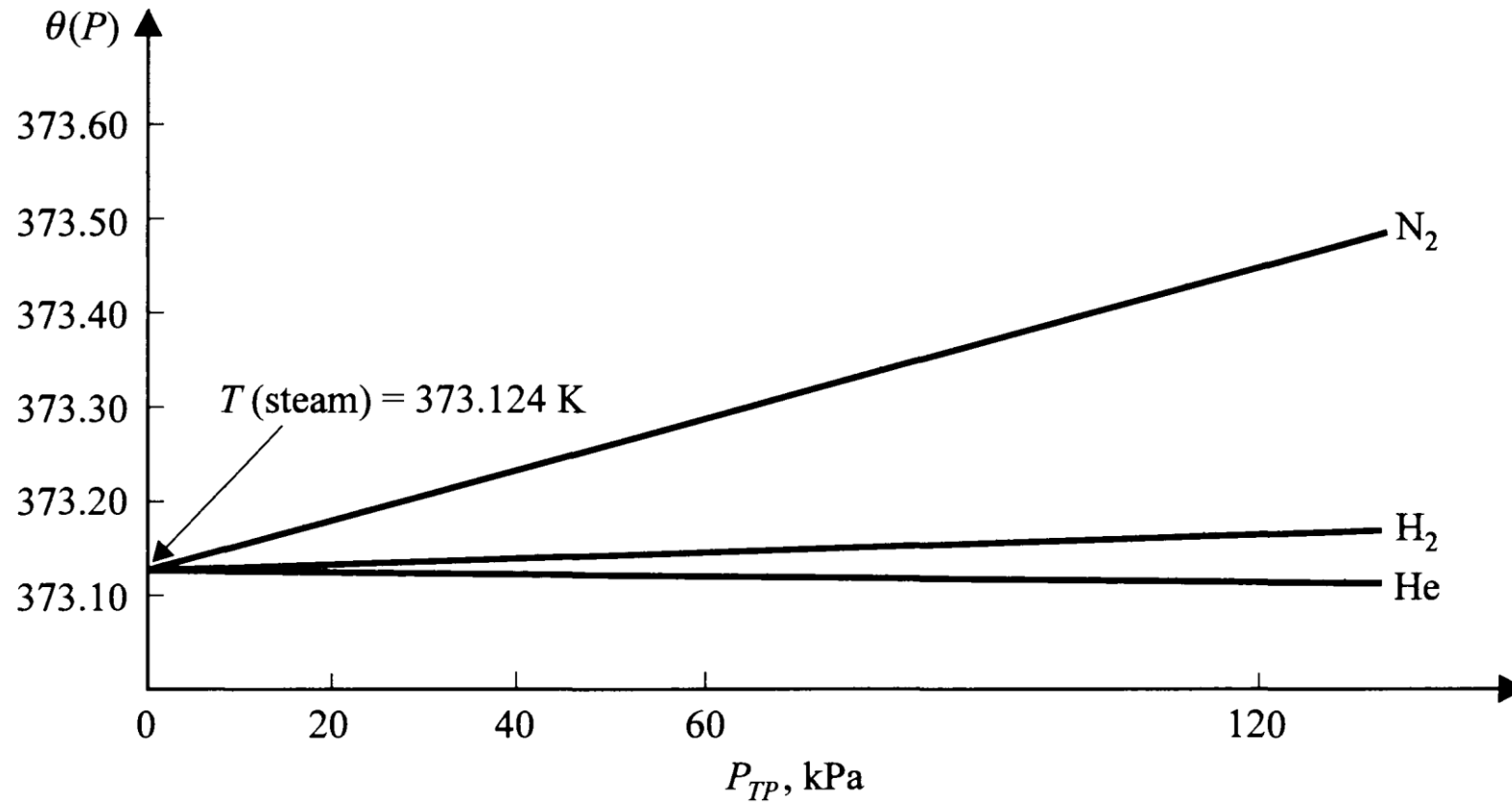
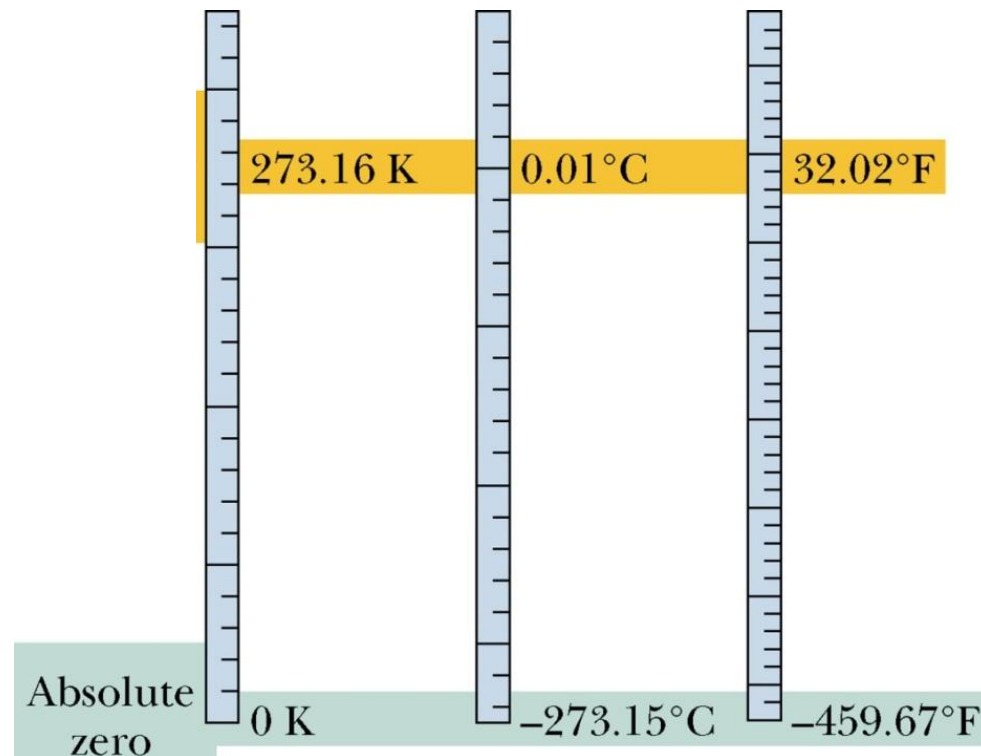


FIGURE 1-7

Readings of a constant-volume gas thermometer for the temperature of steam (NBP of water) when different gases are used at various arbitrary values of P_{TP} . (Limiting value obtained from R. L. Rusby, R. P. Hudson, M. Durieux, J. F. Schooley, P. P. M. Steur, and C. A. Swenson: *Metrologia*, vol. 28, pp. 9–18, 1991.)

As Escalas Celsius, Kelvin e Fahrenheit

Essa temperatura é utilizada como base para a escala Kelvin de temperatura, que estabelece $-273,15^{\circ}\text{C}$ tem como seu ponto zero (0 K)



A escala de temperatura Kelvin é usada basicamente no trabalho científico. Para aplicações do dia-dia a escala Celsius é mais utilizada. **O grau Celsius tem o mesmo valor numérico que um Kelvin.** O zero da escala Celsius está deslocado

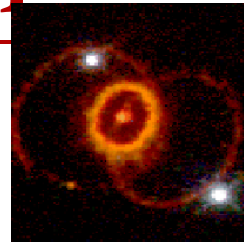
$$T_C = T - 273.15^{\circ}.$$

A escala Fahrenheit é usada nos EUA e emprega um grau menor que o grau da escala Celsius e um zero de temperatura diferente $0^{\circ} = 32^{\circ}\text{F}$.

A relação entre as escalas Celsius e Fahrenheit é dada pela equação

$$T_F = \frac{9}{5}T_C + 32^{\circ},$$

Temperatura: ordens de grandeza



Núcleo de um Supernova
100,000,000,000 K



Célula de ponto triplo - 273.16 K



lava
1,200 K



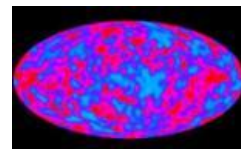
Gelo
273 K



Gelo Seco
164 K

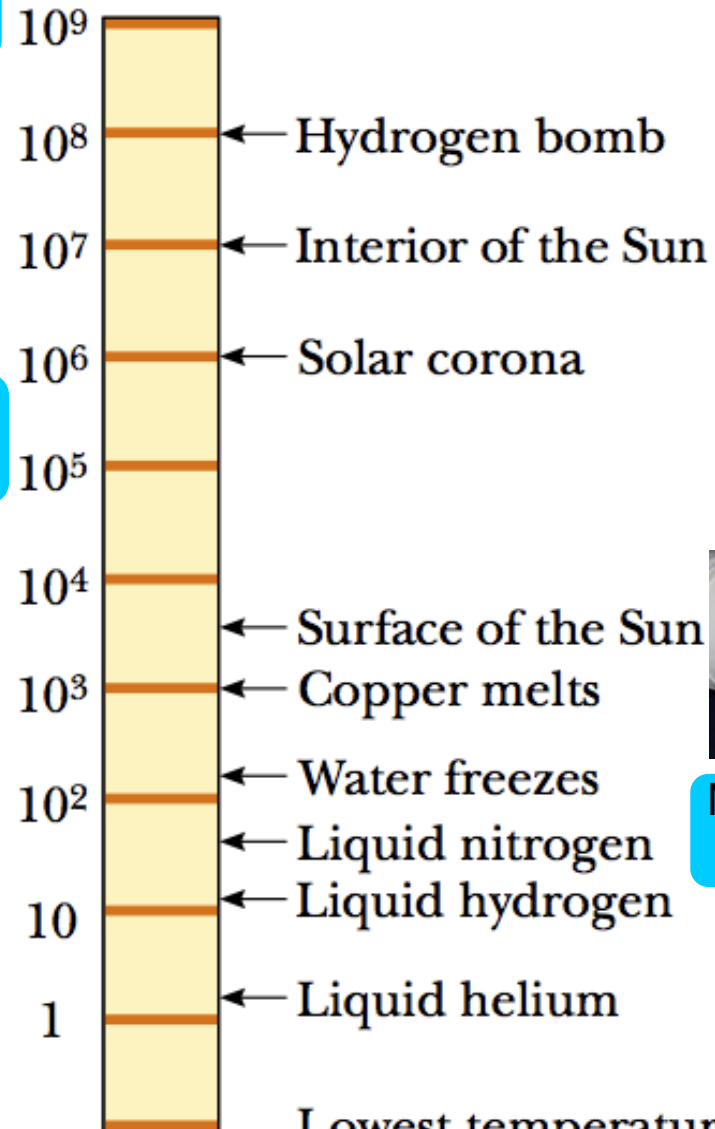


He líquido
4 K



Universo
2.7 K

Temperature (K)



Lowest temperature achieved $\sim 10^{-7}$ K

Ponto fixo padrão

Metrologia



Núcleo do Sol
15,000,000 K
Superfície do Sol
6,000 K



Nitrogênio líquido
77 K

Temperatura Ambiente
294 K



Refrigerador a diluição
0.003 K

Resumo da aula

Dois objetos estão em equilíbrio térmico um com o outro se não trocam energia quando estão em contato térmico

Temperatura é a propriedade que determina se um corpo está em equilíbrio térmico com outros. Se eles estão em equilíbrio térmico estão na mesma temperatura. A unidade no SI de temperatura absoluta é o Kelvin.

Enunciado a lei Zero da termodinâmica

Com essa aula vocês já podem fazer os exercícios da parte de Termometria da lista.

Efeitos da temperatura

Dilatação Térmica

O ***mercúrio do termômetro*** é um dos melhores exemplos que o aumento da temperatura pode acarretar em uma mudança de alguma propriedade física (nesse caso o aumento de volume)

Esse fenômeno é conhecido como **expansão térmica ou dilatação térmica.**

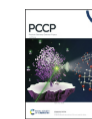
Aplicações



Junções de pontes para dar conta das variações de temperatura



Junção vertical, feita com um material mais macio que a parede para que a parede se expanda ou contraia

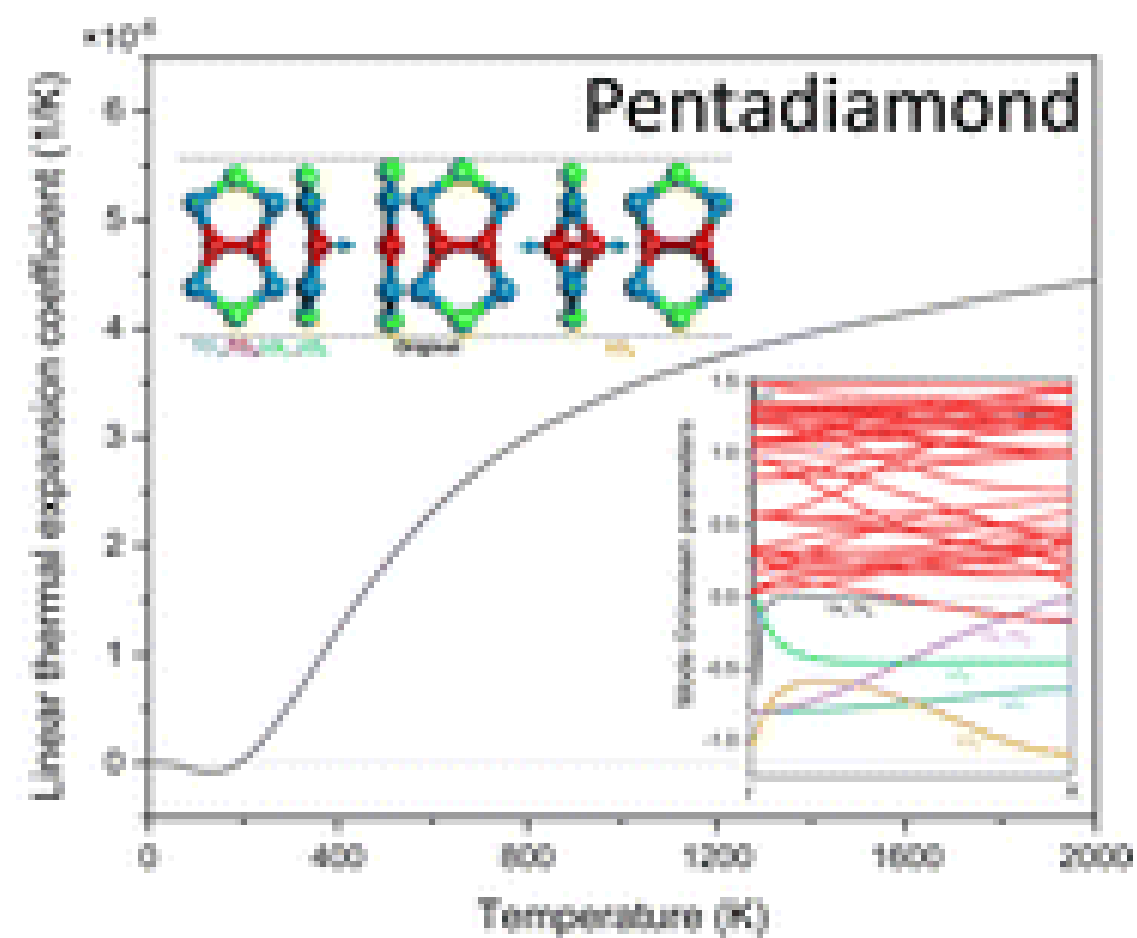
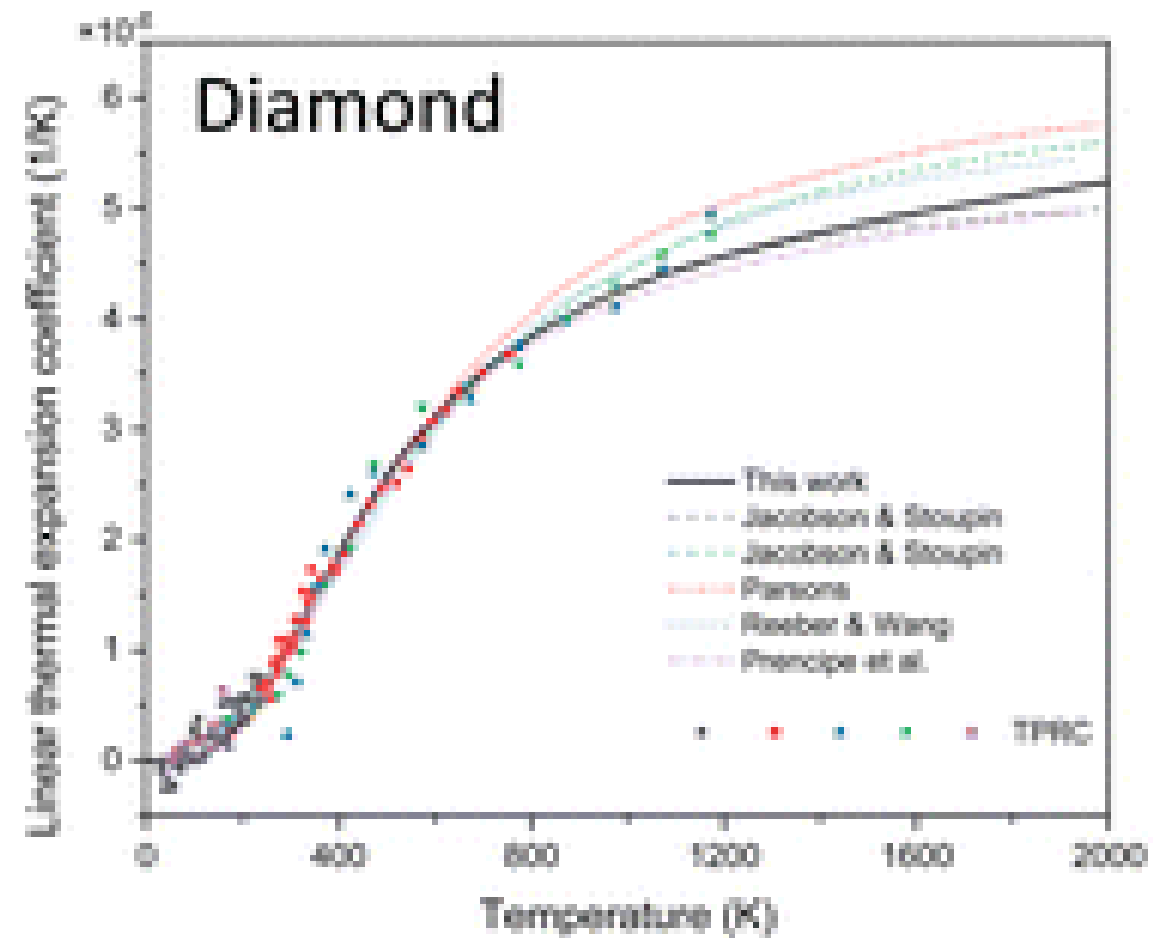


Expansão térmica

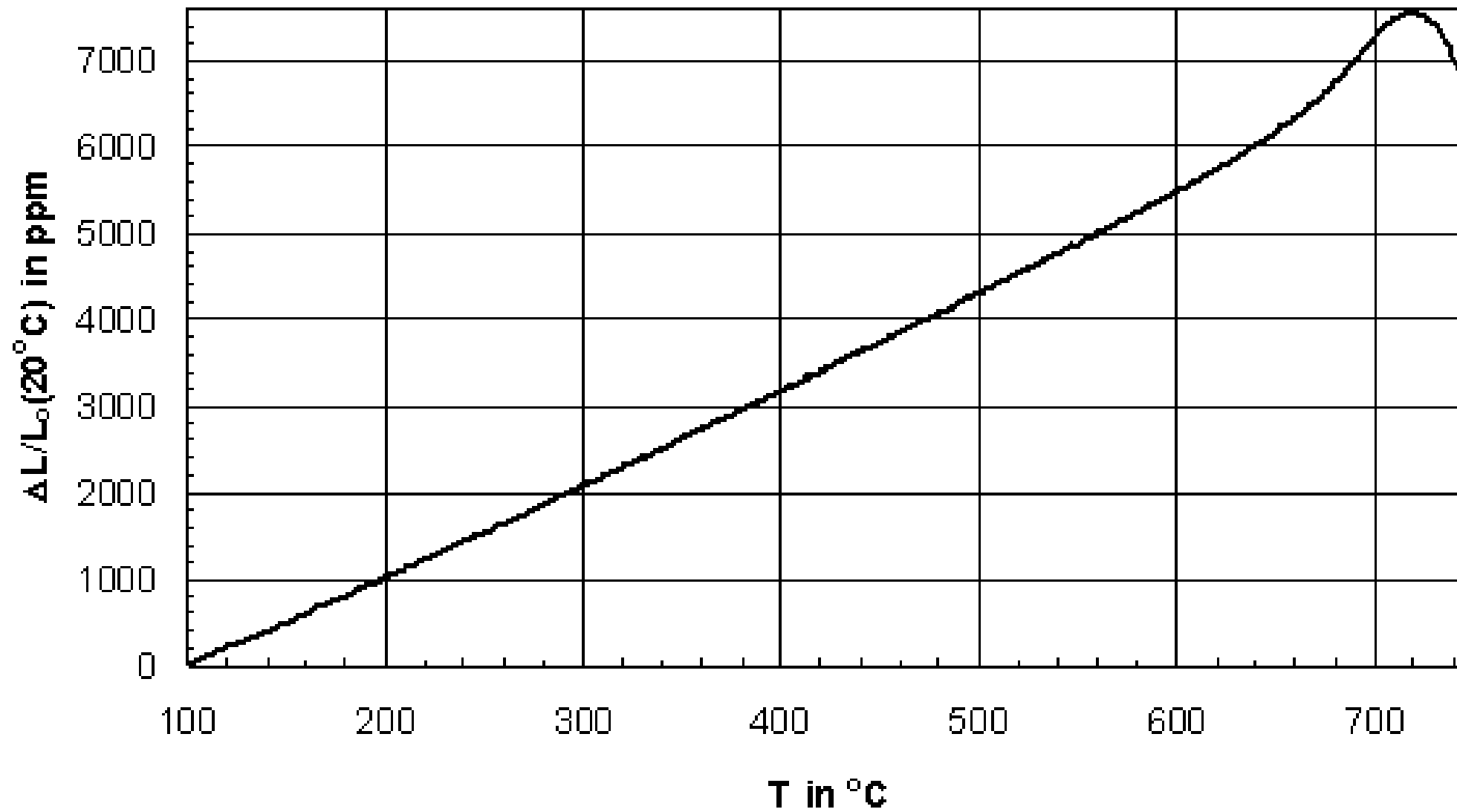
Unexpected low thermal expansion coefficients of pentadiamond



Mingqing Liao,^a Yi Wang,^b Fengjiang Wang,^a Jingchuan Zhu^c and Zi-Kui Liu^b



Expansão térmica



Expansão térmica

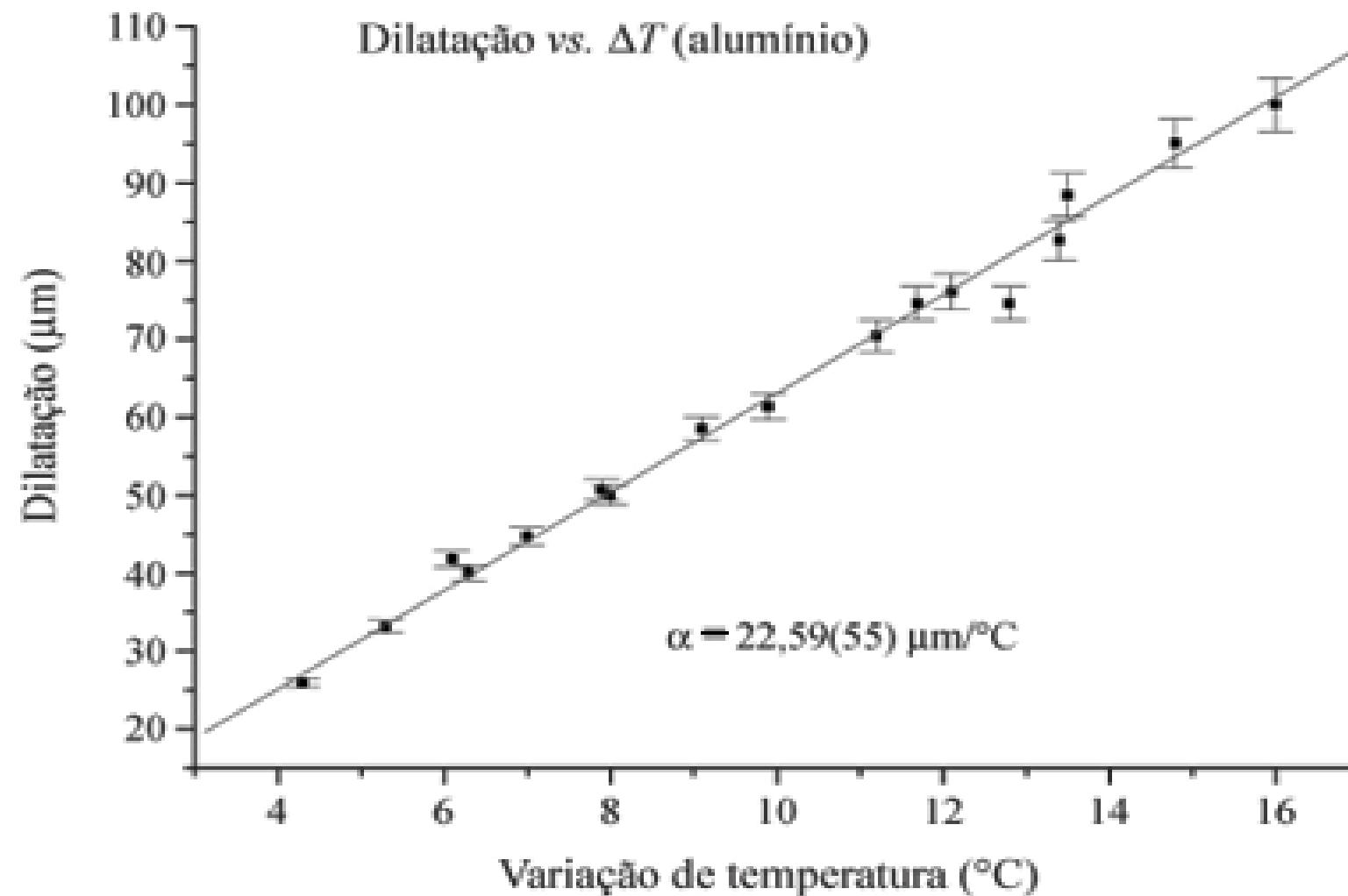


Figura 7 - Curva dos deslocamentos em função da temperatura.

