

Física Geral I • FIS0703

Aula 15

14/11/2016

O gás ideal

Para sólidos e líquidos é possível descrever a dilatação térmica volumétrica: $\Delta V = \beta V_i \Delta T$

No caso dos gases não existe um volume “próprio” inicial V_i (gases ocupam qualquer espaço).

● Uma **equação de estado** descreve como o **volume** V , a **pressão** P e a **temperatura** T estão relacionados para uma determinada **massa** m de gás.

- ▶ Em geral, a equação de estado é muito complicada.
- ▶ Mas é **muito simples** para o **gás ideal**: os átomos não interagem entre si, exceto em colisões. Um gás ideal não existe, mas é uma **excelente aproximação para gases rarefeitos** (baixa densidade ou pressão)

É conveniente especificar a **quantidade** de um gás em termos de **moles**.

Definição: 1 mol é a quantidade de gás que contém N_A partículas (átomos ou moléculas)

$$N_A = 6.022 \times 10^{23}$$

O número de Avogadro

A **massa molar** M é a massa de 1 mol duma substância.

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

O **número de moles** na massa m duma substância.

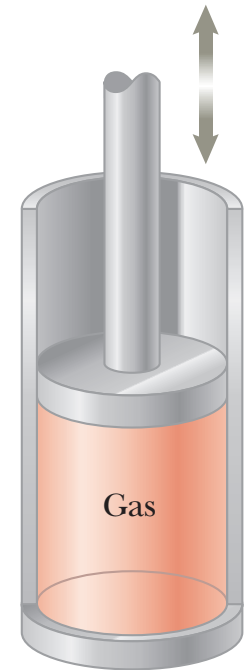
M é igual ao número de massa atômica dum elemento químico em gramas.

A equação de estado do gás ideal

A equação de estado do gás ideal pode ser **deduzida por experiências** feitas com uma quantidade de gás fechado num cilindro. O volume pode ser alterado com um pistão.

Observações:

- ▶ A temperatura constante: $P \propto 1/V$ (Lei de Boyle)
- ▶ A pressão constante: $V \propto T$ (Lei de Charles)
- ▶ A volume constante: $P \propto T$ (Lei de Guy-Lussac)



Estas observações levam à **equação de estado**

$$PV = nRT$$

Muitas experiências mostraram: $PV/nT \rightarrow R$ para todos os gases a pressão baixa

$$R = 8.314 \text{ J/mol}\cdot\text{K} \quad \text{A constante universal dos gases}$$

Forma alternativa da equação de estado, usando o número total de moléculas do gás, N :

$$PV = \frac{N}{N_A} RT \quad \longrightarrow \quad PV = Nk_B T$$

$$k_B = \frac{R}{N_A} = 1.38 \times 10^{-23} \text{ J/K} \quad \text{A constante de Boltzmann}$$

Exemplo

Qual é o volume de uma mole de um gás à pressão atmosférica e à temperatura de 0°C?

Pressão atmosférica $P = 1.013 \times 10^5 \text{ Pa}$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1 \text{ mol})(8.314 \text{ J/mol}\cdot\text{K})(273.15 \text{ K})}{(1.013 \times 10^5 \text{ Pa})} = 0.0224 \text{ m}^3 = 22.4 \text{ } \ell$$

Repare que este volume vale para qualquer gás!

Calor e energia interna

Definições de duas grandezas importantes:

Energia interna é a energia associada aos constituintes microscópicos dum sistema (átomos e moléculas), visto do seu centro de massa.

- ▶ A energia interna não inclui a energia cinética do movimento colectivo do sistema.
- ▶ Inclui a energia do movimento aleatório das partículas, energia de rotação e vibração das moléculas.

Calor é a energia transferida através das fronteiras dum sistema, devido à diferença de temperatura entre o sistema e a sua vizinhança.

- ▶ Um sistema **não “contém” calor**, mas sim energia interna. Calor é energia térmica **transferida**.
- ▶ Analogia: um sistema **não contém trabalho**, mas trabalho pode ser realizado num sistema, i.e., energia mecânica pode ser **transferida** para o sistema.

