

INTRODUÇÃO ÀS CIÊNCIAS FÍSICAS 2

Módulo 5
Volume 5

Susana L. de Souza Barros
Maria Antonieta T. de Almeida





Fundação

CECIERJ

Consórcio **cederj**

Centro de Educação Superior a Distância do Estado do Rio de Janeiro

Introdução às Ciências Físicas 2

Volume 5 - Módulo 5

Susana L. de Souza Barros
Maria Antonieta T. de Almeida



**GOVERNO DO
Rio de Janeiro**

**SECRETARIA DE
CIÊNCIA E TECNOLOGIA**



**Ministério
da Educação**



Apoio:



Fundação Cecierj / Consórcio Cederj

Rua Visconde de Niterói, 1364 – Mangueira – Rio de Janeiro, RJ – CEP 20943-001
Tel.: (21) 2334-1569 Fax: (21) 2568-0725

Presidente

Masako Oya Masuda

Vice-presidente

Mirian Crapez

Coordenação do Curso de Física

Luiz Felipe Canto

Material Didático

ELABORAÇÃO DE CONTEÚDO

Susana L. de Souza Barros
Maria Antonieta T. de Almeida

COORDENAÇÃO DE LINGUAGEM

Marília Barcellos

DESENVOLVIMENTO INSTRUCIONAL E REVISÃO

Alexandre Rodrigues Alves
Nilce P. Rangel Del Rio
Marcia Pinheiro

Departamento de Produção

EDITORA

Tereza Queiroz

COORDENAÇÃO EDITORIAL

Verônica Lessa

REVISÃO TIPOGRÁFICA

Jane Castellani
Sandra Valéria Pereira de
Oliveira

COORDENAÇÃO DE PRODUÇÃO

Jorge Moura

PROGRAMAÇÃO VISUAL

Katy Araujo

ILUSTRAÇÃO

Jefferson Caçador
Morvan Araujo

EDITORAÇÃO DE FÓRMULAS

Mirelle N. Mota
Marcia Eliane F. de Oliveira

CAPA

Eduardo Bordoni

PRODUÇÃO GRÁFICA

Patricia Seabra

Copyright © 2004, Fundação Cecierj / Consórcio Cederj

Nenhuma parte deste material poderá ser reproduzida, transmitida e gravada, por qualquer meio eletrônico, mecânico, por fotocópia e outros, sem a prévia autorização, por escrito, da Fundação.

B277i

Barros, Susana L. de Souza
Introdução às Ciências Físicas 2 v.5 / Susana L. de
Souza Barros. – Rio de Janeiro: Fundação CECIERJ, 2009.
148p.; 21 x 29,7 cm.

ISBN: 85-89200-53-1

1. Fenômenos térmicos. 2. Termodinâmica. 3.
Termômetros. 4. Calorimetria. 5. Conservação de energia.
I. Almeida, Maria Antonieta T. de. II. Título.

CDD: 530.1

Governo do Estado do Rio de Janeiro

Governador
Sérgio Cabral Filho

Secretário de Estado de Ciência e Tecnologia
Alexandre Cardoso

Universidades Consorciadas

**UENF - UNIVERSIDADE ESTADUAL DO
NORTE FLUMINENSE DARCY RIBEIRO**
Reitor: Almy Junior Cordeiro de Carvalho

**UERJ - UNIVERSIDADE DO ESTADO DO
RIO DE JANEIRO**
Reitor: Ricardo Vieiralves

UFF - UNIVERSIDADE FEDERAL FLUMINENSE
Reitor: Roberto de Souza Salles

**UFRJ - UNIVERSIDADE FEDERAL DO
RIO DE JANEIRO**
Reitor: Aloísio Teixeira

**UFRRJ - UNIVERSIDADE FEDERAL RURAL
DO RIO DE JANEIRO**
Reitor: Ricardo Motta Miranda

**UNIRIO - UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESTADO
DO RIO DE JANEIRO**
Reitora: Malvina Tania Tuttman

SUMÁRIO

MÓDULO 5- E os fenômenos térmicos

Recomeçando	9
Aula1 – Modelo microscópico da matéria	11
Introdução	11
O que sei sobre a estrutura da matéria, energia interna, calor e trabalho?	12
Estrutura da matéria	13
Composição	14
Massa molecular	16
Estados da matéria	17
Leituras e exercícios 1	19
Energia interna, trabalho e calor	20
Energia Interna	20
Trabalho e calor	20
Aula 2 – Modelo cinético dos gases ideais	
Introdução	23
O que sei sobre o modelo dos gases ideais?	24
Modelo cinético de um gás ideal	25
O modelo molecular da matéria	25
A teoria cinética do gás ideal	27
Equação de estado do gás ideal	30
Temperatura e pressão	36
Leituras e exercícios 2	37

Aula 3 – O Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica

Introdução	39
O que sei sobre o Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica?.....	40
Prática 1- Equilíbrio Térmico.....	41
Experimento 1: Temperatura sensível e temperatura medida pelo termômetro	43
Experimento 2: A temperatura de equilíbrio de uma mistura.....	45
Experimento 3: Isolantes e condutores térmicos, paredes diatérmicas e adiatérmicas	47
O Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica	50
Introdução.....	50
Conceitos básicos	50
Leituras e exercícios 3	52
Princípio do Equilíbrio Térmico	53
A Lei Zero da Termodinâmica e a temperatura	53
Leituras e exercícios 4	56

Aula 4 – Termômetros

Introdução	59
O que sei sobre os termômetros?.....	60
Termômetros	61
Escala termométrica	62
Leituras e exercícios 5	63
Termômetro de gás a volume constante	64
Leituras e exercícios 6	65
Leitura optativa 1 - Escala Kelvin.....	66
Dilatação e contração de sólidos e líquidos e compressão e expansão de gases	68
Dilatação e contração de sólidos e líquidos	68
Leituras e exercícios 7	71
Dilatação e compressão de gases	72
Leituras e exercícios 8	74
Leitura optativa2 Cálculo do coeficiente de dilatação volumétrico	74

Para terminar...	125
Complementos históricos	
Modelos da matéria	127
História da termometria.....	135
Conceitos básicos de calor.....	139
Referências Bibliográficas	145
Agradecimentos	147

Recomeçando...

E os fenômenos térmicos

Você está recebendo agora o material referente ao quinto e último módulo de nosso curso. Neste momento, iniciaremos o estudo dos processos onde há trocas de calor e trabalho entre um sistema e o seu exterior. Esses processos são de grande importância no nosso cotidiano eles estão presentes nos motores dos carros movidos a gasolina, a álcool e a gás, nas geladeiras que conservam os nossos alimentos, nos aparelhos de ar-condicionado responsáveis pelas temperaturas agradáveis em dias muito quentes, nos aquecedores a gás que nos livram do frio no inverno, na manutenção da temperatura dos seres humanos através do processo de transpiração etc. Neste módulo serão apresentados o Princípio do Equilíbrio Térmico, a Lei Zero da Termodinâmica, os conceitos de temperatura, calor e trabalho e a Primeira Lei da Termodinâmica. Você irá realizar práticas em casa e nos pólos, com a finalidade de medir temperaturas, construir isotermas para o ar, medir os coeficientes de dilatação de alguns materiais, medir capacidades caloríficas e encontrar o equivalente mecânico do calor.

Inicialmente, faremos uma descrição microscópica qualitativa da matéria, a fim de entender melhor as grandezas macroscópicas como temperatura, pressão, trabalho, calor, energia interna etc. Discutiremos experimental e teoricamente o Princípio do Equilíbrio Térmico. Utilizaremos a Lei Zero da Termodinâmica para definir o conceito de temperatura. Apresentaremos, de forma resumida, a descrição de alguns termômetros e a construção das escalas Celsius, Fahrenheit e Kelvin. Caracterizaremos os diversos processos de transporte de calor e finalizaremos o módulo com a discussão e a aplicação da Primeira Lei da Termodinâmica junto a sistemas simples.

As aulas deste módulo devem ser complementadas por leituras e exercícios dos livros de Antonio Máximo e Beatriz Alvarenga: *Física - volume único*; e do GREF; *Física 1*.

Este módulo foi previsto para ter duração média de quatro semanas. É constituído de oito *aulas*, e iniciado por este texto, *Recomeçando...* e acaba no *E para terminar...*

As aulas são:

1. *Modelo microscópico da matéria*
2. *Modelo cinético dos gases ideais*
3. *O Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica*
4. *Termômetros*
5. *Prática 2 – Calorimetria*
6. *Calor: aspectos teóricos*
7. *Conservação de energia: Primeira Lei da Termodinâmica*

Ao final do módulo você encontrará também um complemento sobre a história da Termodinâmica e a bibliografia.

Este módulo é acompanhado também do vídeo 4: *Demonstrações sobre conceitos de Física Térmica*, que apresenta vários experimentos caseiros recomendados no módulo. Como ele é parte integrante do material didático, você deve assistir a ele com atenção.

O material para os experimentos a serem realizados nos pólos já está disponível, e os tutores conhecem bem o material.

Os principais conceitos abordados são:

- temperatura;
- trabalho;
- calor;
- capacidade calorífica, calor específico e calor latente;
- energia interna.

Para acompanhar as discussões feitas, você precisa conhecer as idéias básicas de trigonometria, saber manipular funções trigonométricas simples e dominar a mecânica da partícula, apresentada no Módulo 3.

Modelo microscópico da matéria

Objetivos

- Discutir um modelo simples que descreva a matéria e seus estados.
- Discutir os conceitos de energia interna, trabalho e calor do ponto de vista microscópico.

Introdução

Esta aula tem como finalidade discutir um modelo microscópico simples que descreva a matéria e seus estados. Ela é constituída de quatro partes.

O que sei sobre a estrutura da matéria, energia interna, calor e trabalho? é um questionário que organiza os conhecimentos que você já tem sobre a estrutura da matéria.

Estrutura da matéria é um texto que descreve de forma qualitativa a matéria e seus estados.

Em Leituras e exercícios 1 há indicações de leituras e exercícios. As leituras tratam dos mesmos assuntos dos textos, nos livros *Física-volume único*, de Beatriz Alvarenga e Antônio Máximo, e *Física 2 (Física Térmica e Óptica-Vol. II, Parte 1)*, do GREF.

Energia interna, trabalho e calor é um texto que discute a energia interna, o trabalho e o calor de um sistema de partículas.

Existem algumas questões no final das leituras que devem ser respondidas.

Bom trabalho!

O que sei sobre a estrutura da matéria, energia interna, calor e trabalho?

As questões apresentadas a seguir pretendem fazer com que você reflita e organize as suas idéias atuais a respeito da estrutura da matéria e dos conceitos de energia interna, trabalho e calor. Escreva em seu caderno, de forma organizada, as respostas às questões. Não consulte livros nem notas de aulas, mas não deixe de respondê-las. A comparação entre suas idéias e conhecimentos a respeito da estrutura da matéria, energia interna, calor e trabalho, antes e depois de trabalhar esta aula, é importante para que você avalie e compreenda como anda a sua aprendizagem.



Questionário 1

1. De que é composta a matéria?
2. Quais são os componentes de um átomo?
3. Defina o que você entende por:
 - Número atômico e número de massa
 - Elemento químico
 - Massa molecular
 - Mol de uma substância
 - Estados da matéria
 - Unidade de massa atômica
4. Qual a natureza da força que mantém prótons e elétrons ligados?
5. Descreva qualitativamente as interações entre os átomos ou moléculas nos diferentes estados da matéria.
6. Defina o que é energia interna.
7. Que relação existe entre a variação da energia interna e o trabalho realizado sobre um sistema de partículas?
8. O que é calor?

Estrutura da matéria



Para entender os fenômenos físicos térmicos é necessário propor um modelo para a matéria.

A impossibilidade de perceber a estrutura da matéria a olho nu ou com o auxílio de instrumentos ópticos simples manteve durante muito tempo sem conclusão a disputa entre os filósofos e cientistas que acreditavam que a matéria era contínua e aqueles que especulavam que ela era composta de átomos.

Os gregos Leucipo, Lucrécio e Demócrito (séculos IV, III a.C.), dentre outros, foram chamados *atomistas*, por terem especulado que a matéria seria formada por átomos¹. Porém, eles não tinham argumentos experimentais que pudessem justificar essa “crença”. A idéia de uma matéria formada por átomos permaneceu como especulação por 2.000 anos. Foram os trabalhos experimentais desenvolvidos pelos químicos, a partir do século XVII, que proporcionaram evidências indiretas para consolidar a teoria atômica da matéria. O trabalho do químico Dalton sobre a Lei das Proporções Definidas nas reações químicas teve um papel importante nesse processo. Hoje, imagens dos átomos podem ser observadas diretamente com microscópios muito potentes, que utilizam o fenômeno de natureza quântica denominado tunelamento².

O estudo aprofundado dos fenômenos térmicos deve levar em consideração a natureza atomística da matéria. Ele é realizado no contexto da Física Estatística, onde todas as grandezas observáveis (macroscópicas), tais como volume, pressão, temperatura etc., são estudadas aplicando-se a Mecânica Quântica e as leis da Estatística aos constituintes da matéria.

Neste curso introdutório dos fenômenos térmicos usaremos a Termodinâmica em que a estrutura da matéria não será considerada explicitamente, sendo suas propriedades caracterizadas pelas grandezas macroscópicas; exceção será feita na apresentação do modelo cinético dos gases ideais. Como a visão qualitativa da estrutura da matéria facilita a compreensão dos fenômenos térmicos, apresentaremos a seguir uma breve descrição sobre a sua constituição e sobre os estados em que a matéria se apresenta na natureza.

Dalton foi um físico-químico inglês que viveu no período de 1766-1844. Leia sobre o seu trabalho no Complemento Histórico.

Para ver ‘imagens’ de átomos, pesquise na Internet a matéria sobre “scanning tunneling microscopy”.

¹ Em grego a palavra átomo quer dizer indivisível. Os átomos eram idealizados como partículas pequenas, duras, indivisíveis e invisíveis.

² Tunelamento é um fenômeno de natureza quântica, onde uma partícula com energia E ultrapassa uma barreira de energia potencial E' maior do que E .

Composição

ÁTOMO

Joseph J. Thomson, Ernest Rutherford e Niels Bohr receberam o Prêmio Nobel em 1906, 1908 e 1922 pelos seus trabalhos sobre o átomo. Leia sobre eles no Complemento Histórico.

A matéria é composta de átomos, que hoje sabemos ter estrutura interna, isto é, o átomo é formado de outras partículas. Essa estrutura foi investigada nos trabalhos pioneiros de diversos cientistas, como Thomson, Rutherford, Bohr, Chadwick, Heisenberg, que mostraram a partir de evidências experimentais ser o átomo composto de prótons, nêutrons e elétrons. Os prótons são partículas com carga elétrica positiva, os nêutrons não têm carga elétrica e os elétrons têm carga elétrica negativa. No modelo mais simples do átomo, os prótons e os nêutrons estão localizados no centro do átomo, *núcleo*, em uma região cujo raio varia entre $1,2 \times 10^{-13}\text{cm}$ a $9 \times 10^{-13}\text{cm}$ aproximadamente e os elétrons circulam em torno do núcleo em uma região de raio da ordem de 10^{-8}cm . Os prótons e os nêutrons têm aproximadamente a mesma massa, da ordem de 1840 vezes a massa do elétron. A Tabela 1 apresenta algumas das propriedades dos constituintes do átomo.

Tabela 1- Propriedades das partículas constituintes do átomo.

Partículas	Massa em kg	Carga elétrica em C
próton	$1,673 \times 10^{-27}$	$1,602 \times 10^{-19}$
nêutron	$1,675 \times 10^{-27}$	nula
elétron	$9,1095 \times 10^{-31}$	$-1,602 \times 10^{-19}$

Se necessário, consulte seu livro de Química.

P1: JUSTIFIQUE, COM SUAS PRÓPRIAS PALAVRAS, A EXPRESSÃO: “O ÁTOMO ESTÁ PRATICAMENTE VAZIO”.

As propriedades químicas dos átomos são determinadas pelo seu número atômico Z (Z = número de prótons). Os átomos com números atômicos iguais e números de massa diferentes (A = número de prótons + número de nêutrons) são denominados isótopos.

P2: ESCOLHA A AFIRMATIVA CORRETA. A CARGA POSITIVA DO NÚCLEO DEFINE:
A) O NÚMERO ATÔMICO; B) A CARGA TOTAL DO ÁTOMO; C) AS DIMENSÕES DO NÚCLEO.

Os elementos químicos são as espécies de átomos que têm propriedades químicas definidas e constantes. Existem 121 elementos, dos quais 92 são encontrados na natureza. Os outros são produzidos artificialmente em laboratórios. Os elementos químicos foram organizados por Mendeleev, de acordo com as suas propriedades físicas e químicas, na tabela periódica.

NÚMERO ATÔMICO NÚMERO DE MASSA ISÓTOPOS

Para encontrar tabelas periódicas interativas, pesquise na Internet em “tabela periódica”.



Leia sobre o químico russo Dmitry I. Mendeleev no Complemento Histórico.

As substâncias elementares são formadas por apenas um elemento. Esse é o caso de vários metais e gases tais como cobre, ouro, prata, hidrogênio, oxigênio etc.

Dois ou mais átomos podem se combinar para formar moléculas. As substâncias puras são aquelas formadas por um único elemento ou por moléculas iguais, como por exemplo a água (H₂O), o cloreto de sódio (NaCl) etc.

P3: O QUE É UM ELEMENTO QUÍMICO?

P4: DÊ EXEMPLOS DE SUBSTÂNCIAS ELEMENTARES.

As interações entre as partículas que constituem a matéria são de natureza eletromagnética (prótons e elétrons), forte (prótons e nêutrons) e gravitacional (prótons, nêutrons e elétrons). Calculamos a seguir a relação entre as forças elétrica e gravitacional de um próton e um elétron de massas m_1 e m_2 e cargas q_1 e q_2 , respectivamente:

$$\vec{F}_g = -\frac{Gm_1m_2}{r^2}\hat{r} \text{ e } \vec{F}_e = +\frac{kq_1q_2}{r^2}\hat{r}$$

onde $k = 9 \times 10^9 \text{ Nm}^2/\text{C}^2$ é a constante que caracteriza a interação eletrostática e $G = 6,672 \times 10^{-11} \text{ Nm}^2/\text{kg}^2$ é a constante da gravitação universal de Newton.

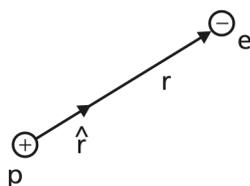


Figura 1: Interação elétrica (coulombiana) entre o próton e o elétron.

Lembrando que a relação entre as massas do próton e do elétron é $m_p = 1840 m_e$ (ver Tabela 1), podemos calcular numericamente a razão entre essas forças:

$$\frac{F_e}{F_g} = \frac{ke^2}{r^2} \frac{r^2}{Gm_p m_e} = \frac{ke^2}{Gm_p m_e} = 2,3 \times 10^{39}.$$

Este resultado mostra que a interação gravitacional é 10^{-39} menor que a eletromagnética e, portanto, pode ser ignorada quando estudamos as forças de interação elétron-próton.

A interação forte mantém unidos os prótons que se repelem eletricamente, uma vez que eles têm a mesma carga elétrica.

P5: ESCOLHA A ALTERNATIVA CORRETA.

PODEMOS EXPLICAR O FATO DE QUE OS CONSTITUINTES DOS ÁTOMOS PERMANECEM LIGADOS DEVIDO À:

- A) EXISTÊNCIA DA INTERAÇÃO ELÉTRICA ENTRE PRÓTONS E ELÉTRONS E DA INTERAÇÃO FORTE (NUCLEAR) ENTRE PRÓTONS E NÊUTRONS;
- B) EXISTÊNCIA DA FORÇA GRAVITACIONAL ENTRE PRÓTONS E ELÉTRONS;
- C) EXISTÊNCIA DA FORÇA ELÉTRICA E DA FORÇA GRAVITACIONAL ENTRE PRÓTONS E ELÉTRONS.

Ver Lei da Gravitação Universal na Aula 1 do Módulo 2 e a Lei de Coulomb na Aula 1 do Módulo 4.

Massa molecular

Observando na Tabela 1 a relação entre as massas do elétron e os núcleons (próton e nêutron), vemos que a maior parte da massa de um átomo está concentrada no seu núcleo.

As massas dos átomos são aproximadamente um múltiplo da massa de um próton. Como o átomo do hidrogênio tem apenas um próton, a massa de um átomo pode também ser expressa aproximadamente por um múltiplo da massa do átomo de hidrogênio. A massa de um átomo é muito pequena em relação ao grama. Por isso, é mais conveniente utilizar outra unidade para expressá-la. Essa unidade é denominada **unidade de massa atômica (*uma*)** e é definida como 1/12 da massa do isótopo do carbono 12. Portanto, a massa do carbono 12 é exatamente 12 *uma*. A massa atômica de um dado elemento é a massa média dos isótopos que o constituem. A massa do átomo de hidrogênio é 1,008 *uma* e a do átomo de oxigênio, 8 *uma*.

As massas das moléculas são também expressas em unidades de massa atômica. Por exemplo, a massa da molécula de água, constituída por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio, é 18 *uma*. As massas de uma molécula e de um átomo expressas em unidades de massa atômica são denominadas respectivamente **de massa molecular** e **de massa atômica**. A relação entre o grama e a unidade de massa atômica é $1g = N_0 \times uma$ onde N_0 é o número de Avogadro. O número de Avogadro, $N_0 = 6,025 \times 10^{23}$ moléculas/mol, é o número de moléculas de um mol de gás ideal que ocupa um volume de 22,4l nas condições normais de temperatura e pressão (temperatura de 0 °C e pressão de 1atm).

A unidade de massa atômica é muito pequena para expressar as massas dos compostos que são normalmente manipulados no laboratório. Utiliza-se para isso a massa de N_0 moléculas do composto. O mol da substância é definido como o produto do número de Avogadro pela massa molecular. É fácil verificar, utilizando-se a relação entre o grama e a unidade de massa atômica, que o mol de uma substância expresso em gramas tem o mesmo valor numérico da sua massa molecular. Por exemplo, um mol de água é $N_0 \times 18 uma = 18 \times N_0 \times uma = 18g$.

P6: QUAL É A MASSA MOLECULAR DO GÁS H₂? E A DO GÁS CO₂?

UNIDADE DE MASSA
ATÔMICA

O carbono 12 tem 6
prótons e 6 nêutrons.

MASSA MOLECULAR E
MASSA ATÔMICA

NÚMERO DE
AVOGADRO

MOL

Estados da matéria

Os átomos e as moléculas que constituem a matéria estão permanentemente em movimento desordenado e caótico, denominado *agitação térmica* (Figura 2). A organização dos átomos na matéria depende da distância entre os átomos e do estado de agitação térmica.



Figura 2: Movimento caótico de uma partícula que colide com outras.

Na natureza, a matéria se apresenta nos estados líquido, sólido e gasoso. Existe ainda um quarto estado da matéria, o plasma, que é um gás, constituído por matéria totalmente ionizada, na qual os átomos e moléculas se separaram em elétrons e íons carregados. Esse estado acontece somente a temperaturas muito altas, como no sol, nos reatores nucleares ou em laboratórios muito especializados.

PLASMA

Os sólidos têm forma definida; os líquidos e os gases tomam a forma do recipiente que os contém, sendo que os gases ocupam o volume total do recipiente.

Nos gases, as distâncias entre as moléculas são grandes, se comparadas às dimensões das moléculas. Por isso, as interações entre as moléculas são mais fracas do que nos sólidos e líquidos, permitindo que seus movimentos sejam quase independentes umas das outras. Isso explica por que eles ocupam todo o espaço livre dos recipientes que os contém e sua alta compressibilidade.

GASES

Nos líquidos as moléculas estão mais próximas do que nos gases. Todavia, as forças entre elas não são fortes o suficiente para restringir o movimento das moléculas em torno de posições de equilíbrio. É por essa razão que os líquidos escorrem quando submetidos a tensões, promovendo o movimento de uma camada de líquido sobre a outra. Os líquidos têm volume fixo, mas tomam a forma do recipiente que os contém. A proximidade das moléculas os torna pouco compressíveis.

LÍQUIDOS

Líquidos e gases têm em comum a capacidade de escorrer, isto é, de fluir facilmente. Por isso, eles são denominados de fluidos.

Nos sólidos, as distâncias entre moléculas ou átomos são comparáveis às suas dimensões e as forças de interação entre eles são intensas o suficiente para mantê-los oscilando em torno de posições de equilíbrio fixas. Essa é a razão de os sólidos terem forma definida e serem pouco compressíveis.

SÓLIDOS

Os sólidos podem ser amorfos ou cristalinos.

Nos sólidos amorfos os átomos não apresentam um padrão (estrutura) que se repete no espaço. As propriedades dos sólidos amorfos são mais parecidas com as dos líquidos. Esse é o caso do vidro. A figura a seguir mostra o arranjo dos átomos em um sólido amorfo.

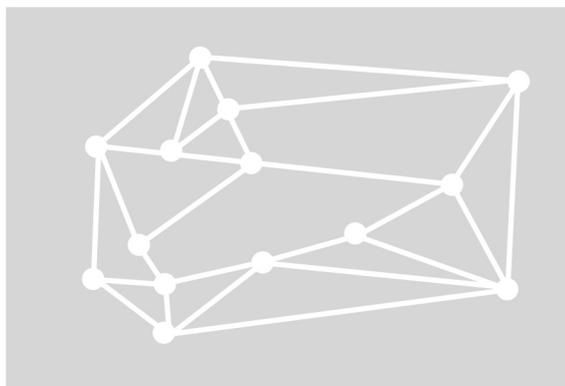


Figura 3: Sólido amorfo.

As estruturas dos sólidos cristalinos foram confirmadas experimentalmente pelo cientista alemão, E.Von Laue.

Os sólidos cristalinos apresentam um padrão que se repete no espaço, como mostra a Figura 4 a seguir.

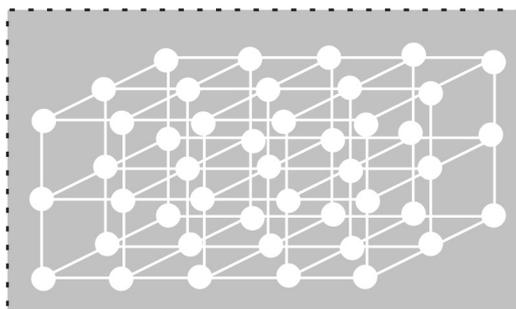


Figura 4: Sólido cristalino cúbico composto por um mesmo átomo.

P7: QUAIS SÃO AS CARACTERÍSTICAS DO ESTADO GASOSO DA MATÉRIA?

P8: ESCOLHA A(AS) AFIRMATIVA(S) CORRETA(S): O QUE EXPLICA O VOLUME OCUPADO POR UM CORPO? A) AS CARGAS ELÉTRICAS DOS SEUS NÚCLEOS; B) AS DISTÂNCIAS ENTRE OS SEUS CONSTITUINTES; C) AS MASSAS DOS ELEMENTOS QUE O COMPÕEM.

P9: ESCOLHA A AFIRMATIVA CORRETA: A COMPRESSIBILIDADE DE UM GÁS SE DEVE: A) AO GRANDE NÚMERO DE PARTÍCULAS QUE O FORMAM; B) ÀS FORÇAS QUE AGEM ENTRE AS PARTÍCULAS; C) ÀS DISTÂNCIAS ENTRE AS PARTÍCULAS.

Leituras e Exercícios 1

Leituras

Leia sobre os assuntos *Estados da matéria, temperatura e dilatação. Estude a seção 7.1: estruturas organizadas e desorganizadas*, páginas 290 a 297 do livro-texto *Física-volume único*, de Alvarenga e Máximo, Capítulo 7.

Essa seção apresenta uma visão geral dos estados da matéria, tanto da visão microscópica quanto da macroscópica. É interessante ler com cuidado os exemplos de aplicação de fenômenos que observamos no nosso cotidiano e que podem ser explicados pela compreensão da estrutura da matéria na sua visão microscópica. Por exemplo, a formação de uma gota e a flutuação de um inseto sobre a superfície da piscina se explicam pelo fenômeno de tensão superficial; a capilaridade explica por que a parte ‘seca’ de um pano imerso em água eventualmente fica úmida.

Desse mesmo Capítulo 7, resolva os exercícios de fixação de números 11 e de 1 a 9, páginas 297 e 298.

Leia sobre o assunto *Mudanças de fase* na seção 8.3 do capítulo 8 (pp. 356-366) do livro-texto *Física-volume único*, de Alvarenga e Máximo.

Desse mesmo capítulo 8, resolva os exercícios de fixação 20-35, pp. 367-369.

Leia sobre o mesmo assunto *Uma visão microscópica da matéria*, no item 1.6 do livro *Física Térmica e Óptica*, Vol. 2. Parte 1, do GREF.

O texto apresenta uma visão microscópica da matéria.

Energia interna, trabalho e calor

Energia interna

Em processos onde não existem reações químicas nem absorção ou emissão de radiação eletromagnética, é comum tratar as moléculas como partículas sem estrutura. Nesse caso, para entender de forma qualitativa a troca de energia entre a matéria e a sua vizinhança utiliza-se um modelo simples, onde a matéria é considerada um sistema de partículas que obedece às leis da Mecânica Newtoniana.

ENERGIA INTERNA

O referencial do centro de massa é o referencial cuja origem está sobre o centro de massa do sistema e cujos eixos não giram em relação ao referencial da Terra.

A energia mecânica do sistema de partículas é calculada no referencial do centro de massa do sistema, no qual tanto a energia potencial gravitacional quanto a energia cinética do centro de massa são nulas. A energia mecânica da matéria no referencial do centro de massa é denominada energia interna, e o símbolo que a representa é U .

A energia interna da matéria é

$$U = E_c + E_{p\text{int}}$$

onde E_c é a soma das energias cinéticas das moléculas e $E_{p\text{int}}$ é a energia potencial de interação entre as moléculas (energia potencial interna).

A energia potencial interna das moléculas depende das distâncias entre elas.

No caso dos gases, onde a distância entre as moléculas é grande, a energia potencial interna é pequena, sendo portanto sua energia interna U predominantemente cinética.

Nos sólidos e líquidos, as distâncias entre as moléculas são pequenas, a interação entre as moléculas é grande e a energia potencial interna da interação entre as moléculas contribui significativamente para sua energia interna.

P10: EXPLIQUE COM SUAS PALAVRAS POR QUE A ENERGIA INTERNA DOS GASES É PREDOMINANTEMENTE CINÉTICA.

A definição do centro de massa de um sistema de partículas está no complemento 2 do Módulo 3.

A energia potencial interna de um sistema de partículas é aquela associada às forças conservativas exercidas entre partes do sistema.

Forças internas são aquelas que uma parte do sistema exerce sobre a outra parte do sistema.

Forças externas são aquelas que o exterior exerce sobre o sistema.

Trabalho e calor

A energia interna U de um sistema de partículas pode ser modificada quando forças externas e internas realizam trabalho sobre o sistema.

Quando as forças internas são conservativas, apenas as forças externas modificam a energia interna do sistema de partículas. No modelo que estamos utilizando não existem forças internas não-conservativas. A variação da energia interna é o trabalho das forças externas não-conservativas sobre o sistema.

Exemplo: gás.

Vamos analisar um exemplo onde o sistema de partículas é um gás: $\Delta U = W(\vec{F}_{\text{não-conservativas}})$. Suponhamos que este se encontra em um recipiente com um êmbolo, como mostra a Figura 5.

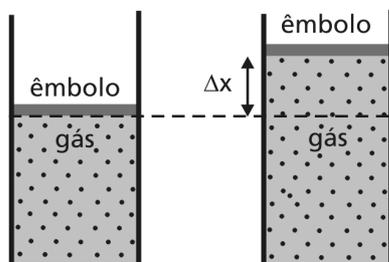


Figura 5: Trabalho realizado durante a expansão de um gás.

As paredes do recipiente e o êmbolo constituem a fronteira do sistema que estamos analisando: o gás.

As interações do gás com a sua fronteira podem modificar a sua energia interna. Essas interações podem ocorrer com ou sem movimento do êmbolo. No caso em que o êmbolo não se movimenta, a interação entre o gás e o recipiente pode ser descrita da seguinte forma:

1. As paredes e o êmbolo atuam sobre o gás através das colisões de seus átomos ou moléculas com as partículas (moléculas) do gás.
2. Nas colisões, as moléculas ou átomos da parede e do êmbolo fazem um trabalho sobre as moléculas do gás.
3. Sendo de curto alcance, as forças que as moléculas ou átomos da parede e do êmbolo exercem sobre as moléculas do gás, os deslocamentos dos átomos do gás associados a essas forças são microscópicos.

Esse trabalho microscópico ($W_{\text{Microscópico}}$) que a parede e o êmbolo realizam sobre o gás e que não está associado a nenhum deslocamento macroscópico das moléculas do gás é denominado de calor ($Q = W_{\text{Microscópico}}$).

Quando o êmbolo se desloca, além do calor (trabalho microscópico) existe um trabalho de expansão ou contração (W_{externo}) associado ao deslocamento macroscópico dos átomos ou moléculas do gás provocado pelo movimento do êmbolo.

Podemos resumir estas conclusões na seguinte relação, a ser estudada posteriormente na Aula 7, na discussão da Primeira Lei da Termodinâmica: a variação da energia interna de um sistema de partículas é a soma do calor Q e do trabalho W_{externo} trocado entre o exterior e o sistema.

$$\Delta U = W_{\text{Forças não-conservativas}} = Q + W_{\text{externo}}$$

As forças internas são as forças de interação entre as moléculas.

As forças externas são aquelas exercidas pelas paredes do recipiente, pelo êmbolo etc.

CALOR

TRABALHO DE EXPANSÃO
OU CONTRAÇÃO.

P11: ANÁLISE DO EXERCÍCIO 2.2, PÁGINA 129, DO GREF.

P12: ESCOLHA A ALTERNATIVA CORRETA: O TRABALHO MICROSCÓPICO QUE A PAREDE EXERCE SOBRE O GÁS: A) É ORIGINADO NO DESLOCAMENTO DA PAREDE; B) É O QUE ENTENDEMOS POR CALOR; C) É DEVIDO ÀS COLISÕES DAS MOLÉCULAS ENTRE SI.

P13: COMPLETE A SENTENÇA: A ENERGIA INTERNA DE UM GÁS É MODIFICADA QUANDO O EXTERIOR TROCA _____ E _____ COM O SISTEMA.

Chegamos ao final desta aula. Nela vimos que a matéria é composta de átomos e moléculas. Ela é encontrada na natureza nos estados líquido, sólido e gasoso. Ela pode ser representada de uma maneira simplificada por um sistema de partículas.

As partículas têm uma energia mecânica que é a soma da energia cinética e da energia potencial. Denominamos energia interna de um sistema de partículas à sua energia mecânica no referencial do centro de massa. A energia interna de um sistema de partículas varia quando o exterior troca trabalho e calor com o sistema.

O calor é trabalho microscópico realizado sobre o sistema.

O trabalho de expansão ou contração é aquele que o exterior realiza sobre o sistema ao movimentar as suas fronteiras.

A variação da energia interna do sistema de partículas é a soma do calor e do trabalho.

Modelo cinético dos gases ideais

Objetivos

Esta aula tem como finalidade discutir um modelo cinético dos gases ideais. São introduzidos os conceitos microscópicos de pressão e temperatura.

Introdução

Esta aula tem como finalidade discutir um modelo cinético dos gases ideais. Nesse modelo são apresentados os conceitos microscópicos de pressão e temperatura absoluta. A aula é constituída por duas partes.

O que sei sobre o modelo dos gases ideais? é um questionário que organiza os conhecimentos que você já tem sobre o modelo dos gases ideais.

Modelo cinético de um gás ideal. É o texto que descreve esse modelo.