Expansão térmica negativa

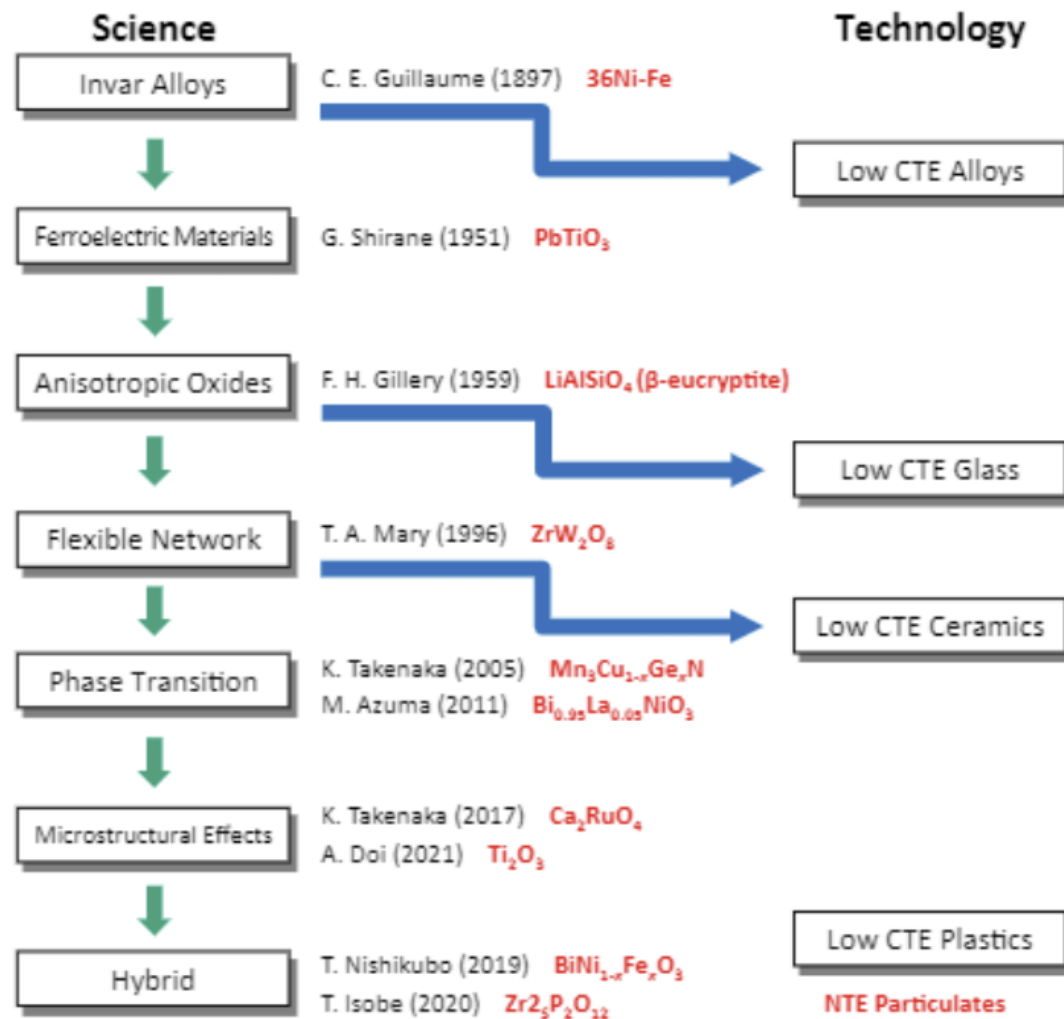
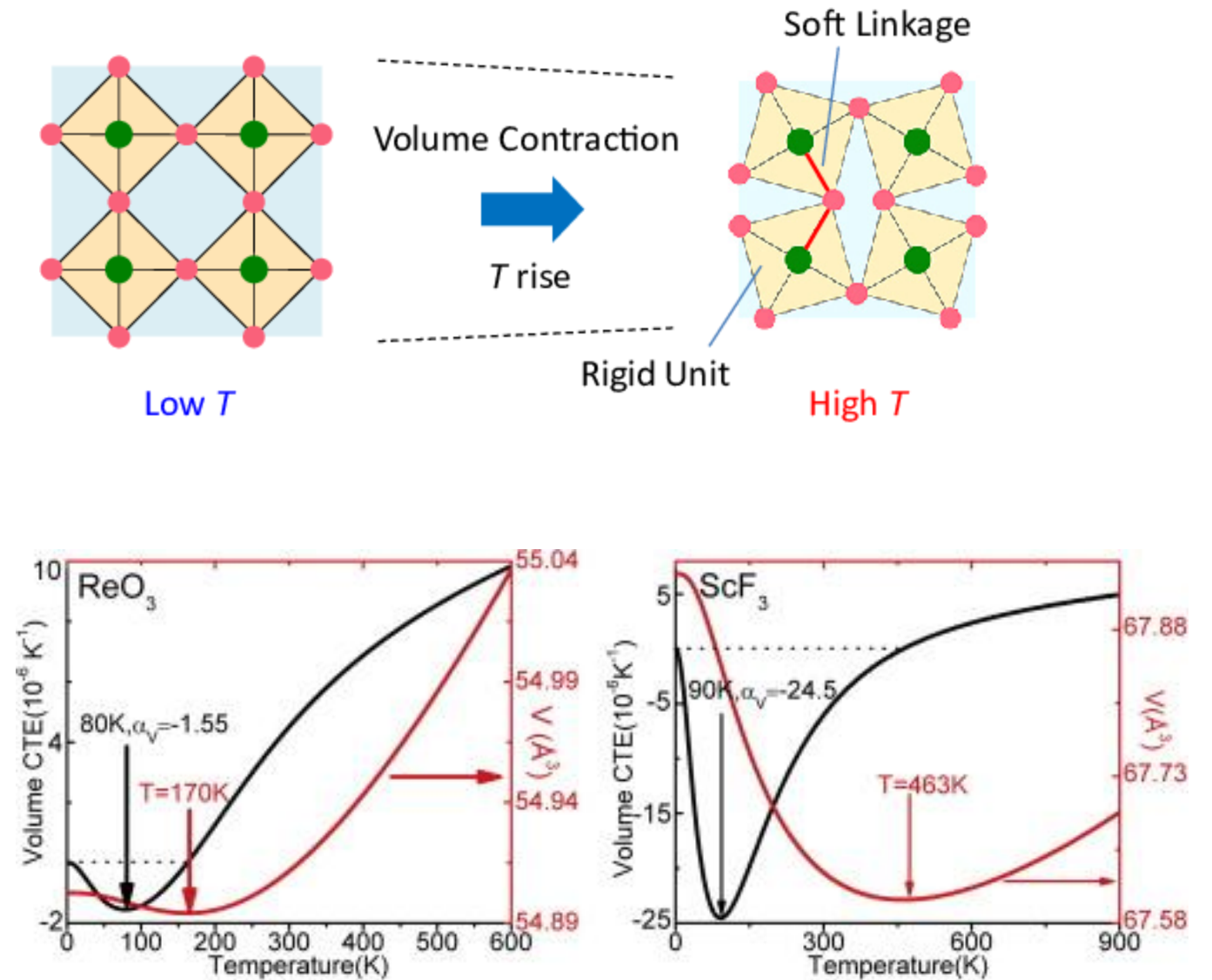
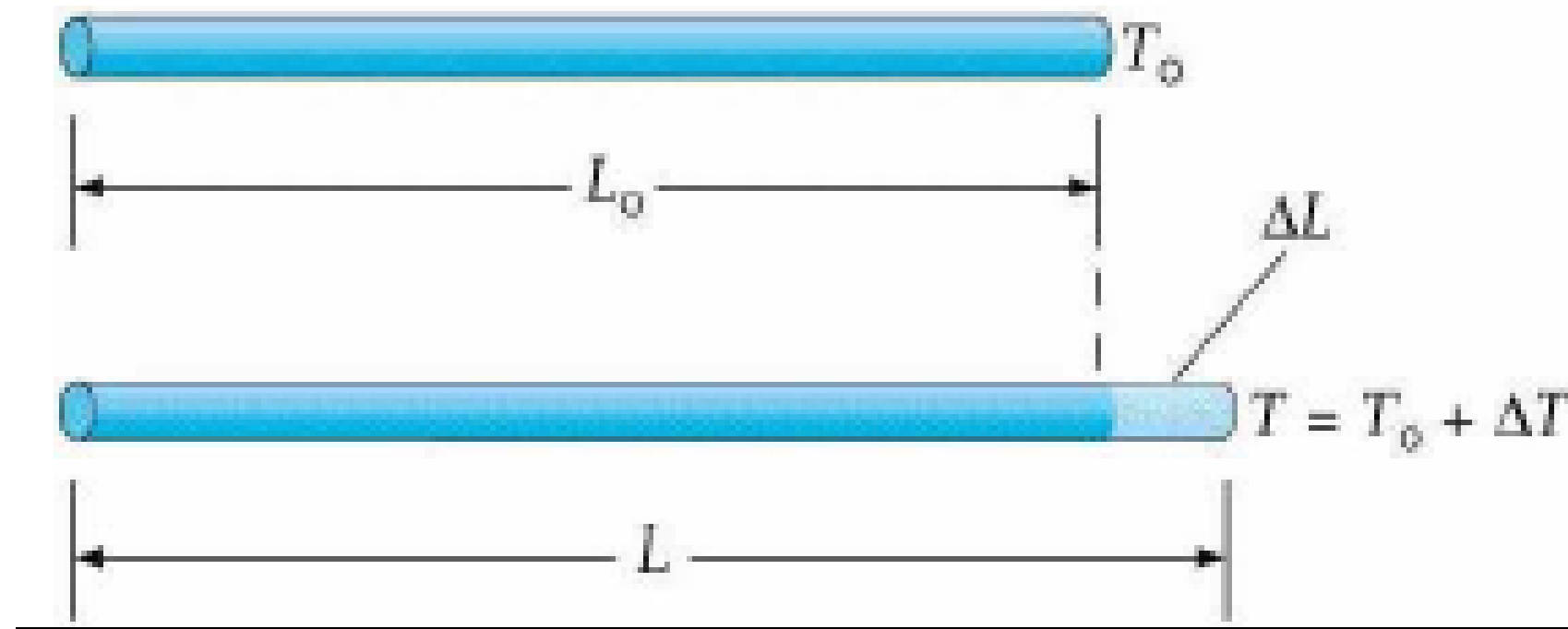


Fig. 1 Progress of research in thermal-expansion anomaly and low or negative thermal expansion.

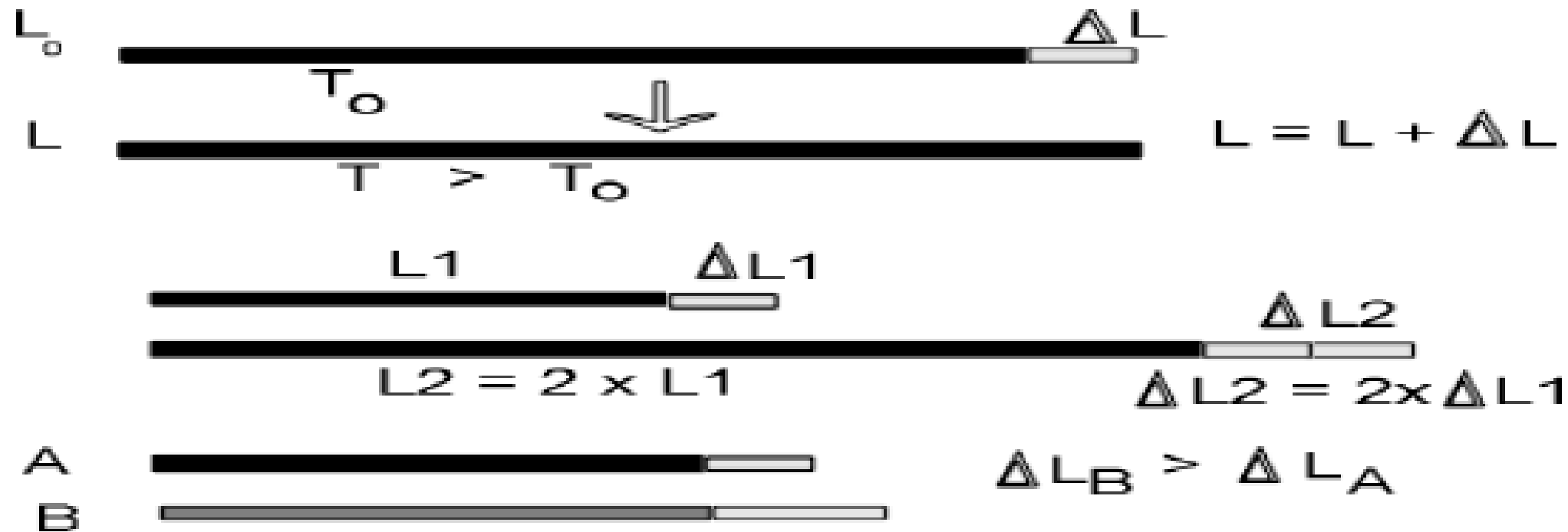


Modelo físico



O experimento mostra que a variação do comprimento é diretamente proporcional a variação da temperatura.

Dilatação térmica



Para uma mesma variação de temperatura, a dilatação depende do material e do comprimento inicial.

Quando 2 barras do mesmo material sofrem a mesma variação de temperatura, mas possui o dobro da outra, então a variação do comprimento é 2 vezes maior.

O que aprendemos ...

$$\Delta L = \alpha \cdot L_0 \cdot \Delta T$$

O que aprendemos ...

$$\Delta L = \alpha \cdot L_0 \cdot \Delta T$$

$$L = L_0 + \Delta L$$

$$= L_0 + \alpha \cdot L_0 \cdot \Delta T$$

$$= L_0 (1 + \alpha \cdot \Delta T)$$

Dilatação linear

Suponha que o um corpo tenha um comprimento inicial L_i ao longo de uma direção em alguma temperatura. Experimentos mostram que quando ΔT é pequeno o bastante, ΔL é dado por

Ou seja:

$$\Delta L = L \alpha \Delta T, \quad (1)$$

$$L_f - L_i = \alpha L_i (T_f - T_i)$$

 **Coeficiente de dilatação linear**

A unidade de α é o $^{\circ}\text{C}^{-1}$ ou K^{-1}

Alguns coeficientes de dilatação linear

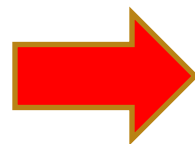


TABLE 18-2

Some Coefficients of Linear Expansion^a

Substance	α ($10^{-6}/^{\circ}\text{C}$)	Substance	α ($10^{-6}/^{\circ}\text{C}$)
Ice (at 0°C)	51	Steel	11
Lead	29	Glass (ordinary)	9
Aluminum	23	Glass (Pyrex)	3.2
Brass	19	Diamond	1.2
Copper	17	Invar ^b	0.7
Concrete	12	Fused quartz	0.5

Podemos determinar o coef. De dilatação de alguns metais

^aRoom temperature values except for the listing for ice.

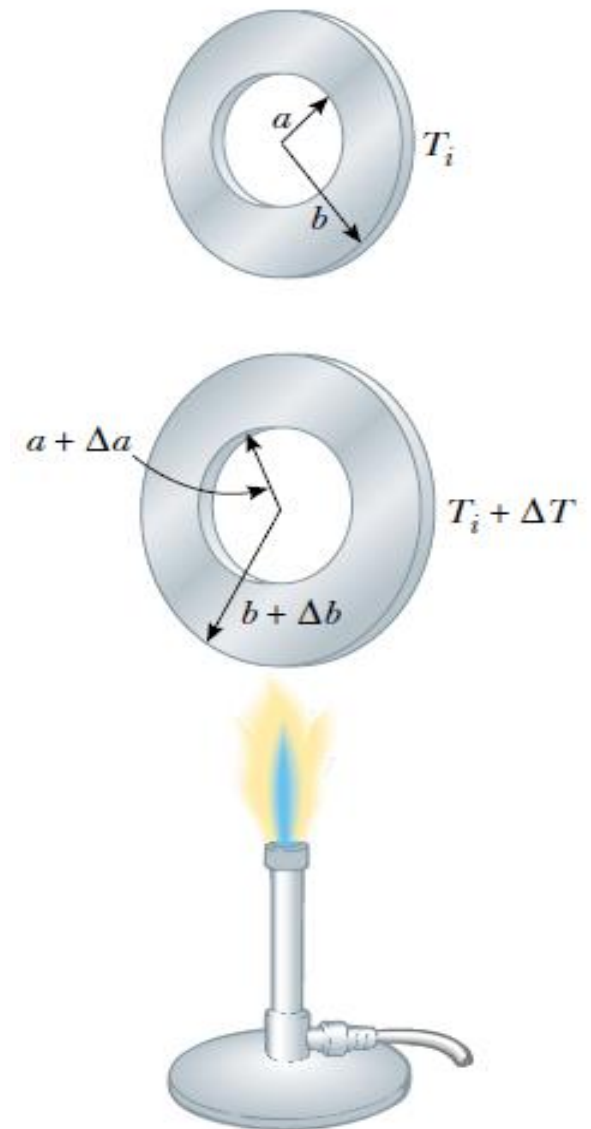
^bThis alloy was designed to have a low coefficient of expansion. The word is a shortened form of “invariable.”

A **dilatação térmica** de um sólido é como **uma ampliação de uma fotografia** (ocorre nas três dimensões, não somente em duas)

A figura mostra esquematicamente uma dilatação exagerada de uma arruela de metal homogênea

A eq. $\Delta L = \alpha L_i \Delta T$ se aplica a

todas as dimensões da arruela incluindo o raio do furo :
Arestas, espessura, diagonais e diâmetro do uma
circunferência retirada da régua.



[Anel de Gravesande \(Vídeo 1\) \(youtube.com\)](#)



Atenção: Quando a temperatura de um corpo aumenta, toda a dimensão linear aumenta de tamanho.

Isso inclui qualquer buraco no material, que se expande da mesma maneira como se o buraco estivesse preenchido pelo material

Dilatação volumétrica

Se todas as dimensões de um sólido aumentam com a temperatura, o seu volume também aumenta.

No caso de um líquido, somente podemos falar em termos de dilatação volumétrica

A mudança no volume é proporcional ao volume inicial V e a variação de temperatura da seguinte forma

$$\Delta V = V\beta \Delta T,$$

**Coeficiente de
dilatação
volumétrica**

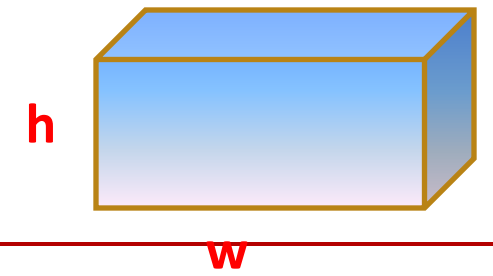


Para um sólido o coeficiente de dilatação volumétrica é dado por

$$\beta = 3\alpha.$$

Esta equação assume que o coeficiente de dilatação linear do sólido é o mesmo em todas as direções → o material é isotrópico.

VAMOS DEDUZIR ?



Para demonstrar que $\beta = 3\alpha$ para um sólido.

Considere um sólido no formato de uma caixa de lados l, w, h

Seu volume em T_i é dado por $V_i = \ell wh$.

Em uma temperatura $T_i + \Delta T$, seu volume muda para $V_i + \Delta V$

$$\Delta L = \alpha L_i \Delta T$$

Portanto temos que:

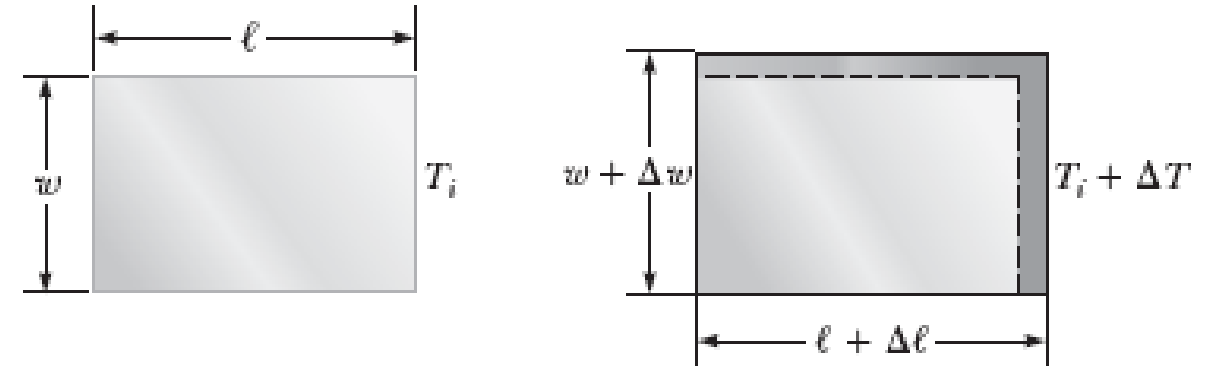
$$\begin{aligned} V_i + \Delta V &= (\ell + \Delta \ell)(w + \Delta w)(h + \Delta h) \\ &= (\ell + \alpha \ell \Delta T)(w + \alpha w \Delta T)(h + \alpha h \Delta T) \\ &= \ell wh(1 + \alpha \Delta T)^3 \\ &= V_i[1 + 3\alpha \Delta T + 3(\alpha \Delta T)^2 + (\alpha \Delta T)^3] \end{aligned}$$

Dividindo ambos os lados por V_i temos e isolando o termo $\Delta V/V_i$,

Desprezando ordens maiores de $\alpha \Delta T$

$$\frac{\Delta V}{V_i} = 3\alpha \Delta T + 3(\alpha \Delta T)^2 + (\alpha \Delta T)^3$$

$$\frac{\Delta V}{V_i} = 3\alpha \Delta T \rightarrow \Delta V = (3\alpha) V_i \Delta T$$



Por um procedimento similar podemos encontrar que o **aumento na área de um corpo** é dado por :

$$\Delta A = \gamma A_i \Delta T$$

onde $\gamma = 2\alpha$ é o **coeficiente médio de expansão da área**.

Você consegue fazer essa dedução ?

Expansões em 1, 2 e 3 D

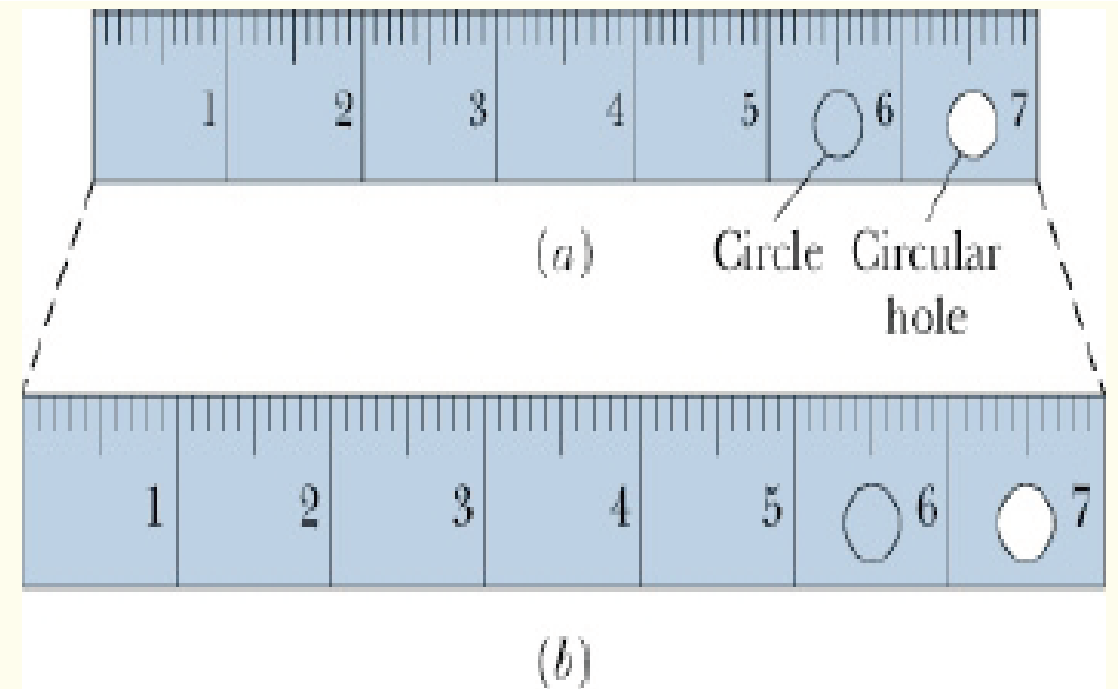
Expansão Linear: $\Delta L = L_f - L_i = \alpha L_i \Delta T$

Expansão Superficial $\Delta A = A_f - A_i = \gamma A_i \Delta T$

Expansão Volumétrica $\Delta V = V_f - V_i = \beta V_i \Delta T$

Para deduzir as relações abaixo use, e.g. o caso superficial, $\Delta A = (x + i \delta x)(y + j \delta y)$ com $\delta x = \alpha x \Delta T$ e análogo para y . i e j são vetores unitários, considere que $i \cdot j = 0$

$$\beta = 3\alpha \qquad \gamma = 2\alpha$$



Expansões em 1, 2 e 3 D

$$\Delta V = \beta V_0 \Delta T$$

$$\text{lembrando, } V = L^3$$

$$\Delta V = \frac{dV}{dL} \Delta L = 3L^2 \Delta L$$

$$\text{Como : } \Delta L = \alpha L_0 \Delta T$$

$$\text{para } V = V_0 \text{ e } L = L_0$$

$$\Delta V = 3\alpha L_0^3 \Delta T = 3\alpha V_0 \Delta T$$

$$\therefore \beta = 3\alpha$$

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.

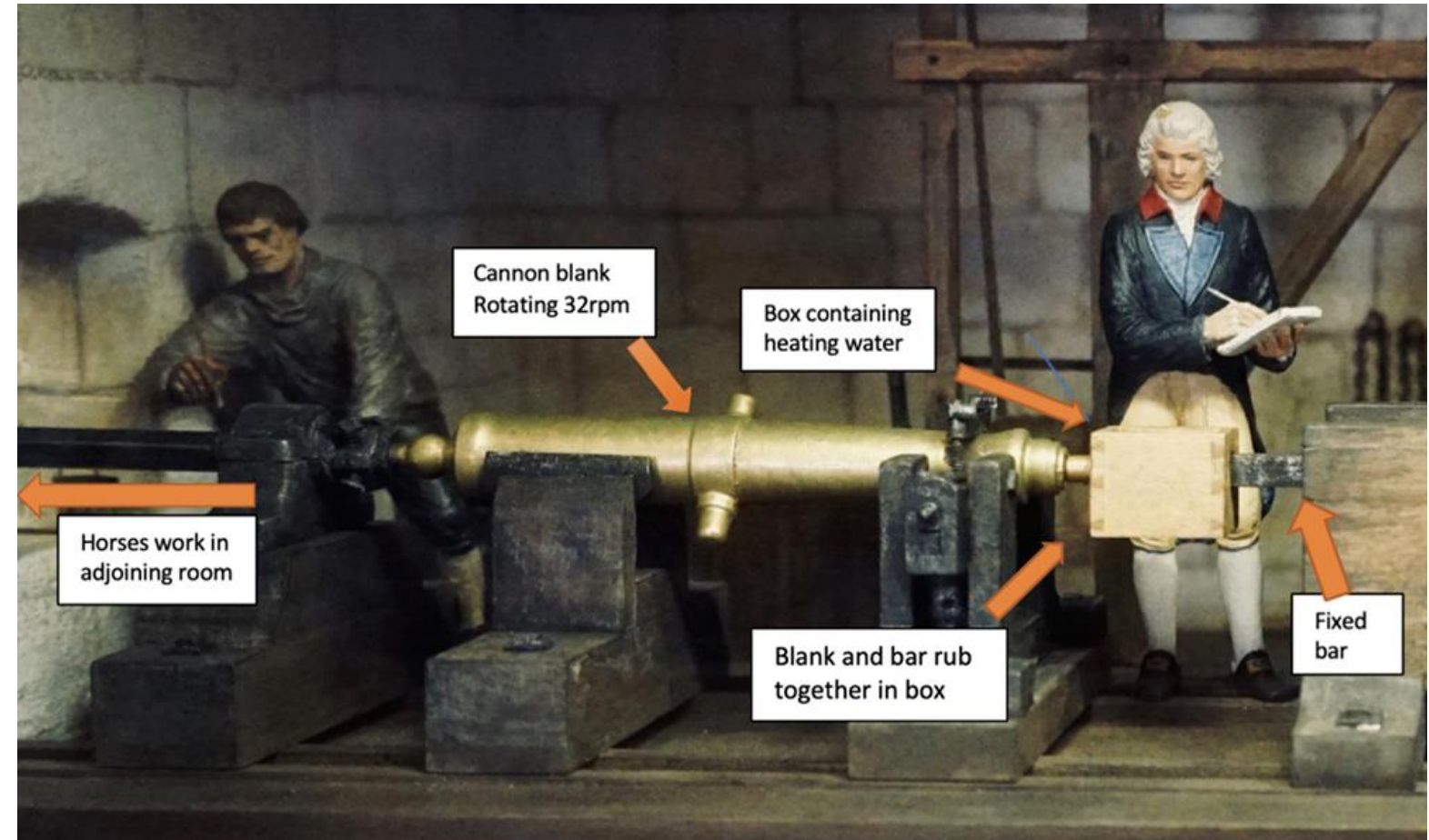
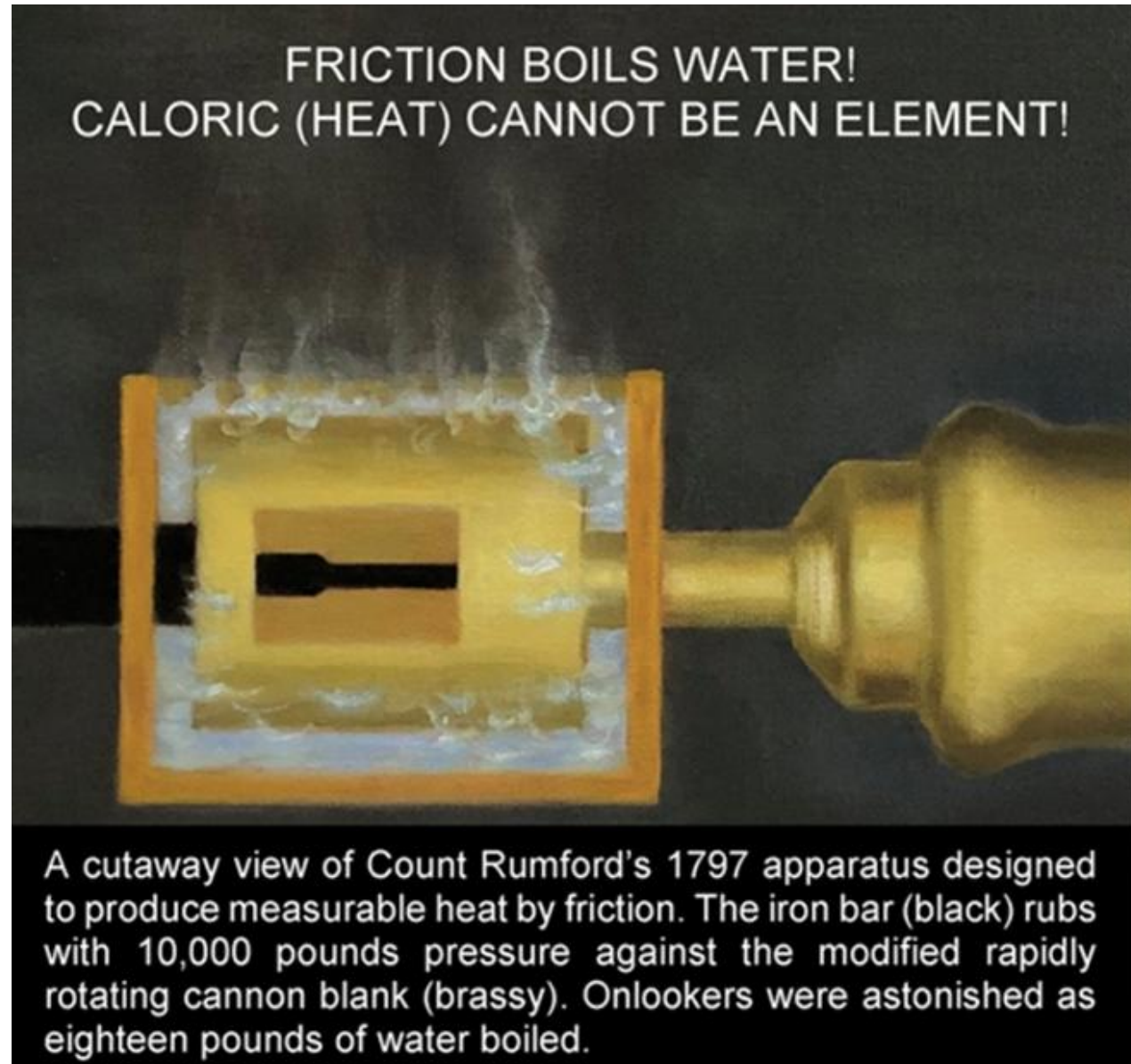
But an obscure home-schooled brewer's son in the north of England, James Prescott Joule, was impressed by the celebrated cannon-boring experiments of Count Rumford, which showed that heat could be created continuously by the mechanical work of boring a cannon.

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 ?

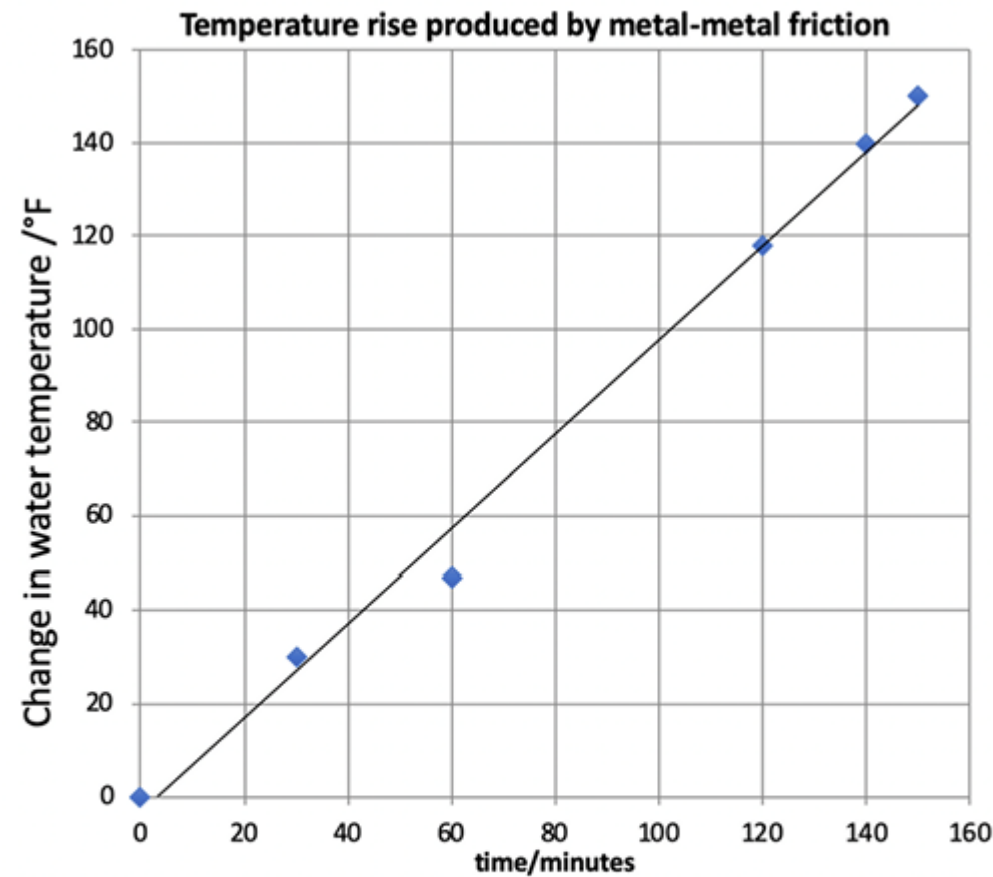


Figure 4. Plot of Rumford's data as contents of the box in the setup in Figure 3 was heated from 60–210 °F. $r^2 = 0.99$. Box, water, iron bar, and cannon blank in Figure 3 were all initially at 60 °F, the y-axis origin.