Relação entre calor e energia mecânica

Calor foi originalmente medido em **calorias**:

1 cal = a energia transferida para aumentar a temperatura de 1 g de água de 14.5°C para 15.5°C

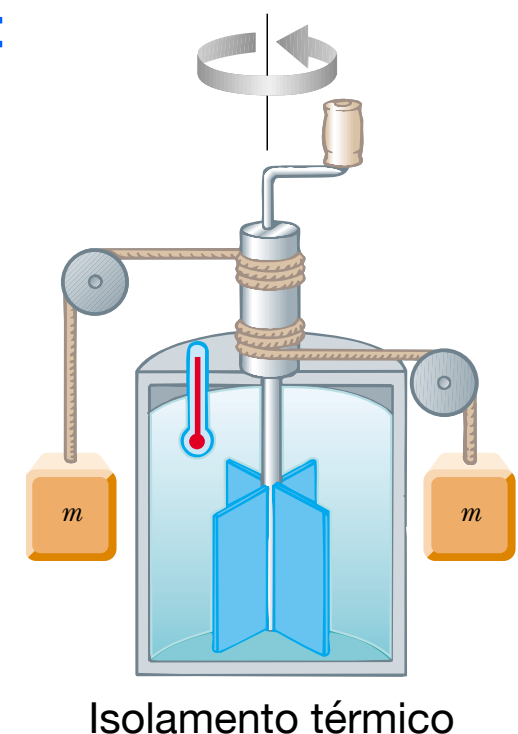
Nota: as “calorias” dos alimentos indicados nas embalagens são de facto kcal (ou Cal).

James Prescott Joule mediu a relação entre **energia mecânica e calor**:

- ▶ A energia potencial das duas massas m é convertida em energia rotacional numa roda de pás.
- ▶ Esta energia é transferida para a água por fricção.
- ▶ A transferência de calor faz aumentar a temperatura da água.

As medições mostraram:

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$$



Calor específico

- ▶ Quando **energia é transferida** para um sistema sem alteração da sua energia cinética ou potencial, a sua **temperatura aumenta** (excepto no caso de transição de fase).
- ▶ Esta energia é proporcional à massa e à diferença da temperatura.

$$Q = C\Delta T \quad C \text{ é a } \text{capacidade térmica}$$

$$Q = cm\Delta T$$

$$c = \frac{Q}{m\Delta T} \quad c \text{ é a } \text{capacidade térmica mássica} \text{ ou o } \text{calor específico}$$

O calor específico depende da substância:

Specific Heats of Some Substances at 25°C and Atmospheric Pressure ← Pressão constante

Substance	Specific Heat (J/kg · °C)	Substance	Specific Heat (J/kg · °C)
<i>Elemental solids</i>		<i>Other solids</i>	
Aluminum	900	Brass	380
Beryllium	1 830	Glass	837
Cadmium	230	Ice (−5°C)	2 090
Copper	387	Marble	860
Germanium	322	Wood	1 700
Gold	129	<i>Liquids</i>	
Iron	448	Alcohol (ethyl)	2 400
Lead	128	Mercury	140
Silicon	703	Water (15°C)	4 186
Silver	234	<i>Gas</i>	
		Steam (100°C)	2 010