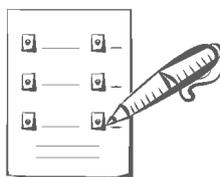
Em Leituras e exercícios há indicações de leituras e exercícios a serem feitos. As leituras solicitadas tratam dos mesmos assuntos dos textos, nos livros *Física-volume único*, de Beatriz Alvarenga e Antônio Máximo, e *Física 2 (Física Térmica e Óptica-Vol. II, Parte 1)*, do GREF.

No final das leituras existem algumas questões que devem ser respondidas.

Bom trabalho!

O que sei sobre o modelo dos gases ideais?

As questões apresentadas a seguir pretendem fazer com que você reflita e organize as idéias que você tem, de sua vida e de seus estudos anteriores, a respeito do modelo cinético dos gases ideais. Escreva em seu caderno, de forma organizada, as respostas às questões. Não consulte livros nem notas de aulas, mas tente respondê-las. Deixe em branco somente aquelas respostas sobre as quais você não tem a mínima idéia. A comparação entre suas idéias e seus conhecimentos sobre o modelo cinético dos gases ideais, antes e depois de trabalhar esta aula, é importante para que você avalie e compreenda como está a sua aprendizagem.



Questionário 2

1. Qual a *equação de estado* dos gases ideais?
2. Quais são as *condições normais de temperatura e pressão* (CNTP)?
3. Quantas *moléculas* de um gás ideal existem nas *condições normais de temperatura e pressão* em 1 cm^3 de gás?
4. Qual o *volume típico* de uma *molécula*?
5. Estime a *distância média* entre *duas moléculas* em um gás ideal nas *condições normais de temperatura e pressão*.
6. As *moléculas* são tratadas como *partículas* ou como corpos extensos no *modelo cinético dos gases ideais*?
7. As *colisões das moléculas* de um gás ideal *com outras moléculas* são *elásticas* ou *inelásticas*?
8. As *colisões das moléculas* do gás ideal com as *paredes* do recipiente são *elásticas* ou *inelásticas*?
9. Existe *interação* entre as moléculas do gás ideal *fora da colisão*?
10. Existe *interação* entre as moléculas do gás ideal e as *paredes* do recipiente *fora da colisão*?
11. As *moléculas deslocam-se* no gás ideal com *velocidades diferentes*. Existe alguma *direção de velocidade* mais *provável* que as outras?
12. Qual é a *visão microscópica da pressão*?
13. Qual a *visão microscópica da temperatura absoluta* de um gás ideal?

Modelo cinético de um gás ideal

O modelo molecular da matéria

A hipótese atômica, formulada pelos gregos vários séculos antes de Cristo, foi retomada quase 2.000 anos mais tarde. Hooke (século XVII) propôs uma teoria que explicava algumas das propriedades dos gases com base no movimento de átomos, mas foi Boltzmann, no século XIX, que estabeleceu de forma definitiva a Teoria Cinética dos Gases.

A construção de um modelo para entender o comportamento dos gases rarefeitos (gases com densidade baixa) é simples porque podemos elaborar a hipótese de que não há interação entre as moléculas que o compõem. Por exemplo: nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), que correspondem à temperatura de 273 K (0°C) e pressão de 1 atmosfera, a atmosfera terrestre tem densidade aproximadamente $D = 1\text{g/l}$. A atmosfera terrestre está composta de ~ 70% de nitrogênio (N_2), e ~ 20% de oxigênio (O_2).

Os modelos macroscópicos tratam os gases como fluidos contínuos, sem estrutura. Nesses modelos, o estado (de equilíbrio termodinâmico) de um gás está completamente caracterizado se conhecemos algumas grandezas mensuráveis macroscopicamente: pressão, temperatura e massa; ou então pressão, volume e massa. A temperatura é medida por termômetros; a pressão, por manômetros ou barômetros, e a massa o é por balanças. Todos os conceitos usados aqui e dos quais você ainda não tem uma definição clara serão apresentados neste texto.

O estudo experimental do comportamento dos gases rarefeitos levou cientistas como Boyle, Gay Lussac, Dalton e Avogadro, dentre outros, a estabelecer relações empíricas gerais entre as grandezas pressão p , volume V e temperatura T de uma dada massa m de um gás.

Os resultados desses estudos permitiram estabelecer a *equação de estado dos gases ideais* – que relaciona as variáveis termodinâmicas de um gás rarefeito em equilíbrio termodinâmico:

$$pV = n'RT. \quad (1)$$

Nesta equação, n' é o número de moles do gás, R é a constante dos gases ideais, que vale $0,082\text{ l atm/(mol K)}$, V é o volume ocupado pelo gás, p é a pressão que o gás exerce nas paredes do recipiente que o contém e T é a temperatura absoluta do gás¹.

¹A temperatura absoluta de um gás é a temperatura medida pelo termômetro de gás a volume constante na escala Kelvin.

MODELO MACROSCÓPICO DOS GASES IDEAIS

O químico inglês Charles Boyle, o cientista francês Joseph L. Gay-Lussac e o químico inglês John Dalton fizeram estudos que permitiram estabelecer a equação de estado dos gases ideais. Leia o Complemento Histórico.

EQUAÇÃO DE ESTADO DOS GASES IDEAIS

A equação (1) mostra que a relação entre as grandezas termodinâmicas de um gás ideal não depende da natureza química da molécula que constitui o gás. Gases rarefeitos diferentes, tais como hidrogênio molecular H_2 , oxigênio O_2 , nitrogênio N_2 obedecem à mesma equação de estado. Nessa equação, o que importa é a quantidade de moles n' do gás, e não qual é o gás.

Construiremos um modelo físico que possa reproduzir a equação de estado dos gases ideais baseado na hipótese atômica da matéria.

Para a compreensão quantitativa do significado das expressões “gás rarefeito”, “número muito grande de moléculas”, “tamanho de uma molécula”, “distância intermolecular grande”, faremos, a seguir, algumas estimativas de ordem de grandeza dessas quantidades.

O que é um número muito grande de moléculas?

Já sabemos que um mol de um gás ideal contém o número de Avogadro ($N_0 = 6,02 \times 10^{23}$ moléculas/mol) de moléculas. Essas moléculas ocupam, nas CNTP, um volume de $22,4\ell$ ($22,4\ell = 22,4dm^3 = 22,4 \times 10^{-3}m^3$). Nessas condições, um volume de um gás ideal de $1cm^3$ contém $2,7 \times 10^{19}$ moléculas.

Observe a figura ao lado.

Dentro desse cubinho existem 27.000.000.000.000.000 moléculas! Para termos de comparação, lembre que no Maracanã em dia de jogo, com o estádio totalmente ocupado, existem 100.000 pessoas (10^5 pessoas). Portanto, o número de moléculas em um volume de um gás nessas condições é imenso.

P1: VERIFIQUE O VALOR ACIMA MENCIONADO DO NÚMERO N DE MOLÉCULAS DE UM GÁS IDEAL CONTIDAS NUM VOLUME DE $1cm^3$.

Qual é o volume típico de uma molécula?

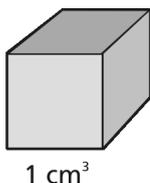
A dimensão típica de uma molécula é da ordem de 2 a 3 Å. Se supusermos a molécula como um cubo, sua aresta será aproximadamente de 3 Å de comprimento e seu volume será

$V = (3^3 \text{ Å}^3) = 27 \times 10^{-24}cm^3$. Isto é, dividindo cada aresta do cubinho desenhado acima por um fator 100.000.000 (cem milhões! = 10^8) você terá idéia do “volume” de uma molécula.

P2: QUANTAS MOLÉCULAS VOCÊ PODERIA ALINHAR AO LONGO DE UMA ARESTA DO CUBO DA FIGURA ACIMA?

Supondo que a distribuição de moléculas é homogênea no cubo de $1cm^3$, qual seria a distância entre elas?

Amedeo Avogadro, físico italiano (1776–1856), estudou as propriedades dos gases e demonstrou que volumes iguais de gases diferentes nas mesmas condições continham o mesmo número de moléculas.



A unidade de Ångstrom equivale a $\text{Å} = 10^{-10}m = 10^{-8} \text{ cm}$.

Sabendo-se o número de moléculas por cm^3 e o volume de cada uma delas, calculado antes, é possível estimar quanto espaço “vazio” há disponível para as moléculas no volume total. A estimativa da distância média entre as moléculas é feita supondo-se que elas estão uniformemente distribuídas, ou seja, o gás tem densidade constante. O volume do gás disponível que cada molécula material ocupa efetivamente é $V_{\text{molécula}} = 3,7 \times 10^{-20} \text{ cm}^3$. Isto significa que a molécula tem um volume aproximadamente 10.000 vezes menor. A aresta do cubo do gás é de cerca de

$$L = (3,7 \times 10^{-20} \text{ cm}^3)^{\frac{1}{3}} \approx 3,33 \times 10^{-7} \text{ cm} = 33,3 \text{ \AA}$$

Como as moléculas ocupam o centro de um cubo de aresta $33,3 \text{ \AA}$, e a dimensão da molécula do gás é $\approx 3 \text{ \AA}$, temos que as distâncias entre as moléculas serão da ordem de 10 vezes as dimensões lineares da molécula.

P3: REFAÇA OS CÁLCULOS ACIMA, LEMBRANDO QUE UM VOLUME DE UM GÁS IDEAL $V = 22,4 \ell = 22,4 \times 10^3 \text{ cm}^3$ CONTÉM $6,02 \times 10^{23}$ MOLÉCULAS.

A teoria cinética do gás ideal

O fato, experimentalmente comprovado, de que o estado de um gás perfeito fica completamente determinado por três grandezas macroscópicas, relacionadas por uma equação de estado que independe do tipo de gás, levou à construção de um modelo microscópico para um gás.

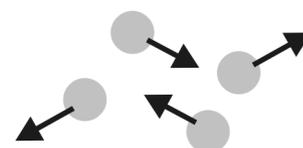
O modelo mais simples que se possa imaginar para um gás é aquele em que um grande número de moléculas, consideradas pequeníssimas bolas duras (poderíamos pensar nas bolas de sinuca) se encontram em movimento permanente e desordenado, chocando-se entre si e com as paredes do recipiente que as contém.

As hipóteses feitas para desenvolver o modelo microscópico de um gás ideal são apresentadas a seguir:

1. Existe um número muito grande de moléculas em um volume macroscópico de gás.
2. As moléculas estão separadas por distâncias médias grandes se comparadas com suas próprias dimensões e estão em constante estado de movimento.
3. As moléculas são tratadas como partículas, semelhantes a bolas de bilhar rígidas, que interagem elasticamente quando colidem.

Há cerca de $2,7 \times 10^{19}$ moléculas em um centímetro cúbico de um gás.

A separação entre moléculas é cerca de 10 vezes maior que o diâmetro de uma molécula.



4. As forças de interação entre as moléculas e as paredes do recipiente são desprezíveis, exceto durante as colisões. O peso (força gravitacional) das moléculas é desprezado.

Isso implica que:

- as paredes do recipiente são tratadas como se fossem lisas, fazendo com que a velocidade tangencial (a componente da velocidade na direção da parede) das moléculas não se altere quando estas colidem com paredes.
- todas as colisões (entre as moléculas e entre moléculas e as paredes) são consideradas perfeitamente elásticas.
- o movimento das partículas obedece às Leis de Newton: quando não há colisão, não há forças sobre a molécula, e, assim, entre colisões, as moléculas movem-se em linha reta com velocidade constante.

Há $2,7 \times 10^{22}$ moléculas/mm³ do gás.

5. Mesmo num volume pequeno (no sentido macroscópico) há um grande número de moléculas. Por isso podemos considerar que na ausência de forças externas as N moléculas estão distribuídas uniformemente em todo o recipiente de volume V , e o número médio de moléculas por unidade de volume é $\frac{N}{V}$.

Apesar do movimento constante das moléculas, podemos falar de uma densidade delas (a razão entre o número de moléculas e seu volume numa região do espaço) bem definida sempre, mesmo quando consideramos um volume muito pequeno do gás. Se supusermos um volume do gás $\Delta V < V$, o número médio de moléculas nesse volume é $\Delta N = d \Delta V$, e sua densidade é a mesma: $d = \Delta N / \Delta V = N / V$.

6. Todas as direções das velocidades das moléculas são igualmente prováveis.

A Figura 6 nos permite visualizar o significado dessa hipótese. Tomando como origem um ponto O , desenhamos todos os vetores velocidade de todas as moléculas do gás num instante t determinado. Consideramos a direção de cada um destes vetores e marcamos a interseção do vetor velocidade com a superfície de uma esfera centrada em O e de raio r . Se existe equivalência das direções das velocidades, a densidade desses pontos por unidade de área A da superfície esférica será constante (Figura 6).

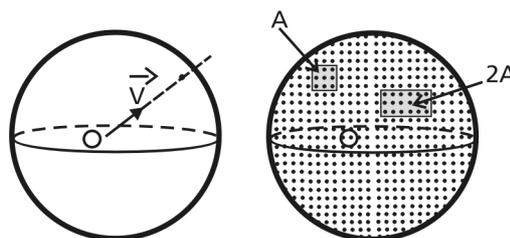


Figura 6: Representação geométrica da equivalência das direções.

7. As probabilidades de encontrar moléculas com velocidade $+\vec{v}$ e com velocidade $-\vec{v}$ são iguais (igual probabilidade no sentido da velocidade).

A consequência desta última hipótese é que a velocidade média $\langle \vec{v} \rangle$ das moléculas do gás é nula: $\langle \vec{v} \rangle = \frac{\vec{v}_1 + \dots + \vec{v}_N}{N} = \vec{0}$.

8. A densidade de moléculas por unidade de volume com uma determinada velocidade \vec{v}_i é constante no tempo.

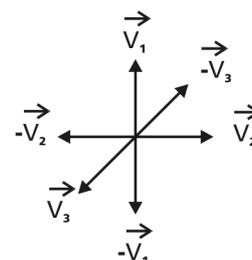
Consideramos um volume ΔV do gás menor do que V ($\Delta V < V$). Nesse volume há um grande número de moléculas $\Delta N_i < N$. O número de moléculas neste volume que tem velocidade \vec{v}_i é ΔN_i . A densidade de moléculas com velocidade \vec{v}_i por unidade de volume é $n_i = \frac{\Delta N_i}{\Delta V}$. A densidade n_i é constante no tempo em todo o gás e igual a $n_i = \frac{N_i}{V}$ (onde N_i é o número total de moléculas do gás com velocidade \vec{v}_i que ocupa o volume V do gás). Estamos falando de médias sobre volumes grandes. A existência de flutuações é possível quando os volumes estiverem próximos do volume de poucas moléculas (por exemplo, se o volume considerado for apenas do tamanho do volume de 2 moléculas, certamente isto não será verdade).

Recapitulando, um gás ideal é composto de moléculas que se comportam como bolas de bilhar clássicas. Todas elas têm velocidades que mudam através dos processos de colisão. No entanto, a velocidade média dessas bolas permanece nula, e as densidades médias são constantes.

Um gás que obedece às condições acima descritas constitui um gás ideal em equilíbrio dinâmico.

P4: QUAL É O TIPO DE MOVIMENTO DAS PARTÍCULAS DE UM GÁS IDEAL QUANDO NÃO ESTÃO COLIDINDO ENTRE SI OU COM AS PAREDES DO RECIPIENTE?

P5: JUSTIFIQUE COM SUAS PALAVRAS POR QUE A VELOCIDADE MÉDIA DAS MOLÉCULAS DE UM GÁS IDEAL É NULA.



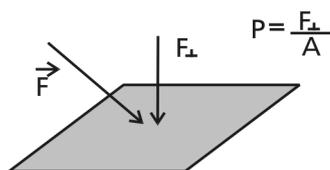
Equação de estado do gás ideal

Será que as hipóteses do modelo anteriormente descrito permitem reproduzir a equação de estado do gás ideal obtida experimentalmente? Começamos a construção deste modelo com essa expectativa.

A equação de estado dos gases ideais (equação 1) relaciona as grandezas pressão p , volume V e temperatura absoluta T de um gás ideal através da equação

$$pV = n'RT.$$

Nesta equação, a pressão p é definida pela mecânica clássica: pressão é força por unidade de área.



Cada molécula do gás pode colidir com uma das paredes do recipiente. Nessa colisão, a molécula exerce uma força sobre a parede que, dividida pela área A da parede, corresponde à pressão da molécula sobre a parede. Essa força é a reação à força que a parede exerce sobre a molécula. Seu valor pode ser obtido se conhecermos a variação do momento linear da molécula por unidade de tempo, que obtemos da Segunda Lei de Newton, que define $\vec{F} = \frac{\Delta \vec{Q}}{\Delta t}$. A pressão medida pelo manômetro corresponde ao valor médio quando muitas moléculas colidem com as paredes.

Essa é a idéia básica do cálculo que permite obter a equação dos gases ideais a partir desse modelo.



Leia a seção 1.6.4, do volume 2 do livro-texto GREF, intitulada “Relações entre pressão, energia cinética média das moléculas e temperatura”; a equação dos gases ideais é obtida a partir do modelo cinético dos gases com argumentos mais simples.

A seção a seguir é um aprofundamento do cálculo da pressão média do gás realizado na seção 1.6.4 do GREF. Ela é optativa.

Leitura optativa: Cálculo da pressão média do gás

INÍCIO DA LEITURA
OPTATIVA

O cálculo da pressão média no gás é longo. Por isso, para facilitar a sua compreensão ele foi dividido em passos.

Passo 1

Cálculo da variação do momento linear de uma molécula quando ela colide com uma parede.

Ao colidir elasticamente com uma parede, a molécula muda apenas a componente da velocidade na direção normal à parede. Isto ocorre porque a parede é lisa, não podendo exercer forças ao longo de sua direção, como ilustrado na Figura 7.

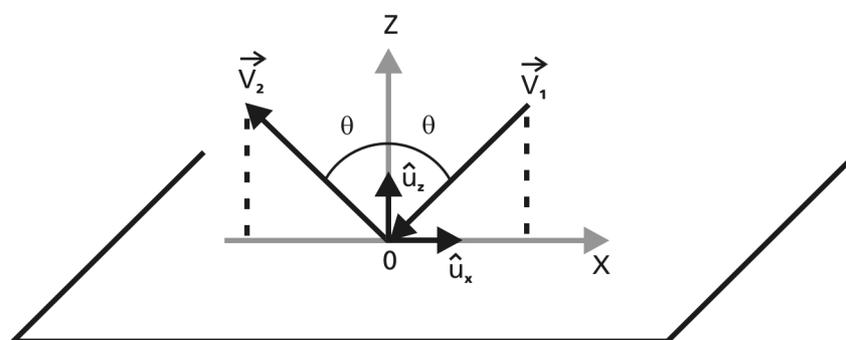


Figura 7: Colisão de uma molécula de um gás ideal com as paredes do recipiente.

Uma das hipóteses do modelo de um gás ideal é que todas as colisões sejam elásticas; isto é, não há perda de energia cinética no processo. Como as moléculas são pensadas como bolas de bilhar, sua energia será somente cinética.

A colisão entre a partícula (a molécula) e a parede é elástica. A parede é imóvel. Como as energias cinéticas da partícula antes e depois da colisão são iguais, é necessário que os módulos das velocidades da partícula antes e depois da colisão sejam iguais:

$$\frac{mv_2^2}{2} = \frac{mv_1^2}{2} \Rightarrow v_1 = v_2.$$

Apesar de os módulos das velocidades antes e depois da colisão serem iguais, os vetores velocidade são diferentes. As duas velocidades têm componentes tangenciais iguais e as componentes normais à parede invertidas, como mostrado na Figura 7.

O resultado de uma colisão é que a partícula se aproxima da parede com velocidade

$$\vec{v}_1 = v_{1x}\hat{u}_x + v_{1z}\hat{u}_z$$

e após interagir com a parede sai com velocidade \vec{v}_2 ,

$$\vec{v}_2 = v_{1x}\hat{u}_x - v_{1z}\hat{u}_z.$$

Assim, a variação no momento linear da molécula é unicamente no sentido z, perpendicular à parede:

$$\Delta\vec{Q} = \vec{Q}_2 - \vec{Q}_1 = m\vec{v}_2 - m\vec{v}_1 = -2mv_{1z}\hat{u}_z$$

Passo 2

Cálculo da força exercida por uma molécula sobre a parede numa colisão elástica.

A força que a parede exerce sobre a molécula corresponde à variação do momento linear da molécula por unidade de tempo e, pela Terceira Lei de Newton, a força exercida pela molécula sobre a parede será igual e oposta à força exercida pela parede sobre a molécula.

Num intervalo de tempo Δt , a força média exercida por uma molécula que interage com a parede é, portanto,

$$\langle \vec{f} \rangle = - \frac{\Delta\vec{Q}}{\Delta t},$$

onde $\Delta\vec{Q}$ é a variação do momento linear da molécula. Essa força é perpendicular à parede e podemos expressá-la como

$$\langle f_z \rangle = \frac{2mv_{1z}}{\Delta t},$$

que representa o valor médio (no tempo) da força exercida por uma molécula com velocidade \vec{v}_1 sobre a parede.

Passo 3

Cálculo do número de moléculas com velocidade \vec{v}_1 que colidem com a parede no intervalo de tempo Δt .

Num intervalo de tempo qualquer Δt , muitas partículas (moléculas) colidem com a parede. Para conhecer a força total que as moléculas exercem sobre a parede, precisamos saber quantas moléculas atingem a parede durante Δt . Começaremos calculando quantas moléculas do conjunto que têm velocidade \vec{v}_1 colidem com ela, para depois generalizarmos para todas as velocidades possíveis.

As linhas pontilhadas desenhadas na Figura 8 representam as trajetórias que as moléculas 1, 2, 3 e 4 teriam se elas não colidissem com a parede ou com as outras moléculas do gás.

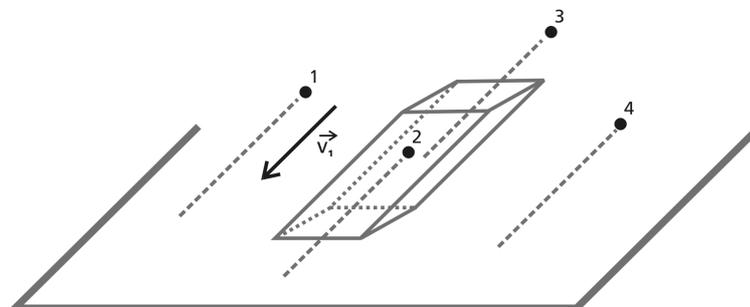


Figura 8: Elemento de volume $\Delta V = \Delta A v_1 \Delta t$.

P6: ESCOLHA A AFIRMATIVA CORRETA: O MOVIMENTO DAS MOLÉCULAS DENTRO DO PARALELEPÍPEDO DA FIGURA 8 É: A) UNIFORME E RETILÍNEO; B) UNIFORMEMENTE ACELERADO; C) NÃO É POSSÍVEL DEFINIR ESSE TIPO DE MOVIMENTO.

P7: EXPLIQUE SEU RACIOCÍNIO PARA ESCOLHER A RESPOSTA ACIMA.

A partir da observação da Figura 8, vemos que durante o tempo Δt apenas a molécula 2 colidiria com a área ΔA . As partículas que colidem são aquelas que estão no interior do paralelepípedo da Figura 8, de base ΔA e aresta $\vec{v}_1 \Delta t$, isto é, com a direção da aresta correspondendo à direção de \vec{v}_1 .

P8: AGORA VOCÊ PODERIA EXPLICAR POR QUE AS MOLÉCULAS 1, 3 E 4 NÃO ATINGIRAM A ÁREA ΔA ?

Portanto, o número de moléculas com velocidade \vec{v}_1 que colidem com ΔA no intervalo de tempo Δt é igual ao número de moléculas contidas no paralelepípedo de área ΔA e aresta $\vec{v}_1 \Delta t$.

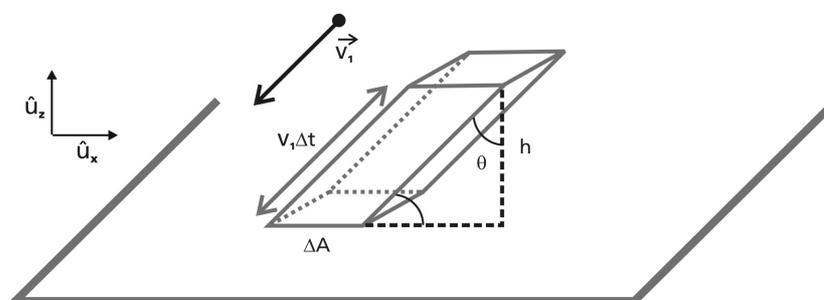


Figura 9: Elemento de volume ΔV ocupado pelas moléculas com velocidade v_1 que colidem com ΔA no intervalo Δt .

Se n_{1+} é o número de moléculas com velocidade \vec{v}_1 por unidade de volume, o número dessas moléculas contidas no paralelepípedo da Figura 9 será

$$\Delta N_1 = n_{1+} \Delta V,$$

onde ΔV é o volume do paralelepípedo. Podemos escrever o volume do paralelepípedo como

$$\Delta V = h \Delta A = v dt \cos(\theta) \Delta A = v_z \Delta t \Delta A.$$

Assim, o número de moléculas com velocidade \vec{v}_1 que colide com a área ΔA no tempo Δt é

$$\Delta N_1 = n_{1+} \Delta V = n_{1+} v_z \Delta t \Delta A.$$

Passo 4

Cálculo da força normal à parede exercida por todas as moléculas com velocidade \vec{v}_1 que colidem com a parede no intervalo de tempo Δt .

FORÇA MÉDIA

A força média exercida pelas moléculas com velocidade \vec{v}_1 sobre a parede de área ΔA no intervalo de tempo Δt é

$$\langle F_z \rangle = \frac{2m v_{1z}}{\Delta t} n_{1+} v_{1z} \Delta t \Delta A = 2m n_{1+} (v_{1z})^2 \Delta A.$$

Passo 5

Cálculo da pressão exercida pelas moléculas sobre a parede.

Este é o passo mais misterioso de todos. Começaremos pelo que já sabemos. Sendo a pressão definida como força por unidade de área, a pressão exercida pelas moléculas com velocidade v_1 sobre a parede ΔA é

$$p_1 = \left(\frac{\langle F_z \rangle}{\Delta A} \right) = 2m n_{1+} (v_{1z})^2.$$

Observe que nessa expressão a velocidade aparece elevada ao quadrado. Assim, tanto faz a molécula estar se afastando quanto se aproximando da parede – o valor ao quadrado da componente z da velocidade é o mesmo. Será que uma molécula que está se afastando da parede faz pressão sobre ela (mesmo sem poder colidir com a parede)? Onde, nessa expressão, está a informação de que apenas as moléculas que se aproximam da parede contribuem para a pressão?

No interior do paralelepípedo, existem moléculas se deslocando com velocidades $-\vec{v}_1$ e $+\vec{v}_1$ – releia a hipótese 6 do modelo cinético dos gases. Devido à equivalência das direções, a densidade volumétrica dessas moléculas n_{1-} é igual à n_{1+} (ver hipótese 5). A densidade volumétrica n_1 de moléculas que têm velocidade \vec{v}_1 e $-\vec{v}_1$ é igual a $2n_{1+}$, há igual probabilidade de encontrar moléculas nos dois sentidos.

Assim, devemos dividir a expressão por um fator 2 para que possa ser possível trocar n_{1+} por n_1 . Ou seja, o que interessa é a igualdade na distribuição dos módulos das velocidades, e não no seu sentido. Logo, a pressão exercida por todas as moléculas com velocidade \vec{v}_1 sobre a parede ΔA é

$$p_1 = mn_1(v_{1z})^2.$$

Passo 6

Finalmente. Relação entre grandezas macroscópicas e microscópicas.

Todas as moléculas que colidem com a área ΔA exercem forças sobre a parede do gás. Portanto, a pressão exercida nessa área é a soma das pressões de cada grupo de moléculas com velocidade \vec{v}_1 , isto é,

$$p = \sum_{i=1}^N mn_i(v_{iz})^2 = m \sum_i \frac{N_i}{V} (v_{iz})^2 \Rightarrow p = \frac{m}{V} \langle v_z^2 \rangle,$$

onde $\langle v_z^2 \rangle = \frac{\sum_i N_i (v_{iz})^2}{N}$ é denominada **velocidade quadrática média na direção OZ**. A notação $\langle \rangle$ é o símbolo que representa a média de uma grandeza física.

VELOCIDADE
QUADRÁTICA MÉDIA

O quadrado do módulo da velocidade de uma molécula é $v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$. A velocidade quadrática média é, por definição:

$$\langle v^2 \rangle = \frac{\sum_{i=1}^N N_i (v_i^2)}{N} = \frac{\sum_{i=1}^N N_i (v_{ix}^2 + v_{iy}^2 + v_{iz}^2)}{N} = \langle v_x^2 \rangle + \langle v_y^2 \rangle + \langle v_z^2 \rangle$$

É importante ressaltar que a velocidade quadrática média, associada às moléculas de um gás ideal em equilíbrio dinâmico, independe do tempo.

Como as três direções OX, OY e OZ são igualmente prováveis, a velocidade quadrática média em cada uma das direções corresponde a um terço da velocidade quadrática média: $\frac{\langle v^2 \rangle}{3}$. Logo, podemos escrever a pressão exercida na parede do gás como

$$p = \frac{m}{3V} N \langle v^2 \rangle \Rightarrow pV = \frac{2}{3} N E_{cm}, \quad (2)$$

onde $E_{cm} = \frac{m \langle v \rangle^2}{2}$ é a energia cinética média de uma molécula do gás.

FINAL DA LEITURA
OPTATIVA

Podemos observar que a equação (2) representa a relação entre pV e a energia cinética média das partículas do gás, E_{cm} . Comparando a equação (2) com a equação de estado dos gases ideais (1) $pV = n'RT$, vemos que representa também a equação de estado de um gás ideal, relacionando a pressão média em um gás ideal em equilíbrio dinâmico com a energia cinética média de uma molécula do gás, ou seja, as grandezas macroscópicas do gás, p e V , com as grandezas microscópicas dos constituintes, energia cinética média das moléculas do mesmo.

Temperatura e pressão

TEMPERATURA
ABSOLUTA

As equações de estado (1) e (2) permitem relacionar a temperatura absoluta, medida com o termômetro de gás a volume constante, com a energia cinética média das moléculas do gás, uma vez que

$$pV = \frac{2}{3}NE_{cm}, \quad pV = n'RT \Rightarrow T = \frac{2N}{3n'R}E_{cm} \quad (3).$$

A substituição, na equação (3), da relação entre o número de moles n' , o número de moléculas N e o número de Avogadro N_o permite reescrever a relação entre a temperatura e a energia cinética média das moléculas do gás.

$$n' = \frac{N}{N_o} \Rightarrow T = \frac{2}{3k}E_{cm} \quad (4),$$

onde $k = \frac{R}{N_o}$ é denominada constante de Boltzmann, cujo valor é $k = 1,38 \times 10^{-23} \text{J/K}$.

O modelo cinético dos gases mostra que a pressão é a força média das moléculas por unidade de área nas paredes do recipiente que contém o gás e a temperatura absoluta é proporcional à energia cinética média das moléculas do gás.

Na ausência de forças externas, a pressão do gás é a mesma em todos os pontos. Na superfície da Terra, quando o gás é rarefeito, a força peso cria uma variação de pressão em função da altura. Todavia, em recipientes utilizados em laboratórios ou fábricas essa variação pode ser desprezada.

Na ausência de forças externas, as hipóteses 4 a 7 do modelo cinético dos gases ideais garantem que a temperatura é a mesma em todos os pontos do gás. Portanto, a temperatura e a pressão em qualquer volume $\Delta V < V$ são iguais à temperatura e à pressão do sistema com volume V .

A constância da temperatura em um gás ideal em equilíbrio dinâmico mostra que ele também está em equilíbrio térmico. Dizemos que o gás está em equilíbrio termodinâmico.

EQUILÍBRIO
TERMODINÂMICO

Nos estados líquido e sólido, a interação entre as moléculas não pode ser desprezada. A construção de modelos microscópicos fica mais complexa. A descrição da interação entre as moléculas tem de ser feita pela Física Estatística. A temperatura absoluta do sistema continua dependendo da sua energia interna total; todavia, ela também depende da distribuição média dessa energia entre os átomos ou moléculas. A relação entre a temperatura absoluta do sistema e as suas propriedades microscópicas é bem mais complexa do que aquela apresentada na relação (4).

Leituras e exercícios 2

Leituras

Leia sobre os assuntos *Comportamento dos gases: leis de Boyle, Charles, Gay Lussac, Equação de estado do gás ideal e Interpretação molecular da pressão e temperatura de um gás* nas seções 7.4, 7.5 e 7.6 do capítulo 7 do livro *Física-volume único*, de B. Alvarenga e A. Máximo.

Dessa mesma seção faça os exercícios de fixação de 32 a 39 e 44 a 46.

Preste especial atenção aos *Comentários* da página 336.

Leia sobre o assunto *Relações entre pressão, energia cinética média das moléculas e temperatura* na seção 1.6.4 do livro *Física 2 (Física Térmica e Óptica-Vol. II, Parte1)*, do GREF.

Estude os exercícios resolvidos 1.12 a 1.15, nas páginas 83 a 85.

Nesta aula fizemos um modelo microscópico para gases rarefeitos: o modelo cinético dos gases ideais. Mostramos que quando um gás ideal está em equilíbrio termodinâmico, a sua temperatura é proporcional à energia cinética média das moléculas e a pressão é a força média que as moléculas exercem sobre as paredes do recipiente.

O Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica



Objetivos

Entender o Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica.

Introdução

Esta aula tem como finalidade entender o Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica. Ela é constituída de quatro partes.

O que sei sobre o Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica? é um questionário que organiza os conhecimentos que você já tem sobre esses assuntos.

Prática 1 é uma prática que tem como objetivo desenvolver os conceitos elementares de calor, temperatura e equilíbrio térmico, através da observação de sistemas simples.

O Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica é um texto que discute esses assuntos.

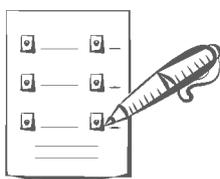
Em Leituras e exercícios 3 e 4 há indicações de leituras e exercícios. As leituras tratam dos mesmos assuntos do texto, nos livros *Física - volume único*, de Beatriz Alvarenga e Antonio Máximo, e *Física 2 (Física Térmica e Óptica-Vol. II, Parte 1)*, do GREF.

No final das leituras existem algumas questões que devem ser respondidas.

Bom trabalho!

O que sei sobre o Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica ?

As questões apresentadas a seguir pretendem fazer com que você reflita e organize as idéias que você tem, de sua vida e de seus estudos anteriores, a respeito do Princípio do Equilíbrio Térmico, da Lei Zero da Termodinâmica e da construção de termômetros. Escreva em seu caderno, de forma organizada, as respostas às questões. Não consulte livros nem notas de aulas, mas não deixe de respondê-las. A comparação entre suas idéias e seus conhecimentos sobre esses assuntos, antes e depois de trabalhar esta aula, é importante para que você avalie e compreenda como está a sua aprendizagem.



Questionário 3

1. Qual o *modelo da matéria* utilizado em Termodinâmica?
2. O que é *sistema* em Termodinâmica? Como podemos classificá-lo?
3. O que são as *coordenadas termodinâmicas*?
4. O que é uma *equação de estado*?
5. O que são *paredes adiabáticas* e *paredes diatéricas*?
6. Enuncie o *Princípio do Equilíbrio Térmico*. Dê exemplos de onde ele ocorre.
7. Enuncie a *Lei Zero da Termodinâmica*.