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 contém água.

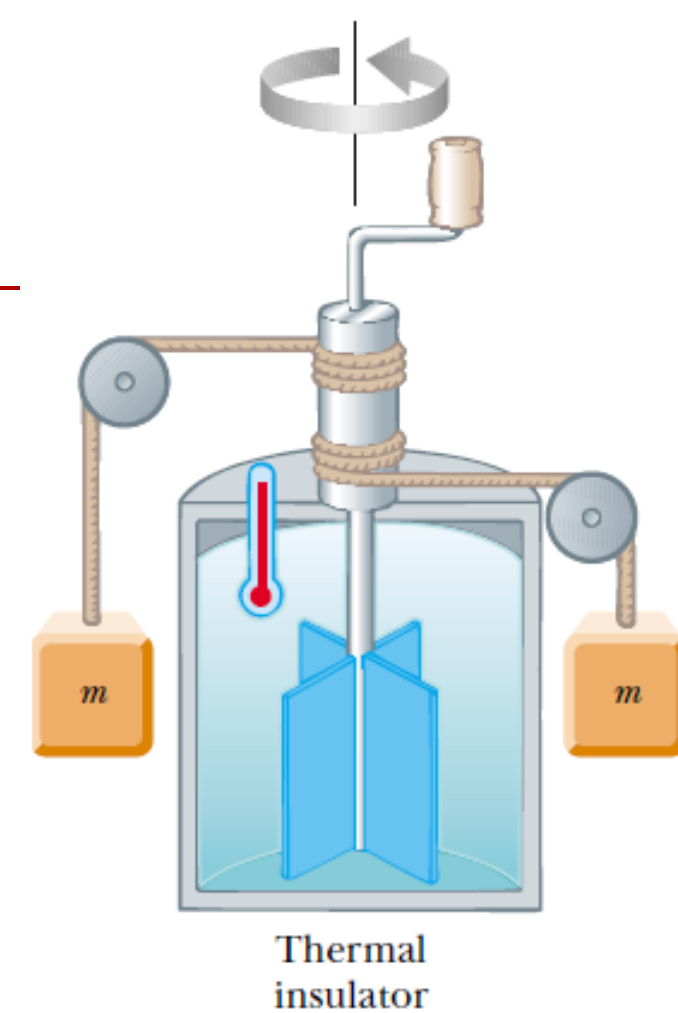
Trabalho é realizado sobre a água através das pás cuja velocidade constante é controlada através da queda de dois blocos pesados.

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

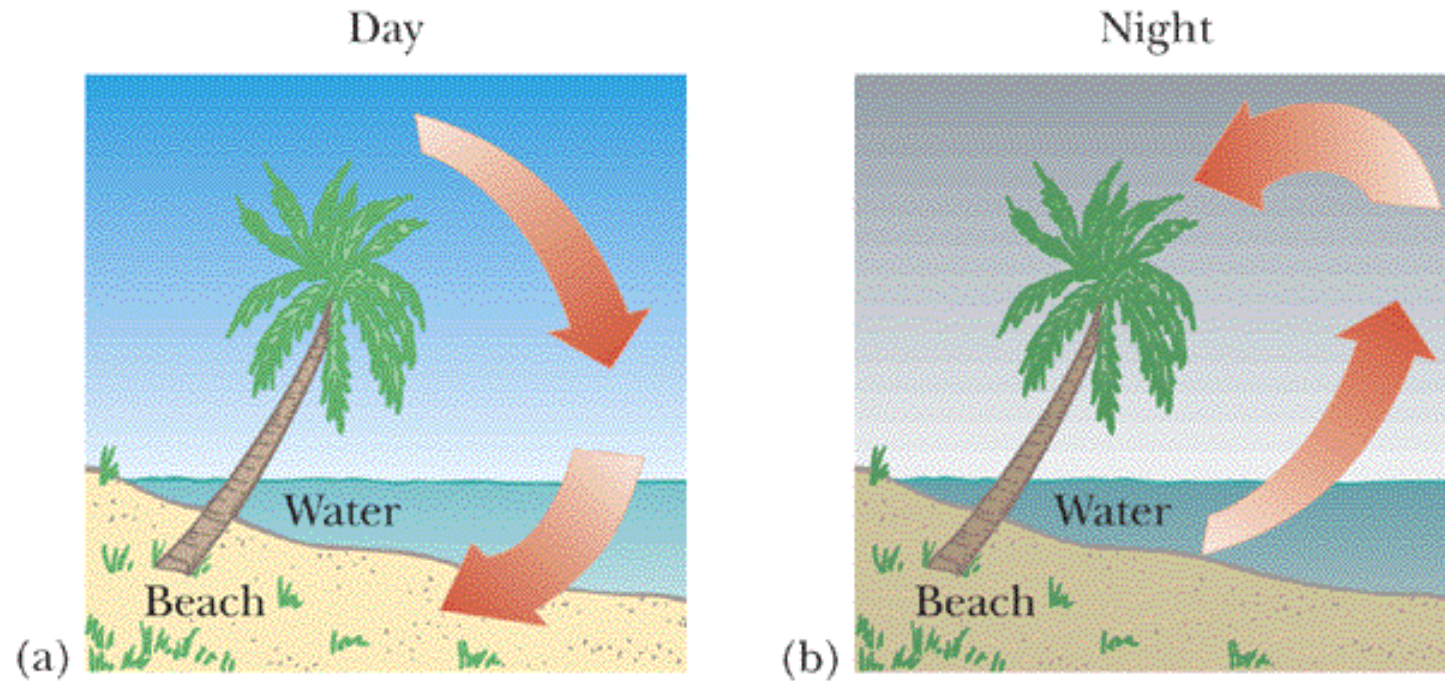
Ordene segundo o valor típico do calor específico

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) $703 \text{ J/Kg} \cdot ^\circ\text{C}$

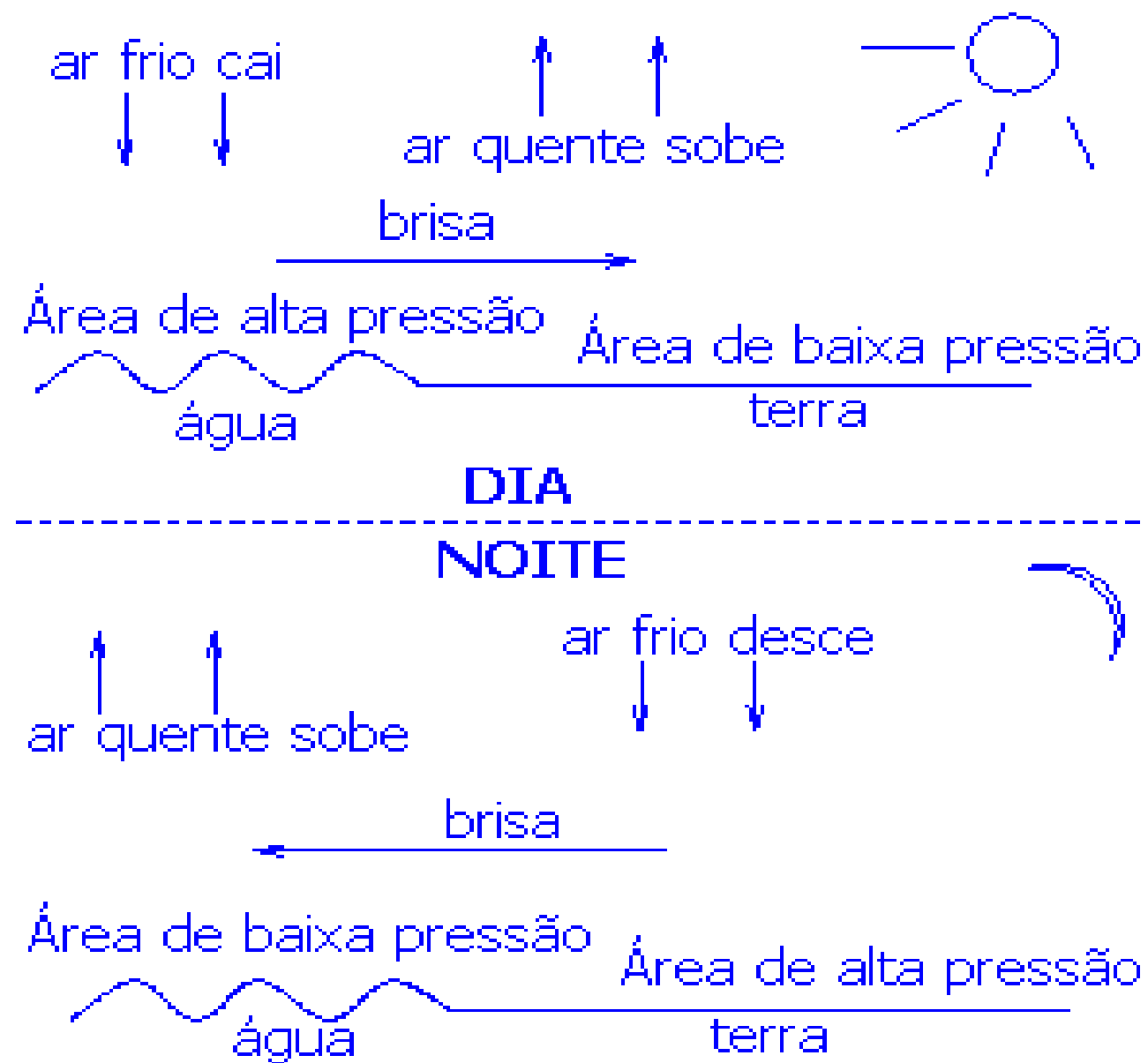
O fato que o calor específico da água ser mais elevado do que o da areia explica o padrão de fluxo de ar em uma praia.

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



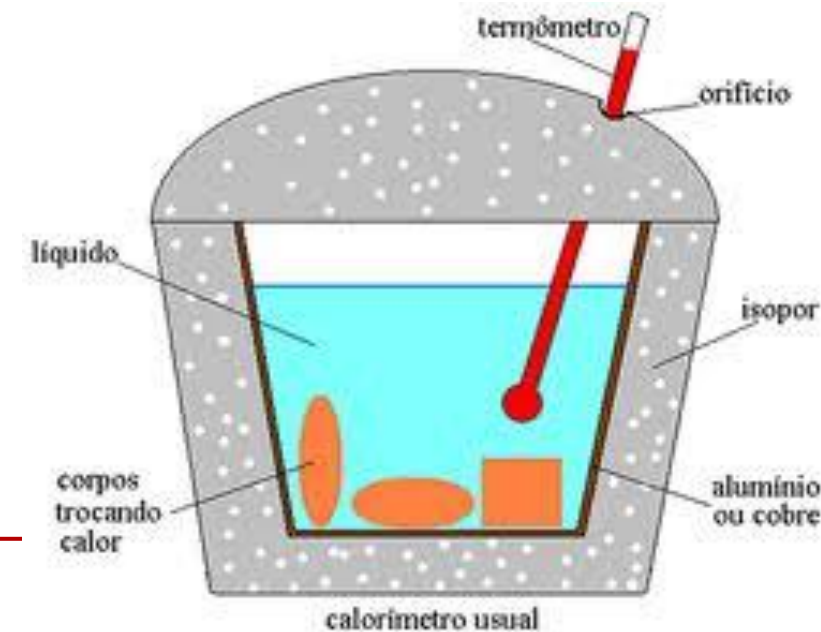
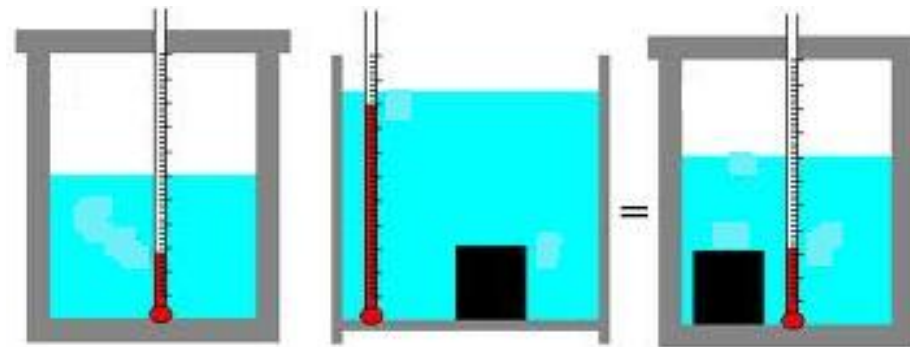
Calorimetria

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**

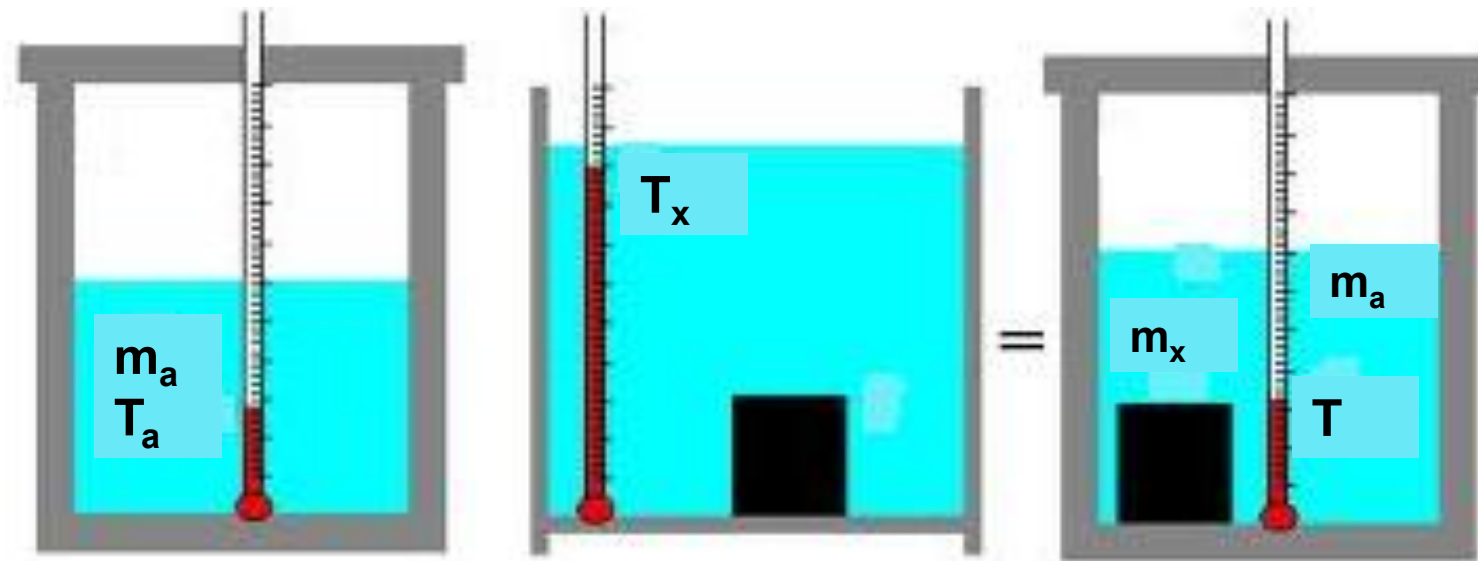


Conservação de energia para este sistema isolado

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



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

Substituindo os valores encontramos o calor específico da substância

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

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

Calor específico

Para uma variação de temperatura infinitesimal

$$dQ = mcdT$$

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

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

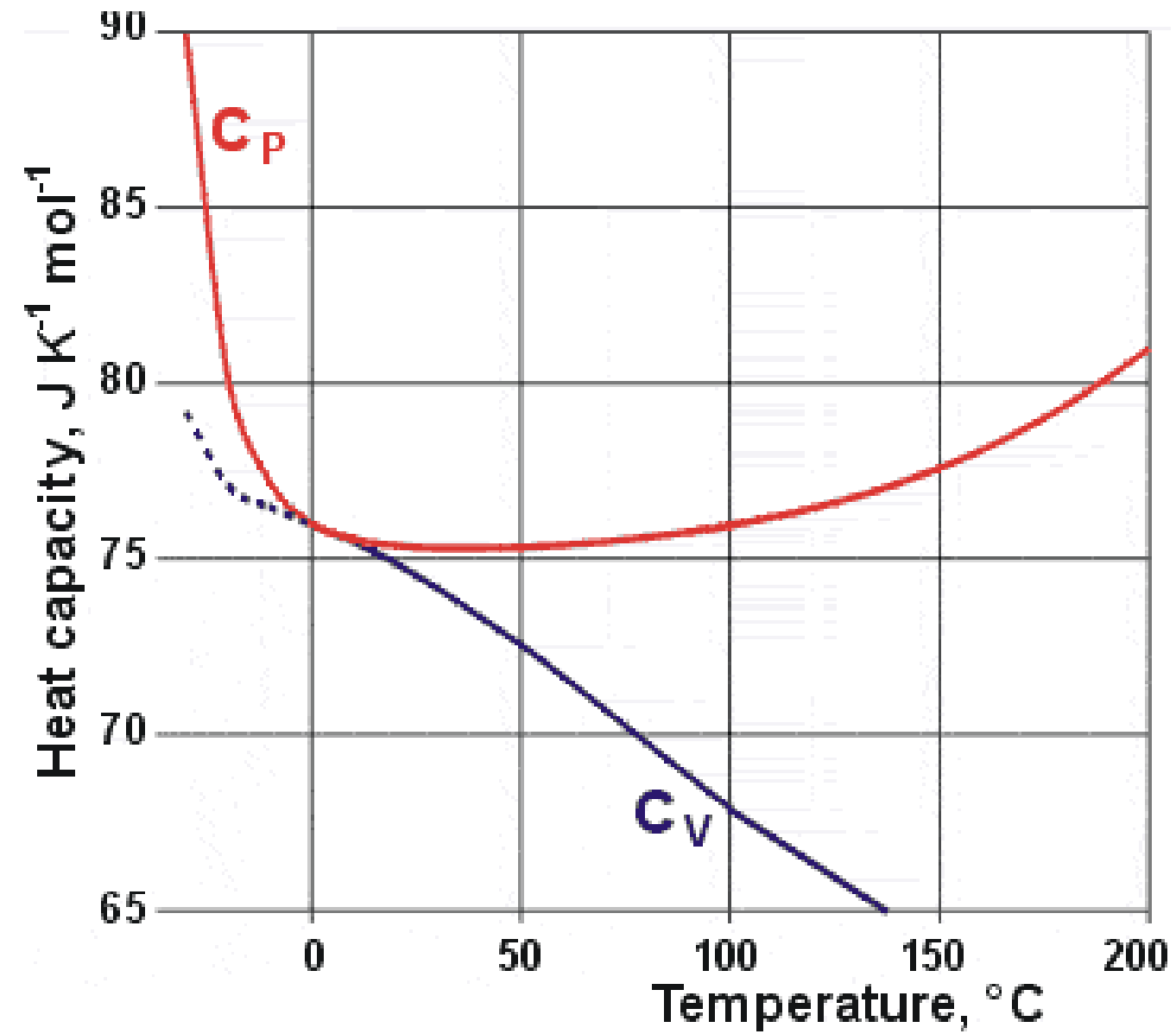
Em geral para sólidos e líquidos supomos que a pressão é constante (pressão atmosférica) durante a transferência

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

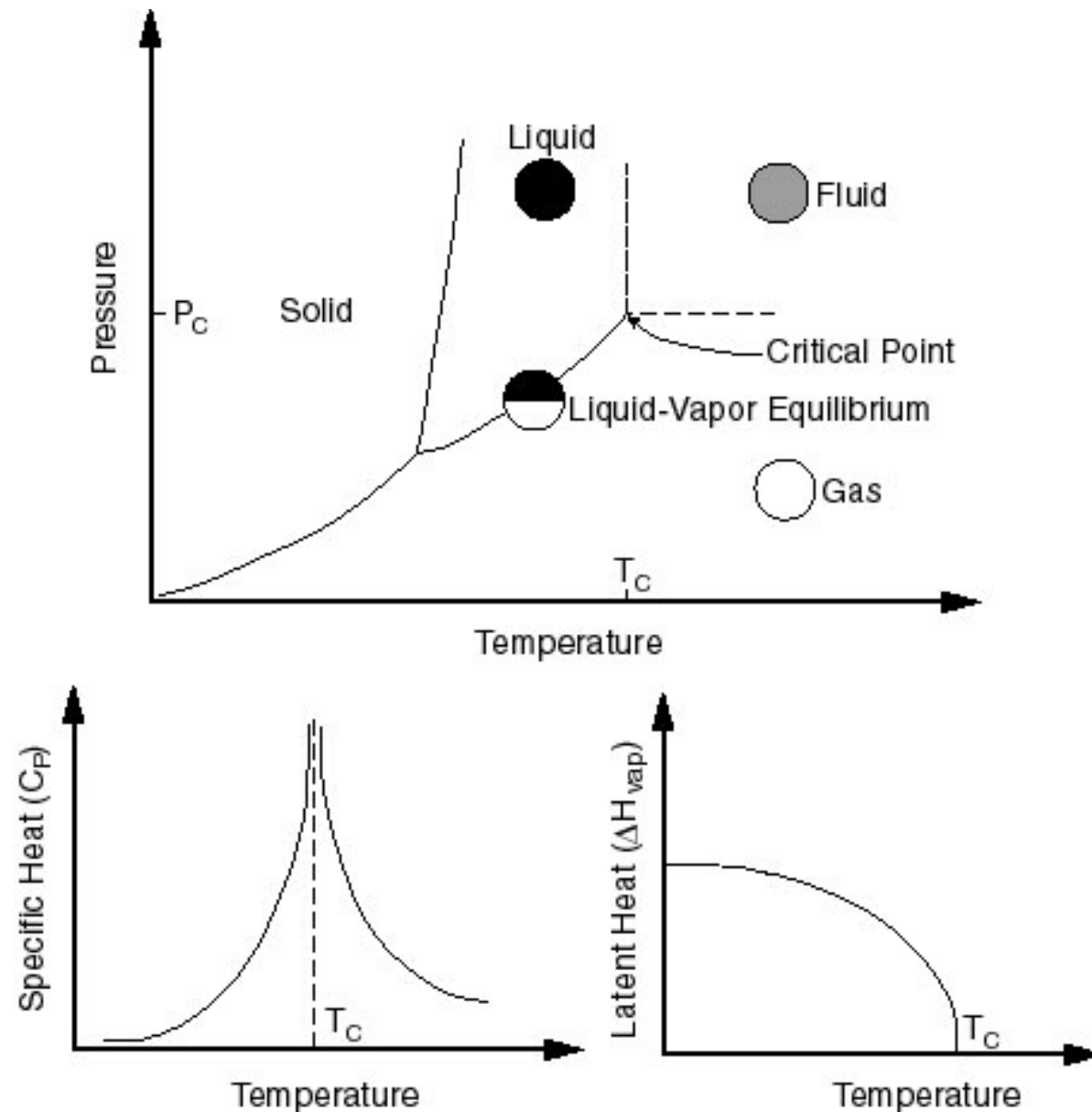
Calor específico



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**

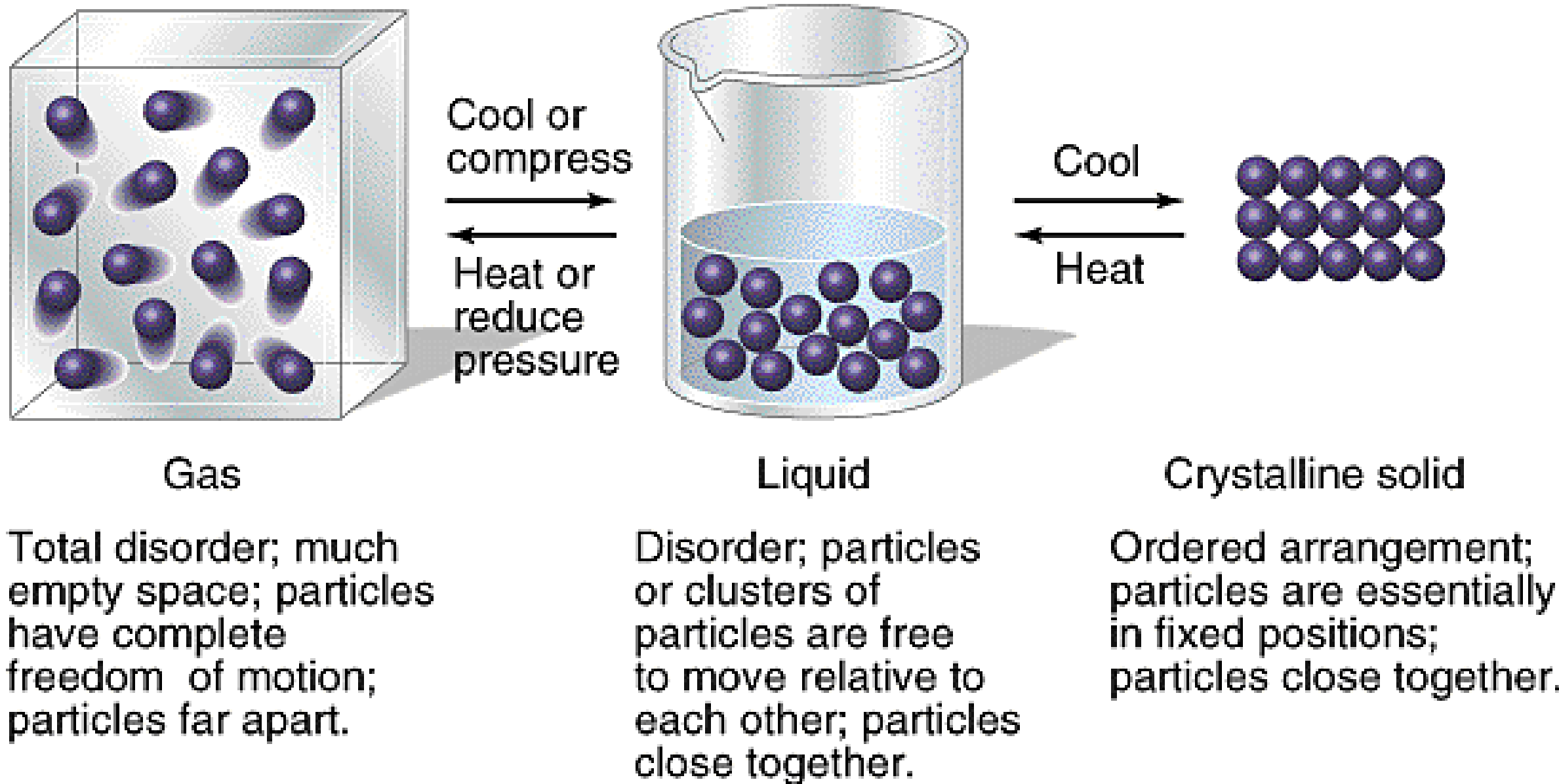
Os estados mais comuns que matéria pode existir estar são:

- 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

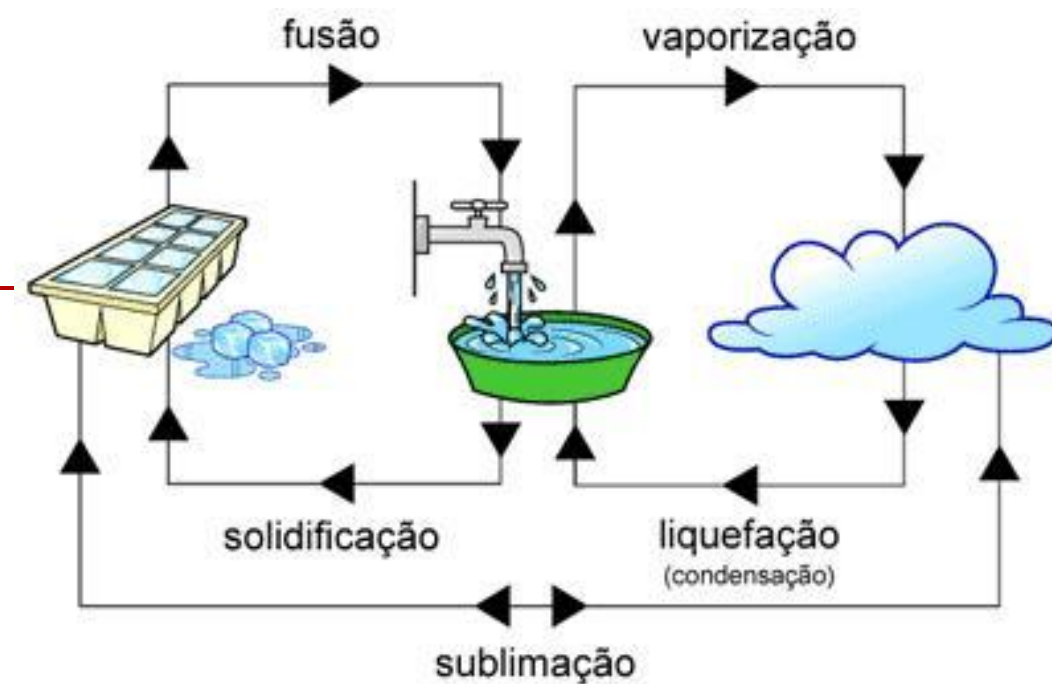


Fundir → passar do estado sólido para o líquido. **Processo requer energia** para liberar os átomos da estrutura rígida do sólido