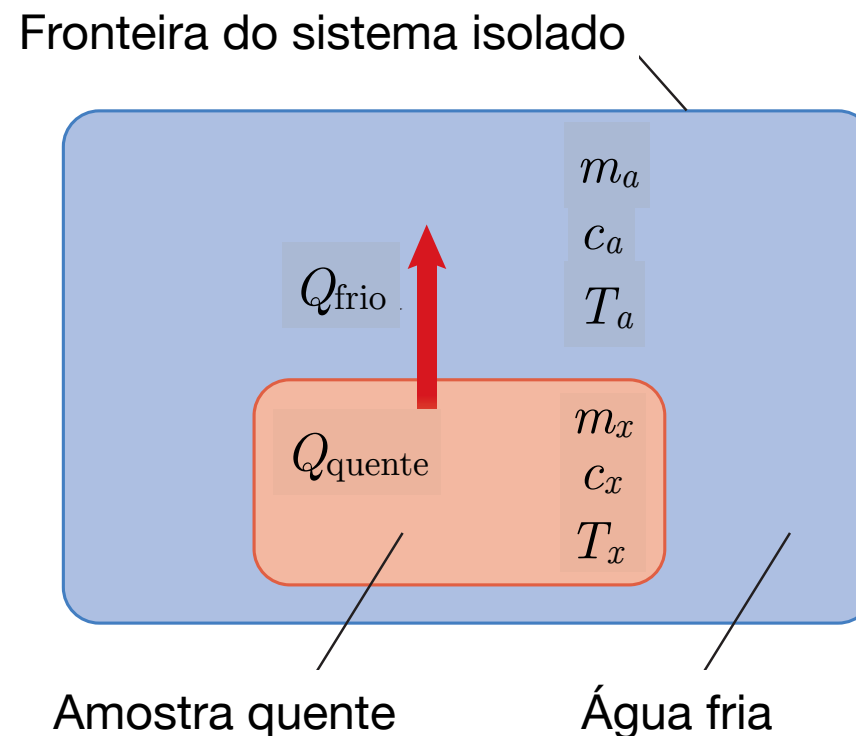
Nota 1: o calor específico da água líquida é muito elevado (→ clima mais moderado na costa marítima).

Nota 2: o calor específico **a volume constante** pode ser bastante diferente.

Calorimetria

Medição do calor específico duma substância através da calorimetria:

- Uma amostra com massa m_x à temperatura T_x ($> T_a$) é colocada num calorímetro com água com massa m_a à temperatura T_a . A temperatura final de equilíbrio T_f é medida.



Conservação da energia: a energia extraída da amostra é igual à energia transferida para a água.

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

Determinar c_x :

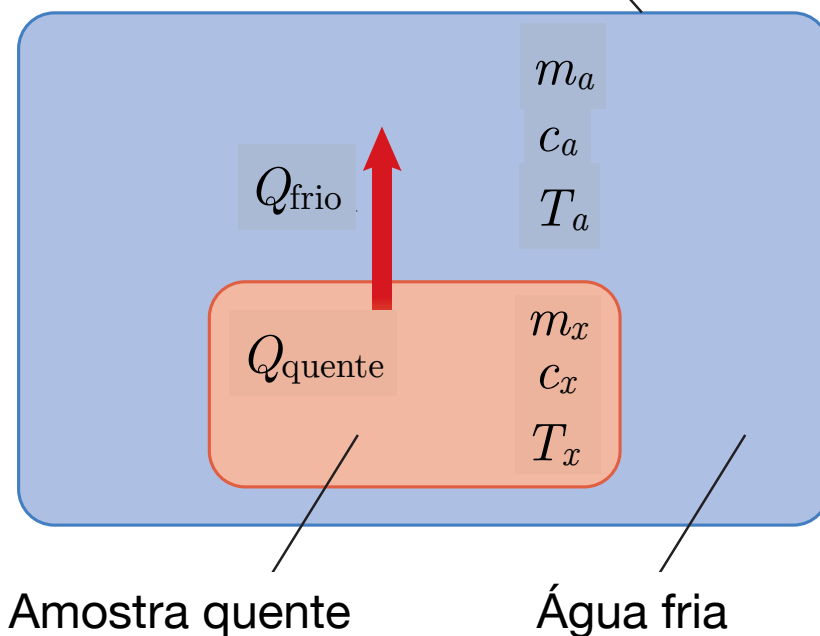
$$m_a c_a (T_f - T_a) = -m_x c_x (T_f - T_x)$$

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

Exemplo

Um lingote de metal com massa 0.050 kg é aquecido a 200°C e deixado cair num calorímetro com 0.400 kg de água inicialmente a 20.0°C. Após algum tempo, o sistema atinge a temperatura final de equilíbrio de 22.4°C. Qual é o calor específico do metal?