Prática 1- Equilíbrio térmico

Esta prática tem como objetivo desenvolver os conceitos elementares de calor, temperatura e equilíbrio térmico, através da observação de sistemas simples que permitem compreender a Lei Zero da Termodinâmica. Ela é composta dos seguintes experimentos:

Experimento 1 - Temperatura medida pelo termômetro e temperatura sensível, detectada por nossos sentidos.

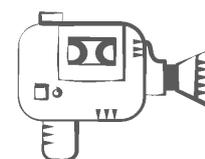
Experimento 2 - Lei Zero (misturas).

Experimento 3 - Equilíbrio térmico: materiais isolantes e condutores, paredes diatérmicas e adiatérmicas.

O material é barato e de fácil aquisição. Essa prática é para ser realizada em casa. Alguns itens podem ser encontrados na cozinha da sua residência (itens marcados com *).

Materiais da Prática 1

- caixa de isopor de aproximadamente 20cm x 20cm x 30cm
- 2 termômetros de álcool (-10 °C –110 °C)
- copos de isopor
- copos de vidro*
- 3 recipientes (panelas vazias) que permitam introduzir a mão*
- aquecedor (forno ou qualquer outro de que você disponha)*
- copos de metal*
- medidor de volume de líquidos (mamadeira graduada em cm³, por exemplo)
- peças de corpos sólidos de massas iguais (com diferença máxima da ordem de 10%): cilindros ou bilhas de metal, bolas de gude, pedaço de plástico etc.
- fonte térmica (aquecedor elétrico ou fogão)
- medidor de volume da água (mamadeira graduada em cm³, por exemplo)
- recipiente para aquecer água *
- relógio com medidor de segundos



Assista a estes experimentos no vídeo 4, intitulado *Demonstrações sobre conceitos de Física Térmica*.

Faça suas observações cuidadosamente e antes de estabelecer as medidas familiarize-se com os instrumentos, sua calibração e as unidades em que estão graduados. Defina o erro das medidas diretas analisando as escalas dos instrumentos e avaliando a sua capacidade de estimar os algarismos que correspondem a valores localizados entre os traços que definem a menor divisão do instrumento.

Monte as experiências e aprenda a fazer as observações e medidas antes de obter o registro definitivo. Esses procedimentos podem tomar tempo de início, mas sua atenção e cuidado na realização dos experimentos simples facilitarão seu trabalho e sua compreensão quando trabalhar com equipamentos e sistemas mais complexos.

Cuidado!!!

Precauções importantes

Nesta experiência você trabalhará com fontes de calor, materiais aquecidos, materiais frágeis e/ou quebráveis etc. Tenha sempre *panos* para pegar nos recipientes, *pinças* para retirar corpos quentes de um banho em ebulição, *uma panela* com água para apagar possíveis incêndios. Trabalhe num espaço livre de outras interferências e que não tenha *materiais inflamáveis* por perto.

Caso utilize um termômetro de mercúrio (Hg), é bom que você saiba que o mercúrio é tóxico. Caso quebre um termômetro, deverá utilizar procedimentos especiais e juntar o líquido espalhado, que, devido à sua propriedade de alta tensão superficial, oferece dificuldades para ser recolhido. Cubra a superfície que você limpou com pó de enxofre (S), que ao combinar quimicamente com o Hg forma sulfeto de HgS, que é uma substância não-tóxica.

Lembre-se de que é sempre melhor se precaver do que se acidentar.

Experimento 1: Temperatura sensível e temperatura medida pelo termômetro

Objetivos

- Chamar a atenção (do experimentador) sobre *as limitações dos sentidos* para fazer observações controladas e confiáveis sobre um sistema físico (temperatura sensível).
- Introduzir a leitura de uma *escala termométrica centesimal*.
- Comparar a *observação subjetiva* (sentido do tato) com a *observação feita com um instrumento calibrado*.

Material utilizado

- três recipientes iguais quaisquer, nos quais você possa colocar as duas mãos
- água e gelo
- aquecedor
- termômetro com graduação de 0 °C a 100 °C
- suas mãos

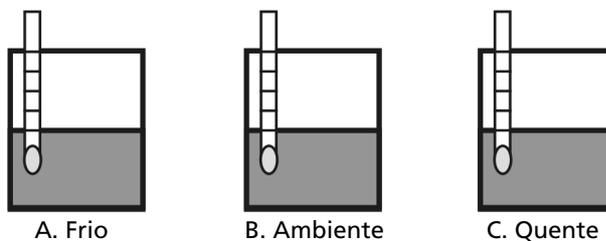


Figura 10

Atividade experimental

1. Coloque quantidades iguais de água nos três recipientes A, B e C (Figura 10).
A: água com pedras de gelo
B: água recolhida diretamente da bica (ambiente)
C: água proveniente de uma fonte térmica (por exemplo, fogão). Certifique-se de que é possível introduzir a mão nessa água sem queimar-se.



Os nossos sentidos nos enganam!

2. Introduza *ao mesmo tempo* uma das mãos em A e a outra em C e deixe estar por alguns segundos. Retire as *mãos rapidamente* e coloque-as em B.

Segundo a sensação da temperatura associada àquela mão que foi colocada inicialmente no recipiente A, a água do recipiente B está mais _____ do que aquela que estava no recipiente A.

Segundo a sensação da temperatura associada àquela mão que foi colocada inicialmente no recipiente C, a água do recipiente B está mais _____ do que aquela que estava no recipiente C.

3. Utilizando *o mesmo termômetro*, meça e registre as temperaturas dos três recipientes.

$$T_A = \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T_B = \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T_C = \text{ }^{\circ}\text{C}$$

4. Compare as observações feitas no item 2 com as temperaturas medidas no item 3 e responda:

Perguntas

1. Qual das suas observações *é consistente com o conceito de equilíbrio térmico*: item 2 ou 3?

2. Explique os resultados obtidos no item 2.

3. Qual é a temperatura do recipiente B? As observações do item 2 são consistentes com esse resultado?

4. Por que é importante fazer *as medidas da temperatura* em B com o *mesmo termômetro*?

Experimento 2: A temperatura de equilíbrio de uma mistura

- Mistura de *massas iguais de água* a temperaturas iniciais *diferentes*;
- Mistura de *massas diferentes de água* a temperaturas iniciais *diferentes*.



EQUILÍBRIO TÉRMICO

Objetivos

- Relacionar as grandezas relevantes que determinam a temperatura de equilíbrio quando há troca de calor num sistema.
- Desenvolver a noção de capacidade calorífica.

Material utilizado

- 2 copos de isopor
- fonte térmica
- termômetros
- medidor de volume
- gelo

Atividade experimental

- Misturas de massas de água iguais a temperaturas iniciais diferentes.

1. Coloque em dois recipientes isolados termicamente (copos de isopor) *volumes iguais* de água, V_1 e V_2 (aproximadamente 50cm^3) a *temperaturas iniciais diferentes* $T_{1\text{inicial}}$ e $T_{2\text{inicial}}$. Registre a massa de água em gramas (lembre que a densidade ($D = m/V$) da água pura é igual a 1g/cm^3).

$$M_1 = \text{_____} \text{ e } M_2 = \text{_____}$$

- Misture os líquidos.

3. Levando em consideração as massas de água e as temperaturas iniciais, faça a previsão da temperatura de equilíbrio T_f da mistura (sistema) e justifique o método (como você fez) que você utilizou para fazer a previsão da temperatura da mistura.

- Previsão da $T_{\text{final}} = \text{_____} \text{ } ^\circ\text{C}$.

5. Faça agora a leitura da temperatura final da mistura com o termômetro $T_{\text{final}} = \text{_____}$.

6. Compare os valores da *temperatura prevista* com a *temperatura de equilíbrio medida*.

7. Caso os *volumes* de água fossem *dobrados* e as temperaturas iniciais fossem as mesmas, faça a previsão da *temperatura de equilíbrio*. E se os volumes fossem triplicados?

b) Mistura de massas de água diferentes a temperaturas iniciais diferentes.

Repita o procedimento anterior utilizando volumes diferentes de água a temperaturas iniciais diferentes. Você pode iniciar essa experiência utilizando $V_1 = 50 \text{ cm}^3$ a $T_{1inicial} =$ temperatura ambiente e $V_2 = 100 \text{ cm}^3$ a $T_{2inicial} = 100^\circ\text{C}$.

Experimento 3: Isolantes e condutores térmicos, paredes diatérmicas e adiatérmicas

Informação preliminar

As fronteiras de um sistema são classificadas, de acordo com a sua capacidade de permitir o fluxo de calor, da seguinte forma:

- **Diatérmica:** são as fronteiras que *permitem o fluxo de calor*. Exemplo: materiais que transmitem ou conduzem calor, como os metais.
- **Adiatérmica:** são as fronteiras que *não permitem o fluxo de calor*. Exemplo: materiais isolantes, como madeira, fibra de vidro, cerâmica, ar etc. As garrafas térmicas também mantêm a temperatura dos líquidos contidos no seu interior por um certo número de horas.

Objetivos

- Observar o comportamento de sistemas a temperaturas diferentes quando se colocam em contato através de paredes isolantes (adiatérmicas) ou condutoras (diatérmicas).

Material utilizado

- 2 latas de metal (latas de azeite pequenas vazias)
- 2 copos de material isolante
- caixa de isopor
- termômetro de álcool
- água

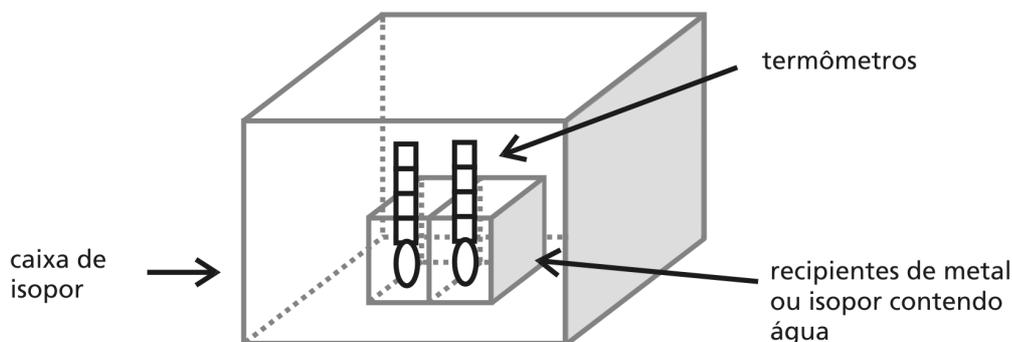


Figura 11: Montagem da experiência.



FRONTEIRA
DIATÉRMICA

FRONTEIRA
ADIATÉRMICA

Atividade experimental

Coloque na caixa de isopor as duas latas de metal preenchidas parcialmente por volumes iguais de água ($\sim 50\text{cm}^3$) a temperaturas iniciais diferentes, T_A (ambiente) e T_B (água fervendo). As latas devem estar em contato mecânico através de uma das paredes de maior área.

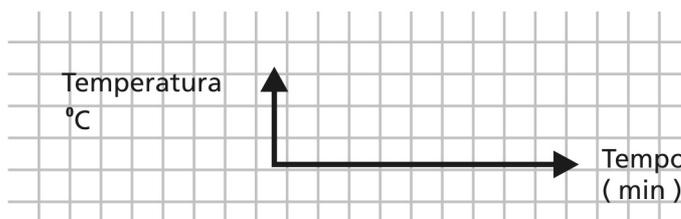
1. Registre as temperaturas iniciais e a hora em que você começa a fazer as medidas.

$$T_A = \quad ^\circ\text{C} \quad T_B = \quad ^\circ\text{C}$$

2. Meça e registre numa tabela a temperatura da água das latas em intervalos de (aproximadamente) 1 minuto. Faça o registro durante ~ 10 minutos.

Intervalo de tempo (minutos)	Temperatura ($^\circ\text{C}$)	
	lata A	lata B
1		
2		
3		
4		
Etc.		

Trace em um mesmo papel quadriculado os gráficos das temperaturas T_A e T_B das latas em função do tempo.



3. Observando o gráfico construído, tente explicar como variou a temperatura da água contida nas latas durante o intervalo de tempo em que eles permaneceram em contato.

4. Repita o procedimento acima, trocando as latas por copos de isopor.

Perguntas

1. Explique o que aconteceu com as massas de água dos recipientes nos dois casos.

Recipientes de metal:

Recipientes de isopor:

2. Qual dos materiais (metal ou isopor) tem propriedades de paredes diatérmicas?

3. Qual dos materiais (metal ou isopor) tem propriedades de paredes adiatérmicas?

4. Faça uma previsão do que aconteceria se a diferença de temperatura entre a água dos dois recipientes fosse maior.

O Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica

As aparências enganam!

Introdução

Num dia de inverno, foram colocadas sobre uma mesa duas travessas metálicas idênticas. Elas aparentam ser iguais. No entanto, elas são diferentes porque uma delas foi retirada de um armário da cozinha e a outra de um forno quente. A diferença será sentida imediatamente pelas mãos de alguém que as tocar. A travessa que saiu do forno quente queima as mãos e a outra parece fria.

O exemplo apresentado mostra que é necessário elaborar novos conceitos para explicar a modificação que o forno produziu na travessa e o processo de queimadura das mãos. Os conceitos necessários são os de calor, temperatura e energia interna.

Historicamente, os conceitos de temperatura, calor e energia interna foram introduzidos experimentalmente considerando-se a matéria como um meio contínuo, isto é, ignorando-se a sua estrutura microscópica. Os resultados desses experimentos estão sintetizados nas leis da Termodinâmica.

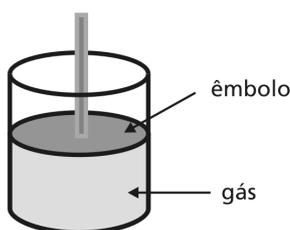
Nesta aula serão apresentadas as bases experimentais que deram origem ao Princípio do Equilíbrio Térmico, à Lei Zero da Termodinâmica e à construção de termômetros.

MODELO DA MATÉRIA NA TERMODINÂMICA

Conceitos básicos

Para começar, apresentamos o vocabulário mais específico dos conceitos usualmente utilizados em Termodinâmica: sistema, calor, paredes diatérmicas, paredes adiatérmicas, equilíbrio termodinâmico, coordenadas termodinâmicas, equação de estado, grandezas intensivas e grandezas extensivas.

SISTEMA, FRONTEIRA E EXTERIOR



1. Sistema, fronteira e meio exterior

Um sistema termodinâmico é constituído por uma quantidade de matéria contida em uma superfície fechada, que é sua fronteira. Todo o resto, que fica fora da fronteira do sistema, é o meio exterior. A fronteira pode ser material, como é o caso da fronteira de uma massa de oxigênio líquido constituída pelas paredes do tanque que a contém, ou imaginária, como é o caso de uma superfície que limita uma quantidade de fluido que está se deslocando em uma tubulação. A fronteira pode mudar a sua forma e posição durante o processo em estudo. Esse é o caso, por exemplo, da fronteira de um gás que é constituída pela parte da parede do recipiente que envolve o gás e por um êmbolo móvel que está se deslocando.

No estudo da Termodinâmica os sistemas se classificam em:

Sistema aberto: há fluxo de massa através das suas fronteiras.

Sistema fechado: há somente fluxo de energia através das suas fronteiras.

Sistema isolado: não há fluxo de massa ou de energia através das suas fronteiras.

II. O calor e os tipos de fronteiras

Calor é o fluxo de energia que não está associado ao trabalho macroscópico.

Fronteiras adiabáticas são aquelas que não permitem a passagem de calor. A fronteira adiabática é um modelo ideal, pois sabemos que, na realidade, as fronteiras reais sempre permitem a passagem de calor. Como exemplo de fronteira aproximadamente adiabática, podemos mencionar as paredes das garrafas térmicas, que mantêm por algumas horas a temperatura dos líquidos colocados no seu interior. Elas são construídas com duas paredes de vidro entre as quais se fez vácuo (retirou-se o ar parcialmente). A parede interna da garrafa térmica é espelhada para evitar a passagem do calor emitido por radiação.

Quando as observações são realizadas em espaços de tempo curtos, a parede da garrafa térmica funciona como uma boa fronteira adiabática. Materiais que têm comportamento de fronteiras adiabáticas são os isolantes térmicos, como o isopor, a madeira e o ar.

Fronteiras diatérmicas são aquelas que permitem a passagem de calor. Os metais são um bom exemplo de fronteira diatérmica.

III. Equilíbrio termodinâmico

Um sistema está em **equilíbrio mecânico** quando não existe movimento de massa no seu interior ou através da sua fronteira; em **equilíbrio químico**, quando não existe reação química; em **equilíbrio térmico**, quando não existe fluxo de calor no seu interior e na sua fronteira; e em **equilíbrio termodinâmico**, quando se encontra em equilíbrio mecânico, químico e térmico.

O estado de equilíbrio termodinâmico de um sistema é caracterizado por suas coordenadas termodinâmicas.

Reveja a discussão sobre calor na Aula 1.

EQUILÍBRIO MECÂNICO,
TÉRMICO, QUÍMICO E
TERMODINÂMICO

IV. Coordenadas termodinâmicas, equação de estado

COORDENADAS
TERMODINÂMICAS

As coordenadas termodinâmicas são o menor conjunto de grandezas físicas macroscópicas que determinam totalmente o sistema. Por exemplo, o estado de equilíbrio de um gás homogêneo que está em um recipiente fechado é completamente determinado quando se conhecem sua temperatura T , seu volume V e sua densidade D , ou temperatura T , densidade D e pressão p etc. No caso do exemplo anterior, fica claro que o sistema só precisa de três coordenadas termodinâmicas para ficar completamente determinado.

EQUAÇÃO DO
ESTADO

A equação que relaciona as coordenadas termodinâmicas de um sistema em equilíbrio termodinâmico é denominada **equação de estado**. Um exemplo de equação de estado é a equação dos gases ideais, que correlaciona as coordenadas pressão, volume e temperatura absoluta de n moles de gás ideal $pV = nRT$.

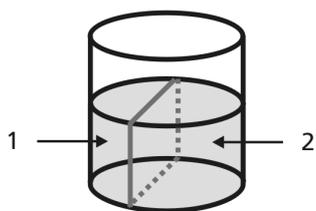
P 1: EXPLIQUE O SIGNIFICADO DE “A MATÉRIA É TRATADA COMO UM MEIO CONTÍNUO” .

P 2: DÊ EXEMPLOS DE MATERIAIS DIATÉRMICOS E ADIATÉRMICOS.

P 3: O QUE SÃO COORDENADAS TERMODINÂMICAS?

P 4: QUAIS SÃO AS COORDENADAS TERMODINÂMICAS QUE CARACTERIZAM UM GÁS IDEAL?

GRANDEZAS EXTENSIVAS E
INTENSIVAS



V. Grandezas extensivas e intensivas

As grandezas termodinâmicas podem ser classificadas em **intensivas** e **extensivas**. Uma grandeza é extensiva quando o seu valor (número com unidades) depende do tamanho do subsistema considerado. A grandeza é intensiva quando o seu valor independe do tamanho do subsistema considerado. Por exemplo, imagine um Becker com água pura em equilíbrio termodinâmico. Se dividirmos a massa de água contida no Becker em dois subsistemas com tamanhos diferentes (1 e 2), as massas e os volumes de água contida em cada um deles serão diferentes; todavia, as densidades dos dois subsistemas são iguais. A massa e o volume são grandezas extensivas e a densidade é uma grandeza intensiva.

P 5: DÊ DOIS EXEMPLOS DE GRANDEZAS INTENSIVAS E EXTENSIVAS.

Leituras e exercícios 3

Leituras

Leia sobre os assuntos *Energia Térmica* na seção 7.2 do Capítulo 7, e *Calor é uma forma de energia*, na seção 8.1 do livro *Física - volume único*, de Antonio Máximo e Beatriz Alvarenga. Não deixe de refazer os exemplos.

Resolva os exercícios de fixação de 10 a 18 do capítulo 7 e de 1 a 6 do capítulo 8.

Princípio do Equilíbrio Térmico

O Princípio do Equilíbrio Térmico enunciado a seguir foi obtido a partir de observações experimentais.

Quando dois corpos são colocados em contato através de uma parede diatérmica e isolados de influências externas, após algum tempo eles atingem um estado de equilíbrio térmico no qual as coordenadas termodinâmicas (pressão, volume etc.) permanecem constantes no tempo.

O Princípio do Equilíbrio Térmico não diz nada a respeito do tempo necessário para atingi-lo.

A Lei Zero da Termodinâmica e a temperatura

O conhecimento da existência de uma temperatura absoluta relacionada com a distribuição média da energia interna do sistema entre seus átomos ou suas moléculas foi posterior à introdução do conceito de temperatura.

Historicamente, a temperatura foi definida após se descobrir experimentalmente a Lei Zero da Termodinâmica, que afirma o seguinte:

“Se dois corpos A e B estão em equilíbrio térmico com um corpo C, então eles também estão em equilíbrio térmico entre si.”

A Figura 12 ilustra a Lei Zero da Termodinâmica.

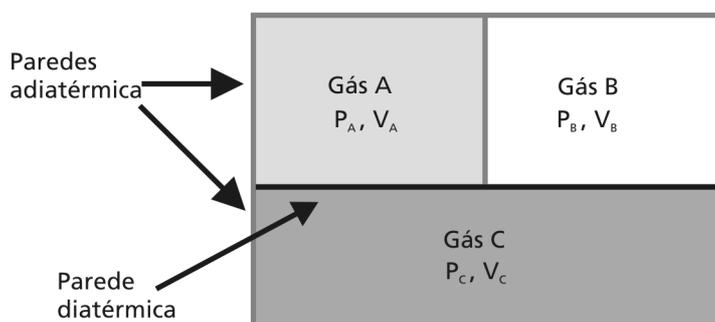


Figura 12: Gases A, B e C em equilíbrio térmico.

O gás C está em contato térmico com os gases A e B, através da parede diatérmica; portanto, ele está em equilíbrio térmico com eles. A Lei Zero da Termodinâmica garante que os gases A e B também estão em equilíbrio térmico. Isso significa que se trocarmos a parede que separa os gases A e B por uma parede adiabática não haverá nenhuma modificação das coordenadas termodinâmicas de qualquer um deles.

PRINCÍPIO DO EQUILÍBRIO TÉRMICO

Reveja as discussões sobre energia interna na Aula 1 e temperatura absoluta na Aula 2.

LEI ZERO DA TERMODINÂMICA

Sistemas que estão em equilíbrio térmico têm a mesma temperatura.

A Lei Zero da Termodinâmica permite associar ao conjunto de sistemas que estão em equilíbrio térmico uma nova coordenada termodinâmica, que é denominada *temperatura*. As temperaturas T_A , T_B e T_C são iguais. É comum identificar sistemas com a mesma temperatura utilizando-se os termômetros. Eles são sistemas que utilizam propriedades macroscópicas muito sensíveis a variações de temperatura, como a altura da coluna de um termômetro de mercúrio, a resistência elétrica do termômetro de platina etc. Termômetros diferentes podem fornecer temperaturas diferentes para os sistemas em equilíbrio térmico. Todavia, quando dois sistemas não estão em equilíbrio térmico, a relação de desigualdade entre as suas temperaturas é sempre a mesma, isto é, se as leituras de um dos termômetros indicam que $T_1 > T_2$, a leitura de outro termômetro também indica que $T'_1 > T'_2$.

O calor flui espontaneamente do sistema com maior temperatura para o sistema com menor temperatura.

Quando dois sistemas que não estão em equilíbrio térmico são colocados em contato, há um fluxo de calor daquele com temperatura maior para aquele com temperatura menor, até que eles atinjam o equilíbrio térmico.

O exemplo das travessas apresentado na introdução desta aula pode ser explicado da seguinte forma: as duas travessas estavam inicialmente à mesma temperatura do ambiente. Ao se colocar uma das travessas no forno, estabeleceu-se um fluxo de calor espontâneo do forno quente para a travessa mais fria. O fluxo só se interrompe quando as temperaturas da travessa e do forno ficam iguais. A travessa é retirada do forno e colocada sobre a mesa. Ela está com uma temperatura maior do que a temperatura do ambiente e das mãos. Ao tocá-la, se inicia um fluxo de calor da travessa para a mão. O calor recebido pela mão é suficiente para queimar os tecidos da pele. Por outro lado, no inverno, a temperatura da travessa que foi retirada do armário é menor que a temperatura do corpo humano, e ao tocá-la ocorre um fluxo de calor da mão, que está à temperatura do corpo humano, para a travessa, gerando a sensação de resfriamento.

A temperatura normal do corpo humano é de aproximadamente $T = 36,5^\circ\text{C}$.

P 6: EXPLIQUE POR QUE HÁ UM FLUXO DE CALOR DA MÃO PARA A TRAVESSA QUANDO ESTA SE ENCONTRA A UMA TEMPERATURA DE 10°C .

Existem inúmeros exemplos do Princípio do Equilíbrio Térmico e da Lei Zero da Termodinâmica no nosso cotidiano. Por exemplo, quando se esquece uma xícara de café quente ou um copo de guaraná gelado sobre a mesa da cozinha, após algum tempo certamente o café esfria e o guaraná esquenta. O que aconteceu?

Se as temperaturas iniciais e finais do café, do guaraná e da cozinha tivessem sido medidas, verificaríamos que no início elas eram diferentes e que após algum tempo ficam praticamente iguais. A cozinha tem um volume muito maior que a xícara e o copo; assim, sua temperatura varia muito pouco (a menos que tenha chegado uma frente fria que desceu a temperatura ambiente em alguns graus), enquanto as temperaturas dos líquidos, cujos volumes são pequenos se comparados com o volume da cozinha, se modificaram apreciavelmente. Podemos dizer que, nessa situação, o café (que estava quente) *esfriou* e o guaraná (que estava frio) *aqueceu*. As suas temperaturas variaram para se aproximar da temperatura da cozinha, que mudou muito pouco (os termômetros mais comuns não têm precisão para observar a mudança). O guaraná e o café atingiram o equilíbrio térmico com o ar da cozinha.

Será que é possível imaginar o mecanismo microscópico que nos permite entender por que o guaraná e o café ficaram em equilíbrio térmico? Observe que os corpos não estavam em contato entre si, mas apenas em contato com o ar da cozinha.

Sabemos que os processos de colisão entre as partes de um sistema permitem redistribuir a energia do mesmo. Em geral, após uma colisão elástica entre duas partículas, a energia total do sistema formado por elas é redistribuída entre as duas de tal forma que aquela que tinha menor energia ganha energia e aquela que tinha maior energia perde energia, sendo que a energia cinética total do sistema permanece constante.

A matéria é constituída de átomos ou moléculas. O conjunto de átomos e moléculas possuem uma energia interna para a qual contribuem a energia cinética e a energia potencial interna dos átomos e moléculas. A temperatura de um sistema está relacionada com a distribuição média da energia interna total do sistema entre as moléculas ou átomos de um meio. Quando colocamos dois sistemas com temperaturas diferentes em contato através de uma fronteira diatérmica, as colisões entre as moléculas e os átomos da fronteira produzem um fluxo de energia entre eles que promove uma redistribuição de energia entre as moléculas e átomos dos dois meios. A experiência mostra que, esperando um intervalo de tempo suficientemente grande, a distribuição média da energia interna entre as moléculas ou átomos torna suas temperaturas iguais.

Portanto, são as colisões entre as moléculas de ar com a xícara, com o café, com o copo e o guaraná, e as colisões entre as moléculas do café com a xícara e do guaraná com o copo que permitiram redistribuir a energia interna do sistema formado pelo ar da cozinha, a xícara, o copo, o café e o guaraná, tornando as suas temperaturas iguais.

Princípio do Equilíbrio Térmico, uma visão microscópica.

Reveja a Aula 1 deste módulo.

P 7: DOIS SISTEMAS QUE ESTAVAM INICIALMENTE COM TEMPERATURAS DIFERENTES SÃO COLOCADOS EM CONTATO TÉRMICO. APÓS ALGUM TEMPO VERIFICAMOS QUE AS SUAS TEMPERATURAS FICAM CONSTANTES. QUE RELAÇÃO SE ESTABELECE ENTRE AS TEMPERATURAS INICIAIS DOS DOIS SISTEMAS E ESSA TEMPERATURA CONSTANTE? COMO É CHAMADA ESSA TEMPERATURA?

Leituras e exercícios 4

Leituras

Leia sobre o assunto *Transferência de calor* na seção 8.2 do capítulo 8 do livro *Física - volume único*, de Antonio Máximo e Beatriz Alvarenga. Não deixe de refazer os exemplos.

Desse mesmo capítulo resolva os exercícios de fixação de 7 a 19.

Confundindo os conceitos de temperatura e calor

O tato não mede temperaturas.

Usar o tato para definir o conceito de temperatura produz resultados que contrariam a definição de temperatura obtida com o Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica. Isso ocorre porque o tato é sensível ao fluxo de calor e não à temperatura. Um objeto parece frio quando ao tocá-lo há um fluxo de calor do nosso corpo para o objeto, e parece quente quando o fluxo é do objeto para o nosso corpo. Quanto maior for a quantidade de energia perdida ou ganha pelo nosso corpo maior será a sensação de frio e calor. Percebemos a veracidade das nossas afirmativas quando caminhamos descalços em um piso de mármore e em um piso de madeira em um dia frio (por exemplo, à temperatura ambiente de 10°C). O mármore e a madeira estão à temperatura ambiente; no entanto, o mármore parece mais frio do que o piso de madeira. Por que isso ocorre?

A temperatura do corpo humano se mantém constante com o valor aproximado de $36,5^{\circ}\text{C}$. Por isso, se estabelece um fluxo de calor do corpo humano para os pisos, na tentativa de atingir o equilíbrio térmico entre o corpo humano e os pisos.

O tato é sensível ao fluxo de calor.

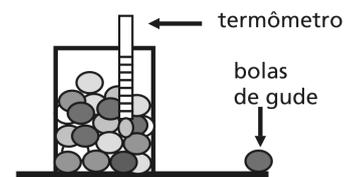
P 8: EXPLIQUE POR QUE ISSO SERIA IMPOSSÍVEL DE ACONTECER.

A quantidade de calor que tem de ser fornecida ao mármore para ele entrar em equilíbrio térmico com o corpo humano é maior do que aquela necessária para estabelecer o equilíbrio térmico entre o corpo humano e o piso de madeira. Por isso, o fluxo de calor para o mármore é maior do que para o piso. Daí a sensação de que o mármore é mais frio.

O tato mede fluxo de calor. Ele não mede temperatura. Utilizá-lo como critério para medir temperatura é confundir temperatura com calor.

P 9: UM COPO COM 100 BOLAS DE GUDE ESTÁ À TEMPERATURA AMBIENTE, $T = 30^{\circ}\text{C}$. QUAL É A TEMPERATURA DE UMA BOLA DE GUDE? E A TEMPERATURA DE 5 BOLAS DE GUDE? (SUPONHA QUE TODAS AS BOLAS DE GUDE SÃO IGUAIS.)

É importante compreender que temperatura é uma grandeza física que caracteriza o sistema em equilíbrio térmico (neste caso consideraremos apenas as bolas de gude) e que independe da quantidade de matéria presente (no caso, a massa total das bolas de gude). Quer dizer que, se todas as partes do sistema estão em *equilíbrio térmico*, a temperatura é a mesma em qualquer subsistema. Por isso, a temperatura T é uma *grandeza física intensiva*.



P 10: VOCÊ ACHA QUE A TEMPERATURA É A MEDIDA DO CALOR? EXPLIQUE O QUE É TEMPERATURA COM SUAS PALAVRAS.

P 11: O QUE ACONTECE COM A TEMPERATURA DA COZINHA QUANDO VOCÊ DEIXA UM COPO DE ÁGUA GELADA EM CIMA DA MESA DA COZINHA? E A TEMPERATURA DA ÁGUA?

P 12: O QUE ACONTECE QUANDO VOCÊ MISTURA VOLUMES IGUAIS DE ÁGUA FRIA E QUENTE?

P 13: PODE EXPLICAR POR QUE O SORVETE DERRETE QUANDO VOCÊ O TIRA DO CONGELADOR?

P 14: EXPLIQUE POR QUE NÃO DEVEMOS DEIXAR A PORTA DA GELADEIRA ABERTA.

Nesta aula estudamos o Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica. Verificamos que a Lei Zero da Termodinâmica permite definir o conceito de temperatura.

Termômetros

Objetivos

Entender a construção dos termômetros.

Introdução

Esta aula tem como finalidade entender a construção dos termômetros. Ela é constituída de três partes.

O que sei sobre os termômetros? é um questionário que organiza os conhecimentos que você já tem sobre esse assunto.

Termômetros é um texto que discute esse assunto.

Escalas termométricas é um texto que discute esse tema.

Termômetro de gás a volume constante é um texto que discute esse assunto.

Leitura optativa 1 – Escala Kelvin é um texto optativo que descreve em detalhes a escala Kelvin.

Dilatação e contração de sólidos e líquidos e compressão e expansão de gases é um texto que discute esses temas.

Leitura optativa 2 – Cálculo do coeficiente de dilatação volumétrico – é um texto optativo que discute esse assunto.

Em Leituras e exercícios de 5 até 8 há indicações de leituras e exercícios. As leituras tratam dos mesmos assuntos dos textos, nos livros *Física - volume único*, de Beatriz Alvarenga e Antonio Máximo, e *Física 2 (Física Térmica e Óptica-Vol. II, Parte 1)*, do GREF.

No final das leituras existem algumas questões que devem ser respondidas.

Bom trabalho!

O que sei sobre os termômetros?

As questões apresentadas a seguir pretendem fazer com que você reflita e organize as idéias que você tem, de sua vida e de seus estudos anteriores, a respeito da construção de termômetros, da dilatação e contração de sólidos e líquidos e da compressão e expansão dos gases. Escreva em seu caderno, de forma organizada, as respostas às questões. Não consulte livros nem notas de aulas, mas não deixe de respondê-las. A comparação entre suas idéias e seus conhecimentos sobre esses assuntos, antes e depois de trabalhar esta aula, é importante para que você avalie e compreenda como está a sua aprendizagem.

Questionário 4

1. Por que é possível construir *termômetros*?
2. As *medidas de temperaturas* fornecidas por *termômetros diferentes* (por exemplo, um termômetro de mercúrio e um termômetro de álcool) *coincidem*? Justifique a sua resposta.
3. Diferencie *temperatura* de *calor*.
4. Quais as características desejáveis de uma propriedade física que é utilizada como *propriedade térmica*?
5. Quais são as *escalas de temperatura* que você conhece? Descreva rapidamente as suas principais características.
6. Em que tipo de *termômetro* a *medida da temperatura independe da substância utilizada*?
7. O que é a *temperatura absoluta* de um sistema?
8. O que é a *temperatura zero absoluto*?
9. Você pode medir *qualquer temperatura* com um termômetro de mercúrio? Justifique a resposta.

Termômetros

Os termômetros foram construídos para comparar as temperaturas de dois corpos. Essa comparação só é possível porque o Princípio do Equilíbrio Térmico e a Lei Zero da Termodinâmica são válidos.

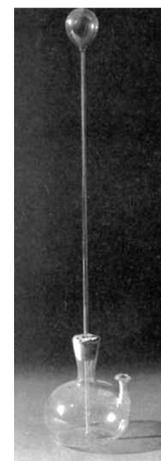
O primeiro medidor de temperatura foi o termoscópio construído por Galileu em 1592. Seu termômetro era um vaso de vidro (bulbo) aproximadamente do tamanho de um ovo e ele ajustou-o a um tubo de largura de um canudo de cerca de 50cm de comprimento; ele aqueceu o bulbo de vidro com as suas mãos e inverteu o tubo mergulhando-o num outro recipiente com água. Tão logo o vaso esfriou, a água subiu no tubo até a altura de 25cm acima do segundo. Ele usou este instrumento para investigar os graus de calor e frio. Colocando-se um corpo em contato com o bulbo, a altura da coluna de água subia ou descia, indicando a temperatura do mesmo. Esse aparelho foi utilizado pelos médicos da época. Como não era graduado, eles comparavam a altura da coluna de água atingida quando o bulbo era colocado em contato com uma pessoa sadia com a altura obtida quando o bulbo era colocado em contato com a pessoa doente! Obviamente esse termômetro tinha muitas desvantagens, mas na época serviu para fazer medidas mais confiáveis da temperatura do ser humano, que até então era apenas determinada pelo 'físico' (médico da época) de forma subjetiva.