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

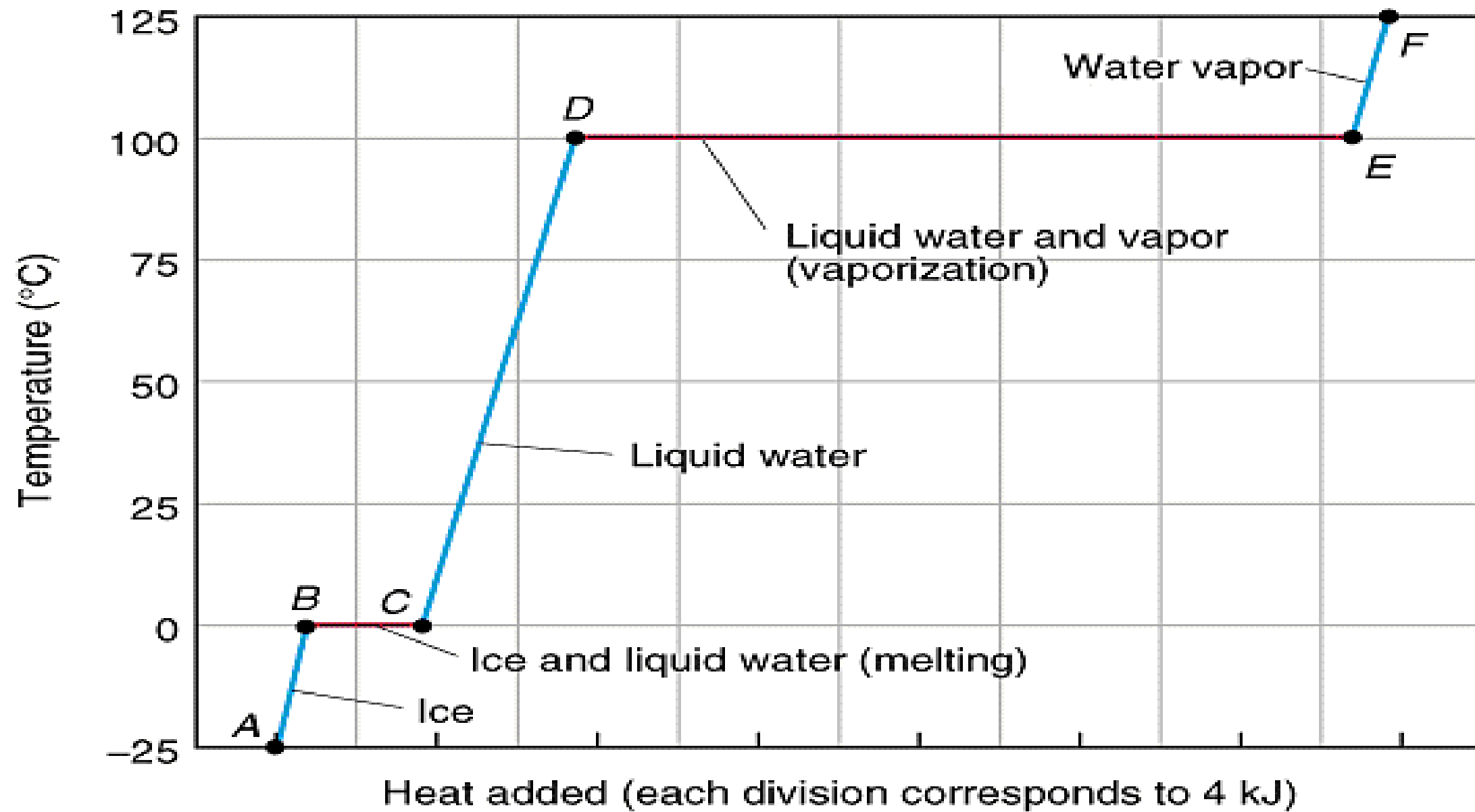
$$Q = mL$$



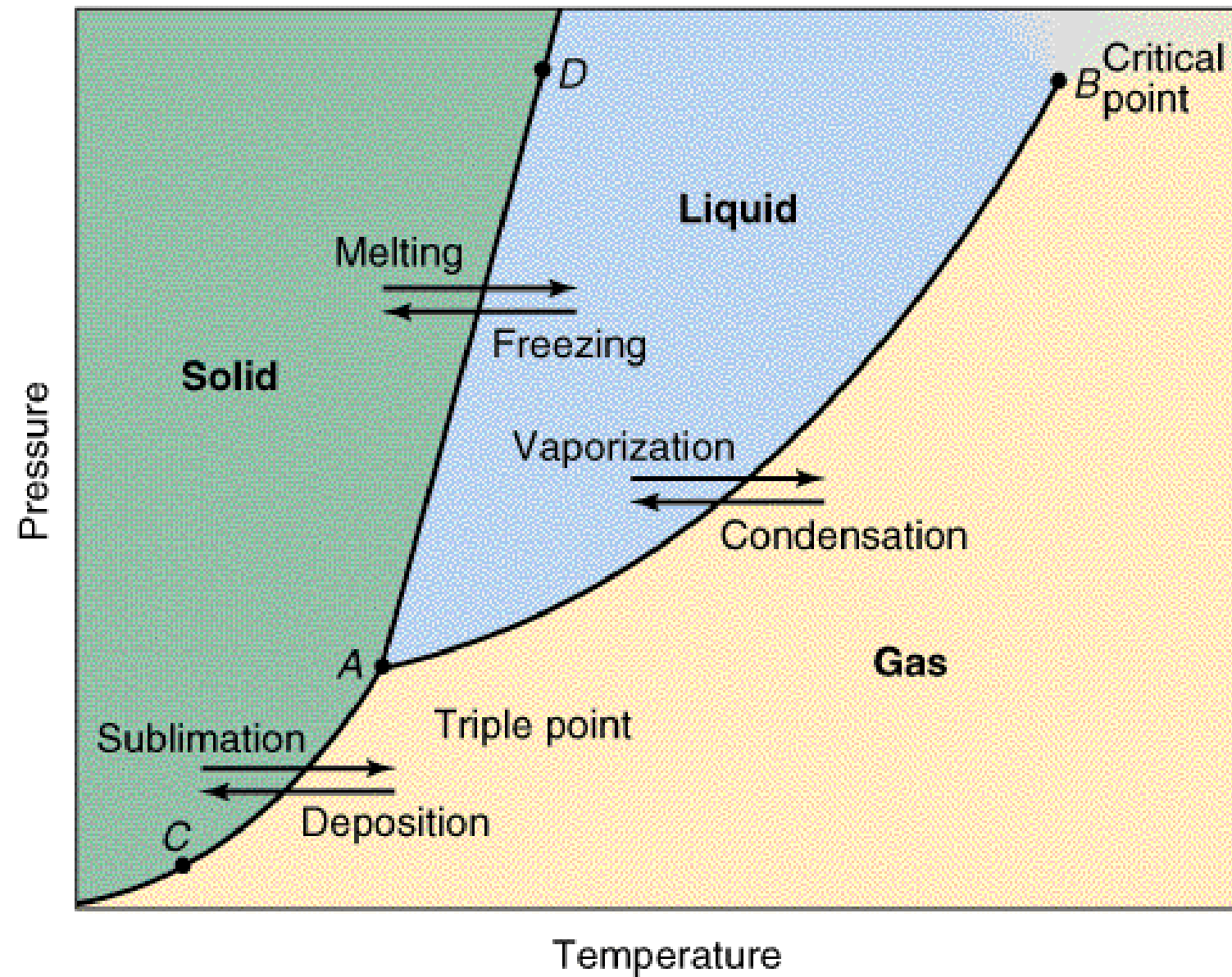
Quando a água líquida se congela usamos

$$Q = -mL$$

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

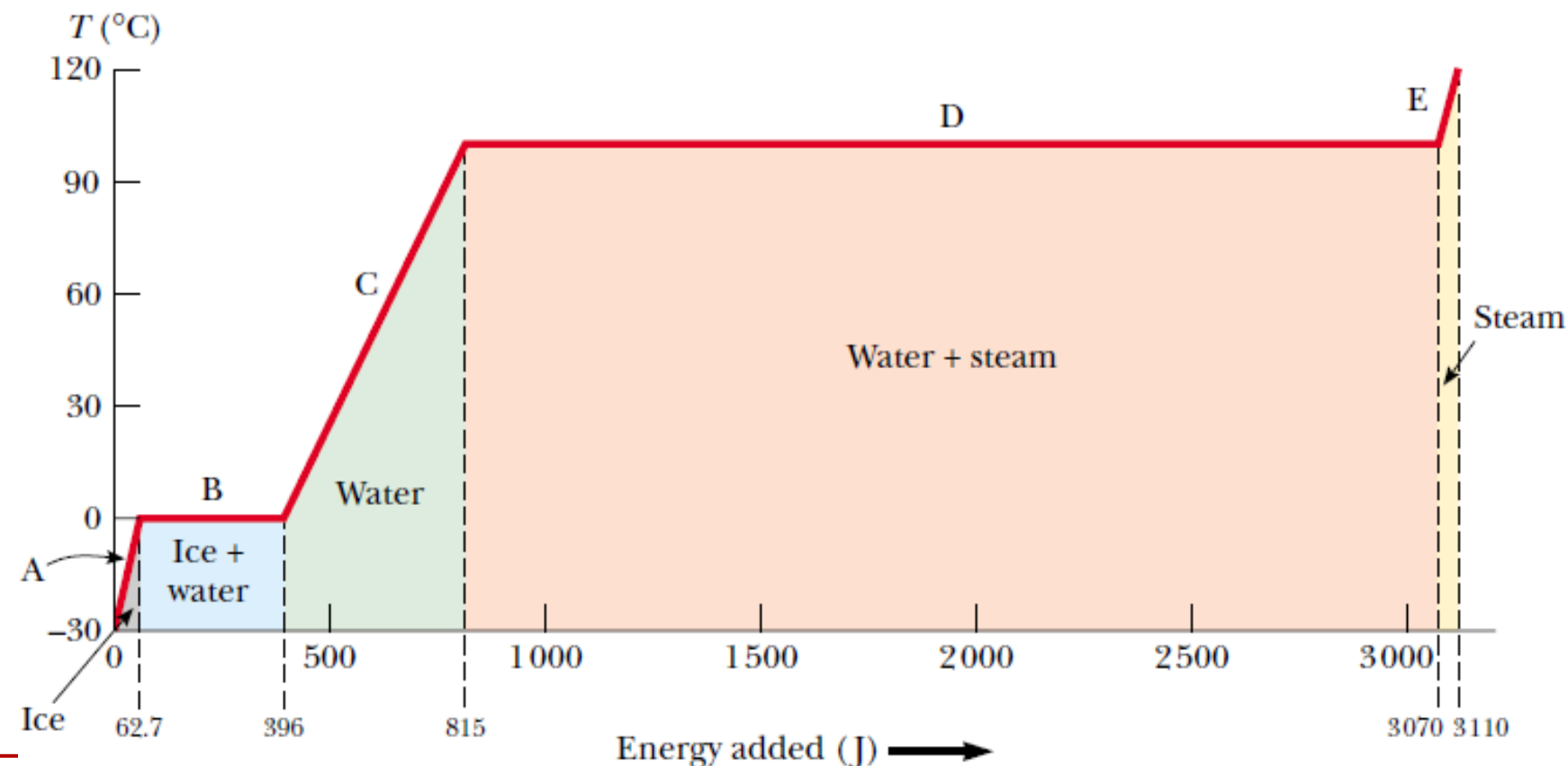


Figure 20.2 A plot of temperature versus energy added when 1.00 g of ice initially at -30.0°C is converted to steam at 120.0°C .

Parte A:

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

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

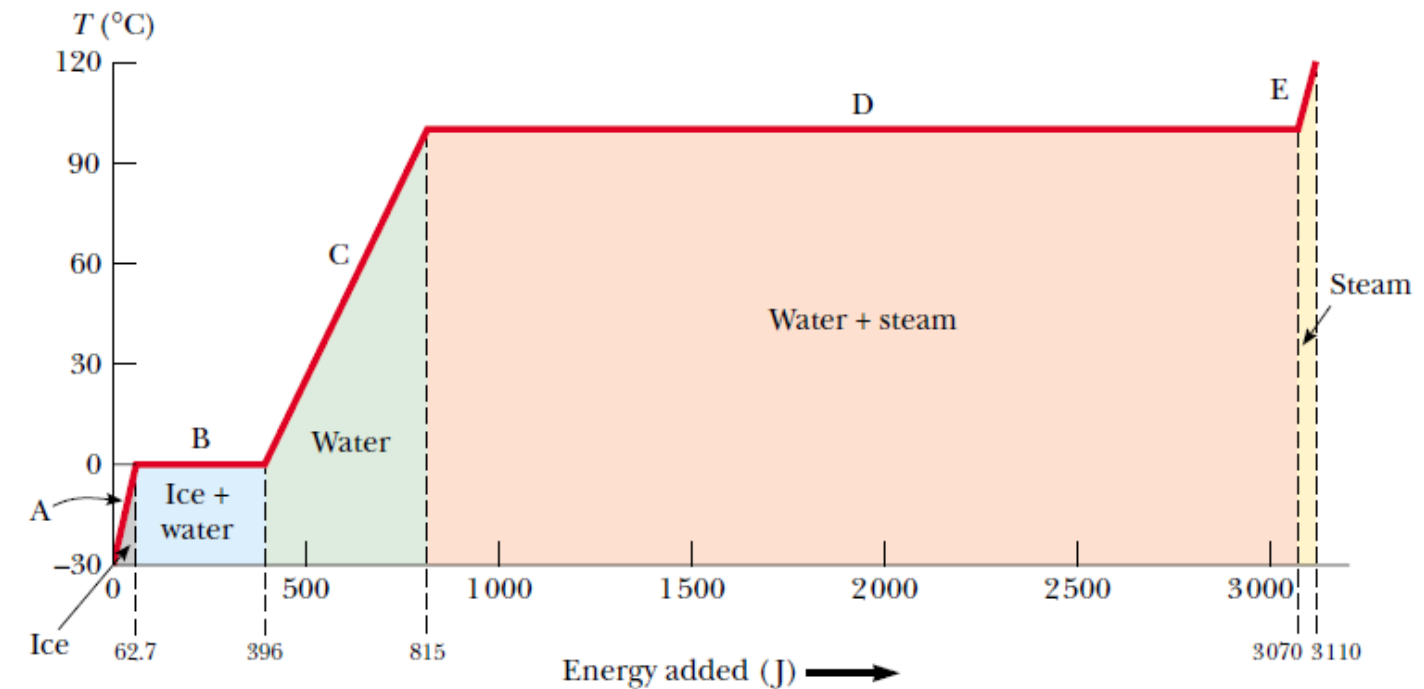


Figure 20.2 A plot of temperature versus energy added when 1.00 g of ice initially at -30.0°C is converted to steam at 120.0°C .

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

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

Durante esse processo:

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

(ligações moleculares se rompem)

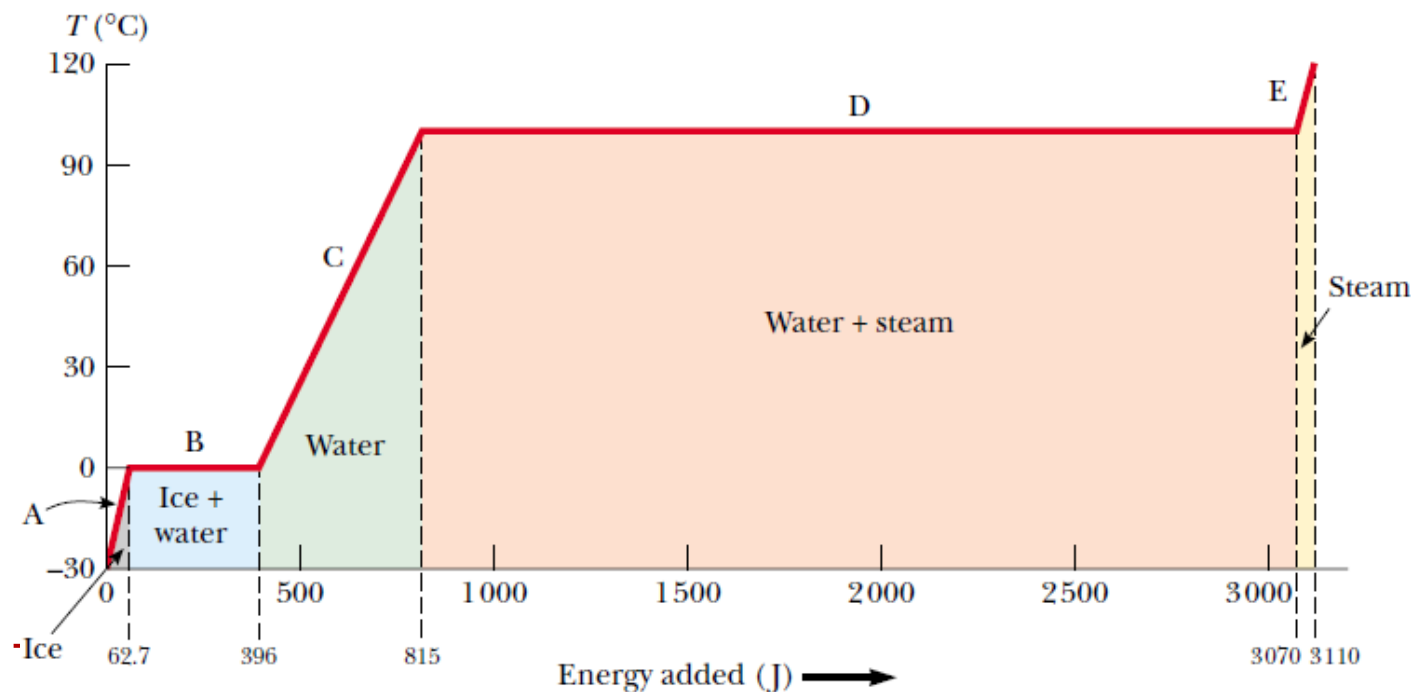


Figure 20.2 A plot of temperature versus energy added when 1.00 g of ice initially at -30.0°C is converted to steam at 120.0°C .

Parte 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

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

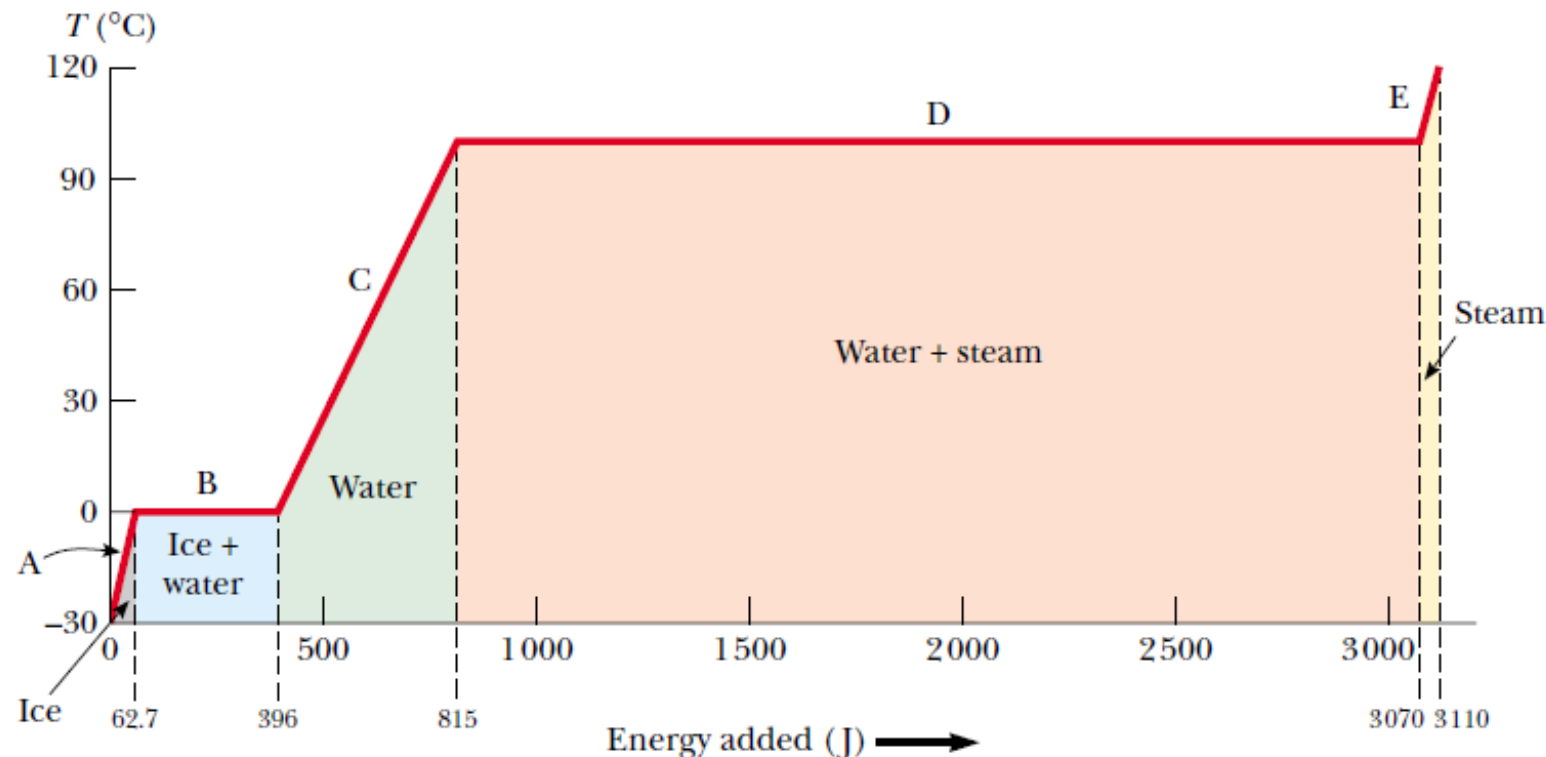


Figure 20.2 A plot of temperature versus energy added when 1.00 g of ice initially at -30.0°C is converted to steam at 120.0°C .

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 .

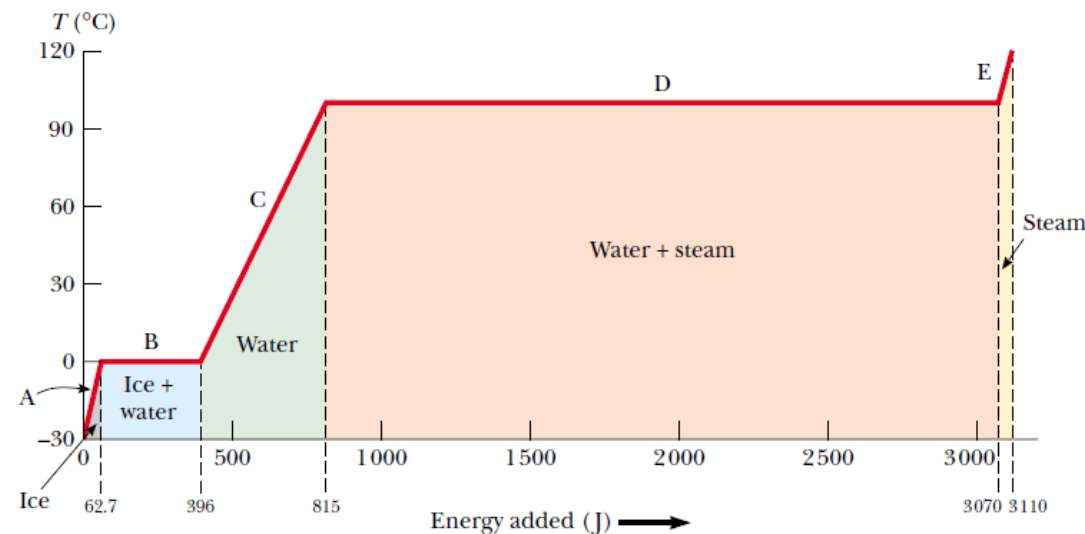


Figure 20.2 A plot of temperature versus energy added when 1.00 g of ice initially at -30.0°C is converted to steam at 120.0°C .

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.

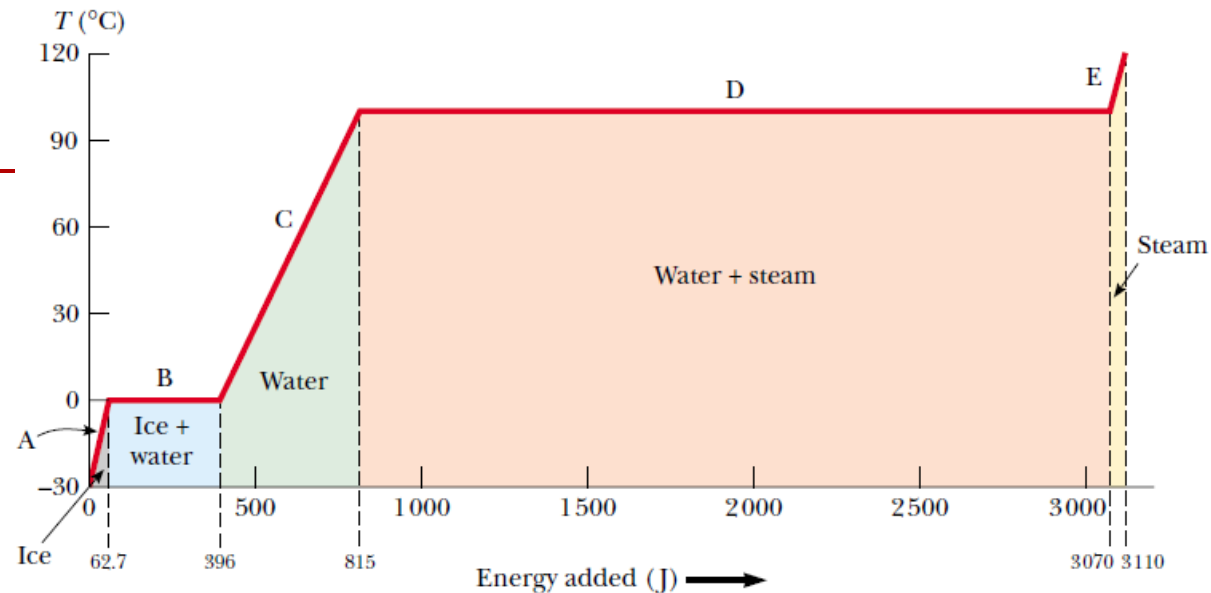


Figure 20.2 A plot of temperature versus energy added when 1.00 g of ice initially at -30.0°C is converted to steam at 120.0°C .

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

PRIMEIRA LEI DA TERMODINÂMICA

Experimento de Joule

Um container isolado termicamente contém água.

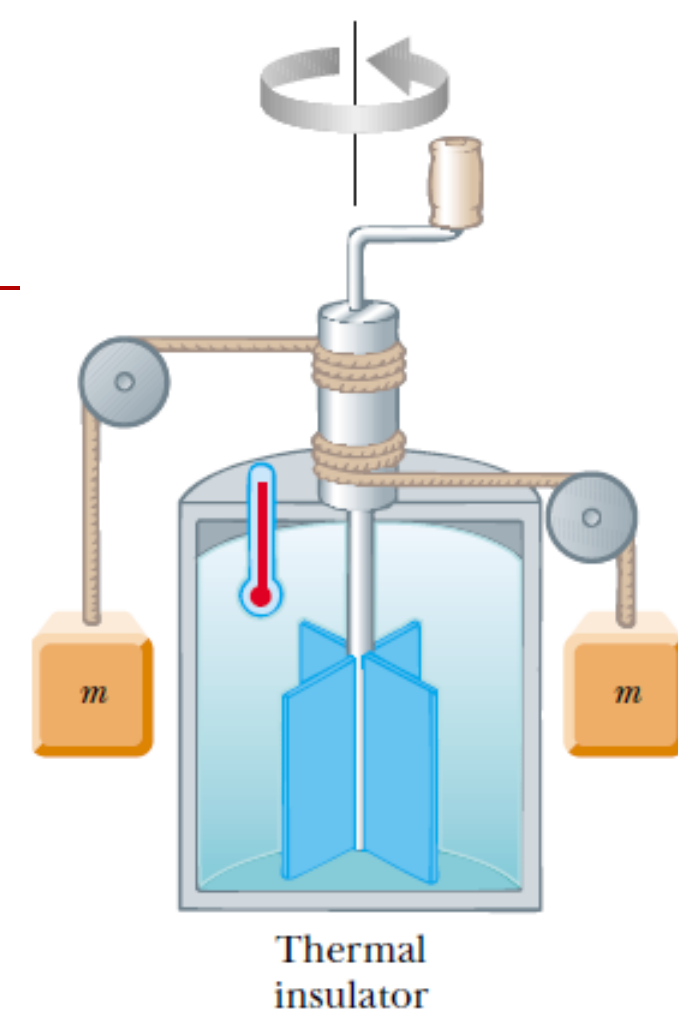
Trabalho é realizado sobre a água através das pás cuja velocidade constante é controlada através da queda de dois blocos pesados.