Fronteira do sistema isolado



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

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

$$c_x = \frac{(0.400 \text{ kg})(4186 \text{ J/kg}\cdot^\circ\text{C})(22.4^\circ\text{C} - 20.0^\circ\text{C})}{(0.050 \text{ kg})(200.0^\circ\text{C} - 22.4^\circ\text{C})} = 453 \text{ J/kg}\cdot^\circ\text{C}$$

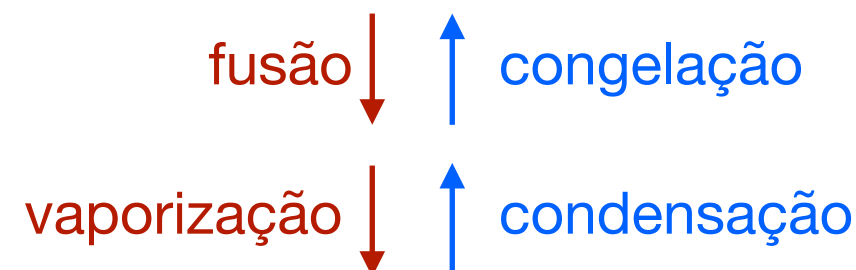
Calor latente

- ▶ Quando energia é trocada entre uma substância e a sua vizinhança, normalmente a sua temperatura muda.
- ▶ Há situações em que isto não se verifica: **a temperatura mantém-se constante** durante **mudanças de fase** numa substância.

Em mudanças de fase, a estrutura microscópica numa substância é alterada.

Exemplos:

- ▶ **Sólidos:** átomos ou moléculas organizados com ordem de longo alcance.
- ▶ **Líquidos:** ordem de curto alcance.
- ▶ **Gases:** sem ordem.



Calor transferido:

$$Q = L\Delta m$$

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

Calor latente

Latent Heats of Fusion and Vaporization

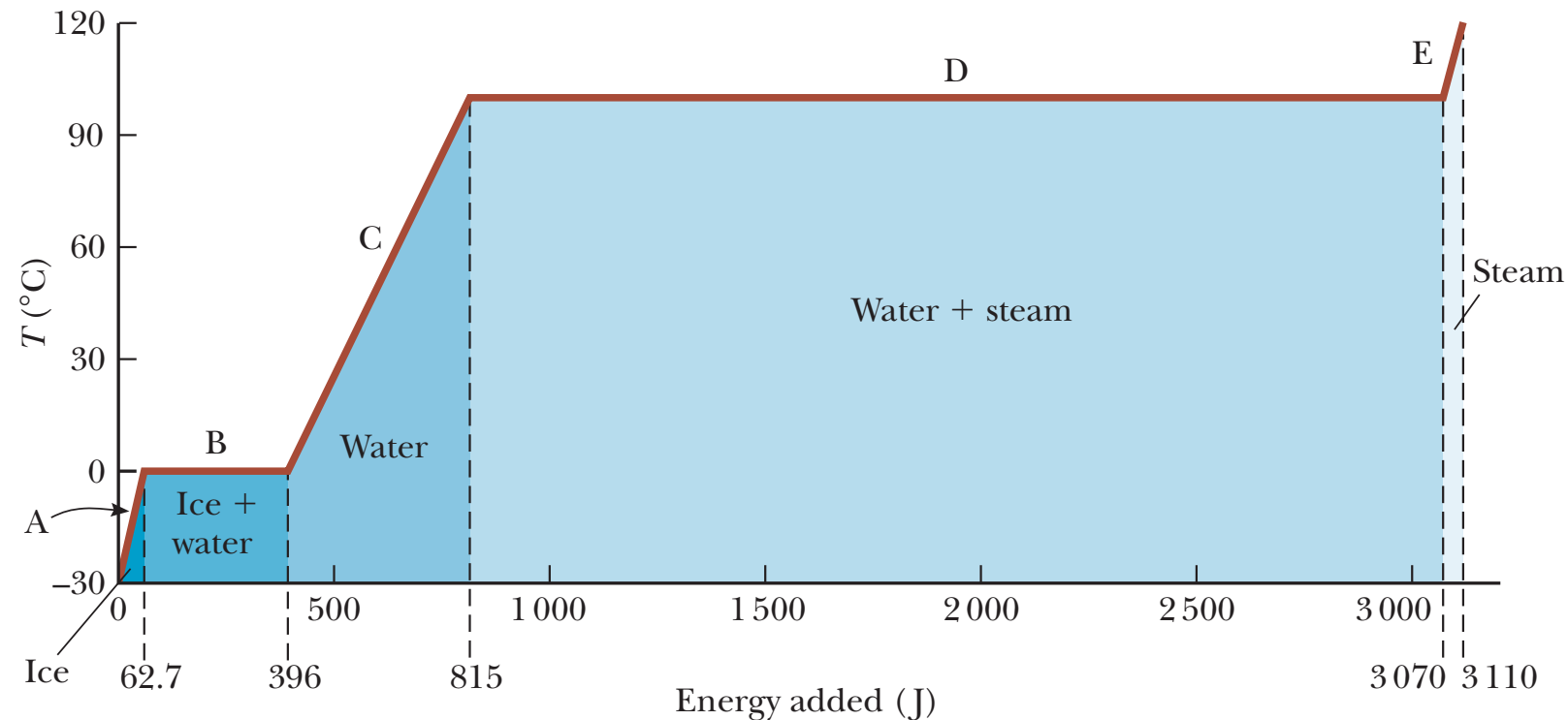
Substance	Melting Point (°C)	Latent Heat of Fusion (J/kg) L_f	Boiling Point (°C)	Latent Heat of Vaporization (J/kg) L_v
Helium	-269.65	5.23×10^3	-268.93	2.09×10^4
Oxygen	-218.79	1.38×10^4	-182.97	2.13×10^5
Nitrogen	-209.97	2.55×10^4	-195.81	2.01×10^5
Ethyl alcohol	-114	1.04×10^5	78	8.54×10^5
Water	0.00	3.33×10^5	100.00	2.26×10^6
Sulfur	119	3.81×10^4	444.60	3.26×10^5
Lead	327.3	2.45×10^4	1 750	8.70×10^5
Aluminum	660	3.97×10^5	2 450	1.14×10^7
Silver	960.80	8.82×10^4	2 193	2.33×10^6
Gold	1 063.00	6.44×10^4	2 660	1.58×10^6
Copper	1 083	1.34×10^5	1 187	5.06×10^6