A substância escolhida para construir o termômetro pode ser um gás, um líquido ou um sólido que possua propriedades que variam com a temperatura, e é denominada **substância termométrica**. Esse tipo de termômetro deve ser colocado em contato com o sistema cuja temperatura se deseja medir. Existem outros tipos de termômetros, como o pirômetro ótico, que determinam a temperatura através da energia de radiação eletromagnética dos corpos, e esses são utilizados para medir temperaturas muito altas (fornos, lâmpadas etc.), assim como a temperatura de objetos estelares que emitem luz.

A escolha de uma substância termométrica deve obedecer a vários critérios: facilidade de obtenção e reprodução, conservação e uma propriedade que dependa da temperatura com boa sensibilidade na região em que se deseja medir, para facilitar a medição. Descreveremos a seguir alguns dos termômetros mais comuns, indicando as substâncias e grandezas termométricas utilizadas.

1. Termômetro de gás. A temperatura é determinada através da medida da pressão a volume constante. Por razões de natureza física, o termômetro de gás permite reproduzir uma escala termodinâmica e, por essa razão, pode determinar uma escala termométrica absoluta (escala Kelvin).

bulbo



recipiente

SUBSTÂNCIAS
TERMOMÉTRICAS

TERMÔMETRO DE GÁS
A VOLUME CONSTANTE

TERMÔMETROS COM
LÍQUIDOS

2. Termômetro de líquido (mercúrio, álcool, tolueno etc.). A propriedade de dilatação do líquido é utilizada como propriedade termométrica. É constituído por um tubo fino (capilar) e um bulbo que contém o líquido. Quando a temperatura varia, o líquido dilata ou contrai, permitindo atribuir a cada altura um número na escala escolhida, que indicará a temperatura a que essa altura corresponde. Esses termômetros são válidos dentro do intervalo de temperaturas para as quais o líquido utilizado mantém o estado líquido.

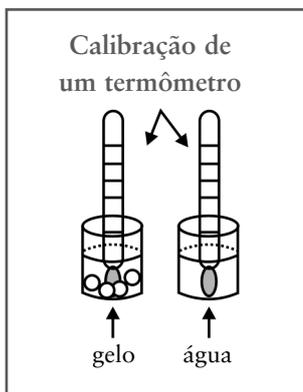
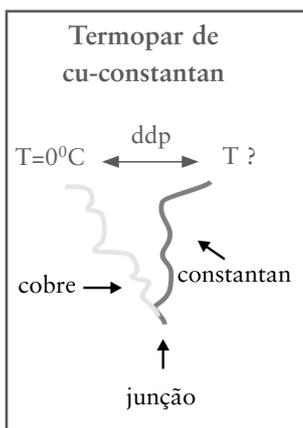
TERMÔMETROS COM
RESISTORES

3. A resistência elétrica de muitas substâncias (carvão, platina etc.) varia com a temperatura e permite determinar temperaturas com boa precisão. Termômetros de materiais semicondutores (germânio, silício) são muito utilizados para fazer medidas de temperaturas muito baixas. Os valores da resistência são comparados com os de um termômetro graduado, obtendo-se uma curva de calibração da resistência em função da temperatura.

PIRÔMETRO ÓPTICO

4. Pirômetro óptico. A temperatura do sistema é medida através da comparação da radiação eletromagnética emitida (cor). Esse tipo de termômetro não requer contato térmico e é utilizado para medir temperaturas muito altas, como aquelas no interior de fornos industriais, filamentos de lâmpadas etc.

5. O termopar é um dos termômetros mais utilizados na atualidade, pela facilidade de uso, baixa capacidade térmica e boa sensibilidade. Esse termômetro utiliza a propriedade de que entre a junção das extremidades de fios metálicos diferentes e as outras extremidades, mantidas a temperaturas diferentes, aparece uma diferença de potencial (ddp) que depende da temperatura da junção. Assim, medindo-se a ddp para várias temperaturas de referência é possível calibrar a voltagem em função da temperatura e obter curvas/tabelas de calibração para medida da temperatura no intervalo da mesma.



Escalas termométricas

A comparação entre a temperatura de dois corpos se torna quantitativa quando construímos uma escala termométrica. As escalas termométricas mais utilizadas são: Celsius, Fahrenheit (utilizada nos países de língua inglesa) e Kelvin.

Na construção das escalas de temperatura são utilizados habitualmente dois pontos fixos correspondentes a temperaturas bem definidas, uma delas sendo a da mistura de gelo e água líquida e a outra a da água pura e vapor, ambas à pressão de 1 atmosfera.

Na escala Celsius se atribui o valor de 0°C ao ponto de fusão da água e o valor de 100°C ao ponto de ebulição. Divide-se o intervalo de variação da coluna líquida (propriedade termométrica) entre essas temperaturas em 100 partes.

ESCALA CELSIUS

A escala Celsius não é a única centígrada.

Por isso, ela é denominada escala centígrada. Cada divisão corresponde a 1°C. Essa calibração pressupõe que a variação da propriedade termométrica seja linear na região de temperaturas em que foi calibrada.

Na escala Fahrenheit se atribui o valor de 32°F ao ponto de fusão da água e 212°F à temperatura de ebulição da água. A escala é dividida em 180°. Uma regra de três simples mostra que a equivalência entre um grau de uma escala e da outra é

$$1^{\circ}F = (5/9)^{\circ}C$$

ESCALA FAHRENHEIT

A construção da escala Kelvin utiliza também os mesmos pontos fixos das escalas Celsius e Fahrenheit e está descrita em detalhes no Complemento 1. O grau Kelvin e o grau Celsius são iguais, isto é, 1K = 1°C.

ESCALA KELVIN

Os termômetros mais comuns são aqueles que utilizam o volume de um líquido como propriedade termométrica. Entre eles podemos citar o termômetro de mercúrio e o de álcool. As temperaturas medidas por esses termômetros não são iguais. Isso ocorre porque a forma de os líquidos se dilatarem depende do líquido. Devido a essa diferença, em um mesmo experimento não se deve utilizar termômetros com substâncias termométricas diferentes (por exemplo de álcool e de mercúrio).

Leituras e exercícios 5

Leitura

Leia sobre os assuntos *Temperatura e termômetros* na seção 7.2 do Capítulo 7 do livro *Física - volume único*, de Antonio Máximo e Beatriz Alvarenga. Não deixe de refazer os exemplos.

Desse mesmo capítulo resolva os exercícios de fixação de 10 a 18.

Exercício 1

Após leitura cuidadosa do item sobre *Calibração de um termômetro na escala Celsius*, descreva uma experiência na qual você construiria um termômetro com um tubo de vidro fino e água colorida. Lembre que terá que fazer a calibração numa escala arbitrária que você mesmo escolhe.

Termômetro de gás a volume constante

O termômetro de gás a volume constante é utilizado para calibrar os outros termômetros porque tem boa precisão e é fácil construir. Seu princípio de funcionamento é baseado na observação experimental de que a pressão de um gás rarefeito a volume constante varia linearmente com a temperatura $p \sim T$ (essa proporcionalidade foi descoberta pelos cientistas Charles e Mariotte sendo denominada Lei de Charles e Mariotte). Por isso, a pressão do gás pode ser utilizada como propriedade termométrica.

O esquema de um termômetro de gás a volume constante é mostrado na Figura 13. A pressão do gás colocado em um bulbo é medida através da altura da coluna de mercúrio. Ela é medida inicialmente, quando o gás tem o volume V_0 indicado, marcado no recipiente. A manipulação do tubo de mercúrio, facilitada pelo tubo flexível, permite fazer o ajuste para manter o volume do gás constante.

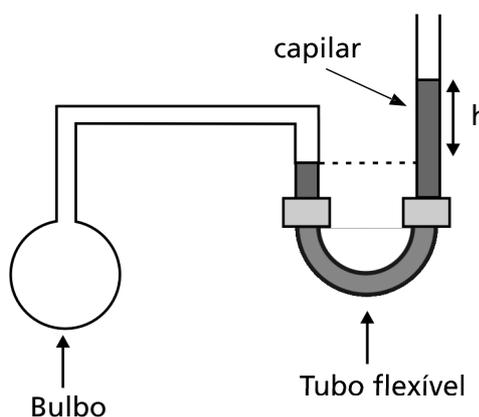


Figura 13: Termômetro de gás a volume constante.

Os termômetros de mercúrio e álcool não podem ser utilizados para medir temperaturas muito baixas porque os líquidos se solidificam. Por exemplo, o termômetro de mercúrio não serve para medir temperaturas mais baixas do que a sua temperatura de solidificação, que é de -39°C (1 atm).

A vantagem do termômetro de gás a volume constante é poder medir temperaturas muito baixas, porque as temperaturas de solidificação dos gases (1 atm) são muito mais baixas do que as dos líquidos. A Tabela 1 apresenta a temperatura de ebulição de alguns gases.

Tabela 1- Pontos fixos de ebulição de gases.

Gás	Temperatura K (1 atm)
Hidrogênio	20,28
Oxigênio	90,18
Nitrogênio	77,35

Pode-se construir uma escala centígrada para o termômetro de gás a volume constante utilizando como pontos fixos as temperaturas de solidificação e vaporização da água (a 1 atm) e a linearidade da relação entre pressão e temperatura. A Figura 14 representa a curva de calibração de um termômetro de gás a volume constante, tendo extrapolado a curva (parte tracejada) para regiões abaixo do 0°C . O que denominamos de zero absoluto é a temperatura obtida na interseção da curva de calibração (que foi extrapolada prolongando-se a reta) até o ponto em que a pressão é nula. Este procedimento não considera a solidificação do gás que acontece a baixas temperaturas.

Poder-se-ia supor que o zero absoluto dependesse do gás utilizado. Todavia não é isso o que se observa. O zero absoluto obtido pela extrapolação da curva $p(T)$, para todos os gases, ocorre à mesma temperatura da escala centígrada, $T \cong -273,2^{\circ}\text{C}$. As curvas A e B representadas na Figura 14 foram obtidas experimentalmente para dois gases diferentes. A linearidade da curva mostra que eles estão se comportando como gases ideais.

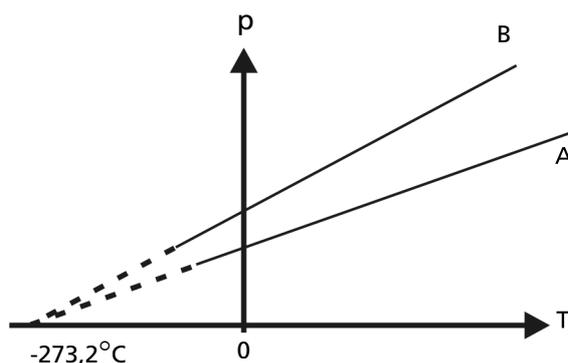


Figura 14: Gráfico da pressão versus temperatura.

O fato de que o zero absoluto independe do gás utilizado deu origem à escala absoluta de temperatura, denominada escala Kelvin.

Leituras e exercícios 6

Leia sobre os assuntos *Mudanças de estado e Controle de temperatura* na parte 1 do GREF, Vol. II. Desse mesmo capítulo refaça os exercícios resolvidos 1.4, 1.5, 1.6 e 1.10.

Exercício 2

Verifique o tipo de sensor térmico que é utilizado na geladeira de sua casa (converse com um técnico em refrigeração).

Extrapolar é prolongar a reta fora da região das medidas experimentais. Interpolar é ligar os pontos experimentais por uma curva suave (supondo que os pontos que foram medidos obedecem à mesma função).

A temperatura zero absoluto não depende do gás.

Na Leitura optativa 1 a escala Kelvin é descrita em detalhes.

Leitura optativa 1 – Escala Kelvin

A escala Kelvin (grau Kelvin K) é construída com o termômetro de gás a volume constante. A idéia é alcançar a pressão nula através da extrapolação da reta construída, mantendo-se o bulbo com um volume constante e diminuindo-se gradativamente a massa de gás do bulbo.

Medem-se várias pressões (... $p_{2v} < p_{1v} < p_{0v}$ e ... $p_{2g} < p_{1g} < p_{0g}$) nos pontos de fusão do gelo (g) e de vapor (v) da água, reduzindo-se a cada medida a massa do gás (... $M_2 < M_1 < M_0$) que está no bulbo. Define-se a razão entre as temperaturas absolutas do vapor e do gelo da seguinte forma:

$$\frac{T_v}{T_g} = \lim_{p_g \rightarrow 0} \left[\frac{p_v}{p_g} \right] = 1,3661 \quad (1)$$

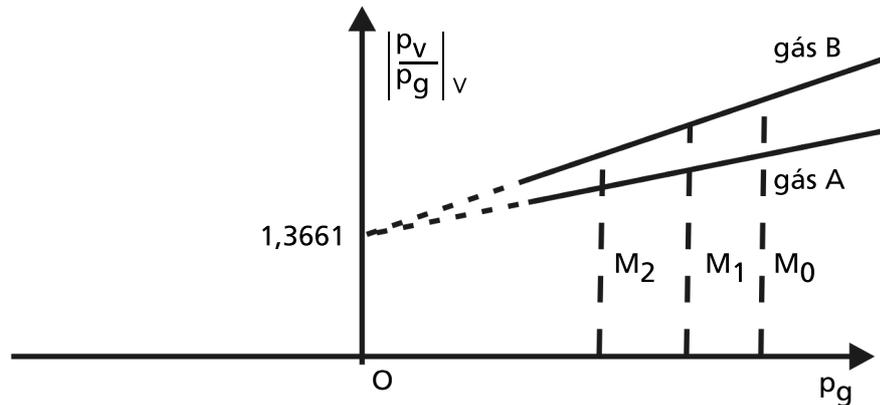


Figura 15: Curva de calibração de um termômetro de gás a volume constante.

Temperatura absoluta dos pontos de gelo e vapor da água com pressão de 1 atm.

O valor $\frac{p_v}{p_g} = 1,3661$ foi obtido experimentalmente e independe do gás utilizado no termômetro.

A escala Kelvin é também uma escala centígrada. Atribui-se à diferença entre as temperaturas de gelo puro fundente T_g e a de vapor de água pura T_v o valor 100, isto é,

$$T_v - T_g = 100K \quad (2)$$

Utilizando-se as equações (1) e (2) obtêm-se os valores 273,15K e 373,15K respectivamente, para as temperaturas de gelo e vapor.

A temperatura absoluta de um corpo é obtida através de um processo análogo ao anterior.

$$\frac{T}{T_g} = \lim_{p_g \rightarrow 0} \left[\frac{p}{p_g} \right]$$

TEMPERATURA
ABSOLUTA

A relação entre a temperatura Kelvin e a temperatura Celsius é dada por:

$$\theta_{(C^{\circ})} = T - 273,15$$

A menor temperatura que se pode medir com o termômetro de gás é aproximadamente igual a 1 K. Temperaturas abaixo desse valor não podem ser medidas pelo termômetro de gás a volume constante.

Os termômetros de gás a volume constante são utilizados para estabelecer com alta precisão alguns pontos fixos, necessários para definir a Escala Prática Internacional de Temperaturas. Essa escala é construída com uma resistência de platina com diâmetro entre 0,054 e 0,2mm e com um termopar formado por um fio de uma liga de 90% de platina e 10% de ródio. Esse sistema mede temperaturas entre 90,1K (ponto de vaporização do O₂ a 1 atm) e (1337,7K ou 1064,5°C (ponto de fusão do ouro a 1 atm).

A tabela abaixo apresenta os pontos fixos utilizados para se construir a escala prática de temperatura.

Tabela 2 - Pontos fixos da escala prática de temperatura.

Pontos fixos	Temperatura em °C à pressão de 1 atm
Vaporização do O ₂	-182,97
Ponto triplo da água	0,00
Vaporização da água	100,00
Fusão do zinco	419,51
Fusão do antimônio	630,50
Fusão da prata	961,90
Fusão do ouro	1064,5

P 1: QUAL É A MENOR TEMPERATURA QUE PODE SER MEDIDA COM O TERMÔMETRO DE GÁS A VOLUME CONSTANTE?

P 2: O QUE QUER DIZER “ESCALA CENTÍGRADA”?

P 3: A VARIAÇÃO DE 1°C É IGUAL A VARIAÇÃO 1K?

Dilatação e contração de sólidos e líquidos e compressão e expansão de gases

Alguns termômetros utilizam como propriedade termométrica a dilatação dos líquidos e a compressão e expansão dos gases. Por isso, apresentaremos a seguir uma pequena discussão sobre esses assuntos.

Dilatação e contração de sólidos e líquidos

Muitos fatos da vida diária estão relacionados ao fenômeno de dilatação. As pontes são construídas por placas que são separadas para permitir que dilatam livremente sem alterar a sua estrutura. O mesmo ocorre com os trilhos da estrada de ferro.

Quando a temperatura de um sólido varia, suas dimensões são modificadas. Estamos interessados em estudar a relação entre a variação das dimensões de um sólido e a sua temperatura.

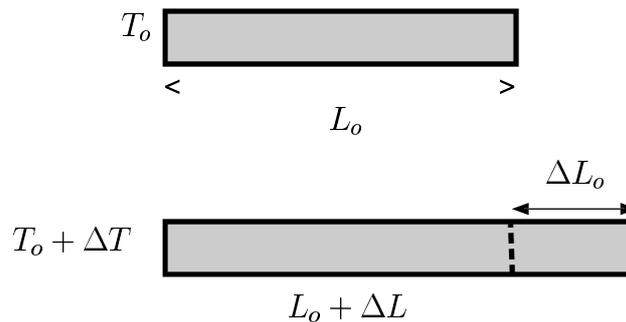


Figura 16: Dilatação de um tubo.

Analisaremos a relação entre a variação do comprimento do tubo homogêneo com seção reta constante e a variação de temperatura.

Observa-se experimentalmente que, para determinadas faixas de temperatura, a variação do comprimento do tubo é constante e proporcional à variação de temperatura e ao seu comprimento inicial, isto é,

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T \quad (1)$$

onde L_0 e T_0 são o comprimento e a temperatura inicial, L_1 e T_1 são o comprimento e temperatura final, $\Delta L = L_1 - L_0$, $\Delta T = T_1 - T_0$, sendo α denominado coeficiente de dilatação linear do material.

O valor do coeficiente de dilatação linear α (dimensão de $1/^\circ\text{C}$) é a variação relativa do comprimento por unidade de temperatura

$$\alpha = \frac{\Delta L}{L_0 \Delta T}.$$

O coeficiente de dilatação linear depende do material e da temperatura. A dependência do coeficiente de dilatação linear α com a temperatura é pequena, podendo ser considerado constante para determinados intervalos de temperatura (no caso do Cu ele é praticamente constante na faixa de 0 a 100°C). Valores típicos do coeficiente de dilatação linear estão expressos na tabela abaixo:

Tabela 3 - Coeficientes de dilatação linear na temperatura de 25°C .

Material	Coeficiente de dilatação linear α ($1/^\circ\text{C}$)
alumínio	24×10^{-6}
cobre	17×10^{-6}
aço	$\cong 11 \times 10^{-6}$
vidro	$\cong 9 \times 10^{-6}$
mercúrio	$60,4 \times 10^{-6}$

O resultado descrito pela equação (1) pode ser aplicado a qualquer dimensão linear de um sólido, independente da sua forma.

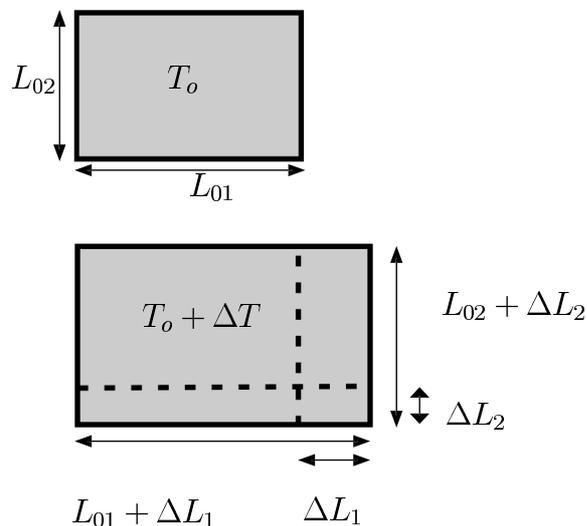


Figura 17: Dilatação de uma lâmina retangular.

Em algumas situações, estamos interessados apenas na variação da área do sólido. Por exemplo, ao se construir um piso com placas de cerâmica é necessário deixar um espaço entre as placas para que estas possam se dilatar quando aquecidas, sem danificar o piso. Nesse caso, o que interessa é a dilatação superficial das placas. A variação da área de uma placa retangular é

$$\Delta S = L_1 L_2 - L_{10} L_{20} = (L_{10} + \Delta L_1)(L_{20} + \Delta L_2) = L_{10} \Delta L_2 + L_{20} \Delta L_1 + \Delta L_1 \Delta L_2$$

onde L_{10} e L_{20} são os comprimentos dos lados da placa à temperatura T_0 , L_1 e L_2 à temperatura T_1 , $\Delta L_1 = L_1 - L_{10}$ e $\Delta L_2 = L_2 - L_{20}$.

Para as faixas de temperatura onde o coeficiente de dilatação linear é constante, a variação da área da placa pode ser reescrita como

$$\Delta S = \alpha L_{10} L_{02} \Delta T + \alpha L_{02} L_{01} \Delta T + \alpha^2 L_{10} L_{20} \Delta T = L_{10} L_{02} \alpha \Delta T (2 + \alpha)$$

Observando na Tabela 3 os valores típicos do coeficiente linear, vemos que $2 + \alpha \cong 2$. Portanto, a variação da área da placa pode ser escrita como:

$$\Delta S \cong \beta S_0 \Delta T, \quad (2)$$

onde S_0 é a área inicial da placa, ΔT a variação de temperatura e $\beta = 2\alpha$ é o coeficiente de dilatação superficial.

O coeficiente de dilatação superficial é a variação relativa da área por unidade de temperatura.

$$\beta = \frac{\Delta S}{S_0 \Delta T}.$$

É possível demonstrar que a expressão (2) é válida para qualquer superfície, independente da sua forma.

A variação do volume de um sólido pode ser obtida de maneira análoga à da variação da superfície, sendo expresso por

$$\Delta V \cong \gamma V_0 \Delta T \quad (3)$$

onde V_0 é o volume inicial da placa à temperatura T_{inicial} , ΔT a variação de temperatura e $\gamma = 3\alpha$ o coeficiente de dilatação volumétrica.

O coeficiente de dilatação volumétrica é a variação relativa do volume por unidade de temperatura

$$\gamma = \frac{\Delta V}{V_0 \Delta T}.$$

Os líquidos dilatam obedecendo às mesmas leis estudadas nos sólidos. Como os líquidos não têm forma definida, tomando o volume do recipiente que os contém, não faz sentido o estudo da dilatação linear e superficial. Por essa razão, só é definido o coeficiente de dilatação volumétrico para líquidos.

COEFICIENTE DE
DILATAÇÃO SUPERFICIAL

A demonstração dessa
expressão está na
Leitura optativa 2.

Os coeficientes de dilatação γ dos líquidos são muito maiores, da ordem de $10^3/^\circ\text{C}$, ou seja, 1000 vezes maiores que os coeficientes de dilatação linear. Esses valores numéricos ajudam a compreender por que é preferível construir termômetros de vidro/mercúrio em vez de utilizar barras de alumínio.

Dilatação aparente e dilatação real: os líquidos estão sempre contidos em recipientes que também dilatam. Assim, o que se observa é a dilatação aparente do líquido contido num recipiente que também dilatou, isto é,

$$\gamma_{\text{aparente}} = \gamma_{\text{líquido}} - \gamma_{\text{sólido}}$$

Algumas substâncias, como a água, têm comportamento irregular, diminuindo de volume quando a temperatura aumenta, no intervalo de temperaturas entre 0°C a 4°C . Ou seja, o volume de uma massa de água a 4°C é mínimo. Os materiais elásticos também apresentam um comportamento anômalo, diminuindo seu comprimento quando aquecidos.

Devido ao fenômeno da dilatação, o volume dos corpos varia em função da temperatura, e, portanto, outras propriedades, como a densidade D ($D = m/V$) são também função da temperatura. Quando o volume de um corpo aumenta, mantendo sua massa constante, a sua densidade diminui. Assim, os ventos podem ser explicados pela variação da densidade do ar: o ar aquecido dilata e sua densidade decresce; quando essa massa quente sobe, as camadas de ar mais frias se movimentam, ocupando o espaço rarefeito.

P 4: SERIA POSSÍVEL CONSTRUIR TERMÔMETROS DE MERCÚRIO/VIDRO SE OS DOIS TIVESSEM COEFICIENTE DE DILATAÇÃO SEMELHANTES EM FUNÇÃO DA TEMPERATURA?

P 5: VOCÊ DETERMINA A ÁREA DE UM TERRENO A NUM DIA MUITO QUENTE UTILIZANDO UMA TRINCHA METÁLICA. UTILIZANDO A MESMA TRINCHA QUAL SERÁ O VALOR DA ÁREA QUANDO A MEDIDA FOR FEITA NUM DIA FRIO?

Leituras e exercícios 7

Leituras

O livro-texto GREF, nas páginas 124 a 128, discute outras propriedades da água, importantes para a vida na Terra.

1. No livro-texto *Física 2 (Física Térmica e Óptica-Vol.II, Parte 1)*, do GREF: Faça a análise do Exercício 1.7 resolvido na página 78.

2. No livro-texto *Física - volume único*, de Alvarenga e Máximo: leia do capítulo 7, item 7.3, *Dilatação térmica*, páginas de 306 a 314.

Preste especial atenção às *Aplicações da dilatação*, páginas 310 a 312. Responda aos exercícios de fixação das páginas 315, 316 e 317.

Dilatação e compressão de gases

Os gases se expandem e se contraem com muito mais facilidade do que os sólidos e líquidos e, da mesma maneira que os líquidos, tomam a forma do recipiente que os contém. No caso dos gases, se define somente o coeficiente de dilatação volumétrica.

Discutiremos dois processos de expansão e contração dos gases, o processo em que a temperatura fica constante (transformação isotérmica) e o processo em que a pressão permanece constante (transformação isobárica). Quando um gás passa por um processo de mudança, resfriamento, aquecimento, compressão ou descompressão, dizemos que o estado termodinâmico que o descreve se transforma, alterando os valores da sua pressão, temperatura e volume, já que a modificação de uma dessas grandezas (variáveis de estado do gás) modificará também as outras. Quando o gás está em temperatura alta e tem baixa densidade, ele se comporta como um gás ideal. A equação de estado dos gases ideais é

$$pV = nRT \quad (4)$$

onde p é a pressão do gás, V é o volume, n é o número de moles e T a temperatura absoluta.

TRANSFORMAÇÃO ISOBÁRICA

Transformação isobárica: iso (igual) bárica (de baros, pressão).

A equação dos gases ideais $pV = nRT$ mostra que durante a transformação de uma dada massa de gás à pressão constante p o volume V varia de forma diretamente proporcional à temperatura absoluta. A equação que expressa essa relação é

$$V = \text{constante } T;$$

ela mostra que o volume é uma função linear da temperatura, como mostrado no gráfico da Figura 18.

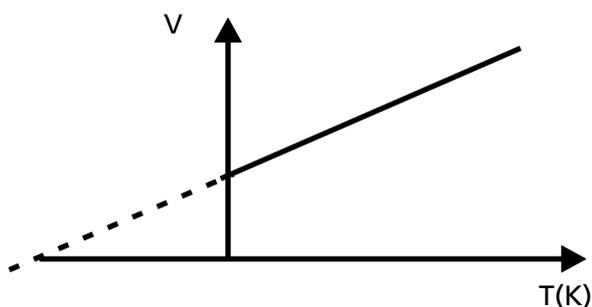


Figura 18: Variação do volume de um gás ideal em função da temperatura.

Utilizando a expressão (3), calcula-se o coeficiente de dilatação volumétrica

$$\gamma = \frac{(V_1 - V_0)}{V_0(T_1 - T_0)}.$$

Veja na Aula 2 deste módulo a equação de estado dos gases ideais.

No caso de gases ideais, a equação (4) é válida e essa expressão se reduz a

$$\gamma = \frac{\left(\frac{nRT_1}{p_o} - \frac{nRT_o}{p_o}\right)}{V_o(T_1 - T_o)} = \frac{nR}{p_o V_o} = \frac{1}{T_o}. \quad (5)$$

A expressão (5) mostra que o coeficiente de dilatação volumétrica dos gases ideais não depende da natureza dos gases, só depende da temperatura. Quando rarefeitos, os gases O_2 e H_2 se dilatam de acordo com a expressão (5).

Transformação isotérmica: iso (igual) térmica (temperatura).

Quando uma massa de gás se expande, sua temperatura diminui. Portanto, para se fazer uma expansão a temperatura constante é preciso fornecer calor ao sistema.

Uma fonte térmica é um sistema que fornece ou recebe calor sem modificar sua temperatura e seu volume. Um exemplo prático de fonte térmica é o ar que envolve um sistema ou a água do mar. Portanto, para expandir um gás à temperatura constante é necessário colocá-lo em contato com uma fonte térmica.

Quando uma massa m constante de um gás é mantida à temperatura $T = \text{constante}$, variando a pressão, o volume V varia.

Se a expansão do gás é lenta, a equação dos gases ideais diz que a pressão varia inversamente com o volume do gás, isto é

$$p = \frac{\text{Const}}{V}, \text{ onde a constante } \text{Const} = nRT_o$$

Se um estado do gás, mantido à temperatura constante T_o , está caracterizado por p_o , V_o , quando a pressão duplica ($p' = 2p_o$) o volume deve ser dividido por 2 ($V' = V_o/2$); ou seja, o novo estado do gás será caracterizado por p' e V' , à mesma temperatura T_o .

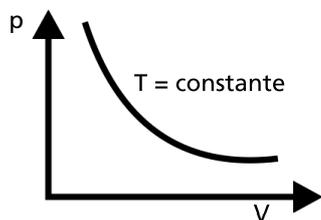


Figura 19: Transformação isotérmica de um gás ideal.

No caso da expansão isotérmica de um gás, o coeficiente de dilatação volumétrica γ é definido de outra forma:

$$\gamma = \frac{V_1 - V_o}{V_o} = \frac{V_1}{V_o} - 1$$

P 6: POR QUE NÃO FAZ SENTIDO DEFINIR COEFICIENTES LINEAR E SUPERFICIAL NO CASO DE UM GÁS?

Gás rarefeito são os gases com densidade baixa.

TRANSFORMAÇÃO ISOTÉRMICA

Estados de quase-equilíbrio.

Leituras e exercícios 8

Leituras

1. Estudo no livro *Física-volume único* de Alvarenga e Máximo, Capítulo 7.

7.3 *Dilatação Térmica*, p. 306-314

Faça os exercícios de fixação: 19 a 31, p. 315 a 317.

7.4. *Transformações dos gases*, páginas 317 até 324.

Faça os exercícios de fixação das páginas 325, 326 e 327.

Responda às questões de revisão das páginas 330 e 331.

2. Estudo no livro do GREF. Páginas 68 e 69.

Faça um breve resumo do item 2.9.1: *O ciclo do ar*, na página 124.

Para informação sobre fenômenos do nosso cotidiano e suas explicações, leia com atenção as páginas 124 até 128: *Ciclo da água e outros fenômenos naturais*.

3. Escreva um parágrafo (meia página) sobre as vantagens que o comportamento anômalo da água tem para a preservação da vida nos lagos, rios e mares das regiões muito frias. Quais são as implicações desse fenômeno para a vida na Terra?

4. Explique por que uma garrafa com líquido não deve estar totalmente cheia quando é colocada no congelador da geladeira.

5. Como se poderia verificar a dilatação anômala de um elástico comum?

Leitura optativa 2 – Cálculo do coeficiente de dilatação volumétrica

No caso de um sólido com forma de paralelepípedo com arestas L_{10} , L_{20} e L_{30} (Figura 20), o aumento de volume V associado a uma variação de temperatura T é

$$\begin{aligned} V_1 - V_0 &= (L_{10} + \Delta L_1)(L_{20} + \Delta L_2)(L_{30} + \Delta L_3) - L_{10}L_{20}L_{30} = \\ &= L_{10}L_{20}\Delta L_3 + L_{20}L_{30}\Delta L_1 + L_{10}L_{30}\Delta L_2 + L_{10}\Delta L_2\Delta L_3 + \\ &+ L_{20}\Delta L_3\Delta L_1 + L_{30}\Delta L_2\Delta L_1 + \Delta L_2\Delta L_3\Delta L_1 \end{aligned}$$

onde $\Delta L_1 = L_1 - L_{10}$, $\Delta L_2 = L_2 - L_{20}$, $\Delta L_3 = L_3 - L_{30}$, $V_0 = L_{10}L_{20}L_{30}$ e $V_1 = L_1L_2L_3$.

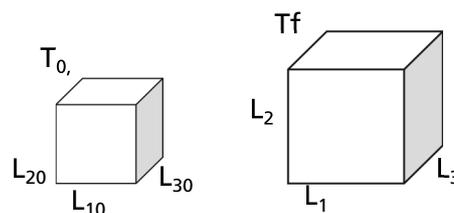


Figura 20: Variação do volume de um paralelepípedo de arestas L_{10} , L_{20} e L_{30} , quando sua temperatura varia T .

Para as faixas de temperatura onde o coeficiente de dilatação linear é constante, a variação de volume é

$$\Delta V \cong 3\alpha L_{10}L_{20}L_{30}\Delta T + 3\alpha^2 L_{10}L_{20}L_{30}\Delta T + \alpha^3 L_{10}L_{20}L_{30}\Delta T = \alpha L_{10}L_{20}L_{30}\Delta T(3 + 3\alpha + \alpha^2).$$

Os valores típicos do coeficiente de dilatação linear são muito menores do que a unidade, o que permite desprezar 3α e α^2 em relação a 3, isto é, $3 + 3\alpha + \alpha^2 \cong 3$. Portanto, a variação do volume do paralelepípedo se reduz a

$$\Delta V \cong \gamma V_o \Delta T, \quad (1)$$

onde $\gamma = 3\alpha$ é denominado de coeficiente de dilatação volumétrica.

O volume de qualquer sólido pode ser obtido, em boa aproximação, pela soma de um número muito grande de paralelepípedos retângulos. Por isso, apesar de ter sido deduzida para um paralelepípedo, a expressão (1) pode ser generalizada para qualquer volume e tem validade geral.

Nesta aula, estudamos a construção de termômetros e as propriedades de dilatação e contração de sólidos e líquidos, e compressão e expansão dos gases.

Prática 2 – Calorimetria



Objetivos:

- Estudar a dilatação linear de metais.
- Estudar o calor específico de sólidos pelo método das misturas.
- Medir o equivalente mecânico do calor.
- Compreender e organizar dados experimentais em tabelas.
- Analisar resultados experimentais comparando-os com o modelo teórico.
- Confrontar os resultados experimentais de valores de constantes físicas com os resultados tabelados, compreendendo as limitações impostas pelos instrumentos e pelo método de medida.

Ela é composta dos seguintes experimentos:

Experimento 1 – Determinação do coeficiente de dilatação linear do cobre e do alumínio.

Experimento 2 – Determinação experimental do calor específico de sólidos pelo método das misturas.