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*

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



Trabalho em Processos Termodinâmicos

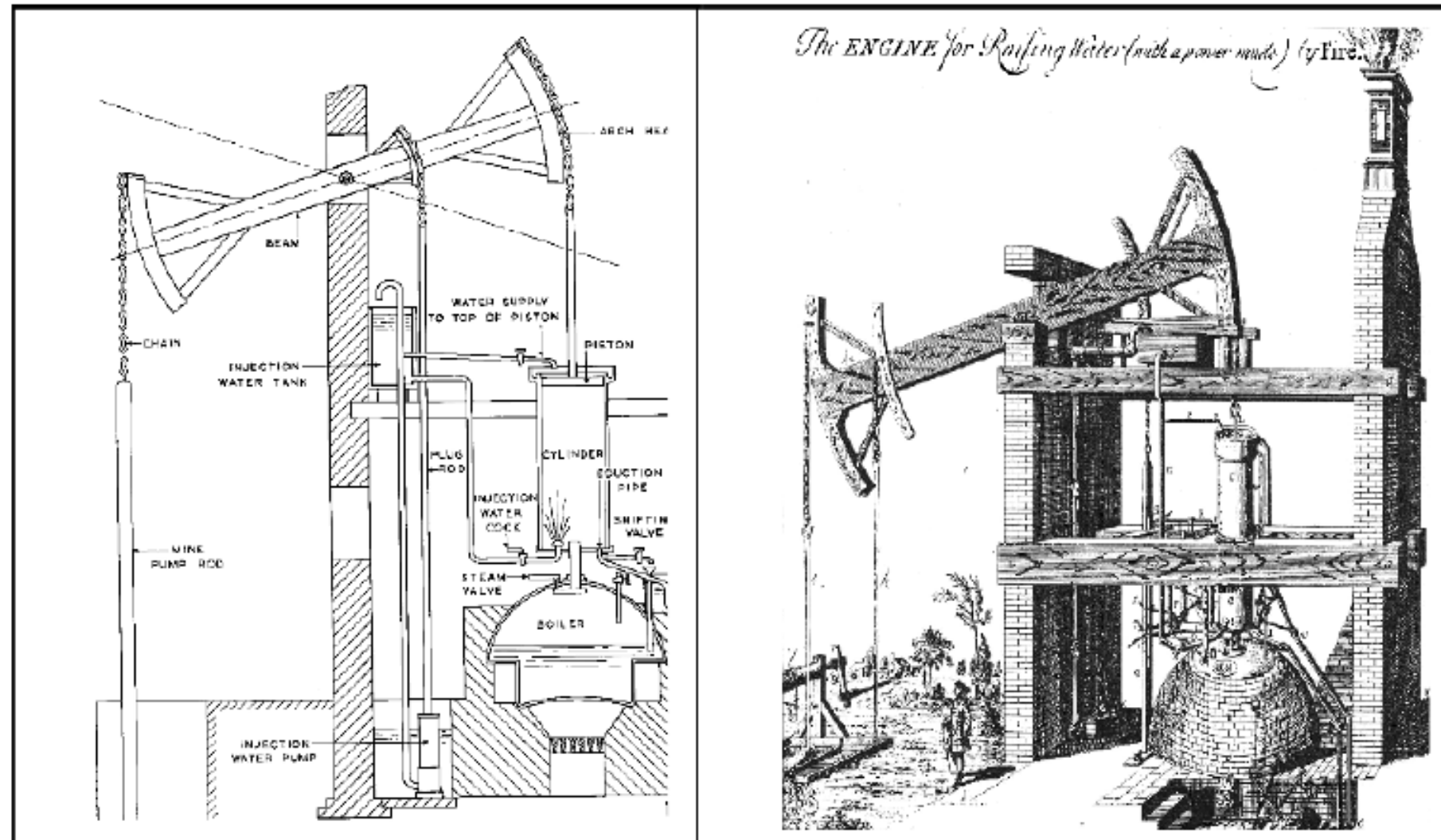
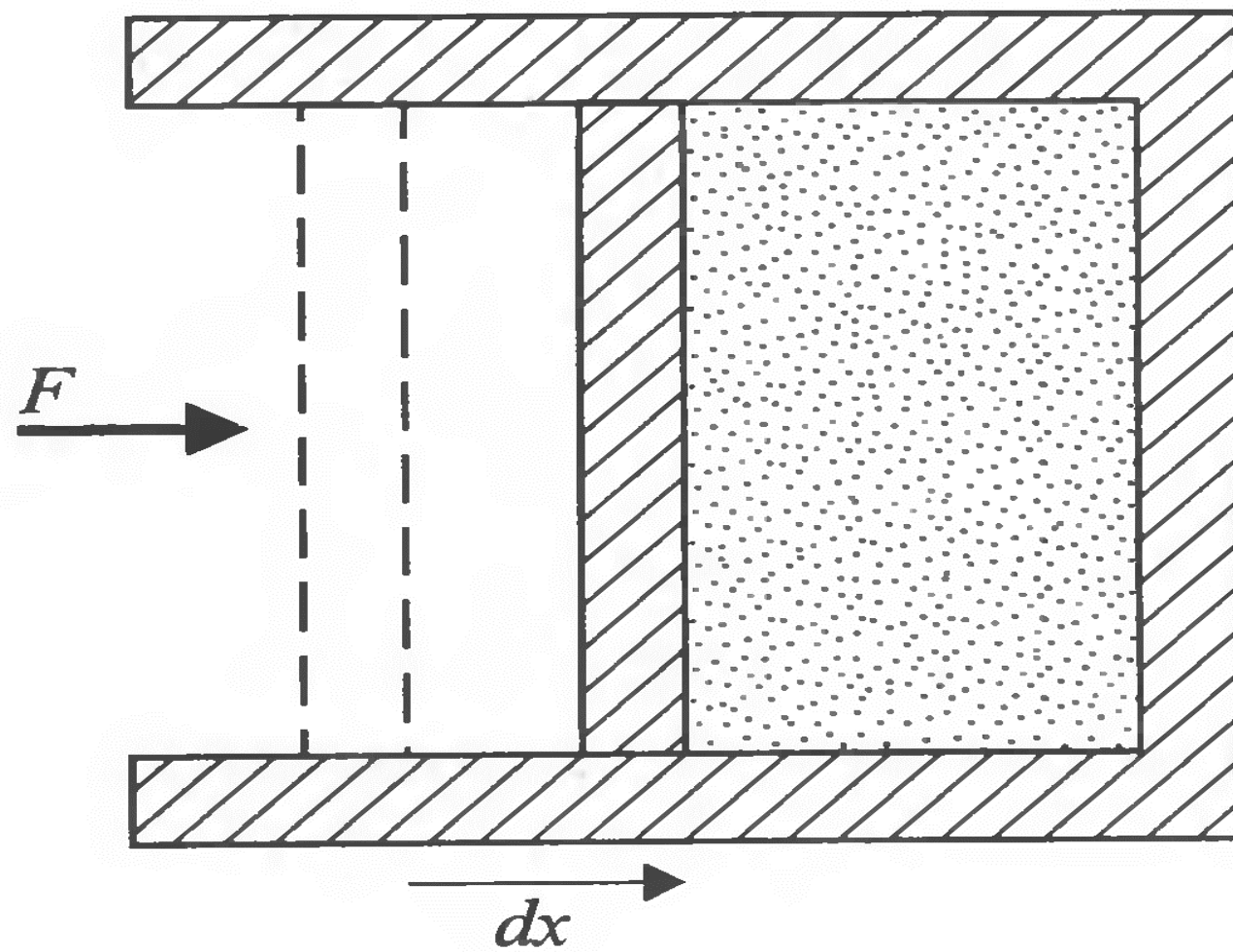


Fig. 3.1. The Newcomen engine

Trabalho



Trabalho

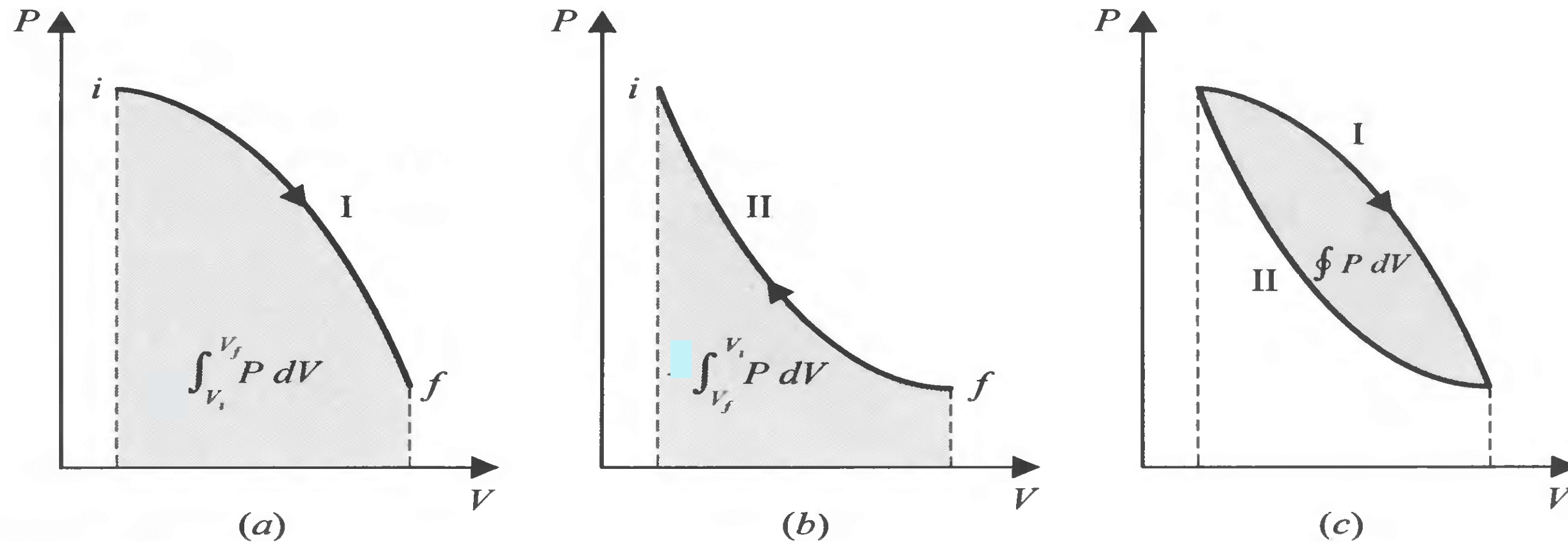
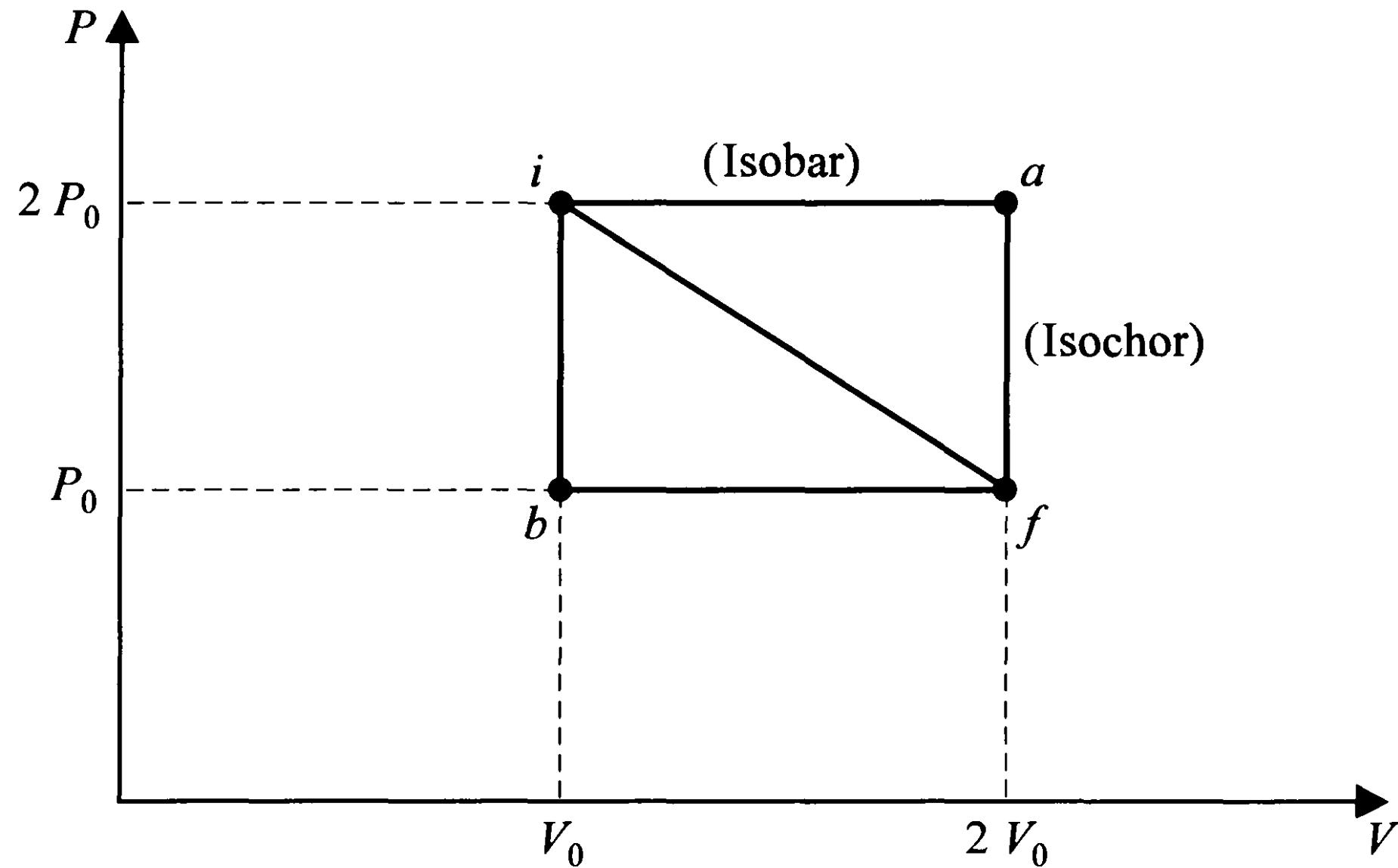


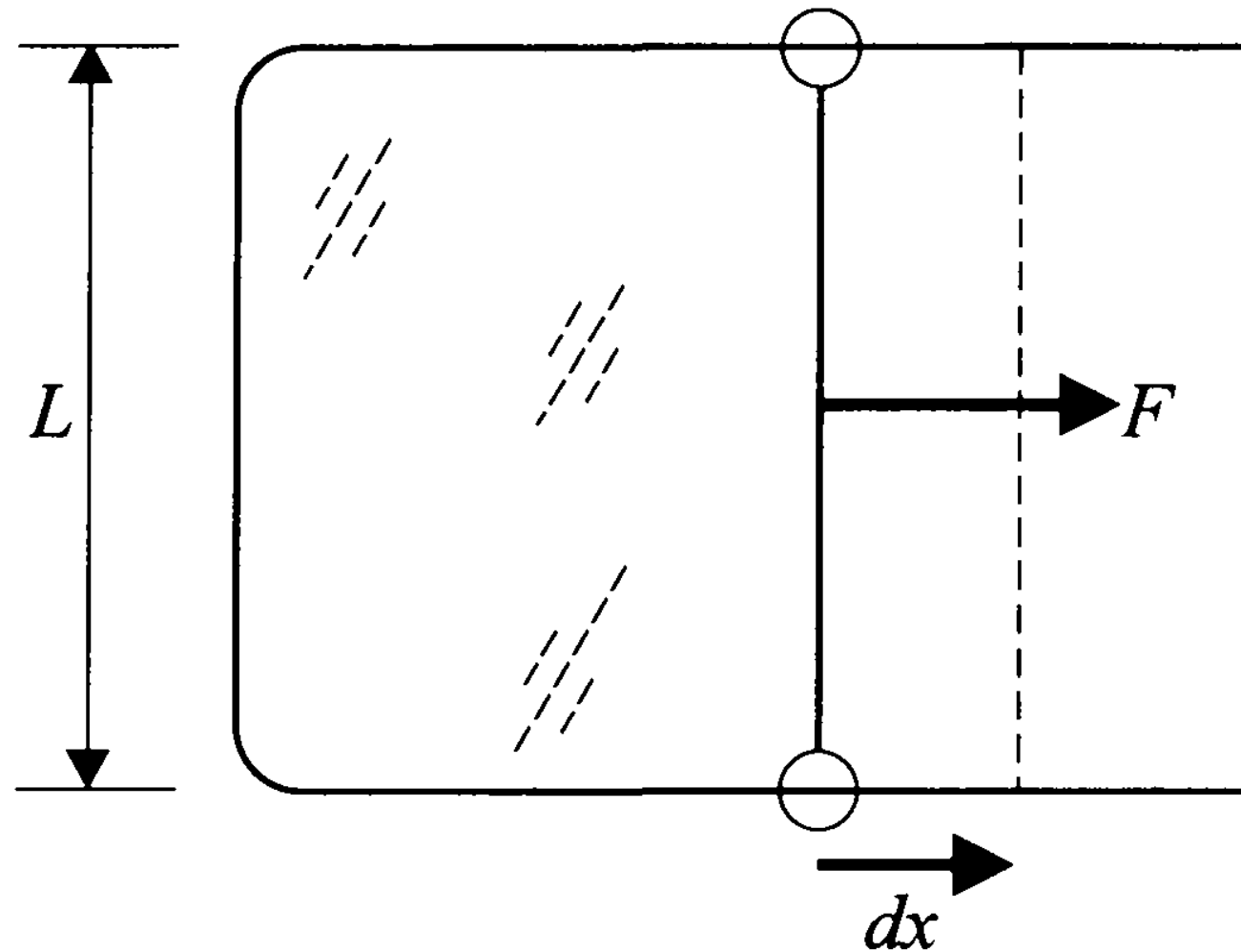
FIGURE 3-2

PV diagram of a gas with shaded area to show work done by the system or work done on the system. (a) Curve I, expansion; (b) curve II, compression; (c) curves I and II together constitute a cycle.

Trabalho & caminho

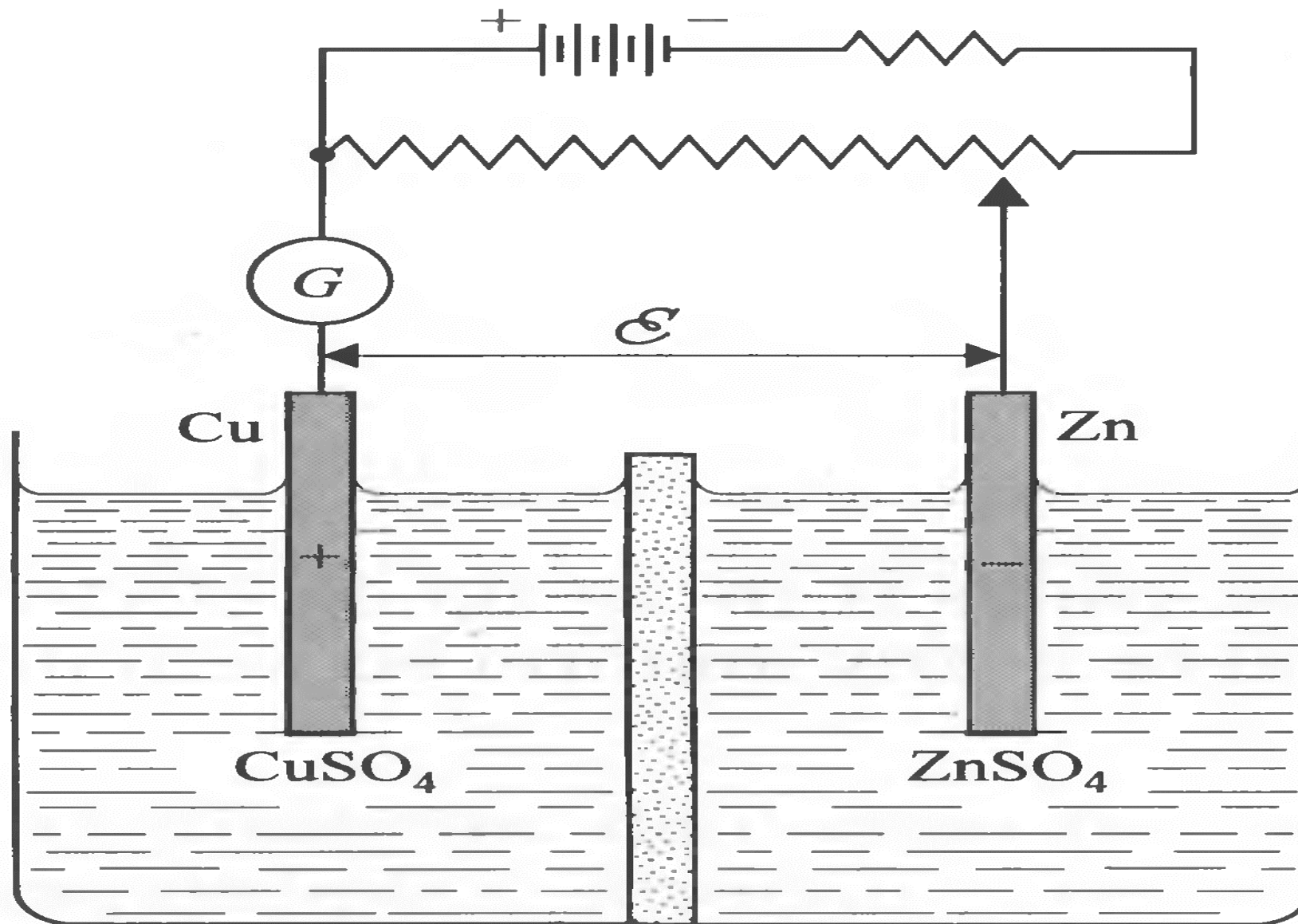


Bolinha de sabão



$$F_h = \gamma_{VS} - \gamma_{LS} - \gamma_{VL} \cos\theta'$$

Célula eletroquímica

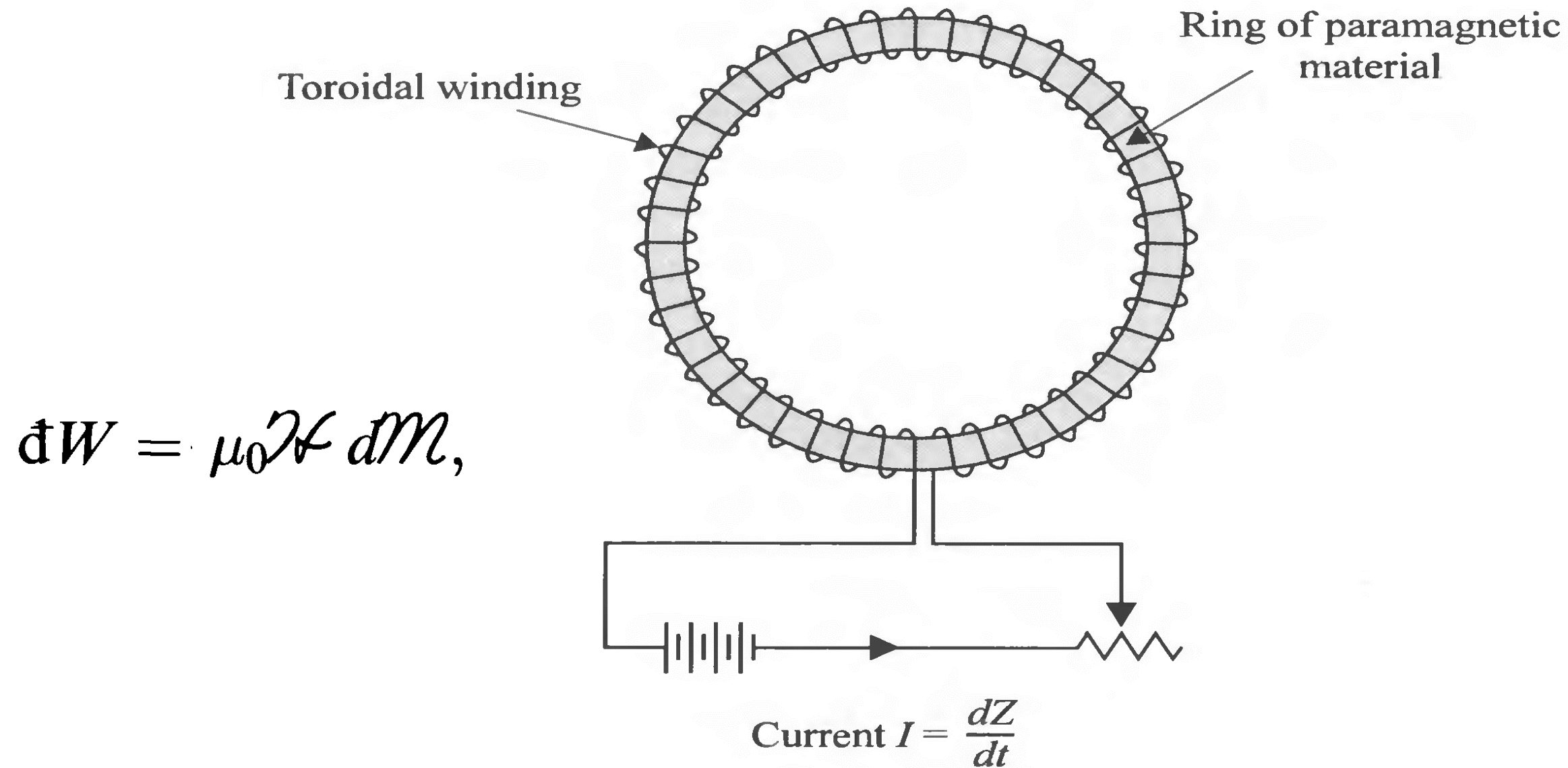


$$W_{elec} = q \cdot E$$

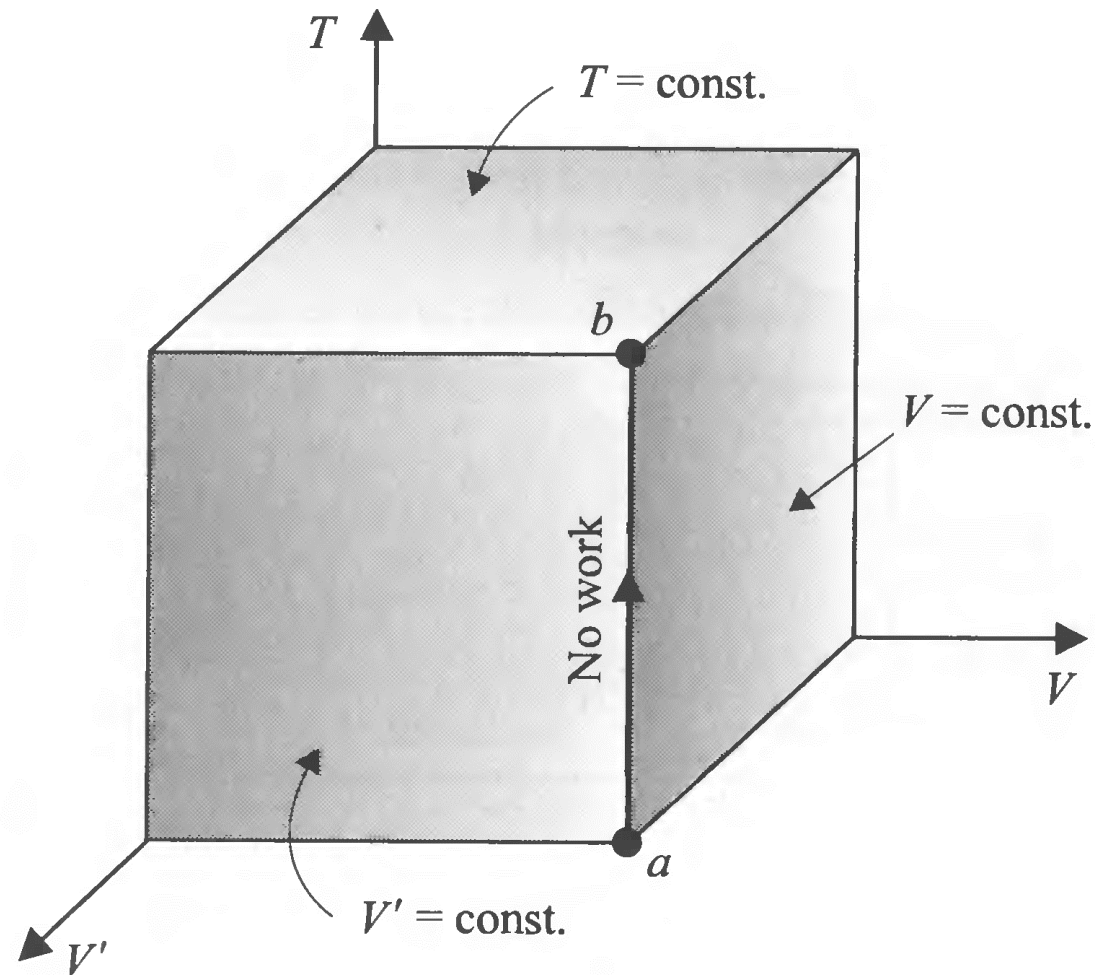
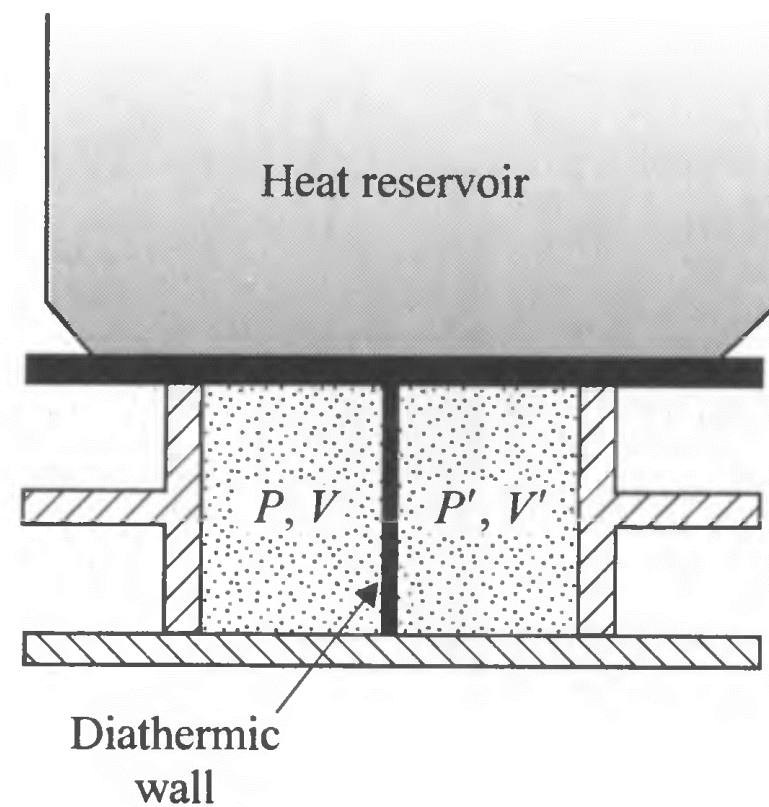
or

$$W_{elec} = n \cdot F \cdot E$$

Trabalho – campo magnético



Trabalho – composição

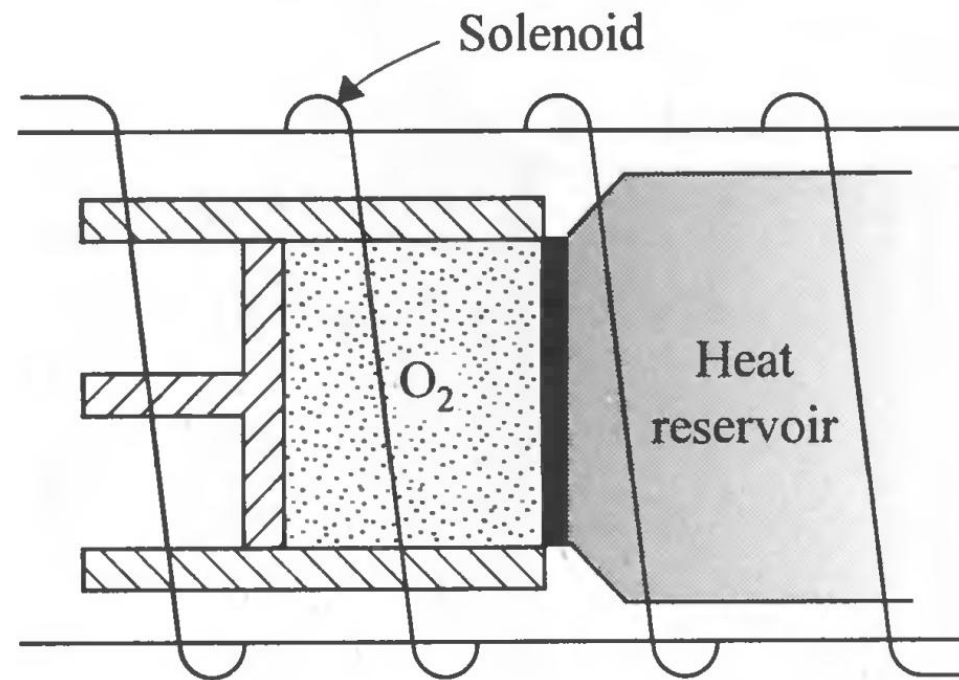


(b)

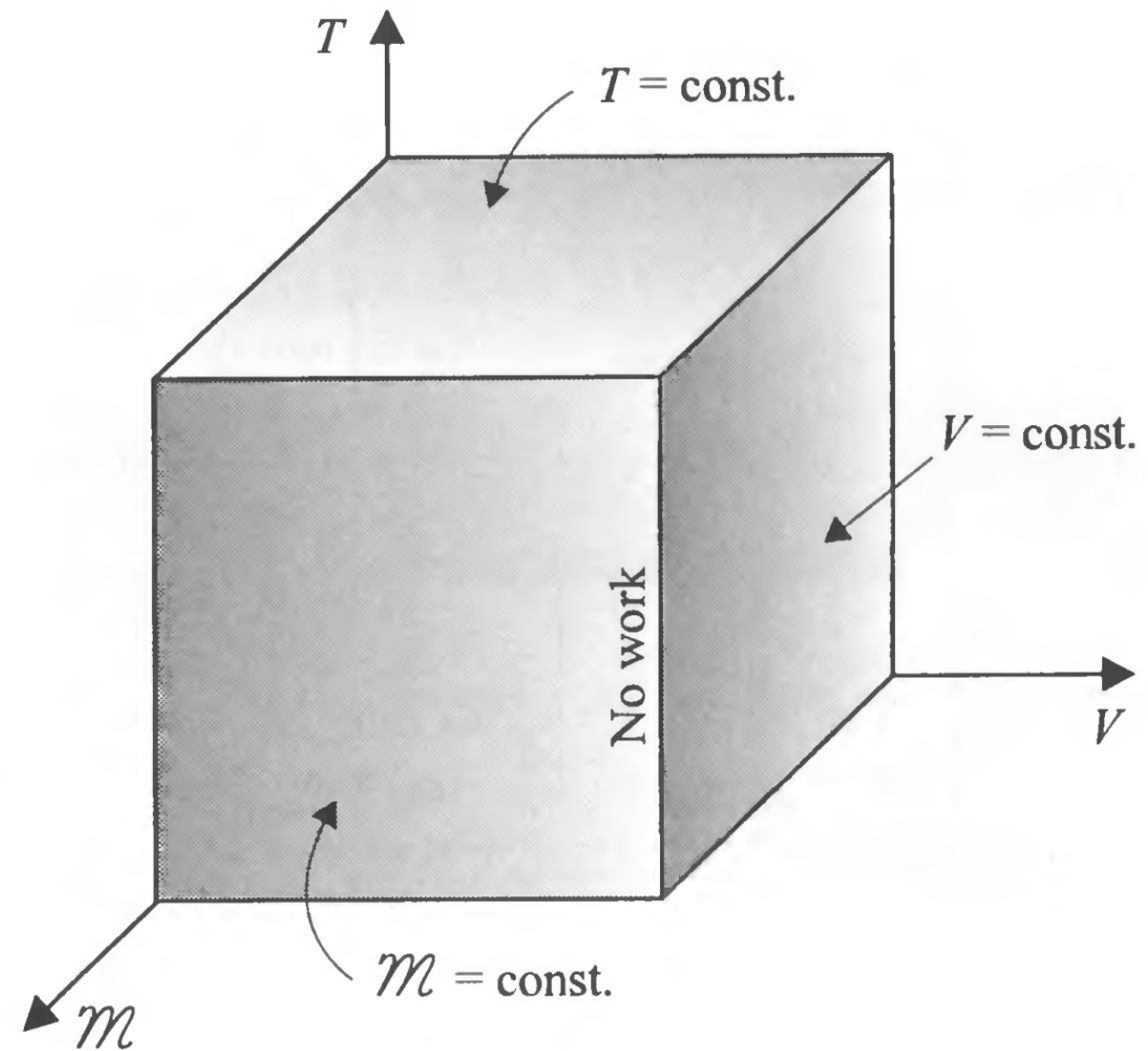
$$\delta W = P dV + P' dV'$$

Trabalho – composição

$$\delta W = -P dV + \mu_0 \mathcal{H} d\mathcal{M},$$



(a)

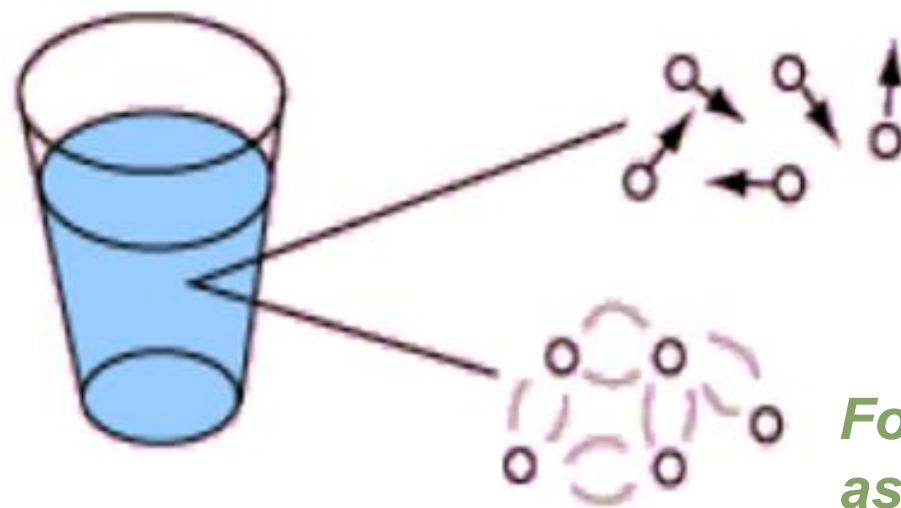


(b)

Energia interna

A matéria é composta de átomos e moléculas que possuem energia **cinética** e **potencial**.