$$\Delta m = m_f - m_i$$

Massa final e inicial da **fase mais elevada**
(i.e. que existe à **temperatura mais elevada**)

Exemplo

Exemplo: qual é o calor necessário para converter 1 g de gelo a -30°C em vapor a 120°C ?



A: $Q = m_g c_g \Delta T = (1.0 \times 10^{-3} \text{ kg})(2090 \text{ J/kg}\cdot^{\circ}\text{C})(30.0^{\circ}\text{C}) = 62.7 \text{ J}$

B: $Q = L_f \Delta m_a = L_f \Delta m_g = (3.33 \times 10^5 \text{ J/kg})(1.0 \times 10^{-3} \text{ kg}) = 333 \text{ J}$

C: $Q = m_a c_a \Delta T = (1.0 \times 10^{-3} \text{ kg})(4.19 \times 10^3 \text{ J/kg}\cdot^{\circ}\text{C})(100.0^{\circ}\text{C}) = 419 \text{ J}$

D: $Q = L_v \Delta m_v = L_f \Delta m_a = (2.26 \times 10^6 \text{ J/kg})(1.0 \times 10^{-3} \text{ kg}) = 2260 \text{ J}$

E: $Q = m_v c_v \Delta T = (1.0 \times 10^{-3} \text{ kg})(2.01 \times 10^3 \text{ J/kg}\cdot^{\circ}\text{C})(20.0^{\circ}\text{C}) = 40.2 \text{ J}$

$$Q_{\text{total}} = 3110 \text{ J}$$

Superfusão e superaquecimento

É possível arrefecer água **líquida** muito pura para temperaturas **abaixo de 0°C** sem congelação. Num estado superfundido (um estado meta-estável), uma **pequena perturbação** inicia a rápida transição de fase.



Também é possível aquecer água pura para temperaturas acima de 100°C sem ferver
→ **superaquecimento**.