Experimento 3 – Determinação experimental do Equivalente Mecânico (EM) do calor.

Os experimentos 1 e 2 devem ser realizados no pólo e o experimento 3 deve ser realizado em casa. Os experimentos 2 e 3 podem ser vistos no vídeo 4, intitulado *Demonstrações sobre conceitos de Física Térmica.*

Material utilizado

- tubos de Cu, Al e aço de diâmetros e comprimentos iguais
- suporte e quadrante de medida
- mergulhador de resistência (fonte térmica) e recipiente com água (vaporizador) com tubo conector
- copo de isopor (calorímetro) com tampo isolante
- termômetro de álcool (-10°C a 100°C)
- aquecedor
- água “pura”
- peças de metal de massas conhecidas (blocos de cobre e alumínio)
- massa de chumbinho
- recipiente de isopor
- régua em mm

Nota importante:

Com a ajuda de seu tutor, aprenda a utilizar o equipamento e discuta com seus colegas a melhor forma de fazer a experiência, a fim de evitar acidentes no laboratório. Seja cuidadoso com a montagem da experiência, que utiliza um vaporizador de água como fonte térmica. O vapor de água tem *calor latente* muito alto (540cal/g), que pode produzir queimaduras na pele, porque, ao condensar em contato com a pele, cede energia térmica à razão de 540cal/g , o que produzirá uma queimadura feia, que depende do tempo de contato do vapor com a pele.

Calor latente de vaporização é a energia térmica necessária para vaporizar 1g de água pura.

Experimento 1: Determinação do coeficiente de dilatação linear do cobre, do alumínio e do aço.



Informações preliminares

A expressão do coeficiente de dilatação linear α de uma barra de comprimento L_o é

$$\alpha = \frac{\Delta L}{L_o \Delta T},$$

onde L_o é o comprimento inicial da barra, ΔL é a variação do comprimento da barra e ΔT a variação da temperatura da barra.

Ele depende fracamente da temperatura e pode ser considerado constante em uma faixa razoável de temperatura ($\cong 80$ °C)



Leia sobre o coeficiente de dilatação linear na Aula 4 deste módulo.

Objetivos

Este experimento tem como objetivos:

- observar as grandezas relevantes do fenômeno de dilatação linear de um sólido: comprimentos e temperaturas;
- compreender o fenômeno de condução de calor;
- aplicar os conceitos de equilíbrio térmico e determinação de temperaturas no sistema experimental utilizado;
- fazer uma determinação quantitativa do coeficiente de dilatação linear.

O equipamento necessário para esse experimento é o dilatômetro, que está representado na Figura 21.

Veja a teoria na Aula 3 desse módulo.

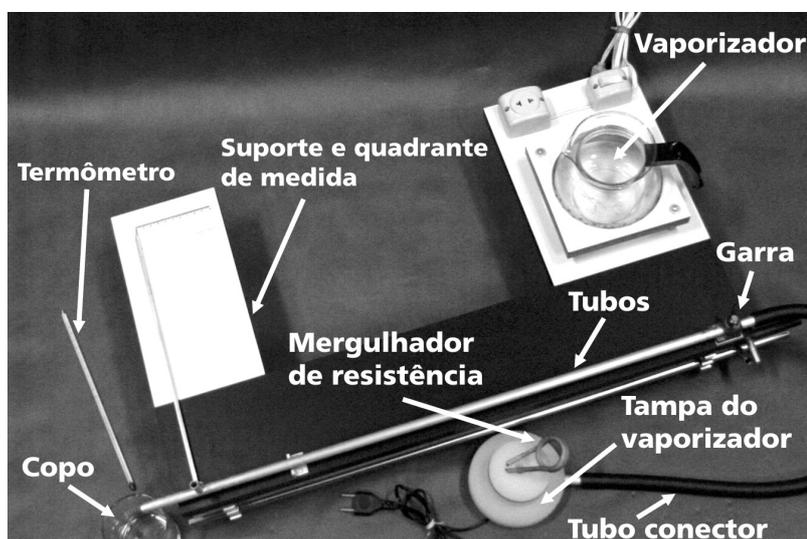


Figura 21: Dilatômetro.

Material utilizado

- tubos de Cu , Al e aço com diâmetros e comprimentos iguais
- termômetro de álcool (-10°C a 100°C)
- suporte e quadrante de medida
- mergulhador de resistência (fonte térmica) e recipiente com água (vaporizador) com tubo conector
- régua
- garra
- copo

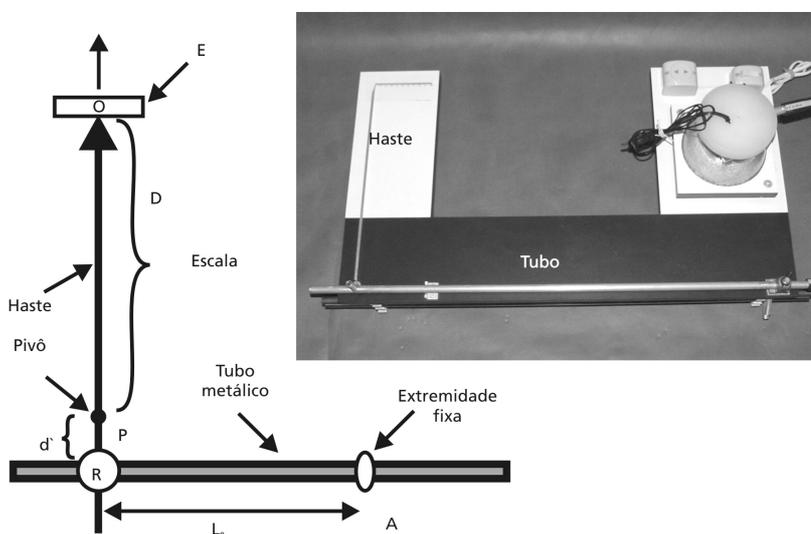


Figura 22a: Vista de topo do tubo e da haste (fora de escala).

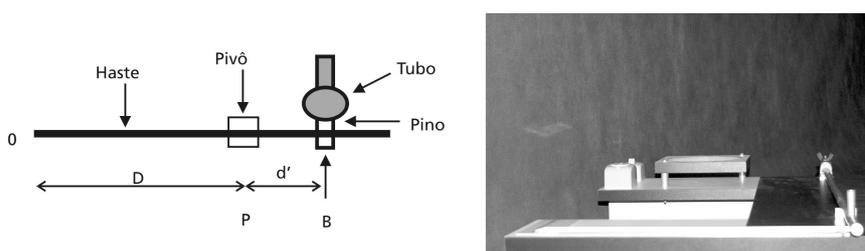


Figura 22b: Vista frontal do tubo e lateral da haste.

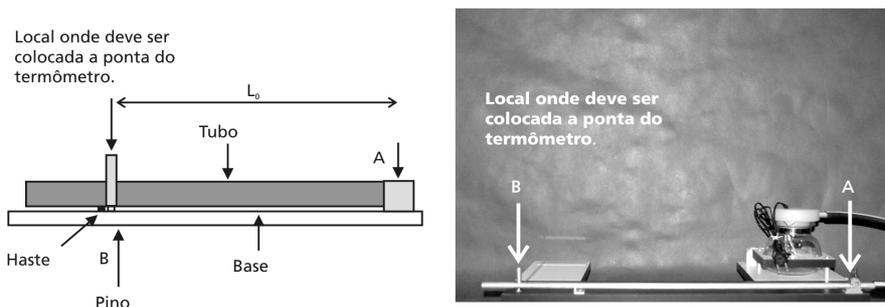


Figura 22c: Vista lateral do tubo.

Atividade experimental

1. Abra a garra e coloque sobre ela o tubo escolhido (inicie o experimento com o tubo de alumínio). Encoste o pino fixo ao tubo na haste (ponto B). Prenda o tubo com a garra garantindo que a haste fique perpendicular à barra e com a sua ponta no ponto 0 da escala (Figura 22a).

2. Meça o comprimento do tubo de metal L_0 à temperatura T_0 inicial. A medida de L_0 é o comprimento AB entre o ponto do tubo fixo pela garra e o pino inferior, fixo na extremidade livre B do tubo (ver Figura 22c). Anote a seguir a leitura do comprimento L_0 e a incerteza associada a ela.

$$L_0 = \text{_____}; \quad \delta L_0 = \text{_____}$$

3. Meça com uma régua as distâncias d' e D representadas na Figura 22b. Anote as leituras da régua e as incertezas associadas a elas.

$$d' = \text{_____}; \quad \delta d' = \text{_____}; \quad D = \text{_____}; \quad \delta D = \text{_____}$$

4. Coloque o termômetro no interior do tubo pequeno (fixo ao tubo e próximo à extremidade B). Assegure que o termômetro está em bom contato térmico com o tubo metálico. Meça a temperatura inicial T_0 do tubo, registre a sua leitura e a incerteza associada a ela, a seguir.

$$T_0 = \text{_____}; \quad \delta T_0 = \text{_____}$$

5. Coloque a mangueira do vaporizador (ver Figura 22a) na extremidade fixa A do tubo.

6. Coloque água no vaporizador, de tal forma que o nível da água fique uns 2 cm acima do plano onde foi encaixado o vaporizador.

7. Coloque o *aquecedor desligado* (ele está ligado à tampa do vaporizador) no interior do vaporizador ligando-o a seguir à rede elétrica. Cuidado!!! Se o aquecedor for ligado à rede elétrica antes de estar imerso na água ele queima. O sistema leva alguns minutos até começar a aquecer.

8. Observe a temperatura do termômetro colocado na extremidade livre do tubo. Quando ela se estabilizar, faça a sua leitura. Anote a seguir a leitura do termômetro e a incerteza associada a ela.

$$T_1 = \text{_____}; \quad \delta T_1 = \text{_____}$$

Posição inicial da haste.

Cuidado para não deslocar a haste da sua posição inicial ao fazer as suas leituras.

Cuidado!!!

Se o nível da água baixar mais do que 2cm, desligue o vaporizador da rede elétrica.

9. Meça na escala E o deslocamento perpendicular D_E da ponta da haste (Figura 23).

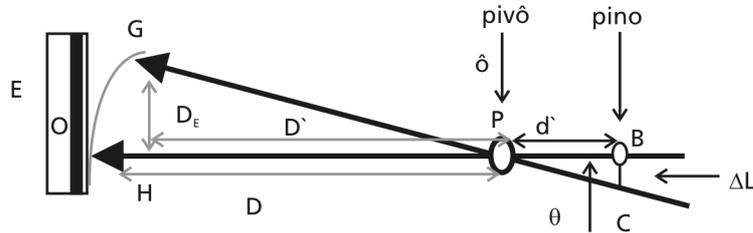


Figura 23: Medida do deslocamento da haste na escala E.

Anote a seguir a leitura da escala e a incerteza associada a ela.

$$D_E = \text{_____}; \delta D_E = \text{_____}$$

Transfira todas as medidas diretas para a Tabela 1.

Tabela 1 (Modelo)

Material	L_o (cm)	d (cm)	D (cm)	D_E (cm)	ΔL (cm)	T_o ($^{\circ}C$)	T_1 ($^{\circ}C$)	ΔT ($^{\circ}C$)	α ($^{\circ}C$) $^{-1}$
	$\pm \delta$	$\pm \delta$	$\pm \delta$	$\pm \delta$	$\pm \delta$	$\pm \delta$	$\pm \delta$	$\pm \delta$	$\pm \delta$
Cu									
Al									
Aço									

10. Repita com os tubos de cobre e aço o procedimento descrito nas etapas de 1 até 9.

Análise dos dados

O desenho representado na Figura 23 permite encontrar uma expressão que fornece a variação do comprimento da haste ΔL em função das medidas diretas d' , D_E e D . Nele estão representados a haste no instante inicial (a haste coincide com a reta OP) e no instante em que a temperatura já estabilizou (a haste coincide com a reta GP).

Pelo triângulo PBC temos que: $\tan(\theta) = \frac{\Delta L}{d'} \implies \Delta L = d' \tan(\theta)$.

Na experiência você observa que, sendo o comprimento D (entre o pivô e escala) muito maior que o comprimento D_E (entre a ponta da haste e a reta HP), o ângulo com vértice em P é pequeno e assim podemos dizer que $\tan(\theta) \cong \sin(\theta) = \frac{D_E}{D'} \cong \frac{D_E}{D} \implies \Delta L = \frac{d' D_E}{D}$.

1. Calcule as variações ΔL nos comprimentos dos tubos.

$$\Delta L_{Al} = \text{————}; \Delta L_{Cu} = \text{————}; \Delta L_{aço} = \text{————}$$

A incerteza na medida da variação do comprimento de um tubo é dada pela expressão:

$$\delta \Delta L = \Delta L \sqrt{\left(\frac{\delta d}{d}\right)^2 + \left(\frac{\delta D_E}{D_E}\right)^2 + \left(\frac{\delta D}{D}\right)^2}.$$

Estime os erros percentuais $\frac{\delta d}{d}$, $\frac{\delta D_E}{D_E}$ e $\frac{\delta D}{D}$ nas medidas d , D_E e D .

Verifique se algum deles é desprezível em relação aos outros.

1. Calcule as incertezas nas variações dos comprimentos da barra e transfira o seu valor para a Tabela 1.

$$\delta \Delta L_{Al} = \text{————}; \delta \Delta L_{Cu} = \text{————}; \delta \Delta L_{aço} = \text{————}$$

As expressões do coeficiente de dilatação α e da sua incerteza $\delta\alpha$ são respectivamente iguais a

$$\alpha = \frac{\Delta L}{L_o \Delta T} \text{ e } \delta\alpha = \alpha \sqrt{\left(\frac{\delta \Delta L}{\Delta L}\right)^2 + \left(\frac{\delta L_o}{L_o}\right)^2 + \left(\frac{\delta \Delta T}{\Delta T}\right)^2}.$$

2. Calcule os coeficientes de dilatação térmica α e a sua incerteza experimental $\delta\alpha$ para os tubos e transfira para a Tabela 1.

$$\alpha_{Al} = \text{————}; \delta\alpha_{Al} = \text{————}; \alpha_{Cu} = \text{————}; \delta\alpha_{Cu} = \text{————};$$

$$\alpha_{aço} = \text{————}; \delta\alpha_{aço} = \text{————}$$

Conclusão do experimento

Os valores tabelados dos coeficientes de dilatação linear dos materiais utilizados nesta experiência são:

$$\alpha_{Cu} = 17 \times 10^{-6}/^{\circ}\text{C} \text{ (intervalo de temperatura de } 25^{\circ}\text{C a } 100^{\circ}\text{C);}$$

$$\alpha_{Al} = (22 \text{ a } 25) \times 10^{-6}/^{\circ}\text{C} \text{ (intervalo de temperatura de } 20^{\circ}\text{C a } 100^{\circ}\text{C);}$$

$\alpha_{aço} = (10,5) \times 10^{-6}/^{\circ}\text{C}$ (intervalo de temperatura de 0°C a 100°C e com 1,2% de carbono).

Comparando os valores obtidos experimentalmente com os valores tabelados, indicados acima, comente sobre a *qualidade* da medida realizada.

Tente identificar as causas de erro mais importantes nesta experiência: por exemplo, a temperatura de equilíbrio T_1 medida é a temperatura do vapor d'água?



Experimento 2. Determinação experimental do calor específico de sólidos pelo método das misturas.

Objetivos

- aprender a fazer medidas utilizando um calorímetro;
- reconhecer os constituintes de um sistema e suas interações através de processos de trocas térmicas;
- saber fazer hipóteses que lhe permitam aplicar a equação de equilíbrio térmico, Lei Zero da Termodinâmica ($\sum \Delta Q = 0$), para explicitar a expressão do calor específico a ser determinado (incógnita) em função dos valores das grandezas que podem ser medidas diretamente e/ou são dados conhecidos;
- determinar quais as grandezas a serem medidas e quais as grandezas ou constantes que você precisa conhecer;
- determinar experimentalmente o calor específico de sólidos conhecidos;
- saber associar erros experimentais para comparar os resultados obtidos com os dados tabelados.

Material utilizado

- copo de isopor (calorímetro) com tampo isolante
- termômetro de álcool (-10°C a 100°C)
- aquecedor
- água “pura”
- peças de metal de massas conhecidas
- fôrma de bolo
- garra para retirar as peças de metal da água fervendo
- recipiente calibrado em ml para medir a água (mamideira, por exemplo)



Figura 24: Calorímetro.



Leia sobre calor específico na Aula 6 deste módulo.

Informações preliminares

O calor específico [c] de uma substância pura é uma propriedade característica da matéria e é definido como quantidade de calor ΔQ necessária para elevar em 1°C a temperatura da unidade de massa (g) dessa substância. ΔQ é medido em calorias; m, a massa, é medida em gramas; e a variação de temperatura, T, numa escala centesimal ($^\circ\text{C}$ ou K).

$$\Delta Q = mcT$$

P 1: EXPLIQUE POR QUE É INDIFERENTE UTILIZAR A ESCALA KELVIN OU A CELSIUS NESTA EXPERIÊNCIA.

As trocas de calor entre as partes de um sistema termicamente isolado dependem das massas m_i , das temperaturas iniciais T_i e do calor específico dos constituintes do sistema. A determinação da temperatura de equilíbrio T_f permite calcular as trocas de calor acontecidas entre as diversas partes do sistema e determinar o calor específico c de uma das substâncias que formam o sistema quando as restantes são conhecidas (método das misturas).

A equação que representa a soma das trocas de calor entre as partes do sistema é a Lei Zero da Termodinâmica,

$$\sum \Delta Q_i = \sum (c_i m_i \Delta T_i) = 0 \quad (1)$$

onde i é um subíndice que identifica as grandezas físicas das partes do sistema.

Na experiência, o sistema é constituído pelo calorímetro (m_{cal} , c_{isopor} , T_i , cal), o termómetro, uma massa de água conhecida ($m_{\text{água}}$, $c_{\text{água}}$, $T_{I \text{ água}}$) e a substância cujo calor específico será determinado experimentalmente (m , c , T_i).

Atividade experimental

1. Familiarize-se com os materiais a serem utilizados na experiência. Leia o roteiro antes de começar a fazê-la. Anote as medidas e as condições da experiência, registrando a precisão dos instrumentos de medida utilizados e as incertezas atribuídas às mesmas. Isso quer dizer que você fará uma leitura no termómetro ou na balança estimando, se for possível, uma fração da menor divisão da escala.

P 2: VOCÊ ACHA QUE É POSSÍVEL MEDIR 0,5MM UTILIZANDO UMA RÉGUA DE MADEIRA COMUM, GRADUADA EM MM?

Quando se obtém experimentalmente o valor de uma grandeza física indireta, como é o caso do calor específico, o erro da medida é devido a cada uma das medidas diretas realizadas. Esse erro depende da precisão dos instrumentos, do método utilizado e do observador. Tente sempre identificar as possíveis fontes de erros e quais as precauções necessárias para poder minimizá-los.

Em um sistema isolado termicamente, o calor perdido por uma parte do sistema é recebido por outra parte do mesmo sistema.

Grandezas experimentalmente determinadas são:
Medida direta: valor da medida obtido através de um instrumento calibrado.

Medida indireta: obtida por cálculo realizado através de uma relação teórica ou definição entre grandezas físicas medidas diretamente.

**PRECISÃO DO
INSTRUMENTO**

Menor divisão da
escala graduada do
instrumento.

A incerteza da leitura
corresponde ao menor
valor que pode ser
estimado, ou seja,
a fração da menor
divisão que pode ser
interpolada “a olho”
nu pelo observador.

É comum utilizar
a metade da menor
divisão.

Por exemplo, verifique a calibração dos termômetros utilizando os pontos fixos $T_{\text{ebulição água}} = 100^{\circ}\text{C}$ e $T_{\text{fusão água}} = 0^{\circ}\text{C}$; estime a precisão da medida da massa de água (medidor de volume) e da balança (menor massa que o aparelho pode medir). A expressão necessária ao cálculo do erro do calor específico vai ser fornecida sem nenhuma explicação. Na disciplina de Física II você vai aprender a calculá-la.

Questão 1. Você determina a área de uma superfície retangular medindo os lados com uma régua milimetrada. A precisão da régua é $p = 1\text{mm} = 0,1\text{cm}$, mas você pode fazer a leitura até a metade da menor divisão; logo, você poderá estimar a incerteza $d = 0,05\text{cm}$. Os lados do retângulo (medidas diretas) são: $a = (15,55 \pm 0,05)\text{cm}$ e $b = (10,10 \pm 0,05)\text{cm}$. O erro na medida da área

$A = ab$ do retângulo com lados a e b é $\delta A = A \sqrt{\left(\frac{\delta a}{a}\right)^2 + \left(\frac{\delta b}{b}\right)^2}$, onde δa e δb são os erros nas medidas diretas de a e b .

Calcule o erro na medida da área A .

Para determinar o calor específico dos corpos (cobre e alumínio) pelo Método das Misturas, usaremos um calorímetro de isopor contendo um volume de 100cm^3 de água à temperatura ambiente, $T_i \text{ água}$. Despreze a capacidade calorífica do calorímetro.

2. Pese o calorímetro sem tampa. Registre a leitura da balança com a sua incerteza.

$m_{\text{calorímetro}} = \underline{\hspace{2cm}}$ $\delta m_{\text{calorímetro}} = \underline{\hspace{2cm}}$

3. Coloque na mamadeira algo da ordem de 80ml de água filtrada ou mineral gelada ($\cong 15^{\circ}\text{C}$). Derrame com cuidado esta água no calorímetro e pese. Registre a leitura da balança com a sua incerteza.

$m_{\text{calorímetro} + \text{água}} = \underline{\hspace{2cm}}$; $\delta m_{\text{calorímetro} + \text{água}} = \underline{\hspace{2cm}}$
 $m_{\text{água}} = \underline{\hspace{2cm}}$; $\delta m_{\text{água}} = \underline{\hspace{2cm}}$

$m_{\text{calorímetro} + \text{água}} = \underline{\hspace{2cm}}$; $\delta m_{\text{calorímetro} + \text{água}} = \underline{\hspace{2cm}}$
 $m_{\text{água}} = \underline{\hspace{2cm}}$; $\delta m_{\text{água}} = \underline{\hspace{2cm}}$

4. Coloque o termômetro na água que está no calorímetro (100ml de água à temperatura ambiente) e meça a sua temperatura. Registre a leitura do termômetro com a sua incerteza.

$T_i \text{ água} = \underline{\hspace{2cm}}^{\circ}\text{C}$; $\delta T_i \text{ água} = \underline{\hspace{2cm}}$

$T_i \text{ água} = \underline{\hspace{2cm}}^{\circ}\text{C}$; $\delta T_i \text{ água} = \underline{\hspace{2cm}}$

Cuidado!!
A resistência só
pode ser ligada à
rede elétrica após
ser completamente
imersa na água.

Dados do experimento
com o Al.

Dados do experimento
com o Cu.

Dados do experimento
com o Al.

Dados do experimento
com o Cu.

Coloque água na fôrma de bolo e com uma resistência elétrica ligada à rede elétrica mantenha a água fervendo.

5. Pese o alumínio (massa da ordem de 100g). Registre a leitura da balança com a sua incerteza.

$$m_{Al} = \text{_____}; \quad \delta m_{Al} = \text{_____}.$$

$$m_{Cu} = \text{_____}; \quad \delta m_{Cu} = \text{_____}.$$

6. Coloque-o na água fervendo da fôrma de bolo e deixe-o entrar em equilíbrio térmico com a água. Com cuidado, meça a temperatura da água fervendo. Esta temperatura será considerada a temperatura inicial do bloco de alumínio. Registre a leitura do termômetro e sua incerteza.

$$T_{i\ Al} = \text{_____} \text{ } ^\circ\text{C}; \quad \delta T_{i\ Al} = \text{_____};$$

$$T_{i\ Cu} = \text{_____} \text{ } ^\circ\text{C}; \quad \delta T_{i\ Cu} = \text{_____}.$$

7. Transfira rapidamente o bloco de alumínio que estava no banho de água quente para o calorímetro. Ele tem que ficar totalmente imerso na água do calorímetro. Se necessário, mude o apoio do bloco.

Nota: Seja cuidadoso quando transferir o bloco do banho quente para o calorímetro, evitando colocar água quente no calorímetro. Esse procedimento deve ser ‘treinado’ à temperatura ambiente, utilizando uma pinça que permita fazer a passagem do bloco para o calorímetro rapidamente.

P3: A. POR QUE É NECESSÁRIO UTILIZAR ESSE PROCEDIMENTO? QUE TIPOS DE ERROS DEVEM SER EVITADOS OU MINIMIZADOS?

B. POR QUE É IMPORTANTE ASSEGURAR QUE O BLOCO ESTEJA TOTALMENTE IMERSO NA ÁGUA DO CALORÍMETRO?

8. Recoloque o termômetro na água do calorímetro para acompanhar a mudança de temperatura que vai ocorrer na mistura (água+bloco de alumínio). Quando o sistema atingir o equilíbrio térmico, anote a temperatura.

$$T_{final} = \text{_____}; \quad T_{final} = \text{_____}$$

9. Transfira todos os dados associados ao experimento com os blocos de Al para Tabela 1.

$$c_{tabela} = 1,00 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

Tabela de dados 1

Substância	$M \pm \delta M$ [g]	$T_i \pm \delta T_i$ [$^\circ\text{C}$]	$T_{final} \pm \delta T_{final}$ [$^\circ\text{C}$]	$\Delta T \pm \delta \Delta T$ [$^\circ\text{C}$]	$c_{tabela} \pm \delta c_{tabela}$ [cal/g $^\circ\text{C}$]	$c_{exper.} \pm \delta c_{exper.}$ [cal/g $^\circ\text{C}$]
Água					$1,00 \pm 0,00$	
Alumínio					$0,20 \pm 0,01$	

100g de alumínio correspondem a dois blocos.

100g de cobre podem corresponder a um ou dois blocos. Verifique.

As capacidades caloríficas fornecidas na Tabela 1 correspondem a temperaturas no [15°C, 100°C].

10. Demonstre, a partir da equação (1), que o calor específico que se deseja determinar é

$c_x = -\frac{m_{\text{água}} c_{\text{água}} \Delta T_{\text{água}}}{m_x \Delta T_x}$ são a massa e a variação de temperatura do corpo cujo calor específico se deseja determinar, $\Delta T_{\text{água}}$ é a variação da temperatura da água.

11. Calcule o calor específico do alumínio com os dados da Tabela 1.

$$c_{Al} = \text{_____}; \quad c_{Cu} = \text{_____} =$$

A incerteza do calor específico é dada pela seguinte expressão:

$$\delta c_x = c_x \sqrt{\left(\frac{\delta m_{\text{água}}}{m_{\text{água}}}\right)^2 + \left(\frac{\delta m_x}{m_x}\right)^2 + \left(\frac{\delta \Delta T_{\text{água}}}{T_{\text{água}}}\right)^2 + \left(\frac{\delta \Delta T_x}{\Delta T_x}\right)^2 + \left(\frac{\delta c_{\text{água}}}{c_{\text{água}}}\right)^2}$$

onde $\delta \Delta T = \sqrt{2} \delta T$ e δT é a incerteza na medida direta do termômetro.

Antes de calculá-la compare os erros relativos $\left(\frac{\delta m_{\text{água}}}{m_{\text{água}}}, \frac{\delta m_x}{m_x}, \text{etc}\right)$ e verifique se é possível desprezar alguns deles.

12. Calcule a incerteza associada aos valores do calor específico dos blocos.

$$\delta c_{Al} = \text{_____}; \quad \delta c_{Cu} = \text{_____} =$$

13. Coloque as incertezas dos calores específicos na Tabela 1.

14. Esvazie o calorímetro e repita o procedimento anterior para o bloco de cobre. Coloque os dados na Tabela 2.

Tabela de dados 2

Substância	$M \pm \delta M$ [g]	$T_i \pm \delta T_i$ [°C]	$T_{\text{final}} \pm \delta T_{\text{final}}$ [°C]	$\Delta T \pm \delta \Delta T$ [°C]	$c_{\text{tabelado}} \pm \delta c_{\text{tabelado}}$ [cal/g°C]	$c_{\text{exper.}} \pm \delta c_{\text{exper.}}$ [cal/g°C]
Água					1,00 ± 0,00	
Cobre					0,092 ± 0,001	

As capacidades caloríficas fornecidas na Tabela 2 correspondem a temperaturas no [15°C, 35°C].

P 4: VOCÊ ACHA QUE AS MEDIDAS EXPERIMENTAIS SÃO ‘BOAS’? JUSTIFIQUE.

FAÇA UM RELATÓRIO DESTA PRÁTICA SEGUINDO O SEGUINTE MODELO:

Nome e data

Título

Tabela com dados e resultados

Conclusões

Coloque no relatório as respostas às perguntas de 1 até 5 (P1, P2 etc.).

Atividade opcional

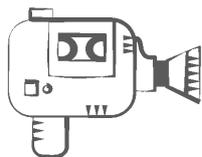
A quantidade de calor necessária para fundir (passagem do estado sólido ao estado líquido) um grama de gelo puro à pressão constante é uma constante física (característica das substâncias puras) denominada *calor latente do gelo* L [cal/g]. Descreva como faria uma experiência para determinar esse valor, utilizando o método das misturas.



Experimento 3: Determinação experimental do Equivalente Mecânico (EM) do calor

Objetivos

- Saber aplicar o princípio de conservação de energia nas transformações de energia mecânica para térmica e determinar experimentalmente o valor do Equivalente Mecânico do calor;
- operacionalizar as grandezas físicas para determinação das energias mecânica e térmica;
- estabelecer um modelo teórico simplificado e explicitar as hipóteses escolhidas;
- compreender as limitações experimentais do sistema físico utilizado;
- analisar os resultados obtidos experimentalmente e comparar com o resultado esperado para o equivalente mecânico do calor.



Este experimento está no vídeo 4, intitulado *Demonstrações sobre conceitos de Física Térmica*. Se você não conseguir o material necessário para realizá-lo, anote os dados do vídeo e calcule o equivalente mecânico do calor.

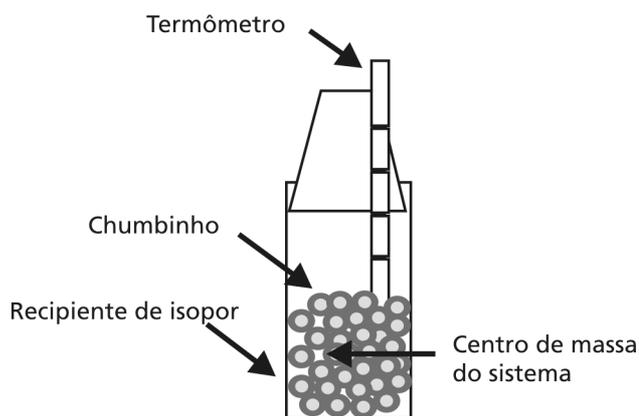


Figura 25: Dispositivo experimental.

Material utilizado

- massa de chumbinho
- recipiente de isopor
- termômetro de 0°C a 100°C
- régua em mm

Descrição da experiência

Nesta experiência, uma quantidade de chumbinho é colocada no recipiente de isopor, fixando-se a tampa com fita colante, para evitar acidentes. Mede-se a temperatura inicial T_i do chumbinho, colocando-se o termômetro pelo orifício superior e cuidando para que o bulbo esteja em contato com a massa do chumbinho. Retira-se o termômetro e se coloca uma rolha ou fita colante no orifício. Deixa-se cair por gravidade o chumbinho, virando o recipiente um certo número de vezes ($N = 50$ a 100) e, colocando novamente o termômetro, mede-se a temperatura final T_f .

Informações preliminares

1. A energia total de um sistema isolado é conservada.

P 5: POR QUE NESTA EXPERIÊNCIA VOCÊ PODE CONSIDERAR QUE O SISTEMA É ISOLADO?

2. Numa colisão totalmente plástica ou inelástica toda a energia cinética de movimento se transforma em energia de deformação ou térmica.

P 6: OBSERVE O SISTEMA UTILIZADO E EXPLIQUE COMO É TRANSFORMADA A ENERGIA MECÂNICA DO SISTEMA.

3. O trabalho mecânico Δw realizado pela força gravitacional F sobre um corpo de massa M que cai de uma altura h é:

$$\Delta w = F \times h = Mgh. \quad (1)$$

O módulo da variação da energia potencial gravitacional da massa M é igual ao trabalho Δw .

4. A quantidade de calor produzida pelas colisões plásticas das bolinhas de chumbo é:

$$\Delta Q = cM(T_f - T_i), \quad (2)$$

onde T_f e T_i são respectivamente as temperaturas final e inicial da massa do chumbinho.

5. A relação entre o calor ΔQ recebido pelo chumbinho e o trabalho realizado sobre o sistema é chamada Equivalente Mecânico do Calor, $EM = \frac{\Delta Q}{\Delta W}$. Ele tem um valor constante, o que significa que sempre que ‘desaparece’ uma dada quantidade de energia mecânica ‘aparece’ a mesma quantidade de energia térmica, vale dizer que houve uma transformação de energia mecânica em térmica e, nas unidades utilizadas, esse valor é constante e igual a

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ joules}.$$

6. Para fazer os cálculos utilize os valores: calor específico do chumbo é $c = 0,032 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$ e aceleração da gravidade local $g = 9,81 \text{ m/s}^2$. Despreze a incerteza no valor da aceleração da gravidade.

Hipóteses

As aproximações adotadas nesta experiência são:

- As colisões entre os chumbinhos e as paredes do recipiente são totalmente inelásticas.
- Em cada uma das quedas (total de quedas = N), a massa M do chumbinho, suposta em repouso, cai de uma altura h , transformando a energia potencial gravitacional em energia cinética do chumbinho.
- As colisões transformam toda a energia cinética do chumbinho adquirida nas quedas em calor.
- O isopor tem capacidade calorífica desprezível, de tal forma que toda a energia térmica produzida é absorvida apenas pela massa de chumbinho, isto é:

$$\Delta Q = N\Delta w = Mc\Delta T.$$

Questão 2. Você acha que nesta experiência poderíamos utilizar um bloco de chumbo, ou um conjunto de moedas?

- a) sim;
- b) não.

Justifique sua escolha.

Atividade experimental

Antes de iniciar as suas medidas, determine quais são as grandezas que você precisa medir para calcular o Equivalente Mecânico do Calor.

Lembre-se de que a qualidade dos seus resultados depende da forma com que você realiza a sua experiência. Por isso evite os seguintes erros:

- Deixar o chumbinho cair poucas vezes para que a sua variação de temperatura não seja da ordem de grandeza da incerteza do termômetro. *Lembre que o erro da medida de temperatura é aproximadamente a metade da menor divisão que você pode ler a olho nu, e que quanto maior a variação de temperatura medida, menor será o erro relativo percentual.* Logo, faça a experiência deixando cair a massa do chumbinho entre 50 e 100 vezes, para poder observar uma variação de temperatura que possa ser bem determinada com o termômetro disponível.

- Utilizar um número muito grande de quedas ($N \gg 100$). O material do recipiente não é um isolante ideal, logo não é possível você fazer um número muito grande de “quedas” sem que a perda de calor para o meio ambiente seja grande.

- Medir sem cuidado a altura h do recipiente, porque ela será multiplicada por um número grande, o que contribui para amplificar o erro da energia mecânica total calculada do sistema.

Os cuidados que devem ser adotados:

- Certifique-se de que o sistema (o chumbinho, isopor, termômetro) esteja em equilíbrio térmico antes de começar a experiência.
- Introduza o termômetro com cuidado no recipiente, evitando que o chumbinho escape pelo buraco.
- Quando fizer as medidas, fixe a tampa do recipiente à base, utilizando fita colante para evitar perder chumbinho.
- Registre as medidas diretas, indicando qual a precisão dos instrumentos (e verifique qual é a menor fração da menor divisão marcada da escala que você pode estimar).
- Para fazer as medidas você deve assegurar que o bulbo do termômetro esteja em bom contato mecânico com o chumbinho. Por quê?