A energia interna é a soma dessas duas energias de todas as partículas do sistema termodinâmico.



Energia cinética microscópica é parte da energia interna

Forças atrativa moleculares são associadas com energia potencial

Primeira lei da termodinâmica

Dado um processo termodinâmico onde levamos o sistema de um estado inicial até um final.

A variação da **energia interna** nesse processo independe do caminho

A energia interna é dada através pela variação do **calor** e a energia transferida pelo **trabalho**.

$$\Delta U = U_{final} - U_{inicial} = Q - W$$

$$dU = dQ - dW$$

Tipos de processos termodinâmicos

Descrevemos quatro tipos de processos

Processo adiabático

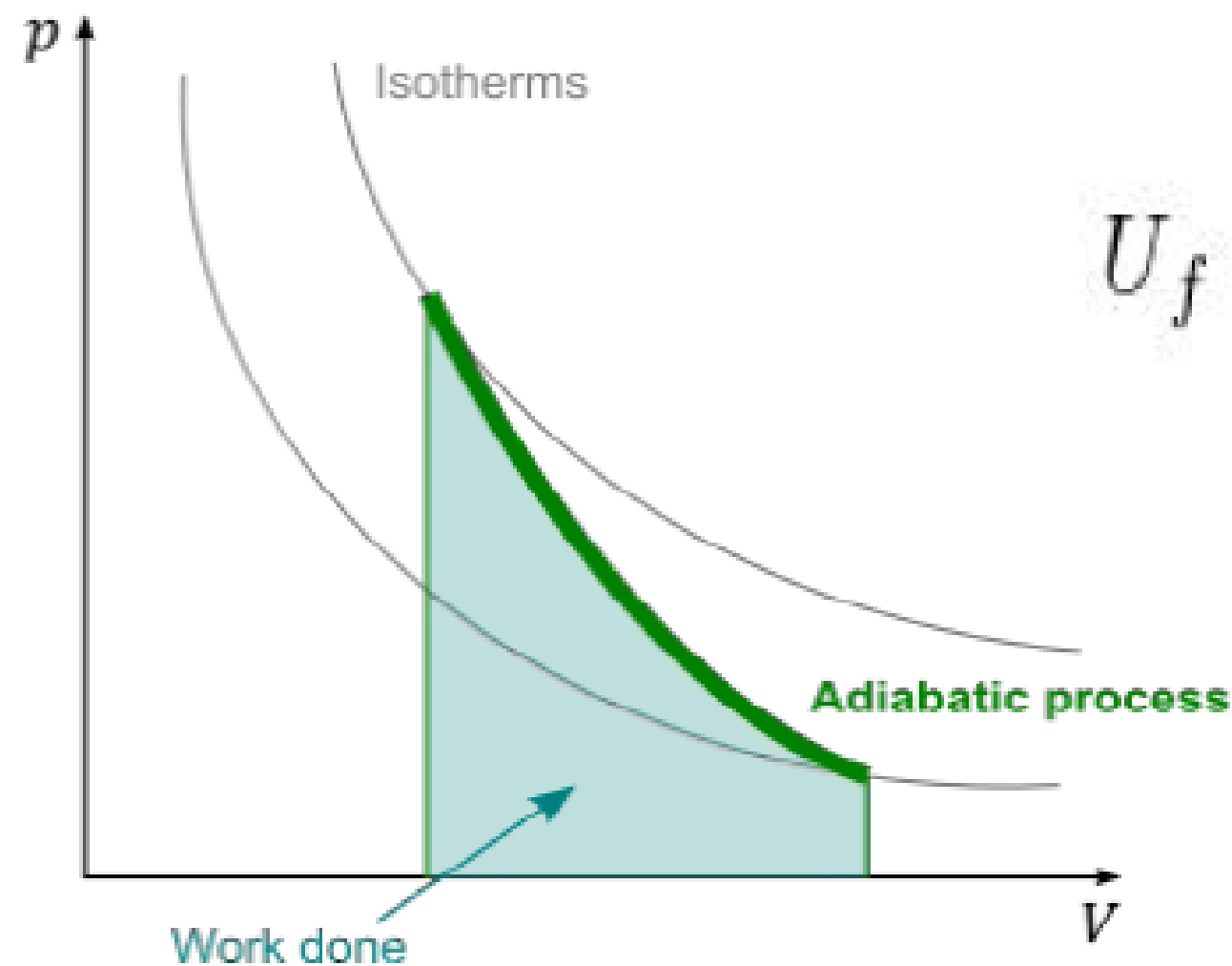
Processo isocórico

Processo isobárico

Processo isotérmico

Processo adiabático

Não envolve troca de calor



Restrição:

$$Q = 0$$

$$U_f - U_i = \Delta U = -W$$

Caso especial:

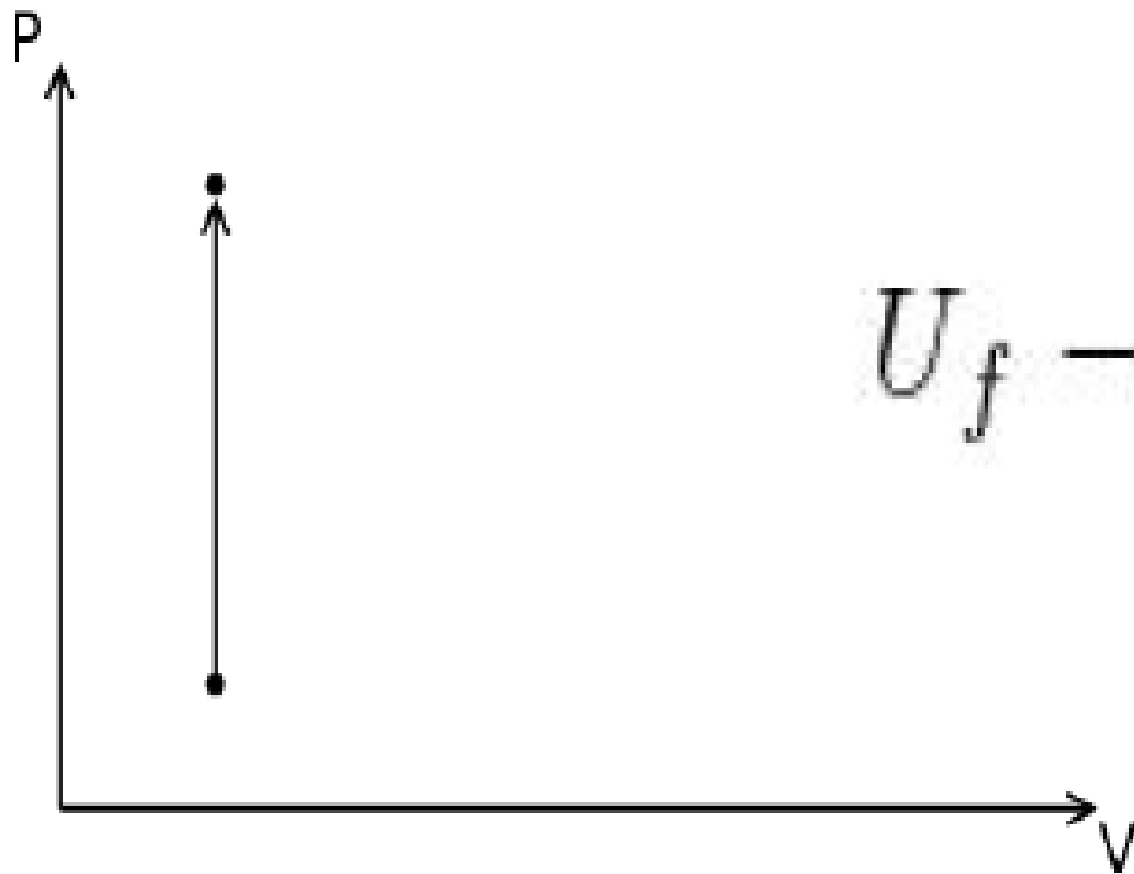
Expansão livre,

$$Q=0, \Delta U=0, W=0$$

Processo isocórico

Não há variação de volume

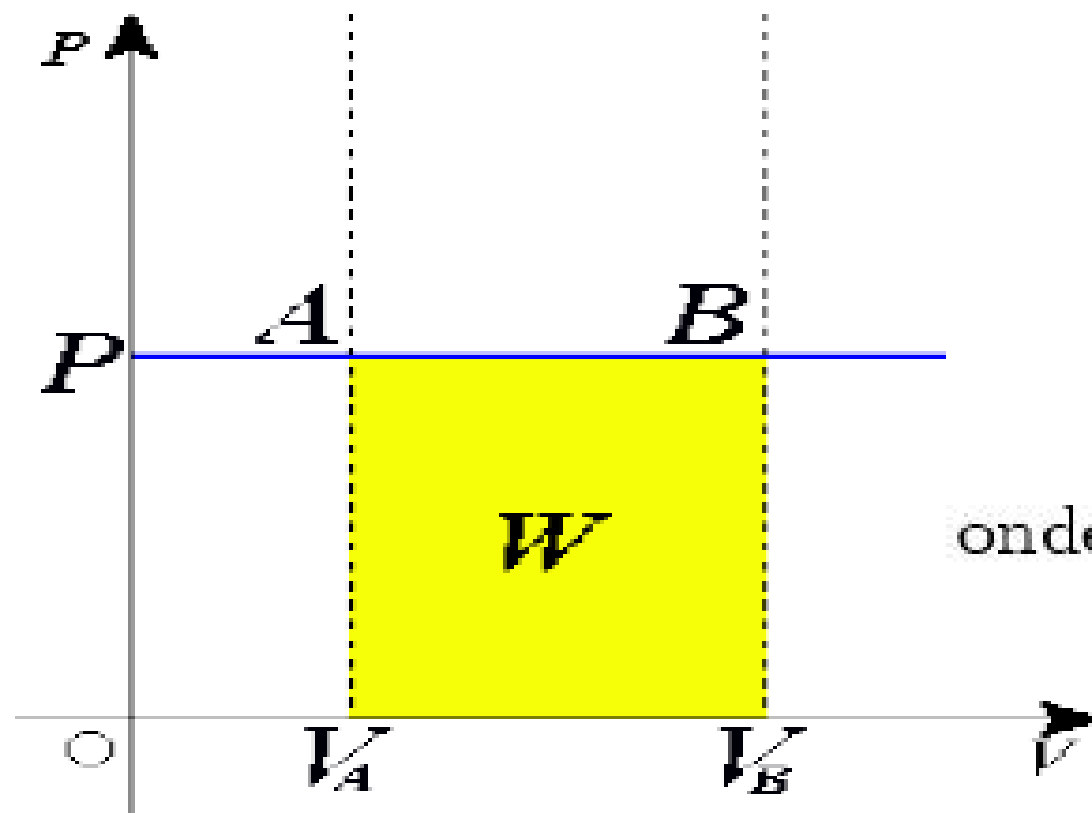
Restrição:
 $W = 0$



$$U_f - U_i = \Delta U = Q$$

Processo isobárico

Não há variação de pressão



$$W = P(V_2 - V_1)$$

$$Q = \Delta U + P\Delta V$$

$$Q = \Delta(U + PV) = \Delta H$$

onde $H = U + PV$ é a entalpia.

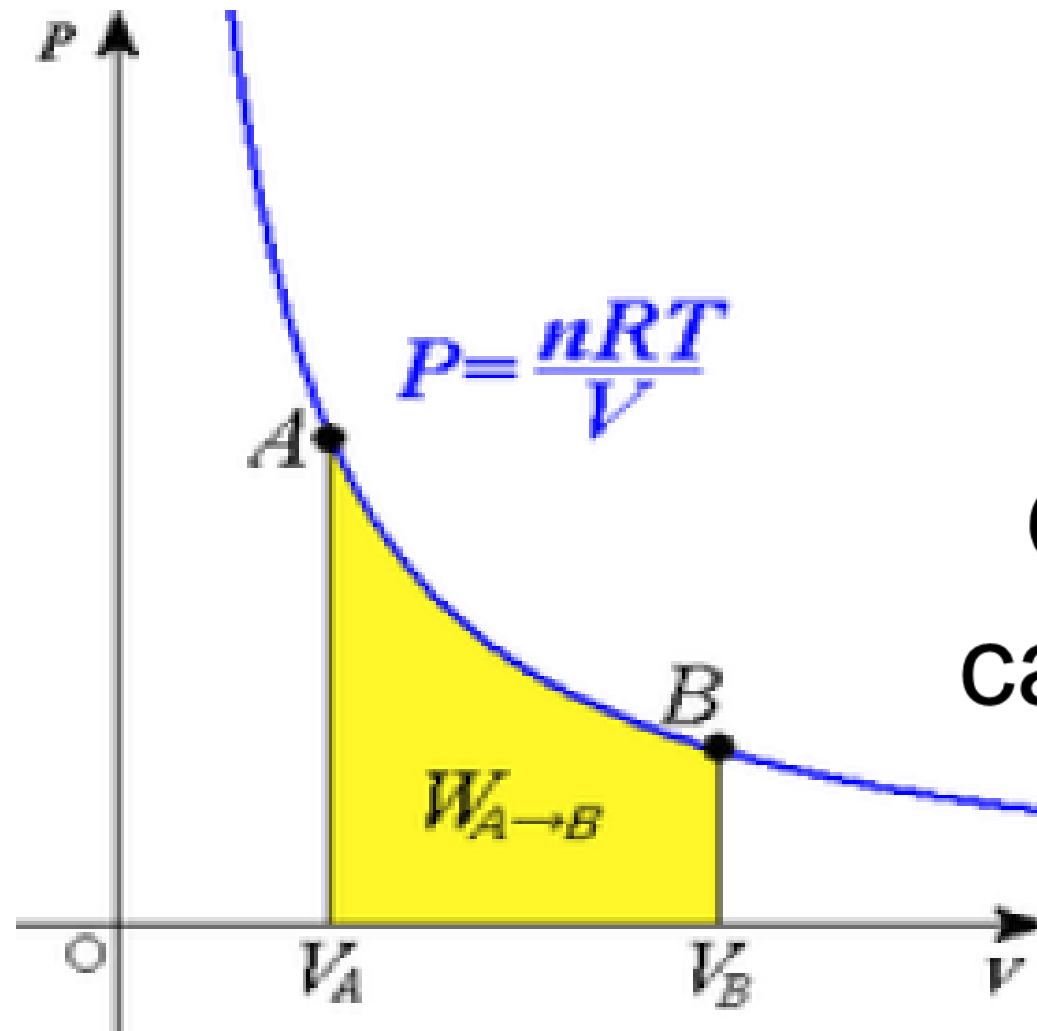
Processo isotérmico

Não há variação de temperatura

$$\Delta U = 0$$

$$Q = W$$

O trabalho pode ser calculado pela integral



Termodinâmica dos gases

Objetivos

Um dos tópicos principais da termodinâmica é a física dos gases

Nesta aula iniciaremos um estudo sobre o comportamento físico do gás

Sabemos que a matéria é formada por constituintes elementares chamados átomos e moléculas

Objetos são formados por uma quantidade muito grande ($\approx 10^{23}$) destes constituintes

As fases da matéria que se diferenciam pela forma que suas moléculas se organizam

Sólida

Líquida

Gasosa

as moléculas interagem fortemente umas com as outras

interação é fraca e as moléculas têm grande mobilidade pelo volume ocupado pelo gás, a não ser pelas colisões que ocorrem entre elas.

Fen. Mecânicos vs Fen. Térmicos

Na mecânica Newtoniana tratamos uma partícula:

1. Descrevemos seu estado de movimento: posição $\mathbf{r}$ e velocidade $\mathbf{v}$ (ou seu momento linear $\mathbf{p} = m\mathbf{v}$)
2. São as leis de Newton que permitem descrever as equações de movimento da partícula, e calcular com estas grandezas evoluem com o tempo.

Mas, como podemos aplicar a mesma metodologia para um gás que é composto por um número muito grande de partículas?

Fen. Mecânicos vs Fen. Térmicos

É inviável escrever e resolver as equações de movimento para todas as partículas que formam um gás.

Portanto, temos que criar uma descrição do gás por inteiro, ou seja uma descrição macroscópica.

Para isso, temos que estabelecer as grandezas macroscópicas que caracterizam o estado de um gás e depois formular as leis que elas obedecem

Fen. Mecânicos vs Fen. Térmicos

Podemos nos perguntar, como as grandezas macroscópicas podem ser interpretadas em termos das propriedades microscópicas (**dinâmica individual de suas moléculas**)

Teoria cinética dos Gases estabelece a conexão entre descrições microscópica e macroscópica, incorporando conceitos estatísticos à descrição Newtoniana.

Vamos começar a estudar a **descrição macroscópica**, e depois discutiremos como é possível construir a visão microscópica.

Variáveis e funções de estado

O *estado do material* é caracterizado macroscopicamente pelas variáveis de estado:

- volume do material
 - pressão do material
 - temperatura do material
 - massa total do material ou o número de moles
-

Equação de estado

- Um estado de equilíbrio termodinâmico fica inteiramente caracterizado por qualquer par das três variáveis (P,V,T).
- Ou seja, a terceira é uma função das outras duas.

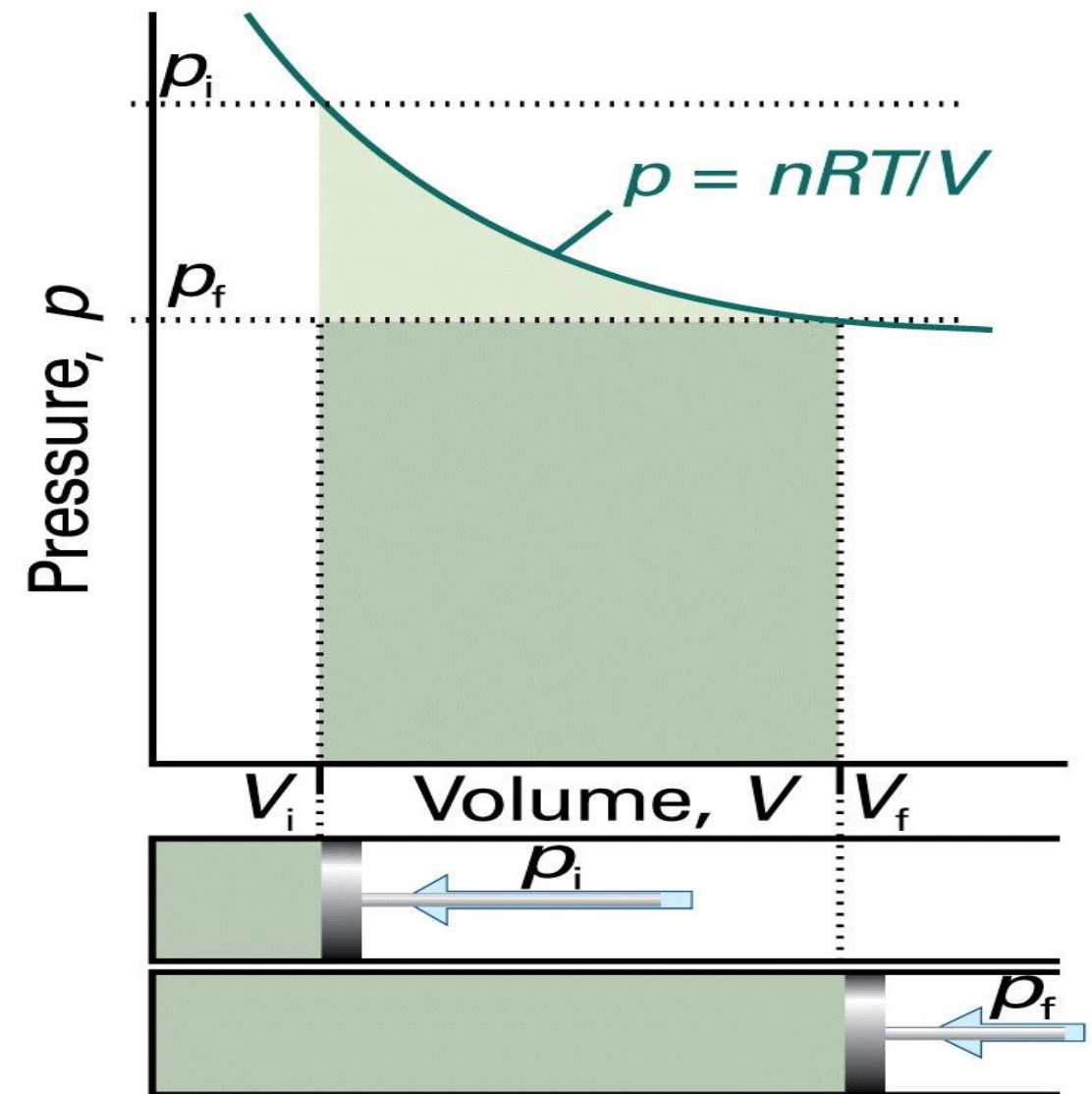


Figure 2-8
Atkins Physical Chemistry, Eighth Edition
© 2006 Peter Atkins and Julio de Paula

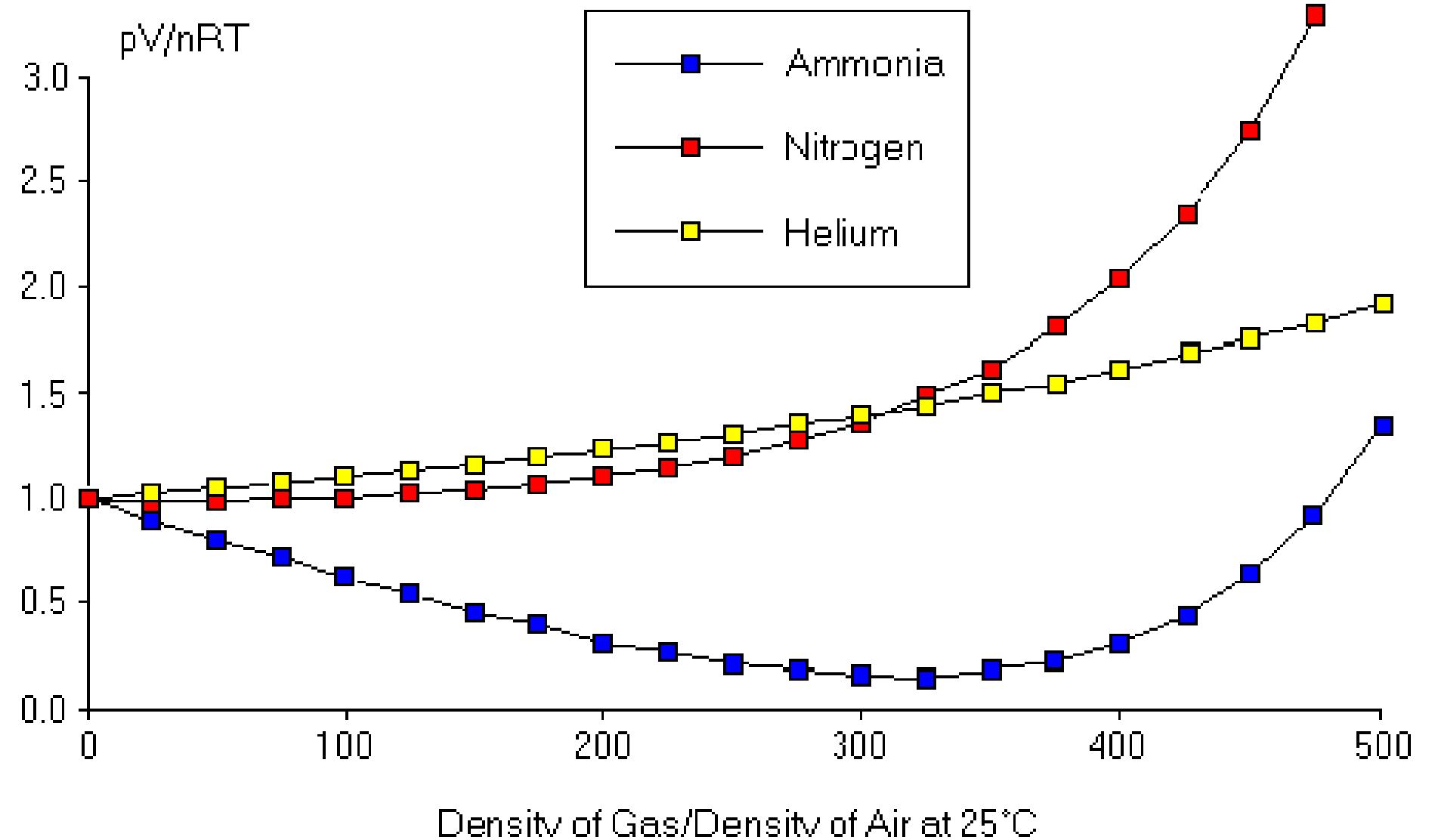
Modelos

Número grande de moléculas, separadas espacialmente, sistema rarefeito:

- Limite de Pressão baixa;
 - Temperatura distante do ponto de liquefação;
 - Todas as moléculas são idênticas;
-

Modelos

$Z = 1$
Gás ideal

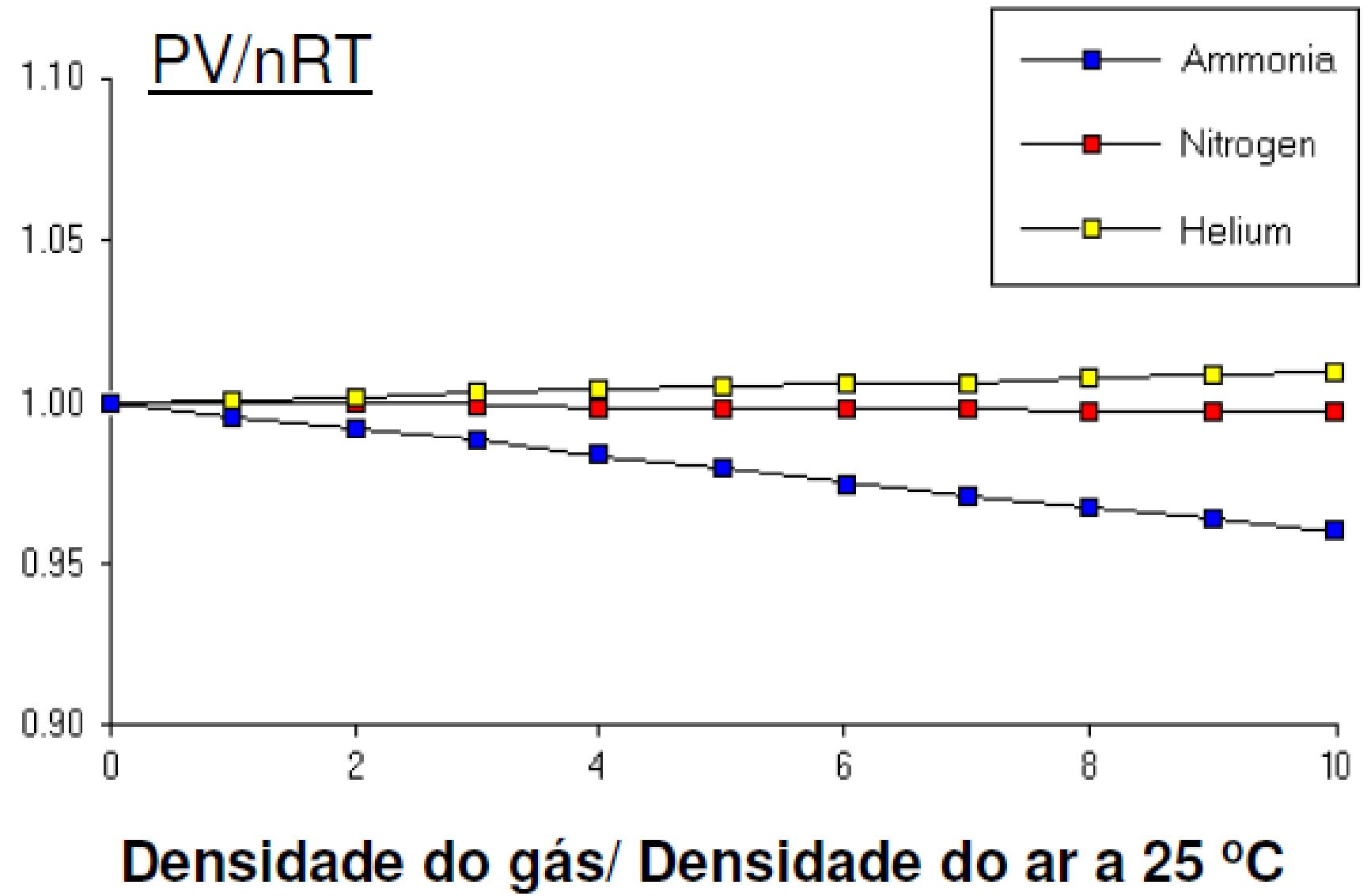


Para pressões < 10 atm,
Erro menor que 5 %

Modelos

$Z = 1$
Gás ideal

Para pressões < 10 atm,
Erro menor que 5 %



Visão molecular

Interações entre as moléculas gasosas

pressões baixas → gás ideal

pressões médias → + compressível

pressões altas → - compressível

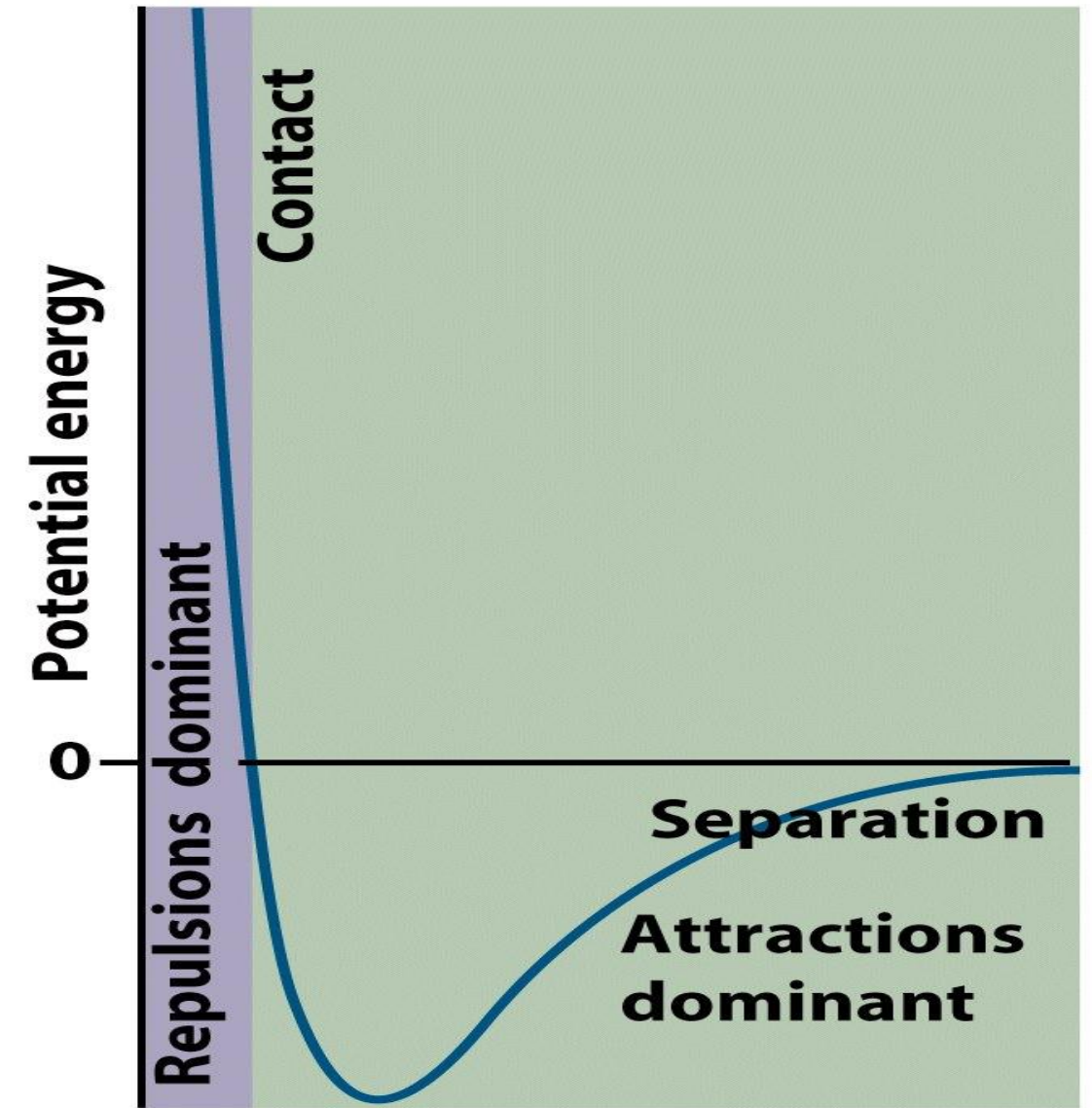
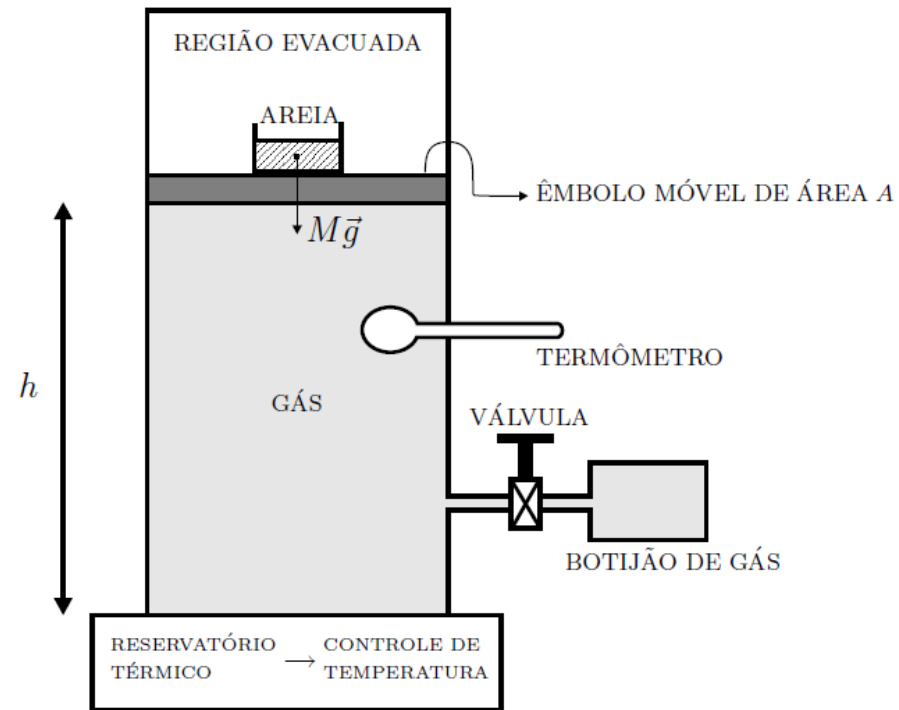


Figure 1-13
Atkins Physical Chemistry, Eighth Edition
© 2006 Peter Atkins and Julio de Paula

Simulação – Phet - Gases

[Gases Intro \(colorado.edu\)](#)

A Lei dos Gases ideais



Um gás é confinado no interior do recipiente cuja tampa é um êmbolo móvel de área A .

As grandezas que vamos usar para descrever o gás são: **volume V** , **pressão p** exercida sobre as paredes do recipiente, **o número N de moléculas** do gás, e sua **temperatura T**

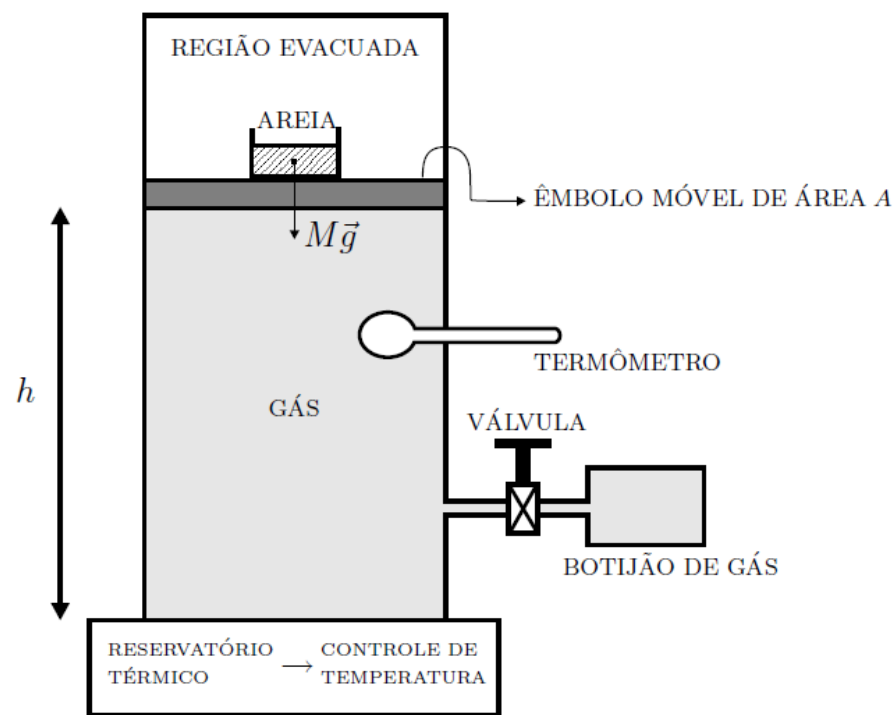
Podemos variar essas grandezas com o dispositivo mostrado na figura.

1. Evacuamos a região acima do êmbolo (eliminar a pressão atmosférica)
2. Sobre o êmbolo móvel colocamos uma caixa de areia (podemos variar o peso). Assim a pressão do gás será dada por:

$$P = \frac{F}{A} = \frac{Mg}{A}$$

3. Como o êmbolo é móvel, o volume varia com a altura h , da seguinte forma

$$V = Ah$$



4. A base do recipiente está em contato com um reservatório térmico à temperatura T , portanto a temperatura pode ser ajustada se variarmos T

5. O número de moléculas do gás N pode ser variado injetando-se gás a partir de um botijão.

As leis que regem o comportamento macroscópico do gás serão formuladas em termos de **p , V , T e N** → **chamadas variáveis de estado**

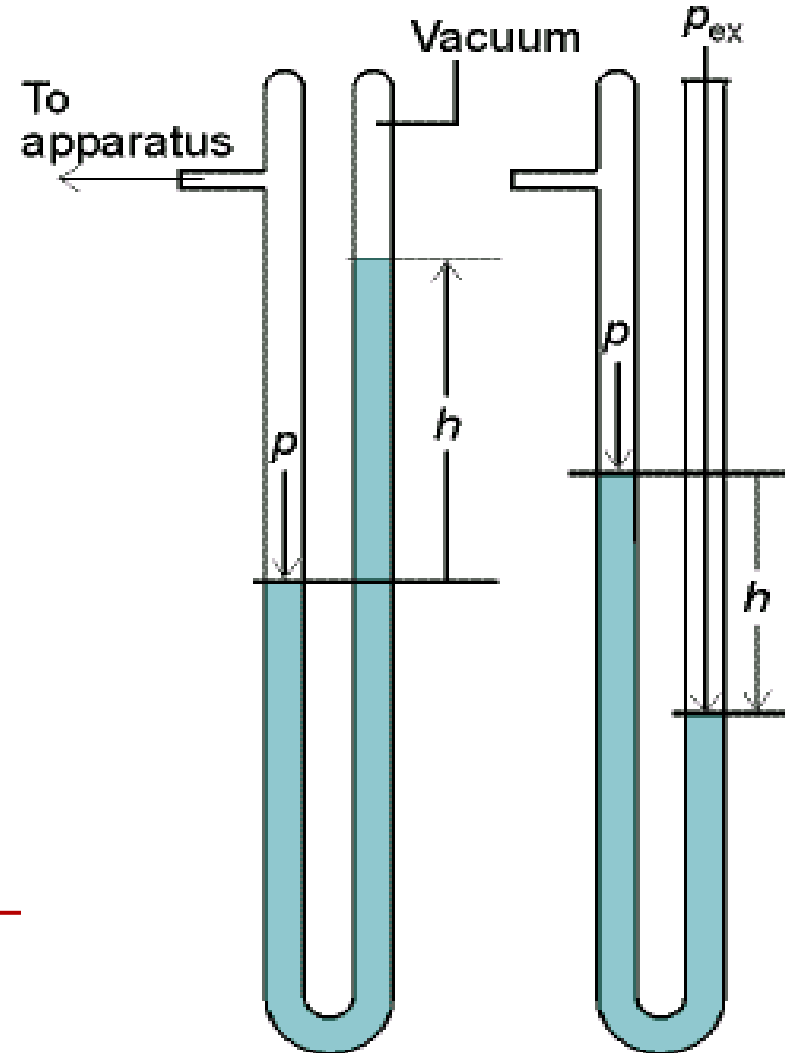
Antes de formular a lei geral com todas as grandezas envolvidas

Vamos obter as leis parciais que fornecem a dependência entre essas grandezas, duas a duas, para então combinarmos estes resultados numa lei geral

Pressão (Lei Boyle-Mariotte -1662)

Equilíbrio mecânico, condição de igualdade de pressão em ambos os lados de uma parede móvel.

Temperatura constante



manômetro:

$$P = P_{\text{ex}} + \rho gh$$

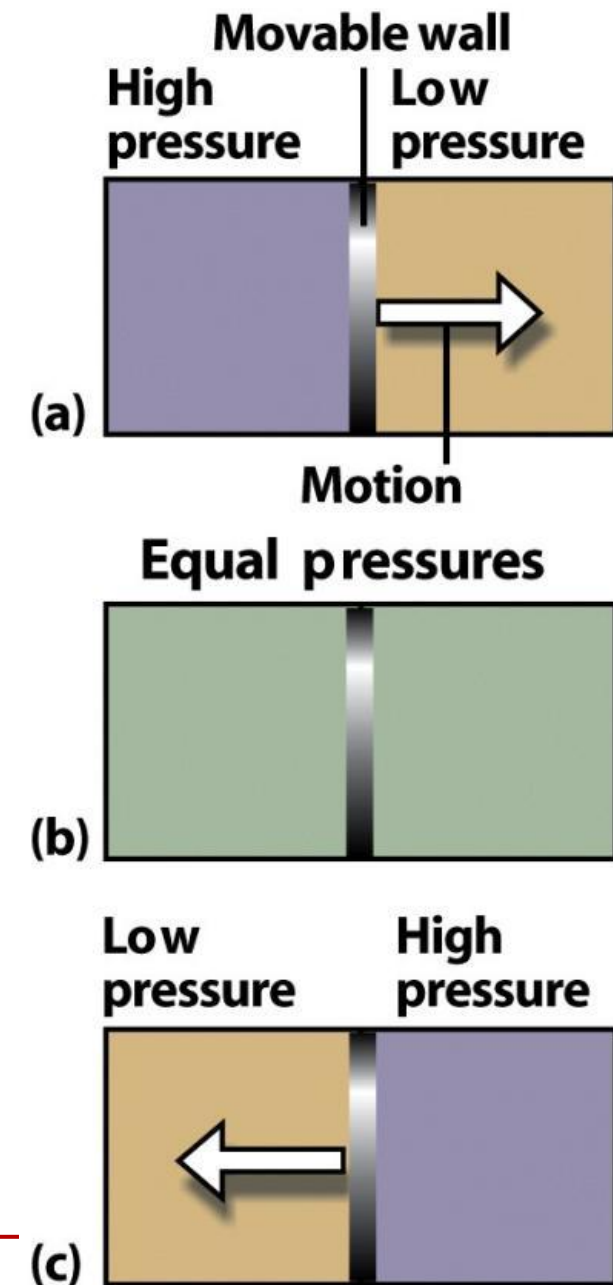
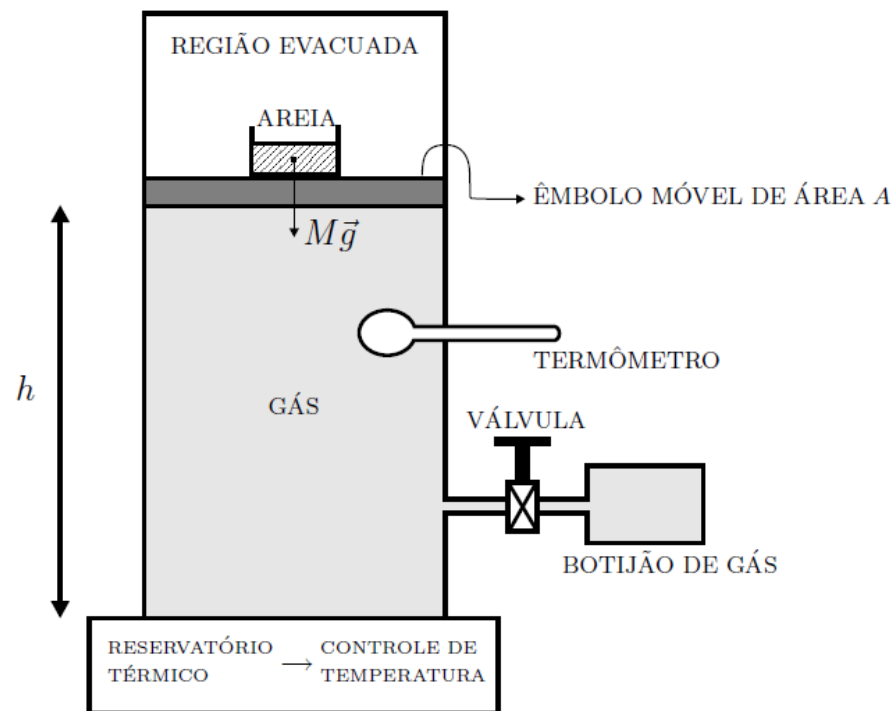


Figure 1-1
Atkins Physical Chemistry, Eighth Edition
© 2006 Peter Atkins and Julio de Paula



Relação entre V e p : A Lei de Boyle

1. Agora vamos considerar o número de moléculas N fixo
2. Como antes, o reservatório térmico vai nos garantir que a temperatura T permaneça constante
3. Vamos estudar qual é a dependência do volume V com a pressão p (retirando peso da caixa de areia)

Obtém-se empiricamente que o volume ocupado pelo gás é inversamente proporcional à pressão exercida, ou seja

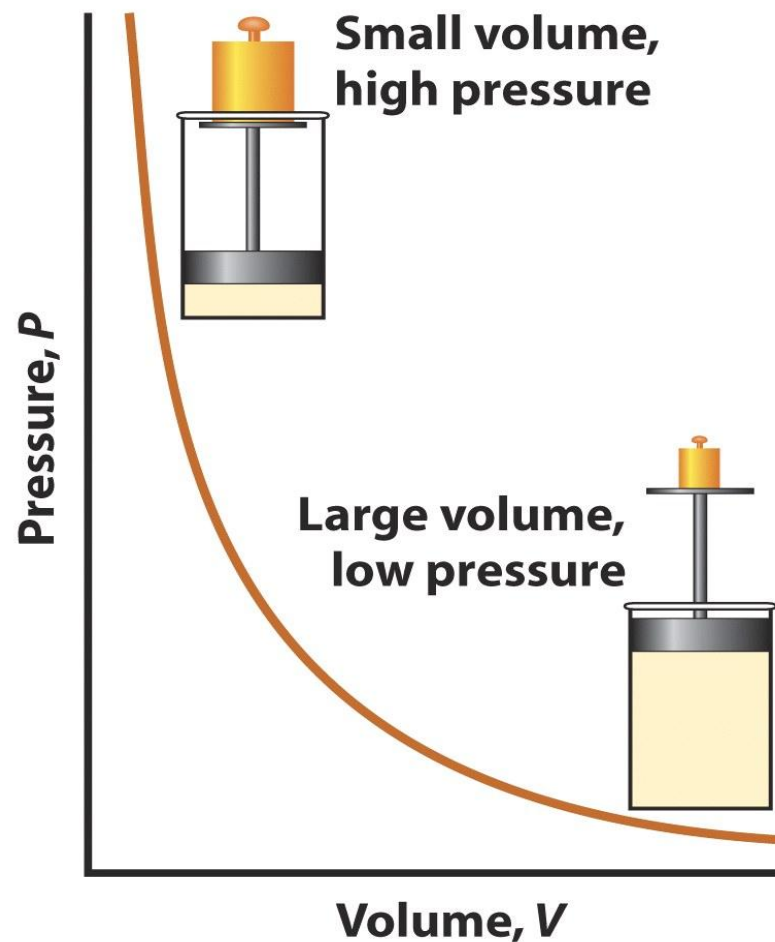
$$p = \frac{C_2}{V},$$

onde C_2 é uma constante.

A relação entre V e p , com N e T mantidos constantes é a chamada Lei de Boyle

Lei de Boyle

O gráfico abaixo mostra a dependência da pressão, P , com o volume, V . (A curva da figura é uma **isoterma = Temperatura constante**)



A lei de Boyle resume o efeito da pressão sobre o volume de uma quantidade fixa de gás em temperatura constante.

Quando a pressão da amostra de gás aumenta, o volume diminui.

$$p = \frac{C_2}{V},$$

$$pV = C_2$$

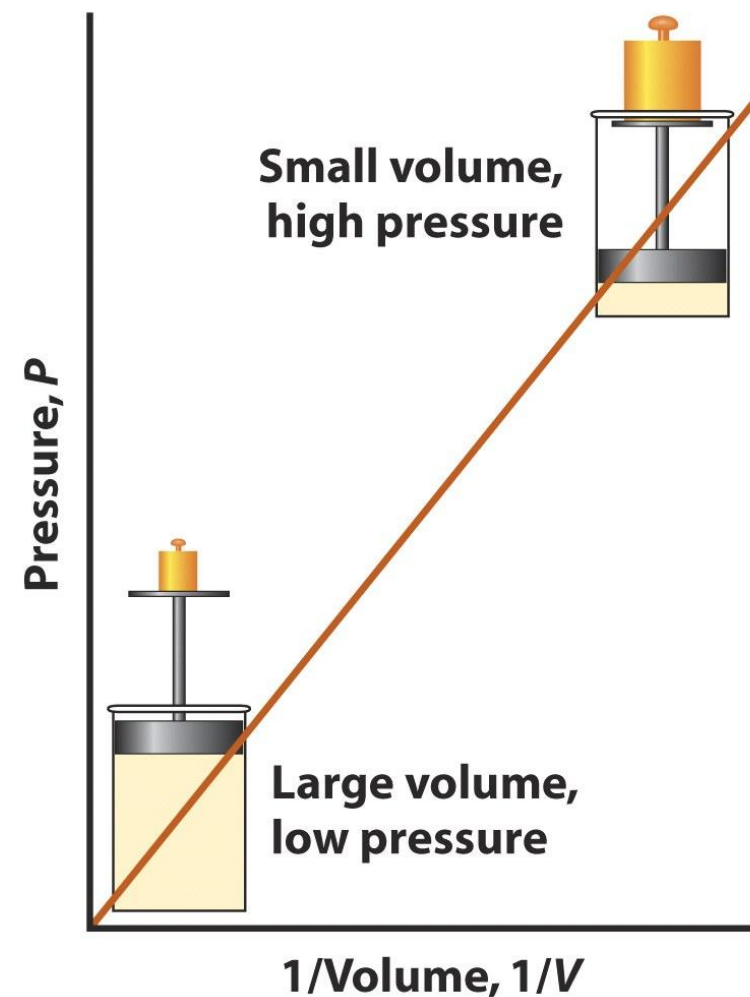
Lei de Boyle

Da mesma forma, podemos fazer o gráfico P versus $1/V$ e obtemos uma linha reta:

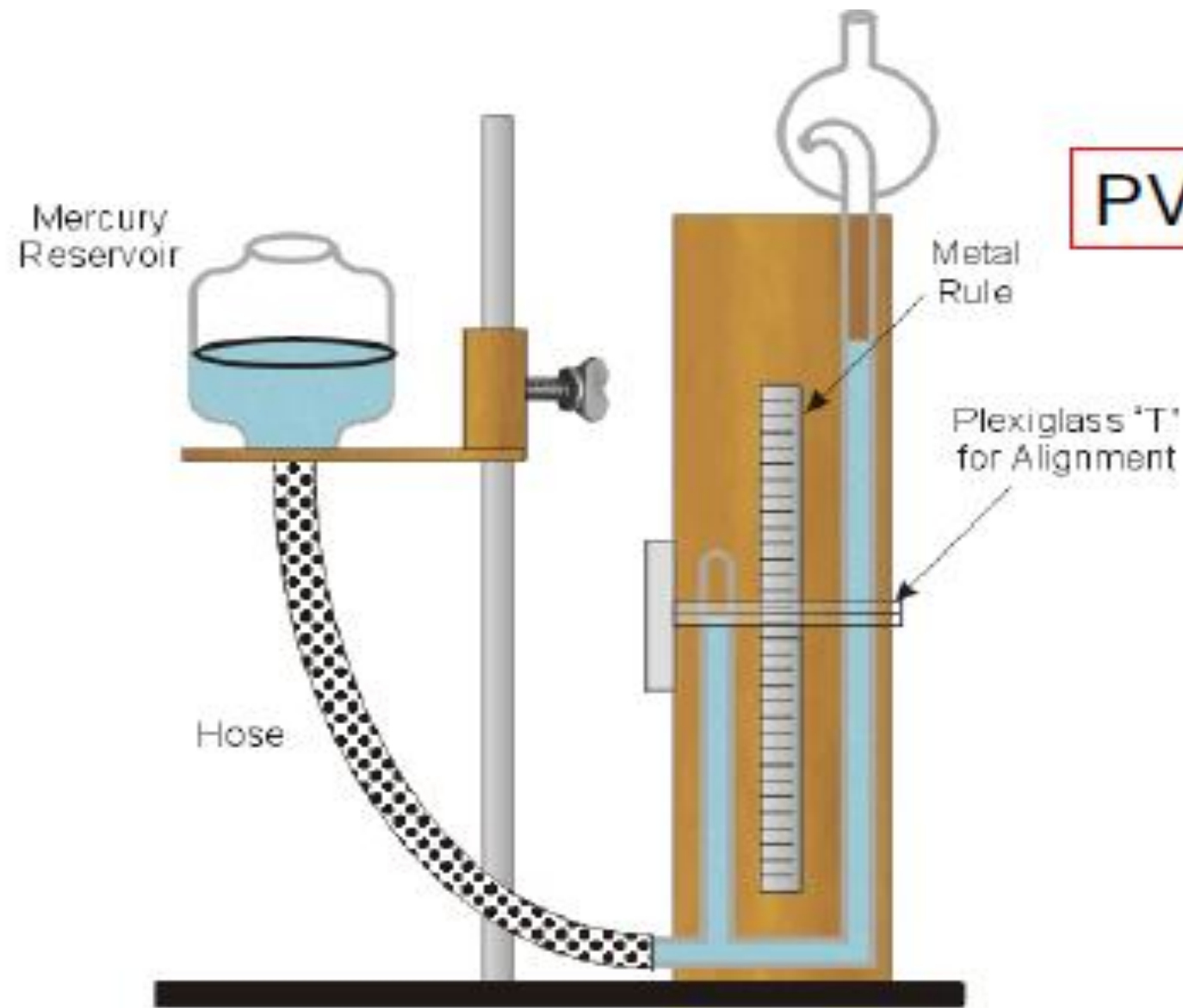
$$p = \frac{C_2}{V},$$

Para uma quantidade fixa de gás em temperatura constante, a pressão é inversamente proporcional ao volume.

Note que C_2 pode ser obtido como o coeficiente angular desta reta



Lei de Boyle



$T = \text{constante}$

$$PV = k = \text{constante}$$



Ou seja a
pressão é
inversamente
proporcional ao
volume ocupado
pelo gás.

Lei dos gases

Lei de Boyle, $PV = \text{cte}$ (isotermas).