Cuidado!!

Atenção!

Rever no
Complemento 1 do
Módulo 3 o conceito
de centro de massa.

1. Meça a altura h de queda ‘efetiva’ da massa de chumbinho contida no recipiente.

$$h = \text{_____ cm}$$

2. Meça a temperatura inicial do chumbinho, T_i . Retire o termômetro.

$$T_i = \text{_____}$$

Lembre-se de que o erro da medida de temperatura é aproximadamente a metade da menor divisão que você pode ler a olho nu, e que quanto maior a variação de temperatura medida, menor será o erro relativo percentual.

3. Inverta o recipiente, contando o número de vezes N que o chumbinho caiu da altura h (interna) e determine o trabalho ΔW feito sobre o chumbinho. A medida de h requer algum cuidado porque deve-se considerar a altura de queda do centro de massa do chumbinho.

$$\Delta Q = N\Delta w = Nmgh$$

4. Introduza novamente o termômetro e meça a temperatura final do chumbinho T_f .

$$T_f = \text{_____}$$

5. Calcule o equivalente mecânico do calor $EM = \frac{\Delta Q}{\Delta W} = \frac{c\Delta T}{Ngh}$ (*cal/Joules*), onde ΔQ (expressão (2)) é o calor cedido ao chumbinho pela transformação do trabalho mecânico. Seja cuidadoso com as unidades utilizadas. O valor do calor específico do chumbo é $c_{pb} = (0,032 \pm 0,001) \text{ cal/C}^\circ\text{g}$.

6. Compare os erros relativos $\frac{\delta c}{c}$, $\frac{\delta \Delta T}{\Delta T}$ e $\frac{\delta h}{h}$ com a finalidade de verificar se é possível desprezar algum deles. Propague o erro do equivalente mecânico do calor com a seguinte expressão:

$$\delta EM = EM \sqrt{\left(\frac{\delta c}{c}\right)^2 + \left(\frac{\delta \Delta T}{\Delta T}\right)^2 + \left(\frac{\delta h}{h}\right)^2}$$

7. Compare a faixa de valores calculada experimentalmente com o valor aceito ($EM = 4,186 \pm 0,001 \text{ joules/cal}$). Comente o resultado.

Relatório: Equivalente mecânico do calor

1. Escreva de forma resumida o modelo teórico, indicando quais as hipóteses simplificadoras utilizadas para realizar a experiência. Mostre as medidas realizadas e o cálculo do Equivalente Mecânico do calor e inclua os registros feitos no item medida. Compare os resultados obtidos com o resultado esperado e comente as discrepâncias.

2. Qual é a importância histórica das descobertas de J. P. Joule para o desenvolvimento da Física? (Procure informações na biblioteca ou na Internet.)

Atividade optativa para investigação independente: Construção de um coletor solar

Leia no livro-texto do GREF 2, a Atividade 1, páginas 92 a 95. Monte o coletor solar e registre todas as informações solicitadas, fazendo as medidas de testes etc.

Responda às perguntas solicitadas e complemente com suas próprias no desenvolvimento do trabalho.

Material utilizado

- 1 chapa metálica de $\sim(25 \times 25)$ cm pintada de preto fosco
- 1 chapa metálica de $\sim(25 \times 25)$ cm pintada de branco
- 1 placa de vidro
- 2 termômetros
- 1 tubo metálico de ~ 20 cm de comprimento por 2cm de diâmetro
- 1 tubo PVC de ~ 20 cm de comprimento por 2cm de diâmetro

Calor: aspectos teóricos

Objetivos

Apresentar os conceitos de calor, capacidade térmica e calor latente.
Discutir os mecanismos de transmissão de energia térmica.

Introdução

Esta aula tem como finalidade apresentar os conceitos de calor, capacidade térmica e calor latente, e discutir os mecanismos de transmissão de energia térmica. Ela é constituída de sete partes.

O que sei sobre os conceitos de calor e capacidades térmicas, e sobre os mecanismos de condução de energia térmica? é um questionário que organiza os conhecimentos que você já tem sobre esse assunto.

Teoria do calórico é um texto que discute esse tema.

Experiências de Rumford e Joule é um texto que discute esse assunto.

Capacidade térmica e calor específico é um texto que discute esse assunto.

Calor latente é um texto que discute esse tema.

Processos de transmissão de energia térmica é um texto que discute esses assuntos.

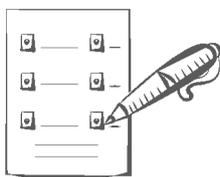
Em Leituras e exercícios 9 há indicações de leituras e exercícios. As leituras tratam dos mesmos assuntos dos textos, nos livros *Física - volume único*, de Beatriz Alvarenga e Antonio Máximo, e *Física 2 (Física Térmica e Óptica-Vol. II, Parte 1)*, do GREF.

Existem algumas questões, no final das leituras, que devem ser respondidas.

Bom trabalho!

O que sei sobre os conceitos de calor, capacidade térmica e calor latente, e sobre os mecanismos de condução de energia térmica?

As questões apresentadas a seguir pretendem fazer com que você reflita e organize as idéias que você tem, de sua vida e de seus estudos anteriores, a respeito dos conceitos de calor, capacidade térmica e calor latente, e sobre os mecanismos de condução de energia térmica. Escreva em seu caderno, de forma organizada, as respostas às questões. Não consulte livros nem notas de aulas, mas não deixe de respondê-las. A comparação entre suas idéias e seus conhecimentos sobre esses assuntos, antes e depois de trabalhar esta aula, é importante para que você avalie e compreenda como está sua aprendizagem.



Questionário 5

1. O calor é um *fluido* contido nos corpos?
2. A *quantidade de calor* contida em um corpo é *finita*? Exemplifique.
3. Defina *capacidade calorífica* de um corpo.
4. Defina *calor específico* de um corpo.
5. O que ocorre com a *temperatura e a pressão* de uma substância pura quando ela muda de fase (de sólido para líquido, ou de líquido para vapor etc.)?
6. Defina o *calor latente* associado a uma mudança de fase (de sólido para líquido, ou de líquido para vapor etc.) de uma substância pura.
7. Quais são os mecanismos *de transmissão de energia térmica*?



Antoine Lavoisier, francês, 1743-1795, é considerado o Pai da Química Moderna. Leia mais sobre ele no Complemento Histórico.

Teoria do calórico

O fato de que dois corpos que se encontram inicialmente a diferentes temperaturas evoluem para o equilíbrio térmico levou a pensar que os corpos possuísem uma substância que poderia ser ‘trocada’ entre eles. Esse ‘modelo’ materialista do calor explicava sua natureza como um fluido invisível com massa desprezível, denominado por Lavoisier de calórico. Tal substância estaria presente em todos os corpos em quantidades finitas. Esse modelo do calor persistiu até o final do século XVIII.

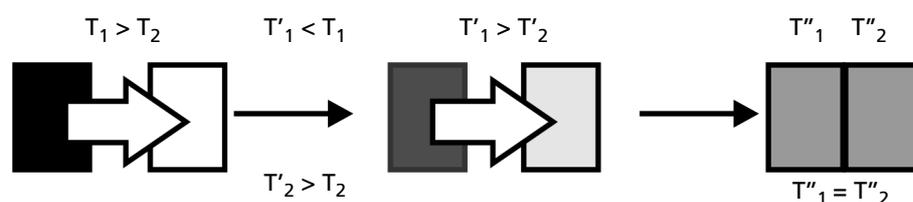


Figura 26: Dois corpos a temperaturas diferentes iniciais colocados em contato térmico permitem a passagem de ‘algo’ que equaliza as temperaturas.

O ‘modelo do calórico’ permitia explicar algumas das observações feitas quando um corpo aquece. Por exemplo, para atingir o equilíbrio térmico, deveria ter acontecido uma troca de calórico entre os corpos que estavam inicialmente a temperaturas diferentes (Figura 26). Quanto mais elevada a temperatura de um corpo, mais calórico este “teria no seu interior”. Ao atingir a temperatura de equilíbrio, o fluxo de calórico entre os corpos era interrompido. No caso da dilatação dos corpos, o calórico entraria no corpo que aquecia, ‘abrindo’ espaço entre seus constituintes, e desse modo provocaria o aumento de suas dimensões. Propriedades relacionadas com absorção específica de energia térmica por diversos materiais eram explicadas pela quantidade de calórico que o corpo teria em função do tipo de substância e da quantidade da mesma. Assim, massas iguais de água e de cobre a uma dada temperatura conteriam diferentes quantidades de calórico. Hoje conhecemos essa diferença como capacidade calorífica.



Leia sobre o Lord Rumford no Complemento Histórico denominado “Conceitos básicos do calor”.

O abandono da teoria do calórico.

Experiências de Rumford e Joule

O inglês Lord Rumford (1798) foi o primeiro cientista a associar a origem do calor com o movimento dos constituintes da matéria (nessa época o conceito de energia ainda não tinha sido explicitamente estabelecido). Ele analisou o aquecimento causado pelo atrito entre a máquina e o metal quando se perfura o cano de um canhão. Observou que o processo de aquecimento era contínuo enquanto o atrito persistisse. Em princípio, o corpo poderia aquecer para sempre. Lord Rumford explicou o aumento da temperatura do metal como causado pelo trabalho feito nele pela furadeira e montou um sistema que lhe permitiu medir ‘alguma coisa’ relacionada com a ‘quantidade de calor’ liberada pela ação da furadeira. Na sua experiência, ele colocou o cano de metal num tanque com água e mediu a temperatura em função do tempo de perfuração. Ele poderia tirar do cano e da furadeira quanto calor quisesse. Por isso, suas experiências o levaram a questionar a associação entre quantidade de calórico e temperatura proposta pelo modelo do calórico. Enquanto existisse atrito entre o cano e a furadeira existiria “produção de calor”, e assim foi introduzida, de forma quantitativa, a idéia de calor associado ao movimento (atrito). Historicamente, e sem evidências experimentais que pudessem sustentar essas idéias, os filósofos atomistas gregos Demócrito, Leucipo e Lucrécio, vários séculos antes da Era Cristã, já tentavam explicar o calor como devido à agitação dos constituintes da matéria.

A partir da descoberta de Lord Rumford, outros cientistas fizeram experiências para provar que o calor era uma das formas em que se manifestava a energia, e que estaria associado a uma energia que se ‘transportava’ entre dois corpos que estavam a temperaturas diferentes. O modelo do calórico foi definitivamente abandonado.

O cientista inglês J.P Joule foi o primeiro a quantizar essas relações entre trabalho mecânico feito e quantidade de calor. Suas experiências levaram a determinar a relação de proporcionalidade constante entre a quantidade de calor que aparecia e a quantidade de energia mecânica realizada sobre um corpo. Essa relação, conhecida como ‘Equivalente mecânico do calor’, estabeleceu definitivamente a natureza do calor como uma das formas de energia, levando também a estudos mais científicos dos fenômenos relacionados com ele.



J.P. Joule, (1818-1889) fez estudos fundamentais para a ciência da Termodinâmica. Leia mais sobre ele no Complemento Histórico.

A experiência de Joule será sucintamente descrita a seguir.

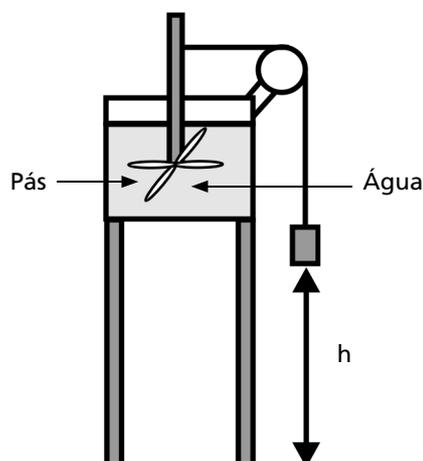


Figura 27: Experiência de Joule para determinação do equivalente mecânico do calor.

Na experiência realizada por Joule, um peso foi ligado às pás mergulhadas em um recipiente com água e o recipiente foi isolado termicamente. O sistema foi construído de tal forma que as pás giram no interior do líquido quando o peso desce. Joule mostrou que existia uma relação constante entre o calor recebido pelo líquido, expresso em calorias ($\Delta Q = mc\Delta T$), e a variação de energia potencial do peso ($\Delta E_p = mgh$), expressa em joules. Essa relação independia do líquido. A relação entre caloria e joule, determinada por Joule em 1843, é 1 caloria = 4,18 joules.

$$1 \text{ caloria} = 4,18 \text{ joules}$$

No Experimento 3 da Prática 2 você realizou uma versão diferente da experiência de Joule para determinar o equivalente mecânico do calor.

Sendo o calor uma forma de energia, deve ser expresso em unidades de energia. No sistema SI, a unidade de energia é o joule ($J = N \times m$), e, no sistema cgs, a unidade de energia é o erg ($erg = dyna \times cm$, onde o dyna é a unidade de força do sistema cgs, $dyna = g \text{ cm/s}$). Historicamente, a primeira unidade de calor utilizada foi a caloria originada na teoria do calórico. Ela permanece até hoje como unidade de calor em determinadas áreas. Por exemplo, na área de nutrição, a caloria é a unidade de calor utilizada. Verifique na embalagem de qualquer alimento a informação sobre o seu valor energético. Ele aparece em calorias (essa informação diz respeito à quantidade de calor produzida pelo alimento ao ser digerido no nosso organismo). Por convenção, uma caloria é definida como a quantidade de calor necessária para aumentar em 1°C a temperatura de um grama de água pura, no intervalo de $14,51^\circ\text{C}$ a $15,5^\circ\text{C}$.

O sistema cgs é um sistema de unidades que utiliza o centímetro, o grama e o segundo como unidades fundamentais.

P 1: QUAL A RELAÇÃO ENTRE A UNIDADE DE ENERGIA (JOULE) DO SI E A UNIDADE DE ENERGIA (ERG) DO SISTEMA CGS?

Capacidade térmica e calor específico

Colocando-se inicialmente massas diferentes do mesmo material a uma mesma temperatura em dois recipientes que contêm a mesma quantidade de água a $T = 100^{\circ}\text{C}$, observaremos que as temperaturas de equilíbrio atingidas são diferentes, como na Figura 30.

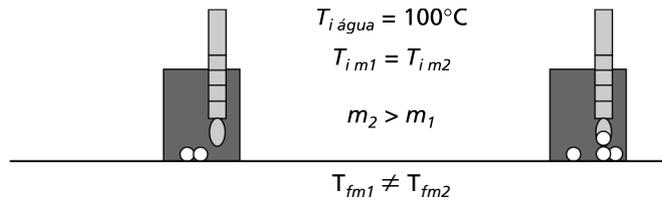


Figura 28: Massas diferentes do mesmo material e mesma temperatura têm variações de temperatura diferentes quando são colocadas em uma mesma quantidade de água com a mesma temperatura.

CAPACIDADE CALORÍFICA

Note que estamos utilizando o símbolo C para capacidade térmica em letra itálica para diferenciá-lo do símbolo de grau Celsius $^{\circ}\text{C}$.

A água dos recipientes trocam calor com as massas. Aquele recipiente que recebeu menos massa (m_1) atinge uma temperatura de equilíbrio maior. Define-se a **capacidade calorífica C** de um corpo como “a quantidade de calor necessária para aumentar sua temperatura em 1°C ”. Podemos escrever $C = \Delta Q / \Delta T [\text{cal}/^{\circ}\text{C}]$ ou $[\text{joule}/^{\circ}\text{C}]$.

Por exemplo, se a quantidade de calor cedida a um corpo for de 100cal e este sofrer uma variação de temperatura de 10°C temos que a capacidade calorífica desse corpo será:

$$C = 100\text{cal}/10^{\circ}\text{C} = 10\text{cal}/^{\circ}\text{C}.$$

Quanto maior é o valor de C , maior será a quantidade de calor necessária para modificar sua temperatura. Diferentes substâncias têm diferentes capacidades térmicas.

CALOR ESPECÍFICO

O **calor específico** de um corpo é a relação entre a capacidade térmica e sua massa: $c = C/m [\text{cal}/^{\circ}\text{C}\cdot\text{g}]$. Definimos o calor específico como a energia necessária para modificar a temperatura de um grama da substância em um grau.

O calor específico é uma propriedade característica do material e varia com a temperatura. Todavia, essa dependência com a temperatura é fraca, de tal forma que o calor específico pode ser considerado constante em determinadas faixas de temperatura. Por exemplo, os valores do calor específico do cobre e da água são praticamente constantes e respectivamente iguais a $c_{\text{cobre}} = 0,093\text{cal}/(^{\circ}\text{C}\cdot\text{g})$ e $c_{\text{água}} = 1\text{cal}/^{\circ}\text{C}\cdot\text{g}$, na faixa de 0°C a 100°C . Em geral, os bons condutores de calor e eletricidade, como os metais, têm calor específico baixo. Esta é a razão por que uma massa de metal aquece muito mais rapidamente do que uma massa equivalente de isolantes elétricos.

Nas faixas de temperatura onde o calor específico é constante, o calor necessário para modificar a temperatura de um corpo em ΔT é $\Delta Q = mc\Delta T$ (cal). É importante ressaltar que, com essa definição, quando o corpo fornece calor para as suas vizinhanças, a sua temperatura diminui e o calor ΔQ é negativo. Quando colocamos vários corpos (por exemplo, três massas) com temperaturas diferentes em um recipiente isolado termicamente do exterior, eles trocam calor entre si até atingir o equilíbrio térmico. Como não há fluxo de calor através das paredes do recipiente, a energia interna do sistema permanece constante. Portanto, o somatório do calor trocado por cada uma das massas e o seu exterior é zero.

$$\Delta Q_{total} = \Delta Q_1 + \Delta Q_2 + \Delta Q_3 = 0.$$

Calor latente

Experimentalmente, verifica-se que, nos processos de mudança de fase, a pressão constante, as temperaturas das substâncias puras permanecem constantes. Isso significa que, ao se iniciar a transição de fase, a energia que o sistema recebe ou perde é utilizada para mudar a organização molecular. No caso da vaporização, a energia é utilizada para vencer as forças moleculares e permitir que as moléculas se desprendam da estrutura molecular e passem para o estado de vapor. No caso da solidificação, ao se retirar energia do sistema, as moléculas perdem energia cinética e ficam mais próximas. Essa maior proximidade aumenta a força de ligação, fixando-as em torno de posições de equilíbrio.

A troca de calor nos processos de mudança de fase é caracterizada pelo calor latente. O calor latente L é a quantidade de calor necessária para mudar de fase um grama de uma substância. A tabela a seguir apresenta o calor latente da água em diferentes mudanças de fase.

Ver Aula 1, Figura 4

CALOR LATENTE

Mudanças de fase	Calor latente da água à pressão de 1 atm
Vaporização	540 cal/g
Liquefação	80 cal/g

O calor necessário para mudar de fase uma massa m é:

$$\Delta Q = Lm.$$

As temperaturas em que ocorrem as mudanças de fase das substâncias puras dependem da pressão. É de conhecimento geral que nas regiões mais altas da Terra, onde as pressões são menores, a temperatura de ebulição da água é menor.

Processos de transmissão de energia térmica

A transferência de energia entre dois corpos que se encontram com temperaturas diferentes pode se realizar de diversas formas e obedece a leis naturais. A energia, seja associada ao movimento das moléculas de um corpo ou à radiação eletromagnética emitida pelo mesmo, sempre se transfere espontaneamente do corpo mais quente para o corpo mais frio. A seguir apresentamos brevemente os três processos de transporte de energia: condução, convecção e radiação.

Transmissão de calor por condução.

Suponha que você segure a extremidade de uma barra de metal com a mão e coloca a outra extremidade em contato com uma fonte térmica. Em poucos segundos você estará sentindo o aquecimento da barra. Nesse caso dizemos que houve condução de calor entre os corpos que estão em contato material e que se encontravam inicialmente em temperaturas diferentes. A energia é transportada por colisões dos constituintes da barra que acontecem a nível microscópico. Os átomos das regiões mais quentes, que possuem mais energia cinética, colidem com os átomos das regiões mais frias, transferindo parte de sua energia, e assim sucessivamente. Os elétrons livres dos metais, responsáveis pela condução elétrica (veja Módulo 4) ‘transportam’ eficientemente a energia térmica das regiões quentes às regiões frias.

Uma barra isolada termicamente conduz calor em uma dimensão quando suas extremidades se encontram em contato térmico com duas fontes em temperaturas $T_1 > T_2$, como na Figura 29.

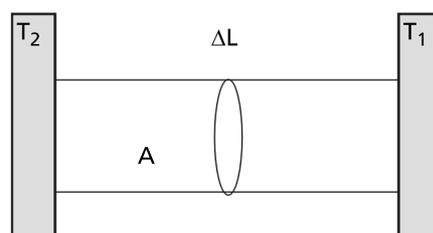


Figura 29: Condução unidimensional de calor.

A quantidade de calor que flui por unidade de tempo depende da diferença de temperaturas ($T_1 - T_2$), da área de seção da barra A e do comprimento da barra L . Quando as fontes são extensas (mantém-se a temperatura constante), o sistema funciona num regime estacionário e o fluxo de calor fornecido pela fonte quente por unidade de tempo é constante, e é igual ao fluxo recebido pela fonte fria por unidade de tempo.

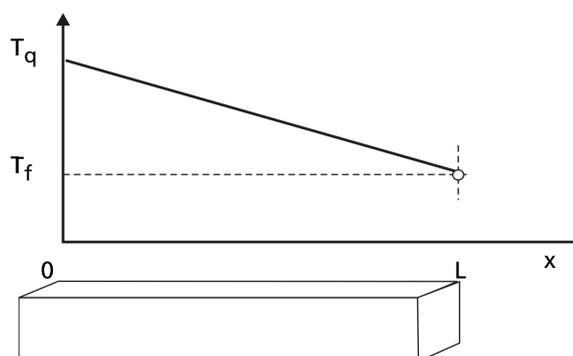
Experimentalmente se observa que nessas condições o fluxo de calor $\frac{\Delta Q}{\Delta t}$ é diretamente proporcional à área da seção reta A da barra, à diferença de temperatura entre as fontes e inversamente proporcional ao comprimento L : $\Delta Q/\Delta t = kA(T_2 - T_1)/L$, sendo a constante de proporcionalidade k a condutividade térmica, que é uma propriedade característica do material. A unidade da condutividade térmica k é: $[\text{cal s}^{-1} \text{m}^{-1} \text{K}^{-1}]$. Transcrevemos a seguir alguns valores da condutividade térmica.

Tabela 1: Valores de coeficientes de condutividade térmica

Substância	Condutividade Térmica [cal s ⁻¹ m ⁻¹ K ⁻¹]
prata	100
água	0,14
ar	0,0057

Observa-se que os bons condutores térmicos, como a prata, são também bons condutores elétricos. O ar é um excelente isolante térmico e a água é um fraco condutor de calor.

A Figura 30 mostra a distribuição da temperatura em função da distância quando o calor é propagado ao longo de uma barra de seção reta constante e comprimento L .

Figura 30: Distribuição de temperatura de uma barra com seção reta constante e comprimento L .

A quantidade $[(T_1 - T_2)/L]$, que representa a diferença de temperatura por unidade de comprimento, é denominada gradiente de temperatura.

P 1: COMO SE EXPLICA QUE UMA BLUSA DE LÃ AQUEÇA O CORPO NOS DIAS FRIOS?

Transmissão de calor por convecção

Os animais quentes precisam manter sua temperatura constante. O mecanismo mais importante de transferência de calor no interior do corpo humano é a convecção forçada do sangue devido ao bombeamento do coração.

TRANSMISSÃO DE CALOR POR CONVECÇÃO

No processo de transporte de calor por *convecção* há deslocamento do meio material, devido a diferenças de temperatura entre diversas regiões do espaço. Pense numa geladeira, num quarto refrigerado, num copo de água com uma pedra de gelo. Nesse caso a energia é transportada juntamente com a substância do meio. Esse mecanismo é muito importante em fluidos (líquidos e gases). Qualitativamente, pode-se explicar a convecção pela diferença da densidade do meio, que é função da temperatura. A região quente do sistema tende a subir e a fria, que é mais densa, tende a descer.

A instalação do ar-condicionado na parte superior dos quartos e a da unidade de refrigeração na geladeira fazem uso desse mecanismo para criar correntes de convecção do ar no ambiente. O vento marinho também se explica por correntes de convecção da massa de ar, onde a terra e a água se comportam como fontes fria e quente devido às suas propriedades térmicas diferentes.

O tratamento quantitativo da convecção requer o estudo da turbulência em fluidos. Esse fenômeno é muito complexo e não será discutido aqui. A experiência mostra que as correntes de calor devidas à convecção são diretamente proporcionais à área, o que explica a necessidade de se utilizar superfícies grandes quando se deseja um fluxo intenso de calor por convecção (por exemplo, no caso dos radiadores).

Transmissão de calor por radiação

Mesmo mantendo distância de uma fonte quente, todos nós já sentimos na nossa pele o calor do sol e da churrasqueira. O principal mecanismo de transmissão de calor dos corpos que se encontram em altas temperaturas é a *radiação* térmica, que é uma onda eletromagnética que se propaga mesmo na ausência de matéria (vácuo).

TRANSMISSÃO DE CALOR POR RADIAÇÃO



Ler sobre ondas eletromagnéticas no livro de Alvarenga e Máximo.

Todos os corpos, a qualquer temperatura, emitem energia na forma de radiação eletromagnética. À temperatura ambiente, praticamente toda essa energia é transportada por ondas no infravermelho (além do vermelho), cujos comprimentos de onda são menores que os da radiação de cor do vermelho do espectro visível; à medida que a temperatura aumenta, os comprimentos de onda diminuem, e, a partir de uma dada temperatura, $T \sim 800^\circ\text{C}$, a radiação emitida corresponde parcialmente à região do visível, mas a maior fração de energia transportada é da região do infravermelho.

Para temperaturas ainda maiores, $\sim 3000^{\circ}\text{C}$, que é a temperatura de uma lâmpada incandescente, a radiação emitida contém praticamente todo o espectro visível, de forma que a luz emitida é praticamente branca, mas o calor que sentimos deve-se à parte de radiação infravermelha, que é considerável.

As observações experimentais indicam que o fluxo de energia de radiação emitido por uma superfície:

i. é proporcional à sua área A ,

ii. cresce muito rapidamente com a temperatura e é proporcional à quarta potência da temperatura absoluta.

O fluxo de calor irradiado por uma superfície é dado por uma das leis fundamentais da Física, denominada de Lei de Stefan-Boltzman, em homenagem aos dois cientistas que fizeram sua descoberta.

$$\Delta Q/\Delta t = Ae\sigma T^4.$$

Nesta expressão, e é a emissividade, uma propriedade da superfície emissora que pode tomar valores de 0 a 1, σ é a constante de Stefan-Boltzman e T é a temperatura absoluta.

A emissividade e é maior para superfícies escuras e menor para as claras. Por exemplo, a emissividade de uma superfície de cobre polido tem o valor 0,3 e a de uma placa fosca preta é praticamente 1.

É importante observar que um corpo à temperatura absoluta T irradia calor, mas o ambiente externo, que está à temperatura absoluta T_{ambiente} , está também irradiando, de forma que o fluxo de calor por irradiação desse corpo será:

$$\Delta Q/\Delta t = Ae\sigma(T_s^4 - T_a^4).$$

Um valor positivo do fluxo irradiado ($\Delta Q/\Delta t$) indica que o corpo está irradiando calor. Essa equação é importante porque mostra que, nos três processos de transmissão de calor, o fluxo de calor depende da diferença de temperatura entre dois corpos.

Numa incubadeira de crianças prematuras é necessário ter cuidado com a temperatura das paredes da própria incubadeira. Quando estão frias, podem esfriar o bebê perigosamente, mesmo quando o ar esteja morno. Geralmente a temperatura do ar da incubadeira é regulada pela medida da temperatura da própria criança.

Todo corpo que absorve calor com facilidade é também um bom emissor. As superfícies ideais têm emissividade 1 e são chamadas de **corpos negros**.

Josef Stefan (1835-1893) e Ludwig Boltzmann, físicos austríacos (1844-1906), desenvolveram importantes trabalhos sobre transmissão de calor por radiação.

Leituras e exercícios 9

Leituras

1a. Estude os itens 8.1, *O calor é uma forma de energia*, páginas 341 a 346, e 8.2, *Transferência de calor*, páginas 348 a 358 do capítulo 8, livro-texto *Física - volume único*, de Beatriz Alvarenga e Antonio Máximo.

Os pontos solicitados apresentam os conceitos básicos sobre calor como forma de energia e as unidades de medida utilizadas, a *caloria*, (c), historicamente adotada pelos químicos e físicos, e o joule (J) - unidade de energia do Sistema Internacional (SI), que você já estudou no contexto da Energia Mecânica, no Módulo 3, relacionado com a caloria através de uma constante, que você verificou na Prática 2, no Experimento 3.

O conceito de calor específico foi trabalhado no Experimento 1 da Prática 2, na Aula 5. Leia cuidadosamente os comentários das páginas 342 e 345, para verificar se você compreendeu o significado das idéias principais. Anote suas dúvidas para discutir com o seu tutor no pólo.

O ponto 8.2 discute os mecanismos de transferência de calor. As aplicações apresentadas sobre cada um dos processos explicam vários fenômenos do seu cotidiano. Tente identificar outras situações.

1b. Responda os exercícios de fixação de 1 a 6, das páginas 347 e 348; e 9, 12, 13 e 16, das páginas 354 e 355.

Resolva os problemas 1, 3 e 8, das páginas 394 e 395, para discutir com seu tutor.

1c. Faça a leitura do ponto 8.3, *Mudanças de fase*, páginas 356 a 363, e prepare um trabalho descrevendo os fenômenos de ebulição, evaporação, solidificação e fusão. Preste especial atenção aos conceitos de calor latente. Mencione a importância da existência de pontos fixos para a Termometria.

Procure sempre fazer a releitura do texto antes de solicitar ajuda ao seu tutor.

2a. Leia o item 1.6.3 do livro *Física Térmica e Ótica*, Vol. II., Parte 1, do GREF, páginas 63 a 66, a *Interpretação dos processos de troca de calor*, cujos conceitos você já estudou nesta aula e no outro livro-texto. Como já foi comentado anteriormente, é sempre útil fazer leituras diferentes do mesmo assunto, o que pode contribuir para a melhor compreensão dos conceitos envolvidos. É uma forma amena de rever a matéria já estudada, descrita de uma outra forma, que muitas vezes ajuda a tirar uma dúvida por “conta própria”. Tente!

2b. A Atividade 1, *Coletor solar*, apresentada nas páginas 92 a 94, pode ser, realizada como um trabalho de pesquisa em casa. Esta atividade é uma “pesquisa” individual e você está livre para introduzir modificações e testar suas idéias, verificar hipóteses, fazer verificações da eficiência dos processos utilizando outros materiais que você poderá improvisar e decidir sobre procedimentos que considere adequados. Mesmo quando isto não seja possível, registre sempre suas idéias e propostas de modificação e justifique-as à luz da sua compreensão dos conceitos físicos envolvidos. Anote o procedimento adotado, todas as medidas realizadas, mesmo aquelas que você não considere relevantes, e responda no seu caderno às questões propostas no livro.

Registre em seu caderno suas dúvidas sobre as atividades desenvolvidas, para serem discutidas com seu tutor no pólo.

Bom trabalho!

Conservação de energia: Primeira Lei da Termodinâmica

Objetivos

Esta aula tem como objetivo estudar a Primeira Lei da Termodinâmica.

Introdução

Esta aula tem como objetivo estudar a Primeira Lei da Termodinâmica. Ela é composta de seis partes.

O que sei sobre a conservação da energia e a Primeira Lei da Termodinâmica? é um questionário que organiza os conhecimentos que você já tem sobre esse assunto.

Energia interna é um texto que discute esse tema.

Primeira Lei da Termodinâmica é um texto que analisa este assunto.

Trabalho de expansão e de contração é um texto que discute esse assunto.

Processos reversíveis é um texto que discute esse tema.

Em **Leituras e exercícios**¹⁰ há indicações de leituras e exercícios. As leituras tratam dos mesmos assuntos dos textos, nos livros *Física-volume único*, de Beatriz Alvarenga e Antonio Máximo, e *Física 2 (Física Térmica e Óptica - Vol. II, Parte 1)*, do GREF.

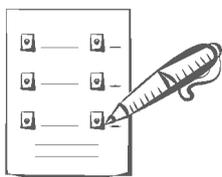
Existem algumas questões, no final das leituras, que devem ser respondidas.

Bom trabalho!

O que sei sobre a conservação da energia e a Primeira Lei da Termodinâmica?

As questões apresentadas a seguir pretendem fazer com que você reflita e organize as idéias que você tem, de sua vida e de seus estudos anteriores, a respeito da conservação da energia e a Primeira Lei da Termodinâmica. Escreva em seu caderno, de forma organizada, as respostas às questões. Não consulte livros nem notas de aulas, mas não deixe de respondê-las. A comparação entre suas idéias e seus conhecimentos sobre esses assuntos, antes e depois de trabalhar esta aula, é importante para que você avalie e compreenda como está a sua aprendizagem.

Questionário 6



1. Defina *energia interna*.
2. Escreva a Lei da Conservação da *energia para a energia interna*.
3. Qual a expressão para o trabalho de *expansão e contração de um gás*?
4. Enuncie a *Primeira Lei da Termodinâmica*.
5. Escreva a expressão da *Primeira Lei da Termodinâmica* para um processo *isovolumétrico*.
6. Escreva a expressão da Primeira Lei da Termodinâmica para um processo *isobárico*.
7. Escreva a expressão da Primeira Lei da Termodinâmica para um processo *adiabático*.
8. Escreva a expressão da Primeira Lei da Termodinâmica para um processo *isotérmico*.
9. O que é uma *fonte térmica*?
10. A Primeira Lei da Termodinâmica *proíbe a passagem de calor de uma fonte fria para uma fonte quente sem a realização de trabalho*?

Energia Interna



Leia sobre energia na Aula 4 do Módulo 4.

Acender o fogão para cozinhar, colocar alimentos na geladeira para resfriar, encher o tanque de gasolina de um carro para se deslocar, observar o gelo derreter e a água evaporar são ações que fazem parte do cotidiano do homem moderno. Em todos esses processos há trocas de energia entre os sistemas. Esta troca pode aparecer na forma de calor ou trabalho.

A disciplina que estuda processos em que há trocas de calor e trabalho entre um sistema e o seu exterior é a *Termodinâmica*. Ela aborda apenas os processos que iniciam e finalizam em estados de equilíbrio, e é regida por três leis: a **Lei Zero**, que estudamos na Aula 3; a **Primeira Lei**, que diz respeito às trocas de energia entre o sistema e o exterior; e a **Segunda Lei**, que trata da espontaneidade de alguns processos nos sistemas isolados.

Nesta aula, será feito o estudo da Primeira Lei da Termodinâmica. Consideraremos apenas os sistemas fechados. Neles não há fluxo de massa através da fronteira.

O conceito de energia é, provavelmente, o conceito mais unificador da Física. Graças a ele processos de natureza mais diversa, envolvendo escalas muito diferentes, podem ser tratados de forma semelhante. Há energia na radiação solar, fonte primária de energia, na água dos reservatórios, na gasolina do automóvel, na estrutura nuclear da matéria, nos alimentos. Essa energia se manifesta na eletricidade gerada pela turbina colocada em movimento pela queda de água, no processo de fotossíntese das plantas, nas contrações dos músculos para fazer trabalho quando se empurra um objeto etc. Há, portanto, formas de energia muito diferentes: a eletromagnética, a nuclear, a mecânica, a química, a térmica etc. Em todos os casos essa energia se manifesta na capacidade do *sistema* de interagir com o meio que o rodeia (ambiente externo, vizinhança), produzindo ou recebendo trabalho W ou cedendo ou absorvendo calor Q . Podemos assim considerar que tanto trabalho como calor são formas de energia em trânsito.