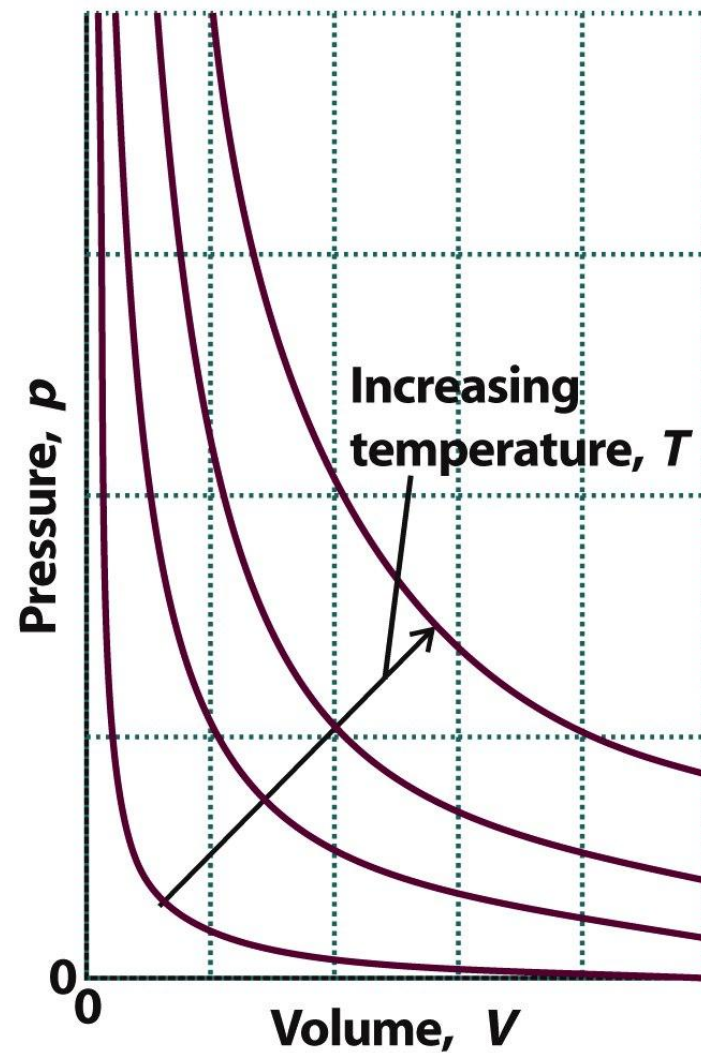


Figure 1-4
Atkins Physical Chemistry, Eighth Edition
© 2006 Peter Atkins and Julio de Paula

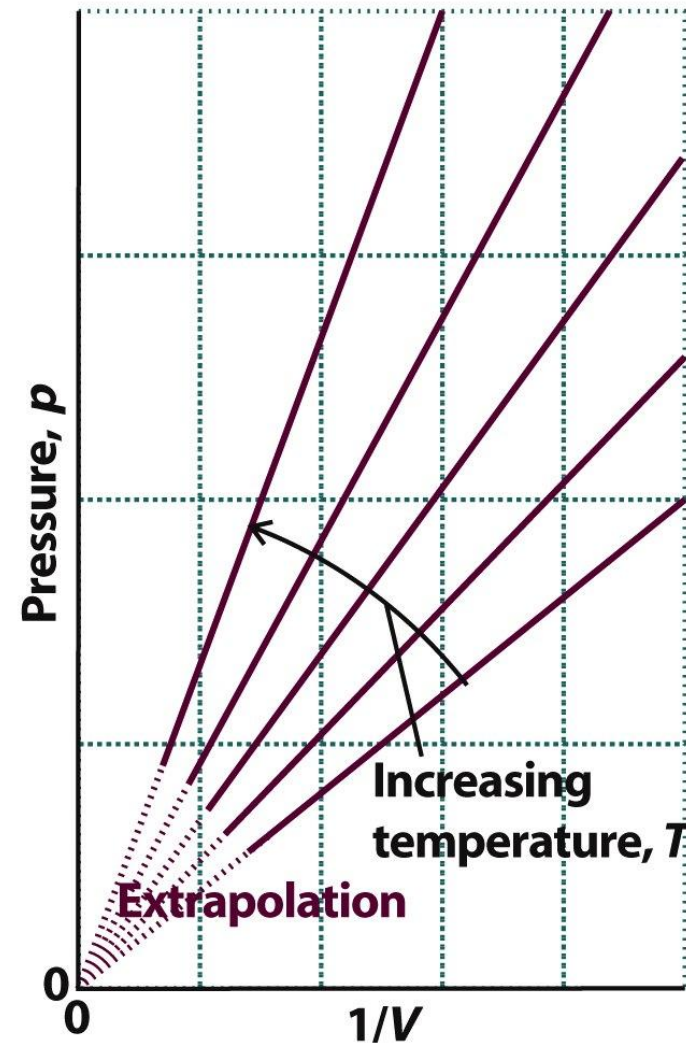


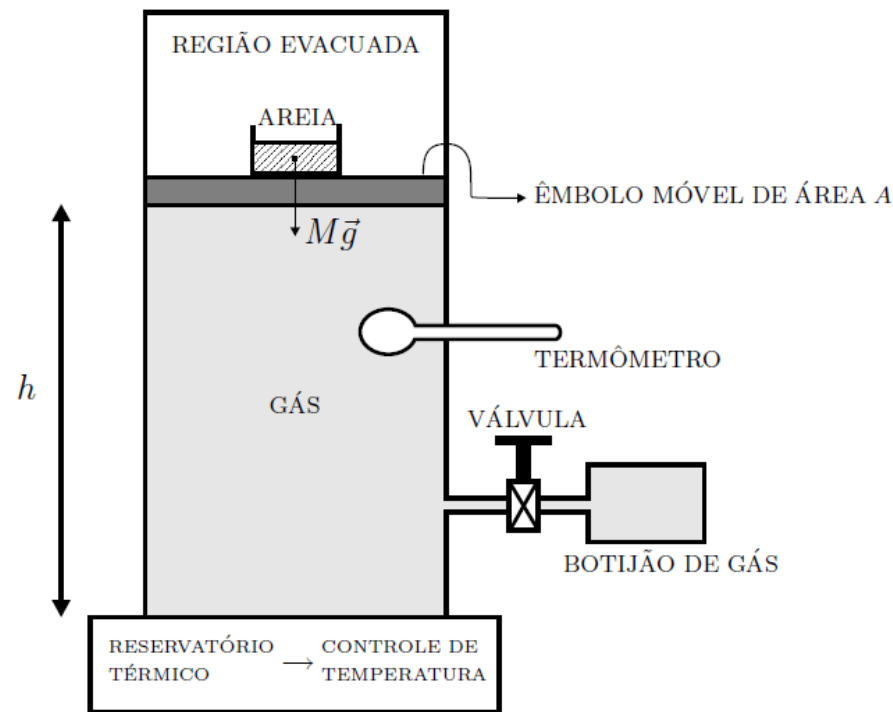
Figure 1-5
Atkins Physical Chemistry, Eighth Edition
© 2006 Peter Atkins and Julio de Paula

$$p \propto 1/V$$

$$V \propto 1/p$$

$p \rightarrow 0$
gases ideais

Relação entre V e T : A Lei de Charles ou Lei de Gay-Lussac



1. Continuamos com N fixo
2. O peso da caixa de areia também é fixo durante todo o processo, logo a pressão p do gás não varia.
3. Controlaremos o reservatório térmico para que a temperatura T do gás varie

Medindo-se o volume ocupado pelo gás como função da temperatura, vemos que V é diretamente proporcional a T

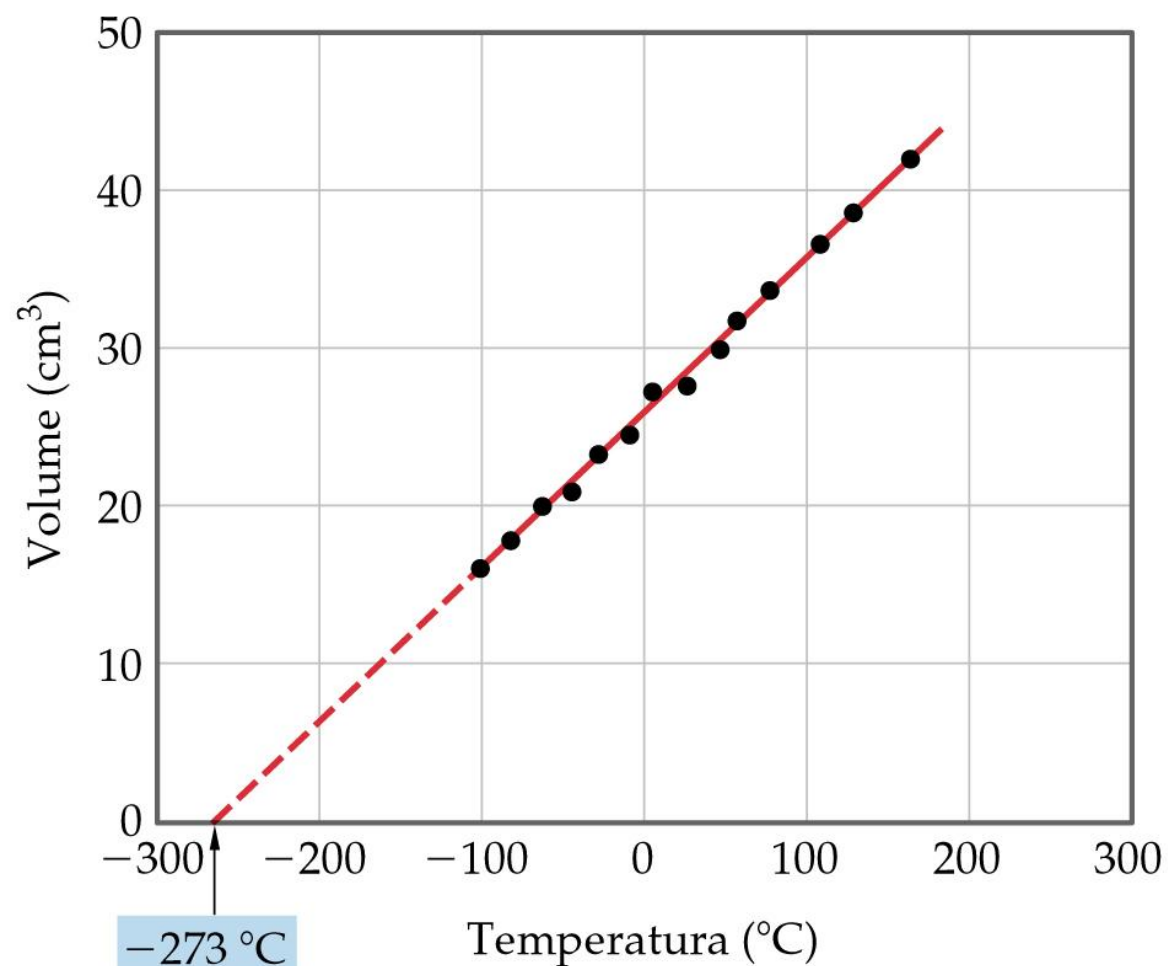
$$V = C_3 T,$$

onde C_3 é uma constante que pode ser obtida a partir do coeficiente angular da reta no gráfico $V \times T$ construído com os dados experimentais

A relação entre V e T , com N e p mantidos constantes é a chamada ~~Lei de Charles, ou Lei de Gay-Lussac~~

Lei de Charles

O gráfico volume versus temperatura ($V \times T$), obtemos uma linha



O volume de uma quantidade fixa de gás sob pressão constante varia linearmente com a temperatura .

$$V = C_3 T ,$$

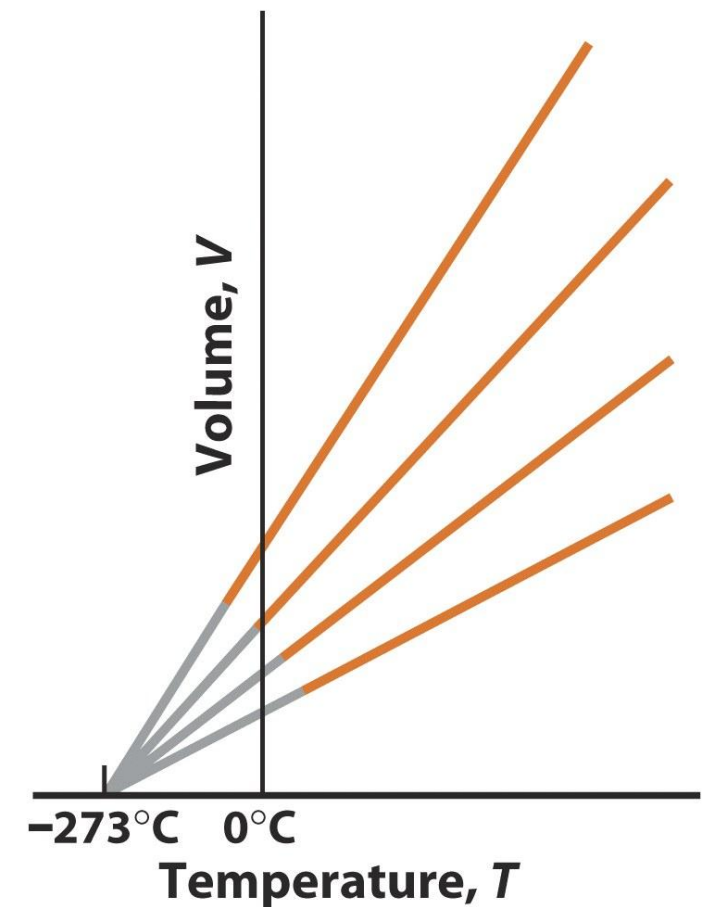
C_3 é uma constante que pode ser obtida a partir do coeficiente angular da reta no gráfico $V \times T$

Lei de Charles

Se repetimos o mesmo experimento para diferentes gases e a diferentes pressões obtemos o gráfico ao lado.

Observe que quando as curvas são extrapoladas para volume zero, todas as curvas interceptam o mesmo ponto .

- Quando T é medida em $^{\circ}\text{C}$, a interceptação no eixo da temperatura é $-273,15^{\circ}\text{C}$.
 - Definimos o zero absoluto, $0\text{ K} = -273,15^{\circ}\text{C}$, que é a temperatura mais baixa possível, já que não existe volumes negativos
 - Todos os gases reais condensam a líquidos antes de alcançar esta temperatura.
-



Lei de Charles

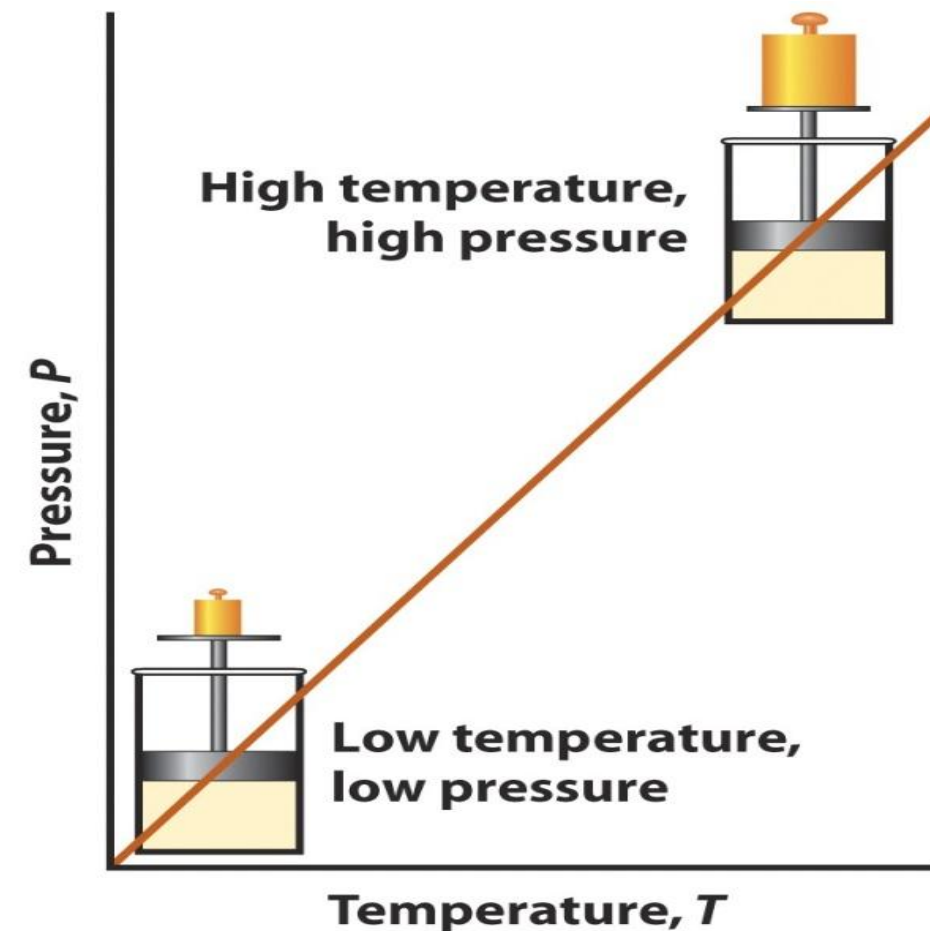
Essa expressão nos diz que se a temperatura (absoluta) de uma quantidade fixa de gás sob pressão constante é duplicada, então o volume dobra.

Uma expressão semelhante resume a variação da pressão de uma amostra de um gás que é aquecido em um recipiente de volume fixo.

A pressão varia linearmente com a temperatura e os dados experimentais podem ser extrapolados para pressão zero levando a $T = -273,15^{\circ}\text{C}$.

$$p = C_4 T$$

$$V = C_3 T ,$$



Lei de Charles (1787)



Investigação das variações de P e V com relação à temperatura

Para P constante

Variação do volume com relação à temperatura é estudar o coeficiente de dilatação volumétrica γ !!!

$$\gamma \sim 1/273$$

$$V = V_0 \gamma \Delta T$$

$P = \text{constante}$

Lei de Charles



1802 – Gay-Lussac: $\gamma \sim 1/273,15 \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$

$$\gamma \sim 3,66 \cdot 10^{-3} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$$

Para P constante

Gás	$\gamma (10^{-3} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1})$
Ar	3,67
Hélio	3,665
Argônio	3,67

$$V = k T$$

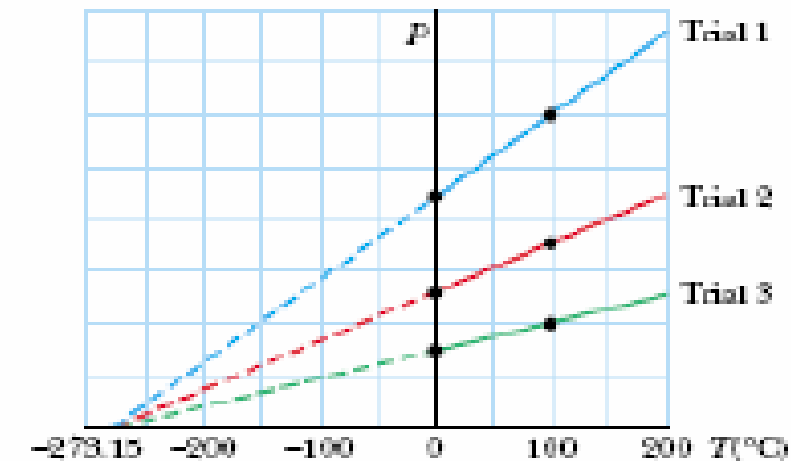
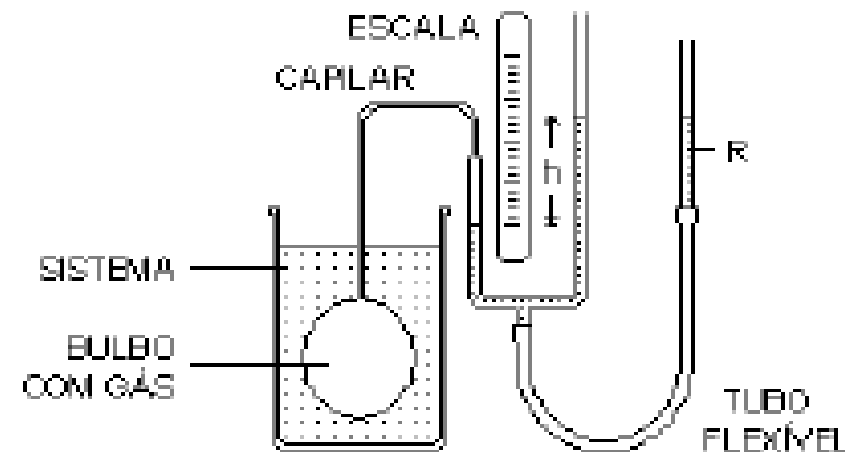
Ou seja o volume é diretamente proporcional a temperatura do gás

Lei de Gay-Lussac (1802)

Analogamente

Para V constante

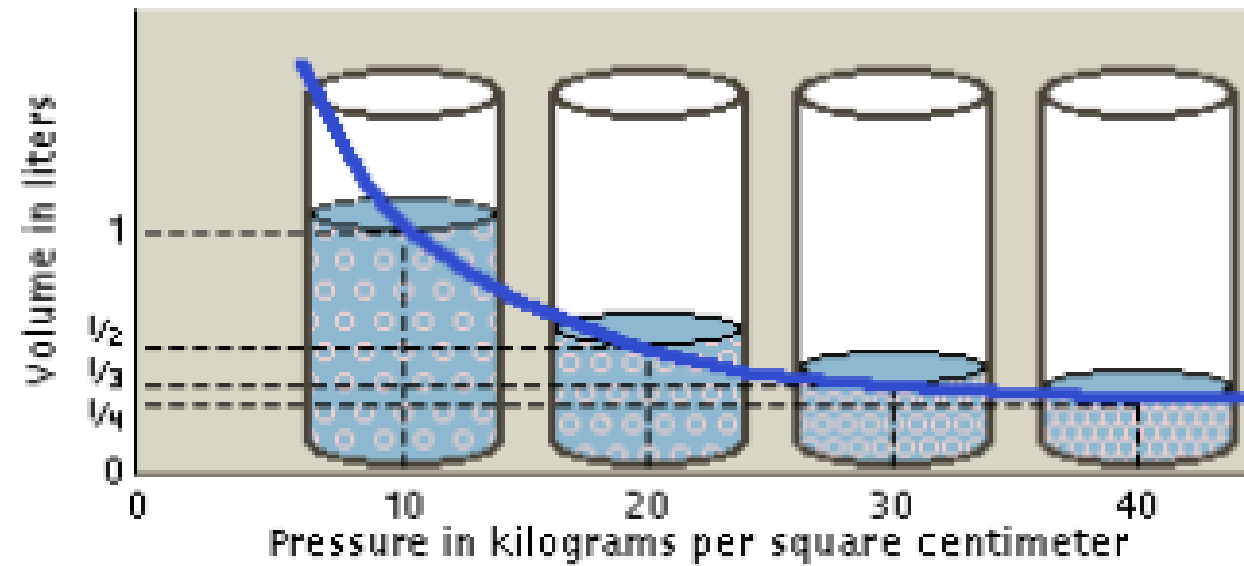
Princípio do termômetro a gás a volume constante



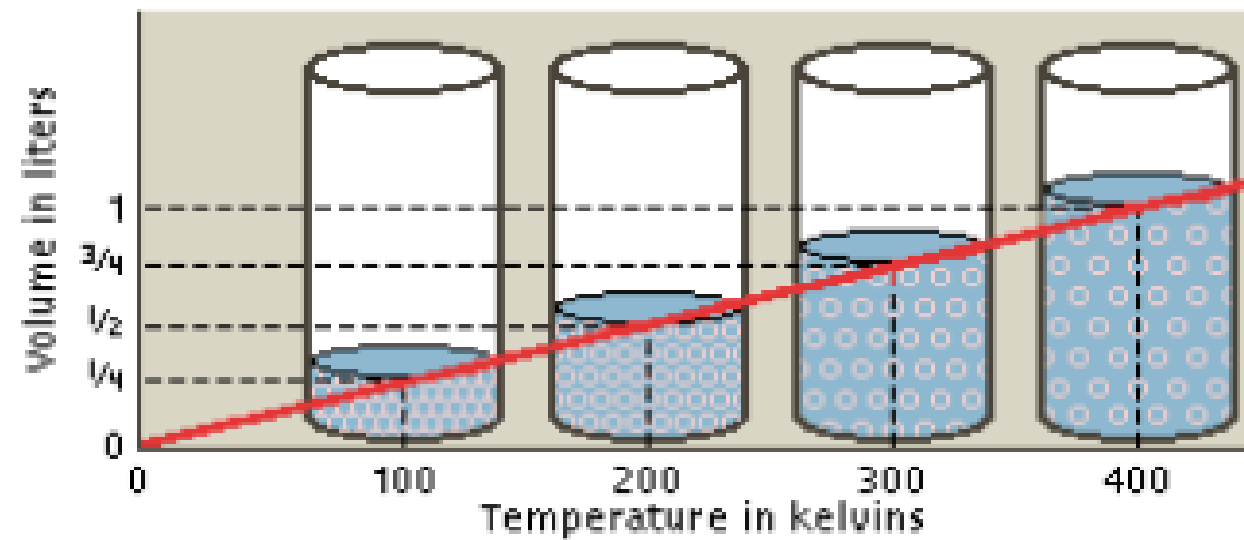
$$P = k T$$

Ou seja a pressão é diretamente proporcional a temperatura do gás

Resumo



↓
Comprimindo o gás



↑
Aumentando a temperatura

Lei dos gases

Lei de Charles, Gay-Lussac

(a Pressão Cte)

$$V = Cte \times T$$

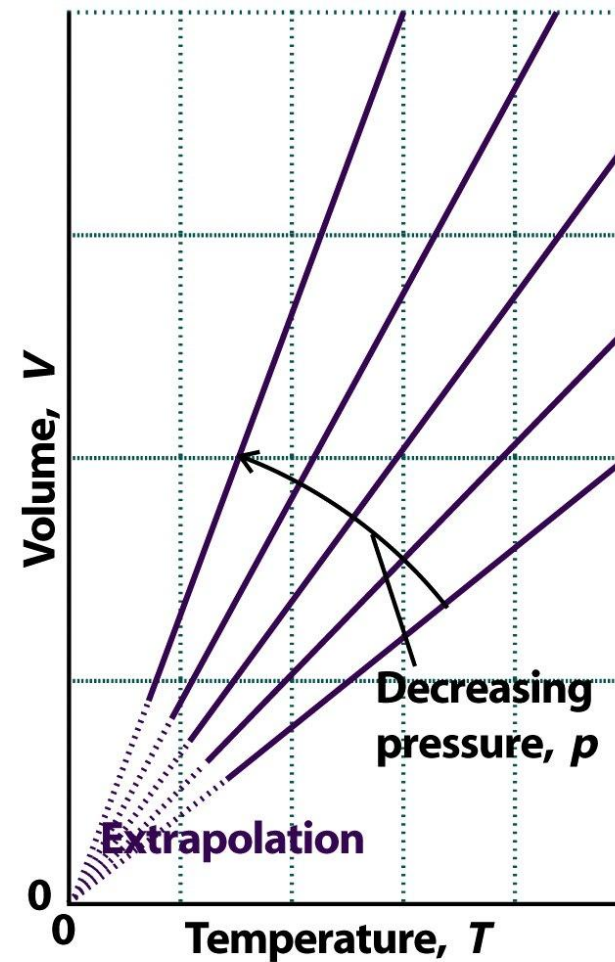


Figure 1-6
Atkins Physical Chemistry, Eighth Edition
© 2006 Peter Atkins and Julio de Paula

(a Volume Cte)

$$P = Cte \times T$$

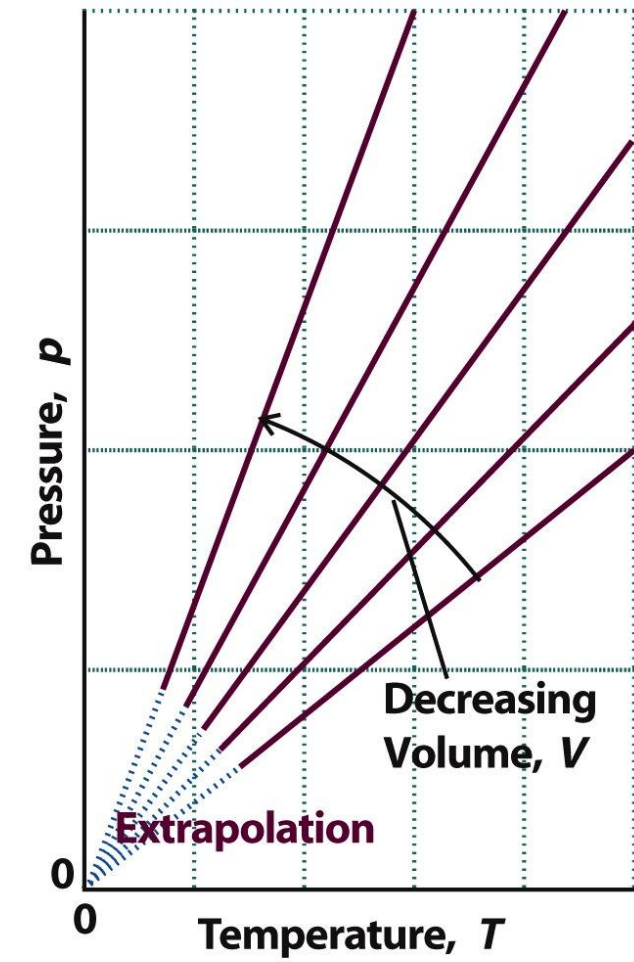
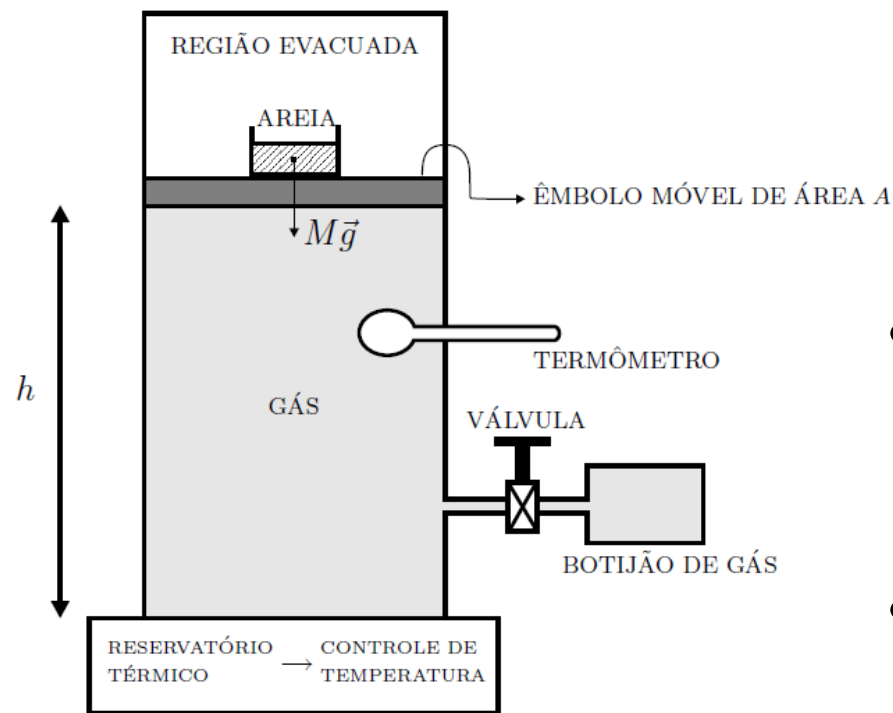


Figure 1-7
Atkins Physical Chemistry, Eighth Edition
© 2006 Peter Atkins and Julio de Paula



Relação entre V e N : A Lei de Avogadro

- Injetamos gás abrindo a válvula do botijão, observamos que o volume ocupado pelo gás tende a aumentar.
- Suponha que mantemos o peso da areia constante, para que a pressão seja constante no processo

A temperatura do reservatório também é controlada para que T permaneça constante

Obtemos empiricamente que o volume ocupado pelo gás é diretamente proporcional ao número de moléculas do gás no recipiente, ou seja

$$V = C_1 N ,$$

onde C_1 é uma constante que pode ser encontrada a partir do coeficiente angular da reta no gráfico $V \times N$, construído com os dados experimentais

A relação entre V e N , com p e T constantes é chamado Lei de Avogadro

Lei de Avogrado (1811)

“O volume de um gás, a uma determinada temperatura e pressão, é proporcional ao número de átomos ou moléculas que o constituem, independentemente da natureza do gás”



$$V = k n$$

Ou seja, todo o gás em determinada condição (P, V, T) possui o mesmo número n de átomos ou moléculas.

Número de Avogrado (1909)



Jean Perrin – Prêmio Nobel de Física em 1926 pelo estudo da descontinuidade da matéria.

Determinou o número de Avogrado de diversas maneiras

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

Número de átomos de Carbono 12 (^{12}C) contidos em 12 gramas de ^{12}C

$$1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas}$$

Condições normais de T & P

Massa de 1 mol

Massa da substância, em gramas, igual à massa molecular.

$$1 \text{ mol H}_2 = 2 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol O} = 12 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} = 18 \text{ g}$$

CNTP (condições normais de temperatura e pressão)

$$V = 22,4 \text{ litros} = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$P = 1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$$

Equação do gás ideal

$$V \propto 1/P$$

$$V \propto T$$

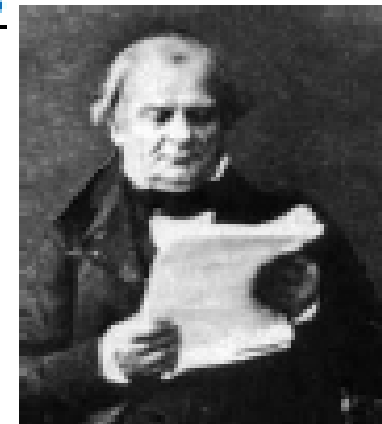
$$V \propto n$$

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

Equação de Clapeyron ou equação dos gases ideais

$$V = R \frac{nT}{P}$$

$$PV = nRT$$



R é a constante de proporcionalidade (constante dos gases)