No uso doméstico da eletricidade, a usina central da rede que fornece energia tanto pode funcionar pela energia mecânica da queda da água (centrais hidrelétricas), pela energia química dos combustíveis, derivados do petróleo, gás, carvão, que fazem funcionar as centrais termelétricas, ou mesmo pela energia da fissão nuclear, nas centrais nucleares. Essa energia pode ser utilizada pela dona de casa para fazer funcionar o liquidificador (trabalho), como para cozinhar no fogão elétrico (calor). Outras formas de energia que ainda são pouco exploradas em nível industrial ou urbano são a energia solar, a energia eólica (dos ventos), a energia proveniente da biomassa, a energia proveniente do uso do H_2 .

Você já ouviu falar de um carro movido a água? Ainda no início de 2002, a Coppe (UFRJ) apresentou um novo combustível, biodiesel, derivado do óleo de cozinha usado, que segundo seus inventores, não produziria poluição e ainda reciclaria materiais hoje descartáveis, como o óleo utilizado em grandes cadeias de restaurantes.

Essas energias têm, dentre outras características desejáveis, o fato de não deixar resíduos poluentes e de serem renováveis. Todas as outras formas de geração de energia trazem sérias perturbações ao meio ambiente, seja porque são poluentes, porque interferem com a ecologia, como é o caso das barragens artificiais que inundam áreas verdes, ou ainda pelos problemas de contaminação (acidentes) das centrais nucleares, que ainda não chegaram a soluções definitivas para o armazenamento com segurança do lixo nuclear.

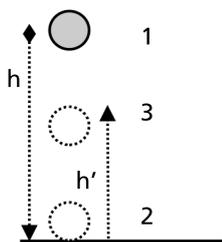
P 1: O QUE ESTUDA A TERMODINÂMICA?

P 2: QUAIS AS SOLUÇÕES QUE O BRASIL TEM OFERECIDO PARA FAZER FRENTE AO PROBLEMA DA POLUIÇÃO DEVIDO AO USO DE COMBUSTÍVEIS POLUENTES?

P 3: PROCURE INFORMAÇÕES SOBRE ENERGIAS ALTERNATIVAS E FAÇA UMA LISTAGEM DOS CUSTOS E BENEFÍCIOS.

P 4: VOCÊ JÁ OUVIU FALAR DO PROGRAMA PROÁLCOOL, QUE TEVE MUITA IMPORTÂNCIA NO BRASIL NO SÉCULO PASSADO. ESCREVA UM PARÁGRAFO SOBRE A IMPORTÂNCIA DESTES PROJETO PARA O BRASIL E SEU PAPEL EM TERMOS DA INDEPENDÊNCIA DA MATRIZ ENERGÉTICA NO BRASIL.

Já vimos (Aula 1, Módulo 5) que a energia interna U associada à matéria é a soma da energia cinética $E_{\text{cinética}}$ das moléculas e átomos e da energia potencial $E_{\text{potencial}}$ de interação entre moléculas e átomos no referencial do centro de massa do sistema.



Para ilustrar o significado da energia interna, imaginemos uma bola largada de uma altura h (posição 1 da figura ao lado). Ao colidir com o piso (posição 2) ela inverte sua velocidade e atinge uma altura h' (posição 3), menor do que a altura inicial. Se desprezarmos a resistência com o ar, podemos dizer que a energia mecânica do centro de massa da bola permanece constante durante a queda da bola, diminui durante a colisão devido ao processo de deformação da bola e permanece constante durante a subida da bola. A energia interna da bola permanece constante durante a queda da bola, aumenta durante a colisão e permanece constante durante a subida da bola.

Como se mede essa energia interna de um sistema? De que depende? Vamos agora estudar as relações que existem entre o calor cedido ou recebido, o trabalho feito sobre ou recebido do ambiente externo e a variação da energia interna do sistema.

P 5: A ENERGIA MECÂNICA NO PONTO 3 É MENOR DO QUE AQUELA DO PONTO 1. EXPLIQUE A DIFERENÇA.

P 6: EXPRESSE, COM SUAS PALAVRAS, O CONCEITO DE ENERGIA INTERNA DE UM SISTEMA.

Primeira Lei da Termodinâmica

O princípio da conservação da energia relaciona a variação da energia interna de um sistema de partículas com o calor e o trabalho. A equação que expressa esse princípio é

$$\Delta U = Q + W_{ext}(\vec{F}_{nconservativas})$$

A Primeira Lei da Termodinâmica é o princípio da conservação da energia acrescido da afirmativa de que, quando o sistema está em equilíbrio termodinâmico, a energia interna só depende das coordenadas termodinâmicas do sistema. As grandezas que só dependem das coordenadas termodinâmicas, isto é, não dependem do passado do sistema, são denominadas de funções de estado.

O trabalho e o calor dependem das trajetórias percorridas pelas partículas durante o processo de transformação entre os dois estados de equilíbrio. As trajetórias dependem do processo. Por isso, calor e trabalho dependem dos estados finais e iniciais do sistema e do processo (passado do sistema) e portanto, não são funções de estado.

A seguir, analisamos qualitativamente alguns exemplos de aplicação da Primeira Lei.



Leia sobre energia interna na Aula 1 deste módulo.

A energia interna é uma função de estado.

O calor e o trabalho não são funções de estado.

AQUECIMENTO
ISOVOLUMÉTRICO

Exemplo 1

Um gás, como na Figura 31, inicialmente à temperatura T_i , é aquecido recebendo uma quantidade de calor Q em um processo onde seu volume V permanece constante. O que acontece com a sua energia interna?



Figura 31: Transformação a volume constante (isovolumétrica).

O exterior não realiza trabalho sobre o gás. O calor recebido pelo gás é transformado em energia interna do gás. Observa-se um aumento da temperatura T do gás.

P 7: ESCREVA A EXPRESSÃO DA 1ª LEI PARA ESTE PROCESSO.

COMPRESSÃO ADIABÁTICA
é aquela em que não
existe troca de calor
entre o exterior e o
sistema.

Exemplo 2

Um gás está em um recipiente cujas paredes são adiabáticas (Figura 32). Um agente externo libera o êmbolo e coloca sobre ele um peso que comprime o gás, diminuindo o seu volume. O que ocorre com a energia interna do gás?

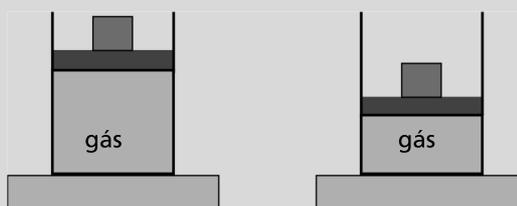


Figura 32: Compressão adiabática de um gás.

O peso desce quando o gás é comprimido. Isso significa que a sua energia potencial gravitacional diminuiu e essa energia foi transferida para o gás e se transformou em energia interna do gás. Ou seja, quando um gás é comprimido adiabaticamente a sua energia interna aumenta.

P 8: ESCREVA A EXPRESSÃO DA 1ª LEI PARA ESTE PROCESSO.

Exemplo 3

O gás está em um recipiente com paredes adiabáticas (Figura 33). Um agente externo libera o êmbolo e coloca sobre ele um peso. Observa-se que o êmbolo sobe, suspendendo o peso. O que ocorre com a energia interna do gás?

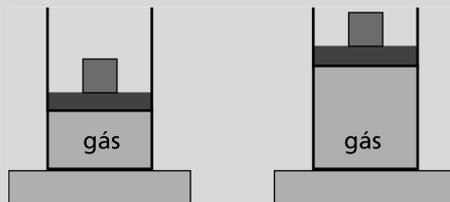


Figura 33: Expansão adiabática

A energia potencial do peso aumentou. Essa energia foi fornecida pelo gás. Portanto, a temperatura final do gás diminuiu. Conseqüentemente, em uma expansão adiabática, a energia interna do gás diminui.

EXPANSÃO ADIABÁTICA.

P 9: ESCREVA A EXPRESSÃO DA 1ª LEI PARA ESTE PROCESSO.

Exemplo 4

O gás está em um recipiente com paredes diatérmicas (Figura 34). Um agente externo realiza as seguintes ações ao mesmo tempo:

1. comprime o gás colocando sobre o êmbolo um peso;
2. coloca as paredes do recipiente em contato com um corpo mais frio.

O que pode ocorrer com o gás?

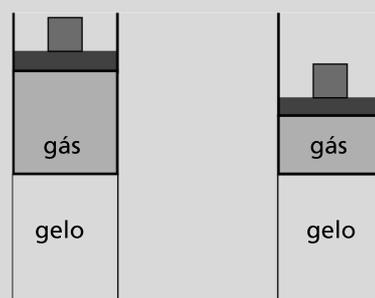


Figura 34: Compressão de um gás com troca de calor e trabalho.

Neste caso, o gás troca calor (com o gelo) e trabalho com o exterior. O trabalho feito sobre o êmbolo aumenta sua energia interna. No entanto, pelo contato com a parede externa mais fria, o gás cede calor. Quando o trabalho recebido for maior do que o calor perdido, a temperatura do gás aumenta. Em caso contrário, esta diminui.

P 10: ESCREVA A EXPRESSÃO DA 1ª LEI PARA ESTE PROCESSO.

Exemplo 5.

O gás está em um recipiente com paredes diatérmicas (Figura 35). Um agente externo realiza as seguintes ações ao mesmo tempo:

1. solta o êmbolo, permitindo que ele expanda, suspendendo um peso;
2. coloca as paredes do recipiente em contato com um corpo mais quente.

O que pode ocorrer com o gás?

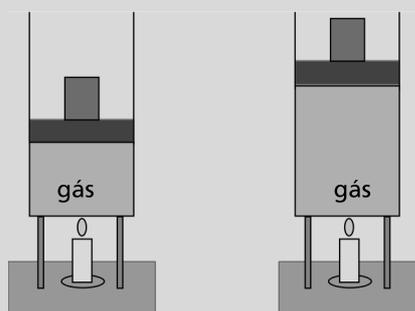


Figura 35: Expansão de um gás com troca de calor e trabalho.

Nesse caso, o gás troca calor e trabalho com o exterior. O trabalho que ele faz sobre o peso diminui a sua energia interna e o calor que ele recebe do corpo mais quente aumenta a sua energia interna. Se a energia perdida na forma de trabalho for maior do que a ganha na forma de calor, a temperatura do gás diminui. Caso contrário, ela aumenta.

P 11: ESCREVA A EXPRESSÃO DA 1^A LEI PARA ESTE PROCESSO.

P 12: TRANSFORMAÇÃO ADIABÁTICA: EXPLIQUE POR QUE QUANDO VOCÊ SOPRA SOBRE A PALMA DA SUA MÃO COM A BOCA ABERTA TEM UMA SENSAÇÃO DE AR QUENTE E COM A BOCA FECHADA TEM UMA SENSAÇÃO DE FRIO.

P 13: TRABALHO DE EXPANSÃO DE UM GÁS. EXPLIQUE POR QUE QUANDO VOCÊ PREPARA PIPOCA O TAMPO DA PANELA É ‘EMPURRADO’.

Trabalho de expansão e contração

Sempre que o volume de um sistema varia, o exterior realiza sobre ele um trabalho. Na Figura 36, representamos um gás que se expandiu deslocando um êmbolo.

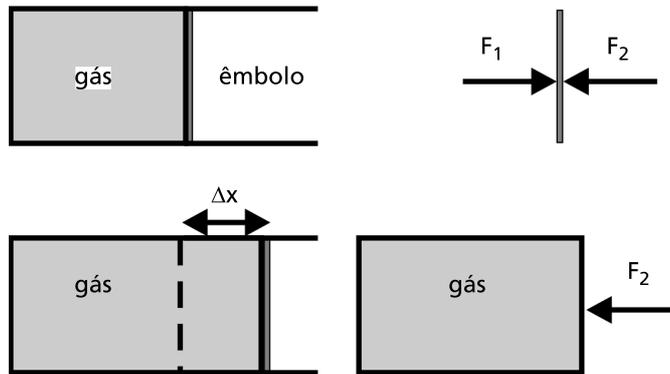


Figura 36: Trabalho realizado durante a expansão de um gás.

Na Figura 36, um gás contido em um recipiente se expande contra um êmbolo de seção de área A . A pressão externa é constante. O atrito entre o êmbolo e as paredes do recipiente com o gás é desprezível. O trabalho que o êmbolo realiza sobre o gás (sistema) é $W_{exterior} = -F_2 \Delta x$.

Quando a massa do êmbolo for desprezível, a aplicação da Segunda Lei de Newton ao êmbolo fornece: $F_1 - F_2 = m_e a \cong 0$.

Portanto, o módulo da força que o êmbolo exerce sobre o gás é $F_1 = F_2 = p_{externa} A$.

O trabalho que o êmbolo fornece para o gás é $W_{externo} = -p_{exter} \Delta V$. Conseqüentemente, temos um trabalho externo negativo $W_{externo} < 0$ quando o sistema expande, $\Delta V > 0$ e um trabalho positivo $W_{externo} > 0$ quando o sistema contrai, $\Delta V < 0$.

Quando o sistema se expande, ele cede parte da sua energia, e quando o sistema contrai, ele recebe energia do exterior.

No caso em que a pressão externa é constante e a forma do recipiente é qualquer, o trabalho de expansão pode ser calculado imaginando-se que houve em cada ponto da superfície da fronteira do gás um deslocamento do tipo de um cilindro com êmbolo (ver Figura 37). O trabalho de expansão é a soma desses trabalhos quando dividimos a variação de volume em um número N muito grande de volumes ΔV_i , ou seja,

$$W_{externo} = \sum_i^N -F_{externa} \Delta l_i = \sum_i^N -p_{externa} \Delta A_i \Delta l_i = -p_{externa} \sum_i^N \Delta V_i = -p_{externa} \Delta V$$

Quando o gás expande, o exterior recebe energia do sistema; quando o gás é comprimido, o exterior fornece energia para o sistema.

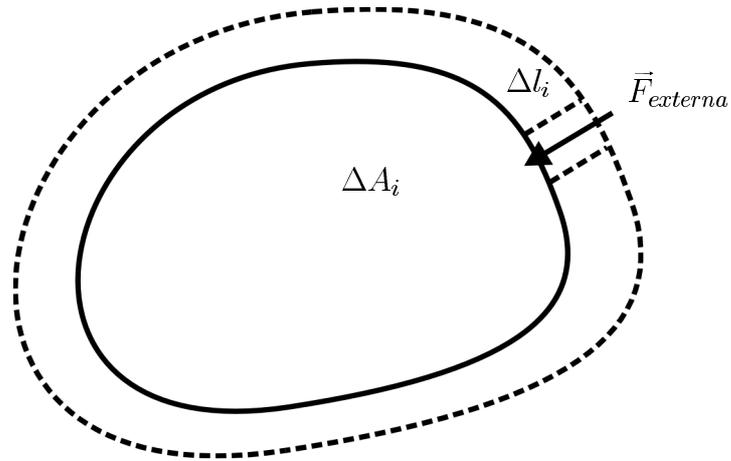


Figura 37: Trabalho realizado durante a expansão de um gás contra uma pressão externa constante.

Processos reversíveis

Quando um sistema troca calor e trabalho com o exterior ele muda de estado. Durante uma mudança de estado, o sistema, geralmente, sai do equilíbrio.

Somente os processos que são realizados *muito lentamente* evoluem através de estados denominados de **quase-equilíbrio**. Nesses estados, a equação de estado de equilíbrio permanece válida. Um exemplo deste tipo de processo está representado na Figura 38.

ESTADO DE
QUASE-EQUILÍBRIO

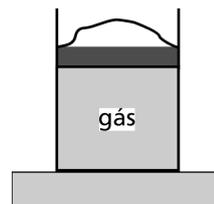


Figura 38: Expansão de um gás num processo de quase-equilíbrio.

Quando a pressão do gás é maior do que a atmosférica, a areia colocada sobre o êmbolo equilibra a pressão do gás. Se a areia for retirada ‘grão a grão’, o gás expandirá muito lentamente por estados praticamente de equilíbrio.

Os processos que ocorrem por estados de quase-equilíbrio são denominados *processos reversíveis*.

Nos processos reversíveis
 $W_{exterior} = -W_{sistema}$

Neles, a pressão externa que atua no sistema é igual à pressão do sistema. Neste caso, o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior é

$$W_{sistema} = p_1 \Delta V_1 + \dots + p_n \Delta V_n = -W_{externo}$$

onde p_1, \dots, p_n e $\Delta V_1, \dots, \Delta V_n$ são as pressões e as variações de volume do gás correspondentes à retirada de 1, ..., n grãos de areia.

Para os processos reversíveis, a Primeira Lei da Termodinâmica pode ser reescrita da seguinte forma:

$$\Delta U = Q - W_{\text{sistema}}$$

Historicamente, a Primeira Lei surgiu com as máquinas térmicas. Em uma máquina térmica, a máquina recebe calor e produz trabalho. Por isso, na maioria dos livros, a Primeira Lei é escrita em termos do trabalho que o sistema fornece para o exterior.

Leituras e exercícios 10

Leitura

Leia sobre o assunto *Expressão matemática da Primeira Lei da Termodinâmica*, na seção 8.5 do Capítulo 8 do livro de Antonio Máximo e Beatriz Alvarenga, *Física - volume único*. Não deixe de refazer os exemplos.

Desse mesmo capítulo resolva os exercícios de fixação de 47 a 52 e do ponto 8.6 – *Aplicações da 1ª Lei da Termodinâmica*, faça os exercícios de fixação de 54 a 57.

O calor nos processos isovolumétricos e isobáricos

O calor trocado entre o sistema e o exterior depende, em geral, do processo que foi realizado para fazer evoluir o sistema, do estado de equilíbrio inicial para o estado de equilíbrio final. Em alguns casos particulares isso não é verdade.

Nos processos a volume constante, o trabalho realizado sobre o sistema é nulo porque não existe movimento da fronteira do sistema. Portanto, temos que

$$\Delta U = Q_V,$$

onde Q_V é o calor trocado a volume constante (processo isovolumétrico). O calor Q_V é igual à variação de energia interna do sistema. Portanto, nesse caso, se aquecermos o sistema de formas diferentes levando-o de um estado com volume V_1 e temperatura T_1 para outro estado com volume V_1 e temperatura T_2 , o calor trocado com o exterior é sempre o mesmo, não importa se a troca de calor é lenta ou rápida.

O calor trocado em um processo isovolumétrico só depende dos estados inicial e final do sistema.

Nos laboratórios, é comum realizar experiências nas quais se fornece calor a sistemas que evoluem contra uma pressão externa constante. Nesse caso, o trabalho que o exterior realiza sobre o sistema é

$$W_{ext} = -p_{exter}\Delta V.$$

O calor trocado em um processo isobárico não depende do processo.

O calor a pressão constante (processo isobárico) fornecido ao sistema pode ser obtido aplicando-se a Primeira Lei da Termodinâmica,

$$Q_p = \Delta U + P_{ext}\Delta V = U_2 - U_1 + p_{exter}(V_2 - V_1).$$

Quando as pressões dos estados iniciais e finais do sistema são iguais à pressão externa, o calor trocado se reduz a

$$Q_p = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1),$$

onde p é a pressão dos estados iniciais e finais do sistema. Portanto, nesse caso, o calor trocado só depende das coordenadas termodinâmicas, sendo independente do processo.

Quando o calor trocado em uma transformação só depende dos estados finais e iniciais do sistema, isto é, independe do processo, podemos falar em *capacidade calorífica* de um sistema. Por isso, na aula 4 foi possível definir as capacidades caloríficas e o calor latente.

Comentários sobre a 2ª Lei da Termodinâmica

SEGUNDA LEI:
É impossível existir um processo na natureza cujo único efeito seja transferir calor de uma fonte fria para uma fonte quente.

Há vários processos na natureza que não violam a Primeira Lei da Termodinâmica e que não ocorrem espontaneamente. Por exemplo, a Primeira Lei da Termodinâmica não impede que o calor passe espontaneamente de uma fonte fria para uma fonte quente. Porém, esse fenômeno não é observado na natureza. Só é possível transferir calor de uma fonte fria para uma fonte quente quando se realiza trabalho sobre o sistema. Quando não se realiza trabalho sobre um sistema ou pelo sistema, o fluxo de energia térmica sempre ocorre espontaneamente na direção da temperatura mais alta para a mais baixa. Ou seja, quando dois corpos que estão inicialmente em temperaturas diferentes são colocados em contato térmico, existe naturalmente um fluxo de energia térmica do corpo mais quente para o mais frio até os dois atingirem a mesma temperatura (equilíbrio térmico). Somente quando se realiza trabalho é possível fazer com que o fluxo se dê do mais frio para o mais quente, como acontece nos refrigeradores, aparelhos de ar-condicionado etc. que, como bem sabemos, são uma fonte de gasto de energia elétrica considerável. Outra limitação natural é o fato de ser impossível que toda a energia térmica recebida pela máquina, em um ciclo fechado, seja convertida em calor. Essas duas limitações que a natureza impõe aos sistemas são enunciados diferentes e equivalentes da Segunda Lei da Termodinâmica.

A Segunda Lei da Termodinâmica também pode ser enunciada em termos de uma função de estado denominada entropia S . Em nível macroscópico, a variação de entropia de um sistema que troca calor reversivelmente com uma fonte térmica com temperatura T é $\frac{\Delta Q}{T}$. Microscopicamente, a entropia tem uma interpretação probabilística e está relacionada com a probabilidade de se encontrar o sistema em um determinado **microestado**. A Segunda Lei da Termodinâmica pode ser enunciada usando-se a entropia S da seguinte forma:

Em sistemas isolados termicamente, a entropia de um sistema submetido a processos reversíveis se mantém constante e a entropia do sistema submetido a processos irreversíveis sempre aumenta.

Os processos em que se dissipa energia em forma de calor (atrito) são irreversíveis e a variação de entropia é sempre positiva.

Existem diferentes formas de distribuir a energia E de um sistema entre seus átomos e moléculas. Cada estado associado à energia E é denominado de microestado.

SEGUNDA LEI

Leituras e Exercícios 11

Leituras

Leia sobre o assunto *Conservação da energia – Máquinas térmicas* na seção 8.4 do capítulo 8 do livro de A. Máximo e B. Alvarenga – *Física-volume único*. Estude das páginas 370 até 378. Preste especial atenção aos comentários sobre a Segunda Lei da Termodinâmica, na página 377.

Deste mesmo capítulo faça o exercício de fixação de 36 a 40, das páginas 378 e 379.

Leia nas seções 2.3, 2.4 e 2.5 do Capítulo 2 do livro-texto *Física 3 (eletromagnetismo)*, do GREF sobre os assuntos *A produção de Movimento nas Máquinas Térmicas, O Trabalho Realizado no Motor, Turbina a vapor: outro tipo de máquina térmica*. Preste especial atenção na aplicação da Primeira Lei da Termodinâmica apresentada na seção 2.4.

Deste mesmo capítulo, leia e reproduza os exercícios resolvidos apresentados nas páginas 129 a 134.

Exercício 1:

Na página 11 do Capítulo 2 do livro-texto GREF foram desenhados gráficos para cada uma das etapas da turbina improvisada desenhada na página 110. Os gráficos representam processos reversíveis. Os processos que ocorrem na sua turbina improvisada são reversíveis? Justifique a sua resposta.

Nesta aula, a Primeira Lei da Termodinâmica foi enunciada e aplicada em sistemas simples.

E para terminar...

A disciplina de Introdução às Ciências Físicas teve como um dos seus objetivos discutir, com maior profundidade e sob um enfoque pedagógico de cunho experimental e construtivista, parte do conteúdo de Física abordado no Ensino Médio.

Pretendemos atingir esses objetivos através dos experimentos, leituras e exercícios apresentados nos diferentes módulos.

- O método científico – a observação de um fenômeno, a elaboração de um modelo para descrevê-lo, previsões e verificação dessas previsões, tudo isso foi apresentado no Módulo 1. Os experimentos realizados com a caixa de Óptica permitiram construir um modelo para a propagação luminosa, a emissão de luz por fontes pontuais e extensas e a interação da luz com objetos transparentes e polidos, no domínio da Óptica Geométrica. Os experimentos caseiros permitiram entender a formação de imagens. Os textos ajudaram a organizar os resultados experimentais e a entender algumas aplicações práticas associadas ao nosso cotidiano.

- No Módulo 2 foram apresentadas algumas idéias sobre o sistema solar: a Lua e suas fases; o movimento dos planetas; as observações astronômicas antigas, Tycho Brahe e a sistematização de Kepler; Galileu; a Lei da Gravitação Universal; as idéias recentes sobre a formação e estrutura do Sistema Solar.

- No Módulo 3 foram discutidos: sistemas de referência, os vetores e suas operações, as grandezas cinemáticas, o conceito de força e as Leis de Newton. Foi realizado um experimento com a mesa de forças para mostrar que as forças são vetores e outro para estudar a força empuxo.

- Nos Módulos 4 e 5 foram enfatizados: a observação experimental e a realização de medidas; o planejamento de uma experiência; a obtenção de dados experimentais e a incerteza nestes dados; medidas diretas de massa, temperatura, comprimento, área, volume, corrente elétrica e voltagem etc. Foram feitas também apresentações e interpretações de resultados experimentais: tabelas e gráficos, e obtenção de informações a partir dos gráficos.

Foram apresentados textos históricos com a finalidade de mostrar a evolução das idéias na Física e dos modelos associados a elas.

O sucesso nesta disciplina está associado a um entendimento melhor do Método Científico, a um melhor desempenho em laboratórios de Física e a um aprofundamento nas áreas da Óptica Geométrica, Astronomia, Mecânica da Partícula, Eletricidade e Termodinâmica.

Boa sorte nas próximas disciplinas do seu curso de Física.

Modelos da matéria

Vivemos num mundo material. Tudo o que vemos, ouvimos, tocamos, degustamos ou cheiramos está composto de um ou mais materiais. Mesmo o nosso ouvido depende de sua interação com o ar, substância tão familiar, apesar de invisível. O interesse do homem primitivo pela matéria que constitui nosso meio ambiente cresceu a partir do momento em que ele reconheceu que esta poderia ser modificada. No início da nossa civilização esse controle era rudimentar. Os primeiros materiais utilizados pelo homem foram substâncias como a pedra, a madeira, os ossos e a pele dos animais, materiais que requeriam poucas alterações para seu uso. É apenas uma especulação saber quais foram os fenômenos físicos que induziram o homem primitivo a pensar sobre a natureza da matéria.

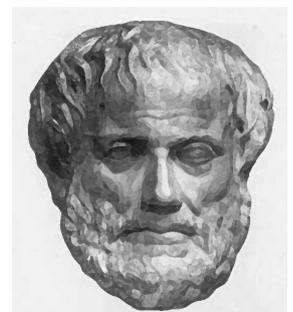
Provavelmente ele foi estimulado por fenômenos do seu cotidiano, como, por exemplo, pela observação das transformações observadas na natureza quando a madeira entrava em combustão, assim como pelas mudanças de estado reversíveis da água que, dependendo da temperatura, poderia aparecer em diversas formas, sólida, líquida e gasosa. Mas foi certamente a partir do domínio do fogo que o homem começou a utilizar-se dos diversos materiais e tentar modificá-los. Recipientes de cerâmica e metal apareceram no Oriente Médio e Ásia Menor por volta de 7000 a.C. É interessante lembrar que nos outros continentes o uso dos metais foi posterior. Na América, os primeiros recipientes cerâmicos datam de 3000 a.C., e a metalurgia aparece no Peru somente em 2000 a.C.

Hoje sabemos que a grande diversidade de formas e comportamentos observados no mundo material depende de sua composição química, mas a idéia de que a matéria tem estrutura e de que é formada por muitas partículas, pequeníssimas e invisíveis ao olho humano, é bem antiga. Pensa-se hoje que foi aventada pela primeira vez pelos filósofos gregos, Leucipo e seu discípulo Demócrito, que a sistematizaram.

Leucipo (500 a.C.) originou a teoria do atomismo. Suas idéias estavam baseadas em suposições feitas a partir da observação direta dos sentidos. Segundo Leucipo, a matéria: a) era formada por muitas partículas pequenas, que chamou de *atoma*, que em grego significa indivisível; b) os *atoma* estavam em constante movimento; c) através das colisões entre os *atoma* se formavam os diferentes compostos. Foi Demócrito 430-370 a.C. quem sistematizou as idéias cosmológicas e filosóficas do seu mestre. Para ele, o *Nada* (espaço) existia tanto como o *Mundo Físico* ou *Realidade* (o que era visto).

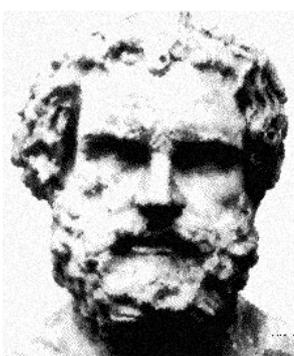


O domínio do fogo data de 500.000 a.C., quando o homem primitivo, originário da China (Chukutien), conseguiu, atritando duas pedras, provocar faíscas que permitiam que madeira e folhas secas entrassem em combustão quando necessário. Até essa época, o fogo era produzido por agentes naturais e devia ser mantido permanentemente aceso.



As idéias de Aristóteles, filósofo grego ~400 a.C., dominaram o conhecimento científico por 2.000 anos, tendo sido abraçadas pela Igreja Católica que as defendeu, até que Galileu e outros cientistas mostraram sua inconsistência no século XVI.

Os primeiros filósofos atomistas gregos, precursores da ciência ocidental, foram Leucipo, (Mileto, 500 a.C.). Seus estudos foram registrados pelos escritos do seu discípulo Demócrito (400a.C.), cujas origens são pouco conhecidas. Sabe-se que foi um abastado cidadão de Abdera, Trácia (Ásia Menor), viajou muito e viveu até uma idade avançada.



Para Demócrito (430-370 a.C.), os átomos existiam na matéria mas explicavam também as qualidades dos seres humanos, tais como percepção e a alma humana. O mau humor seria causado por átomos pontiagudos, enquanto a cor branca estaria formada por átomos lisos. Os átomos da alma seriam muito delicados, e portanto arredondados.

Sua noção do *Nada* era o vácuo, um espaço ilimitado onde se movimentavam uma infinidade de partículas que formavam o *Ser* (mundo físico). Essas partículas eram os *atoma* (átomos) eternos e invisíveis, tão pequenos que não poderiam ser vistos, e não poderiam ser modificados. Os átomos eram comprimidos e se distribuíam totalmente no espaço que ocupavam; eram homogêneos, diferindo apenas na sua forma, disposição, posição e grandeza. As diferenças de qualidade dos átomos, que são aparentes através dos nossos sentidos, são consequência das diferentes configurações e combinações dos átomos. Assim, um corpo é frio ou quente, doce ou amargo, duro ou mole somente pela forma em que os nossos sentidos reagem. *A única coisa que realmente existe são os átomos e o Nada.*

Demócrito explicou as propriedades da água pelo comportamento dos átomos, que visualizou como pequenas esferas perfeitamente lisas, que não poderiam se ligar umas às outras, diferentemente dos átomos do ferro, que seriam rugosos e irregulares, juntando-se para formar o sólido. Toda matéria era composta dos mesmos átomos eternos, assim poderia se pensar que nada possa ser construído ou destruído no sentido absoluto, apesar de que as coisas se transformem, modifiquem, mudem de aparência etc. É interessante lembrar que o conhecimento dos gregos antigos é feito através dos escritos de Platão e principalmente de Aristóteles que se opunham às idéias atomistas. Séculos mais tarde, Lucretius escreveu o poema *Da natureza das coisas* (do latim *De Rerum Natura*). No poema Lucretius descreveu um modelo da Natureza que apresenta paralelos notáveis com vários dos aspectos que viriam a ser estabelecidos, através de estudos científicos, somente a partir da era de Galileu, no século XVI. Pela sua importância como precursor das idéias da ciência moderna apresentamos a seguir uma síntese dos argumentos de Lucretius:

1. Nada é criado do Nada ou reduzido ao Nada (conservação).
2. O Universo tem um espaço infinito vazio (vácuo) e um número infinito de partículas materiais (átomos), que não podem ser divididas, mas as formas em que podem aparecer são finitas (elementos).
3. Os átomos são formados por partes internas muito pequenas, porém inseparáveis (teriam estrutura?).
4. Os átomos maiores têm um maior número dessas partes internas, mas mesmo assim são diminutos.
5. Todos os átomos estão em movimento constante e permanente.



Titus Lucretius Carus
(Roma, 95-55 a.C)
poeta e filósofo.

6. Todas as coisas são primordialmente sistemas de átomos em movimento, separados por maior ou menor quantidade de vácuo, que permite que se combinem de acordo com suas formas.

7. Todos os sistemas são divisíveis, e portanto mortais, à exceção dos deuses, e podem se modificar em termos da adição, subtração ou rearranjo dos átomos imutáveis (combinações químicas).

É importante lembrar que o atomismo dos antigos gregos não se fundamentava nas observações controladas da natureza, medidas, verificações e/ou experimentação. Os antigos gregos utilizavam o raciocínio quando tentavam explicar fenômenos físicos observados. Para eles, a ciência era um dos aspectos do abrangente sistema explicativo, filosófico. Assim, a idéia do átomo, como base da matéria, permaneceu ‘dormente’ por mais de 2.000 anos¹.

O próximo avanço real sobre o conhecimento da matéria se deveu ao químico inglês Boyle, que em 1661 publicou um livro no qual se apresenta pela primeira vez o conceito de substâncias puras, os elementos, a partir dos quais as substâncias mais complexas seriam compostas.

Boyle estudou a cor, como uma propriedade dos materiais que poderia diferenciar os elementos e foi o primeiro a fazer o “teste da chama”², que viria mais tarde a ser fundamental para o estudo dos espectros atômicos dos elementos. Com a colaboração de Robert Hooke, da Universidade de Oxford, cientista de grande habilidade experimental, que estudou as propriedades elásticas da matéria e que o ajudou a construir uma bomba mecânica. Com esse instrumento ele desenvolveu pesquisas pioneiras com o ar e sua função indispensável para a combustão, a respiração e a transmissão do som, estudo que descreve no seu livro: *Novos experimentos físico-mecânicos, em relação à mola do ar e seus efeitos*. O estudo do ar o levou a estudar o comportamento dos gases, que Boyle expressou na bem conhecida lei de Boyle, que mostra a relação entre o volume e a pressão de um gás a temperatura constante, $(P/V)_T = \text{constante}$.

Como muitos dos cientistas de sua época, Boyle era muito religioso e tentava coadunar sua profunda convicção científica com uma explicação consistente sobre o papel do Criador, que teria sido responsável por *fazer uma máquina tão perfeita que uma vez colocada em movimento funcionaria obedecendo a leis secundárias, que poderiam ser estudadas pela ciência*.



Robert Boyle
(inglês, 1627-1691)
Químico e filósofo natural mas conhecido pelos seus experimentos pioneiros com gases. Sua adesão ao ponto de vista corpuscular da matéria foi precursora da moderna teoria dos elementos químicos.

¹ O estudo dos alquimistas, em que pese sua pouca importância do ponto de vista puramente científico, trouxe avanços significativos no conhecimento das propriedades químicas dos materiais.

² Teste da chama: os elementos colocados na chama podem ser identificados pela variação da cor modificada da chama, sendo que cada elemento emite uma coloração própria. Esta evidência ficou explicada quando as técnicas de espectroscopia foram desenvolvidas.



Antoine L. Lavoisier
(francês 1743-1794)
Lavoisier e sua esposa,
no laboratório.



John Dalton

Os metais alcalinos, como lítio, sódio, potássio, rubídio e céσιο, foram descobertos em 1861. Seus compostos com cloro apresentam propriedades semelhantes, são incolores e solúveis em água. Cristais da forma sólida têm a mesma forma. Semelhanças foram também observadas em outros grupos: halogênios (flúor, cloro, bromo e iodo) e metais nobres (cobre, prata e ouro).

A formação de compostos químicos foi colocada numa base quantitativa pelo francês Lavoisier e o inglês Robert Priestley, seu contemporâneo, que pesaram cuidadosamente os ingredientes de uma reação química, num recipiente fechado, antes e após essa acontecer. Os resultados desses estudos mostraram que o peso de um composto é igual ao peso dos seus componentes, concluindo-se, assim, que uma reação química não acarreta em perda ou ganho de matéria. Desta forma eles comprovaram que a matéria é indestrutível e, portanto, se conserva em sistemas fechados.

O químico e físico John Dalton (inglês, 1766-1844) é com justiça considerado um dos pais da ciência moderna. Desenvolveu estudos experimentais sobre meteorologia, que registrou num diário de mais de 200.000 entradas, iniciado em 1787, e que continuou até o final de sua vida. Estudou a Aurora Boreal, fenômeno luminoso que aparece na atmosfera e que ele atribuiu a alguma relação entre esses raios e o magnetismo terrestre. Preocupou-se com instrumentação, apresentando trabalhos sobre diversos tópicos como o barômetro, o termômetro, o higrômetro, a chuva, a formação de nuvens etc. Foi Dalton, em 1808, que mostrou a importância do peso, quando propôs que este seria a característica que identifica os elementos. A possibilidade de associar diferentes elementos em certas proporções definidas permitiria explicar o peso dos compostos simples. Através dessa análise, Dalton foi o primeiro a demonstrar a existência do átomo como uma entidade independente. Como atesta sua obra de investigação em química, Dalton, que era um excelente experimentalista, e obtinha dados em grandes quantidades, possuía um talento para formular teorias a partir de grandes quantidades de dados experimentais. Seus trabalhos iniciais o levaram a formular a Lei das Pressões Parciais e dessas experiências resultou sua teoria, de acordo com a qual *um gás expande quando sua temperatura aumenta*. Ele inventou um sistema de símbolos químicos, mediu os pesos relativos dos átomos e em 1803 organizou-os numa tabela. Formulou também a teoria das combinações químicas de diferentes elementos, observando que estas combinações sempre acontecem em proporções numéricas simples dos seus pesos. Sua obra mestra foi a síntese da teoria atômica, que afirma que *todos os elementos são compostos por partículas (átomos) muito pequenas e indestrutíveis, todas iguais e que têm o mesmo peso atômico, para cada um dos elementos*.

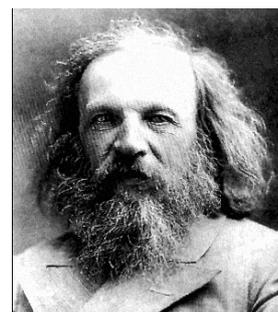
Até o final do século XIX, um total de 65 elementos químicos tinham já sido isolados pelos trabalhos elaborados por um grupo bastante numeroso de cientistas, e o grande passo à frente aconteceu quando se reconheceu que grupos de elementos apresentavam propriedades semelhantes, como se todos eles pertencessem a uma mesma família. Em 1865 o inglês John Newlands mostrou que, caso os elementos fossem listados na ordem ascendente dos seus pesos atômicos, os membros de uma mesma família apareceriam a intervalos regulares.

Cada oitavo elemento pertence a uma mesma família, de acordo com sua lei dos oitavos. Essa proposta foi mal recebida pelos cientistas, que o ridicularizaram, argumentando que poderia ser possível classificar os elementos até pela ordem alfabética dos seus símbolos.

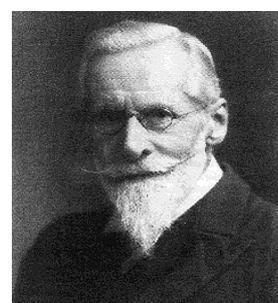
Alguns anos mais tarde, uma proposta semelhante feita por Dmitri Mendeleev, diferentemente de Newlands, ganhou amplo suporte da comunidade científica, e a Tabela Periódica dos elementos até hoje utilizada leva seu nome. Pode se especular que a aceitação de sua tabela tenha vindo da verificação das predições por ele feitas. Ele reconheceu a importância dos espaços vazios na Tabela, que seriam preenchidos por elementos que ainda não teriam sido descobertos. Assim, conseguiu fazer previsões para vários elementos que foram posteriormente encontrados. Ele descreveu as propriedades do germânio com notável precisão vários anos antes de sua descoberta.

Com a chegada do século XX, encontrar a causa da periodicidade dos elementos químicos transformou-se num grande desafio para os cientistas, e a idéia de que o átomo não era assim tão indivisível e impenetrável, como Newton tinha pensado, levou a procurar evidências experimentais sobre a estrutura interna dos átomos. Foi William Crookes quem construiu um aparelho muito simples dando início à série de descobertas que permitiram ‘abrir’ o átomo. Ele construiu um tubo de vidro, com dois fios metálicos nas suas extremidades, e retirando o ar, fez vácuo no seu interior e selou-o. Conectando os fios metálicos a uma fonte de alta voltagem, observou um brilho fluorescente na superfície interna do tubo, que aparecia somente quando a pressão do ar no tubo era menor que 1/100 da pressão atmosférica. Crookes demonstrou que esse fenômeno era causado pela emissão do fio metálico que tinha polaridade negativa, chamado por ele de cátodo, o que deu origem à denominação desses raios, até hoje denominados raios catódicos. Estes raios são invisíveis, porém ao interagir com a matéria apresentam efeitos visíveis. Em 1895, Roentgen descobriu que esses raios são capazes de produzir outros raios quando atingem um alvo sólido, raios que denominou raios X, observando que estes atravessariam espessuras de diversos materiais, assim como também os tecidos humanos. Henry Becquerel fez a descoberta da radioatividade quando observou que o sulfato de urânio potássio emitia continuamente uma radiação mais penetrante do que os raios X.

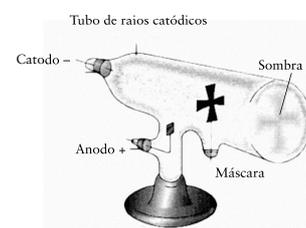
Em 1897, J. J. Thomson realizou experimentos modificando o tubo de Crooke, colocando na posição do condutor positivo uma placa com um pequeno orifício. Os raios catódicos, que se movimentavam em linha reta, passando pelo buraco, colidiam com uma placa de vidro fluorescente.



Dmitri Mendeleev
(russo, 1834-1907)



Sir William Crookes
(inglês, 1832-1919)



Tubo de Crookes



William Roentgen
(alemão, 1845-1923)
descobridor dos raios X.



J. J. Thomson
(inglês, 1856-1940)

J. J. Thomson estudou o efeito de campos magnéticos e elétricos sobre os raios catódicos e foi o primeiro a mostrar que esses raios eram constituídos por partículas de carga negativa, que ele chamou de *elétrons*, conseguindo também determinar a razão carga/massa das partículas observadas. Num dos seus trabalhos Thomson descreve seus experimentos

Os experimentos discutidos neste artigo foram iniciados com a expectativa de obter informações sobre a natureza dos raios catódicos. As mais diversas opiniões são mantidas sobre estes raios; de acordo com a praticamente unânime opinião dos físicos alemães estes têm origem num processo (ondulatório) que acontece no éter, ao qual nenhum fenômeno até agora observado é análogo; outro ponto de vista sobre esses raios é que sejam de fato totalmente materiais e identifiquem a passagem de partículas materiais carregadas com eletricidade negativa... A teoria da partícula eletrificada tem, para os propósitos da minha pesquisa, uma grande vantagem sobre a teoria ondulatória, desde que é definida e suas conseqüências podem ser previstas; com a teoria ondulatória é impossível fazer-se previsões porque estamos lidando com fenômenos não observados no éter, de cujas leis somos 'ignorantes'.

E falando dos seus experimentos com o tubo de raios catódicos Thomson continua:

...este experimento mostra que 'alguma coisa' carregada com eletricidade negativa é emitida pelo cátodo, viajando em ângulo reto em relação a ele, e que 'essa coisa' é defletida por um ímã; ainda pode ser discutível que os raios catódicos sejam a causa da eletrificação medida no eletroscópio... observa que quando os raios catódicos são defletidos por forças magnéticas, a eletrificação segue o mesmo caminho dos raios, e que esta eletrificação negativa está associada sempre com os raios catódicos.

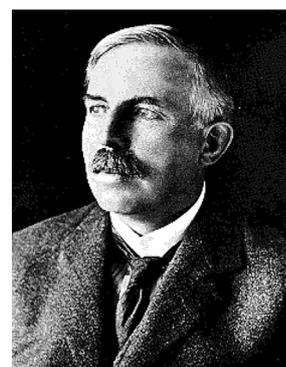
Os resultados de Thomson foram posteriormente observados e encontrados de forma independente pelo cientista francês Jean Perrin. Robert Millikan (1879-1955) conseguiu determinar experimentalmente a carga elétrica absoluta do elétron, e utilizando os dados da razão carga/massa obtidos por Thomson, verificou que a massa do elétron era aproximadamente 2.000 vezes menor que a do átomo de hidrogênio. Assim, o elétron foi a primeira partícula subatômica a ser descoberta, conferindo ao átomo uma estrutura interna.

Os fatos de serem os elétrons negativos e de se conhecer as massas do átomo e do elétron, levaram Thomson a pensar que o átomo seria composto por uma massa positiva na qual estariam encaixados os elétrons correspondentes, semelhantes às uvas-passa num bolo. Outros cientistas pensaram em pares positivo-negativos e um físico japonês, Nagaoka, em 1904, olhou para o átomo como se fosse uma réplica do planeta Saturno, que por ser tão pesado atrai e mantém seus anéis em órbita.

Alguns anos mais tarde, Ernest Rutherford (1871-1937), fazendo estudos de materiais radioativos com um método semelhante ao de Thomson, mostrou experimentalmente que as partículas alfa (α), emitidas por materiais radioativos, tinham carga positiva dupla e massa quatro vezes maior que a do átomo de hidrogênio. Ficou claro desse modo que as emissões radioativas eram de fato partículas subatômicas, e Rutherford as utilizou como pontas de prova para estudar a estrutura atômica. Com dois colegas, Geiger e Marsden, ele fez um experimento no qual um alvo de ouro muito fino era bombardeado por partículas alfa. O estudo do espalhamento das partículas alfa pelos átomos de ouro mostrou que a maioria das partículas alfa atravessava o alvo, devido ao fato de que os elétrons ofereciam pouca resistência, sendo que apenas 1 partícula alfa em 10.000 defletia em ângulos muito grandes e algumas ricocheteavam, voltando para atrás, na direção do alvo. Rutherford fez a analogia de que esse resultado seria semelhante a se jogar uma bala de canhão contra um alvo de papel de seda e observar que a bala voltava na direção inversa à da chegada. Para interpretar esse resultado, Rutherford aventou a hipótese do *átomo nuclear*, em 1911, formado por um núcleo pesado e positivo, localizado no centro do átomo e muito pequeno em relação às dimensões do átomo, com os elétrons movimentando-se em órbitas externas, como se fosse um pequeno ‘sistema solar’. Esse modelo foi questionado porque não poderia explicar: 1. Os espectros atômicos, cujas linhas identificam o elemento e que são como as impressões digitais do átomo e 2. A estabilidade do átomo, que segundo as teorias do eletromagnetismo, faria com que os elétrons irradiassem energia constantemente em direção ao núcleo, o que não foi observado. Assim, era importante explicar a causa que manteria os elétrons se movimentando em órbitas “estacionárias” em torno do núcleo.

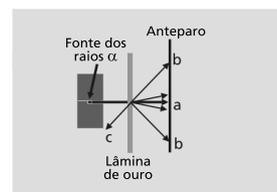
A observação de espectros atômicos característicos dos átomos, o fato das linhas identificar uma emissão de energia constante, como observado pela cor (frequência) das linhas, levou Niels Bohr (1913) a pensar que cada átomo teria *um certo número discreto de órbitas eletrônicas estáveis, e que os elétrons poderiam emitir ou absorver energias discretas*. Em 1913, Bohr descreveu a estrutura do átomo de Rutherford:

...de acordo com essa teoria, os átomos consistem em um núcleo positivamente carregado rodeado por um sistema de elétrons que são mantidos juntos pelas forças atrativas do núcleo; a carga total negativa dos elétrons sendo igual à carga positiva do núcleo... a suposição da existência dos núcleos, que ocupam um espaço muito pequeno do volume do átomo, é necessária para explicar os resultados do espalhamento de partículas alfa nas experiências de Rutherford.

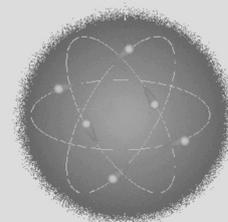


Ernest Rutherford
(Nova Zelândia,
1871-1937)

Experiência de Rutherford



Niels Bohr
(dinamarquês,
1885-1962)

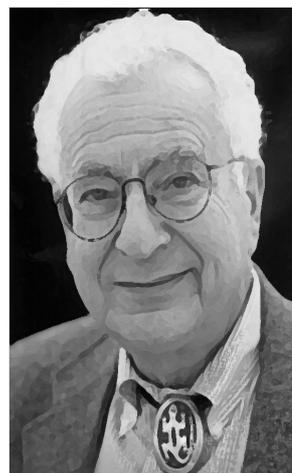


Modelo do átomo
de Bohr

O “salto quântico” de um elétron de um estado a outro de energia, entre níveis diferentes, explica as linhas dos espectros observadas:
 $E = h (\text{const. Planck}) \times \text{frequência da radiação emitida.}$

Até a descoberta do nêutron, em 1932, por James Chadwick (1891- 1975) pensava-se que o átomo seria formado apenas por elétrons e prótons. Bombardeando berílio com partículas alfa, Chadwick observou que a radiação... *consistia em partículas de massa praticamente iguais à massa do próton mas que não possuíam carga.*

Os estudos experimentais do núcleo realizados nos últimos 50 anos e os avanços teóricos da mecânica quântica estabeleceram um quadro bem mais complexo do que a estrutura atômica acima apresentada. Hoje está bem estabelecido que o núcleo está formado por prótons e nêutrons, e essas duas partículas subnucleares (nucleons) são ainda formadas por outras partículas, os *quarks*, que têm carga fracionária do elétron. Existem dois tipos de quark denominados *up* e *down*. O quark *up* tem $+2/3$ da carga eletrônica e o quark *down* possui carga eletrônica $-1/3$. Assim, o próton estaria formado por uma combinação de dois quarks *up* e um quark *down*, conferindo-lhe a carga $[+4/3 + (-1/3)] = 1$ carga eletrônica positiva. Da mesma forma, o nêutron estaria formado pela combinação (quark *up* e dois quark *down*, ou seja, $+2/3 + (-2/3) = 0$, o que explicaria a carga nula do nêutron.



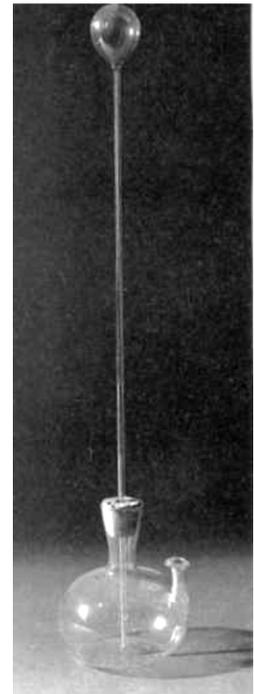
Murray Gell-Man
(americano, 1929)
Autor da teoria que propôs a existência dos “quarks”, prêmio Nobel, 1969.

Breve histórico da termometria

Idéias intuitivas do que é a sensação de quente e frio são antigas. É conhecimento do senso comum que o contato com um corpo quente modifica alguma ‘coisa’ num corpo frio, de forma tal que após algum tempo os dois se encontram num mesmo estado de ‘calor’. Quando alguma ‘coisa’ se modifica, suas mudanças provocam uma situação de ‘equilíbrio’ entre corpos, inicialmente, com diferentes temperaturas. Estas mudanças só vieram a ser estudadas no século XVIII, quando a distinção entre calor e temperatura ficou bem estabelecida. Até lá, cientistas como Isaac Newton, Joseph Black e outros utilizaram expressões como *intensidade*, *quantidade* ou *grau de calor* para referir-se ao que hoje conhecemos como *temperatura* dos corpos. Naquela época, quando dois corpos estavam em equilíbrio, eles possuíam a ‘mesma’ quantidade de calor.

Para Aristóteles (384-322 a.C.), a temperatura media o grau de, mistura de qualidades opostas: *frio e quente*. O médico grego Galeno (129-200) propôs a existência de quatro *graus de temperatura*, partindo de uma origem que definiu como ‘ponto neutro’, que seria o ‘estado de calor’ de uma mistura de quantidades iguais de gelo e água fervente. Dessa forma seria possível reproduzir razoavelmente a escala de Galeno em qualquer lugar.

Os instrumentos precursores do termômetro parecem ter surgido no século XVI, quando diversos artefatos originários da época helênica¹ foram recuperados. Philo de Bizâncio (século I a.C.) e Heron de Alexandria (século I d.C.) inventaram aparelhos cujo funcionamento envolvia a dilatação de fluidos e alguns conceitos de hidrostática. A idéia era que esses artefatos funcionavam devido à expansão do ar quando este era aquecido. Mas sua adaptação para *medir* o grau de ‘quentura’ não tinha sido aproveitada no passado e, assim, a construção do primeiro *termômetro* é atribuída a Galileu. Ele mesmo não atribuiu muita importância ao seu instrumento, já que apenas referiu-se casualmente a ele nos seus escritos. O instrumento era constituído de um bulbo de vidro contendo ar, com um tubo fino e longo que era introduzido num recipiente com água. Quando a temperatura do bulbo mudava, o ar no seu interior expandia ou contraía, modificando a altura da coluna de água. Galileu não utilizou escalas graduadas, mas ele sabia que o contato do bulbo do seu termoscópio com um objeto à temperatura diferente faria com que os dois corpos entrassem em equilíbrio e, portanto, para cada altura da coluna de água haveria uma única temperatura.



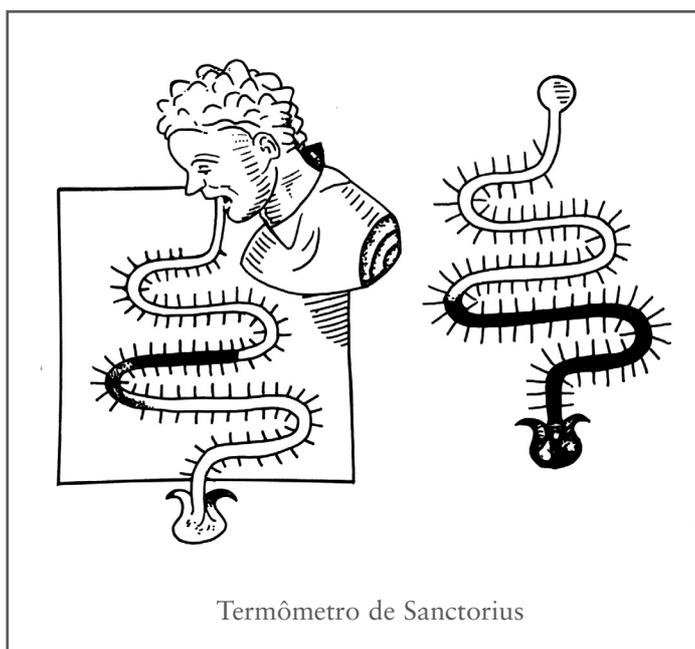
O termoscópio de Galileu

¹ Os helênicos queriam estudar a dilatação como evidência do vácuo.

De fato, Galileu afixou uma fita de papel e marcou, arbitrariamente, 8 intervalos iguais, cada um destes sendo subdividido em 60 intervalos menores. Vários cientistas contemporâneos do Galileu, Jan Baptista van Helmont (belga, 1579-1644) e Francis Bacon (inglês, 1561-1626) descreveram também instrumentos muito semelhantes.

Foi somente no final do século XVII e início do século XVIII que os instrumentos para medir temperatura foram desenvolvidos, e a partir daí tornou-se possível discriminar os conceitos de calor e temperatura.

É a um médico italiano, Sanctorius (romano, 1561-1636), a quem se atribui a adaptação do termômetro de Galileu para a medida da temperatura do corpo humano. O tubo de Galileu, modificado em forma de serpentina, foi graduado com pequenas contas de vidro, igualmente espaçadas, e as extremidades da região, assim divididas, foram definidas pela diferença da altura da água quando se colocava o aparelho em contato com gelo e com a chama de uma vela. Este procedimento representaria uma primeira tentativa de utilização de *pontos fixos* para calibrar uma escala. Quando a extremidade livre era colocada na boca de um paciente, a posição da coluna de água indicaria sua 'temperatura'.

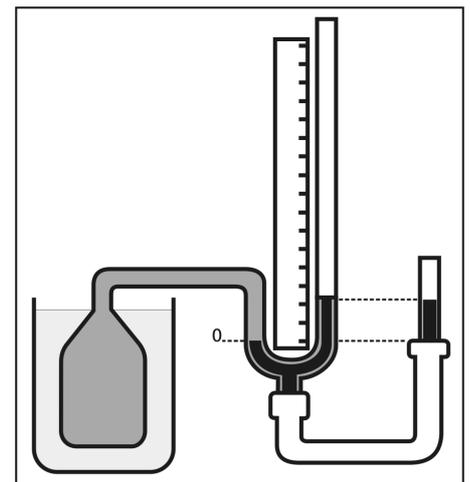


A partir dessa época, diversas tentativas foram feitas para transformar o termobariscópio do Galileu, cuja *substância termométrica* era o gás (ar) contido no bulbo, em termoscópio. Para isso, o bulbo era invertido, colocando-se água no seu interior e fechando-se a outra extremidade do tubo, para evitar o efeito da pressão atmosférica. Esse instrumento teve desempenho decepcionante, já que a água dilata muito pouco e as medidas de temperatura se tornaram pouco discriminadas, havendo ainda problemas de irregularidade nas temperaturas de congelamento da água. Um aluno do Galileu, o Duque Ferdinando II de Medici (1610-1670), utilizou álcool como substância termométrica, cuja resposta era mais sensível a pequenas diferenças de temperatura, já que o álcool dilata mais que a água. Ele mostrou que sendo o ponto de congelamento do álcool menor que o da água, este termômetro poderia ser utilizado também durante o inverno.

À medida que estes instrumentos rudimentares foram desenvolvidos e aperfeiçoados, e com o reconhecimento da necessidade de utilizar-se escalas reproduzíveis, os estudos concentraram-se na procura de *pontos fixos*, característicos de certas substâncias, que permitissem calibrar as escalas dos termoscópios.

Foi Robert Hooke quem primeiro observou que as temperaturas de fusão e ebulição de todos os corpos eram constantes. Essa idéia era correta somente para substâncias puras cristalinas que apresentam temperaturas de transição de fase bem definidas, não sendo válida para o caso de substâncias amorfas. Estas observações ainda não levaram em consideração que a temperatura dos pontos fixos seria também dependente da pressão local. Já os gregos sabiam que a matéria se expande quando aquecida e a própria teoria atômica foi desenvolvida nesse contexto. A discussão para a escolha de temperaturas constantes na natureza, para seu uso como referenciais das escalas termométricas, levou a uma disputa entre os cientistas da época. Um dos grupos queria estabelecer um *padrão universal de termômetro*, que, a semelhança do metro² e do quilograma padrão³, poderiam ser copiados para fazer réplicas secundárias fiéis ao original, que seriam levadas para os diversos laboratórios. O outro grupo preferia a adoção de uma escala padrão, que poderia ser utilizada em qualquer termômetro, independente do material termométrico empregado, dimensões do instrumento etc. Era, portanto, importante fazer-se uma escolha universal dos pontos fixos, e essa proposta foi feita de forma independente por Robert Boyle, Edmé Mariotte e Christian Huyghens na segunda metade do século XVII.

A partir dessa época iniciou-se uma etapa de estudos experimentais, para aperfeiçoar as medições de temperatura, desenvolvendo-se pesquisas sobre as *qualidades sensíveis* (que hoje chamamos de propriedades dos materiais) para poder-se construir instrumentos confiáveis que pudessem ser utilizados universalmente. Foram construídos instrumentos que utilizavam a propriedade de dilatação dos líquidos como água, álcool e o mercúrio, que já fora anteriormente utilizado na construção de barômetros. Após diversas tentativas para a escolha de pontos fixos⁴ para a calibração de escalas termométricas, foram selecionados os pontos fixos de fusão e de ebulição da água pura à pressão normal e ao nível do mar.



Termômetro de gás

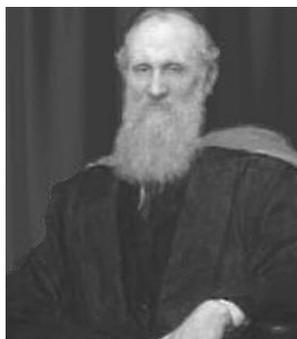
² Os franceses estabeleceram o metro padrão ou padrão primário, utilizado como primeiro padrão universal de comprimento, construído por volta de 1790 e definido como a distância entre duas marcas indicadas num objeto com seção em X, feito de platina – irídio, dois metais duros que asseguravam sua indeformabilidade.

³ O padrão internacional de massa é o quilograma (kg), corpo feito de uma liga de platina/irídio mantido em condições controladas de pressão, temperatura e umidade e guardado no Instituto de Pesos e Medidas de Sèvres, França.

⁴ A Escola de Florença (Itália), fundada pelo Duque de Medici, escolheu como os dois pontos extremos a temperatura mais baixa na cidade de Florença e a temperatura do corpo humano. Obviamente nenhum dos dois seriam reproduzíveis, nem mesmo na própria cidade de Florença. Um outro cientista, o francês Joachim Dalencé, construtor de instrumentos meteorológicos, preferiu utilizar como pontos fixos a temperatura de fusão do gelo e da manteiga, dividindo o intervalo entre estes dois em 20 partes iguais.

Concomitantemente aos estudos desenvolvidos por diversos cientistas para a construção de instrumentos mais precisos, foram feitas pesquisas sobre o fenômeno da dilatação térmica. Esses estudos foram realizados para solução dos problemas técnicos relacionados à instrumentação científica, como encaixes de peças metálicas, relojoaria, dilatação do comprimento dos pêndulos, que eram utilizados para a construção de relógios etc.

Em 1702, o francês Guillaume Amontons (1663-1705) desenvolveu um termômetro preciso baseado na pressão do ar. Ele inventou um método para medir a variação de temperatura em função da variação proporcional da pressão de uma massa de ar mantida a volume constante. O instrumento consistia num tubo em U no qual se mantinha o volume do ar, enquanto sua pressão, medida pela coluna de mercúrio no tubo, era variada e medida a várias temperaturas. Os trabalhos de Amontons levaram à construção do moderno termômetro a gás. Kelvin usou a teoria de Sadi Carnot para provar a existência de uma temperatura absoluta e, posteriormente, ao conceito de zero absoluto.



Lord Kelvin
(inglês, 1824-1907)

As duas escalas de medida de temperatura mais frequentes e ainda utilizadas são a escala Fahrenheit, ou escala inglesa, que atribui o valor 32°F à fusão do gelo e 212°F à água em ebulição, sendo o intervalo dividido em 180 partes iguais, denominadas grau Fahrenheit [$^{\circ}\text{F}$]. O fato desta escala utilizar valores tão diferentes deve-se a que ela foi originalmente escolhida para ser utilizada nos países frios, onde as temperaturas mais baixas seriam sempre negativas numa escala que escolhesse o 0 grau como referencial para a fusão do gelo. Outro aspecto é que a temperatura normal do corpo, $\sim 37^{\circ}\text{C}$ na escala Celsius e $98,6^{\circ}\text{F}$ na escala Fahrenheit, fica assim definida com dois dígitos, sendo que os três dígitos 100°F indicam febre. Esse fato facilitou a ação dos enfermeiros, que sabiam que deveriam medicar os pacientes quando a temperatura atingisse os três dígitos. Foi o astrônomo Anders Celsius (sueco, 1701-1744) que propôs a primeira escala centígrada baseada nos pontos de fusão do gelo e ebulição da água.

Os estudos da equivalência entre calor e energia, iniciados por Lord Rumford e continuados por J. P. Joule e outros, levariam ao desenvolvimento de escalas absolutas de temperatura, realizado mais tarde por Kelvin e Rankine.

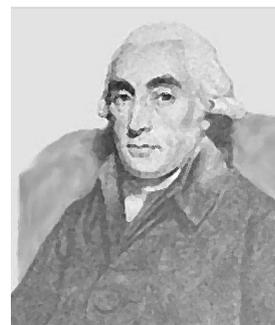
Conceitos básicos do calor

É freqüente observar que nas diversas etapas do desenvolvimento científico, os avanços das novas descobertas se dão quando há, ao mesmo tempo, um avanço ‘tecnológico’. Segundo Davy “nada tende a provocar o avanço do conhecimento tanto quanto a aplicação de um novo instrumento.”

O cientista Galileu Galilei (1564-1642), que desenvolveu estudos sobre fenômenos térmicos, dentre muitos outros instrumentos, inventou o primeiro instrumento prático para a medida da temperatura, um termoscópio, termômetro rudimentar, sensível mas de baixa acurácia, que construiu para medir a temperatura do corpo humano. Nos séculos XVII e XVIII houve grandes avanços no campo da termometria. Gabriel Fahrenheit (1686-1736), Ferchault de Reaumur (1683-1757) e Anders Celcius (1701-1744) melhoraram os termômetros líquidos e mediram vários pontos fixos, como a temperatura do gelo fundente, que mostrou ser constante. As temperaturas de fusão a pressão constante, que são sempre as mesmas para as substâncias puras, foram denominadas *pontos fixos*, característicos da substância específica, a partir da qual as escalas termométricas puderam ser estabelecidas.

Joseph Black (escocês, 1728-1799) professor de química, fez estudos muito importantes sobre o comportamento do calor, através de experimentação cuidadosa com a ajuda dos termômetros já desenvolvidos por seus antepassados. Ele deu origem ao estudo da ‘*ciência da calorimetria*’ que transformou o estudo do calor num corpo científico de conhecimento, mostrando experimentalmente a diferença entre os conceitos de *temperatura* e *quantidade de calor*, que até então eram freqüentemente confundidos. Esses estudos o levaram ao conceito de *calor específico*, que ele chamou de *capacidade para calor* das substâncias; fez a descoberta do conceito de *calor latente*, quando observou que nas mudanças de estado do gelo para água ou da água para vapor, grandes quantidades de calor eram absorvidas sem mudança de temperatura.

Em função da importância de saber como é pensado um novo conhecimento em ciência, é reproduzido, a seguir, um parágrafo original de Black¹, no qual ele explica os fenômenos relacionados com os conceitos de *equilíbrio*, *calor* recebido ou fornecido, *efeito da massa* quando há troca de calor num sistema e qual a influência do tipo de substância.



Joseph Black
(escocês, 1728-1799) professor de Química, fez medidas cuidadosas com ajuda de termômetros sobre o comportamento do calor. Seus escritos foram publicados somente após sua morte.

¹ Tradução nossa, W. F. Maggie, *A Source Book in Physics*, McGraw Hill Book Company, Inc, NY, 1935.

...mesmo sem a ajuda de termômetros pode ser percebida a tendência do calor de difundir-se de um corpo quente para outros mais frios que se encontrem na sua vizinhança, até se distribuir entre eles de tal forma que nenhum deles leva mais do que os outros. O calor é assim levado a um estado de equilíbrio que é muito curioso. Encontramos que uma vez que essa ação mútua cessa, nesse estado de equilíbrio, um termômetro colocado junto a qualquer um desses corpos atinge o mesmo grau de expansão: portanto as temperaturas de todos eles é a mesma, e o equilíbrio é universal... Podemos adotar, como uma das regras mais gerais do calor, que todos os corpos que se comunicam livremente entre eles, e quando não expostos a nenhuma desigualdade de ações externas, adquirem a mesma temperatura como a indicada pelo termômetro. Todos atingem a temperatura do meio externo.

...esse estado de ‘calor igual’ entre os diferentes corpos é o que chamo de *equilíbrio do calor*.

...Supunha-se que as quantidades de calor necessárias para aumentar o calor de corpos diferentes um mesmo número de graus, estavam em proporção direta com a quantidade de massa de cada um; portanto, quando os corpos são do mesmo tamanho, as quantidades de calor serão proporcionais à sua densidade. Mas quando comecei a pensar nesse assunto (1760), percebi que esta idéia era errada, e que as quantidades de calor que diferentes substâncias devem receber, para reduzi-las a um estado de equilíbrio, ou para aumentar suas temperaturas de um mesmo número de graus, não estão na proporção das suas massas, mas em proporções bem diferentes, (...)

No parágrafo acima, Black chega à conclusão de que a troca de calor entre massas iguais está relacionada com alguma propriedade da matéria diferente da sua densidade. Os estudos de Black demonstram que as temperaturas de equilíbrio de misturas de massas iguais de mercúrio e água, água e água conduzem a resultados diferentes. Ele verificou, por meio de experimentos cuidadosos, que uma massa de mercúrio aquece muito mais rapidamente que uma massa igual de água, e que o mesmo pode se dizer para o processo de esfriamento. Antes destes experimentos supunha-se que o mercúrio sendo mais denso levaria muito mais tempo para esfriar ou aquecer do que uma massa equivalente de água.

A partir destes estudos, Black estabeleceu um novo conceito, que caracteriza a propriedade da matéria que determina como o calor é absorvido/cedido pela matéria, o *calor específico*.

Análise qualitativa do calor

No final do século XVIII pensava-se que o calor seria uma espécie de fluido, que passava de um corpo mais quente para outro mais frio. Sadi Carnot²(francês 1796-1832) fez a analogia com o comportamento semelhante ao da água que escoava entre dois recipientes conectados, passando de um nível mais alto para outro mais baixo até que os níveis nos dois recipientes sejam iguais. O calor fluiria de um corpo a temperatura maior para um outro a temperatura menor até que os dois estivessem à mesma temperatura. Esse fluido foi chamado de *calórico*.

Os pressupostos básicos da teoria do calórico podem ser resumidos assim:

i. O calórico é sensível às variações de temperatura, passando de um corpo quente para um frio quando colocados em contato.

ii. Durante um processo físico o calórico se conserva, não pode ser produzido nem destruído.

iii. O calórico seria um fluido elástico que pode penetrar todas as substâncias, formado por partículas que são atraídas pelas partículas dos corpos e repelidas pelas partículas do próprio calórico.

No início do século XVIII, em que pese a aceitação dessa teoria pela maioria dos cientistas da época, vozes dissonantes, como a do cientista inglês Isaac Newton que levantou críticas porque certos fenômenos não seriam explicados satisfatoriamente, como o caso da produção de calor quando se atritam dois corpos. Newton afirmou que: “...o calor consiste num minúsculo movimento de vibração das partículas”.

Para os defensores do calórico, a produção de calor quando dois corpos são atritados poderia ser explicada pensando-se o calórico contido nos corpos como se fosse *algo* sendo ‘espremido’ para fora, de forma semelhante ao que acontece quando se espreme água de uma esponja molhada.

Lavoisier e Laplace tentaram conciliar as duas teorias, o calórico e o movimento das partículas, afirmando que ambas as teorias poderiam explicar a natureza do calor. Mas Lavoisier fez medidas muito precisas das massas de matéria e dos gases produzidos durante a combustão em um recipiente fechado e verificou que a massa total no interior do recipiente permanecia constante. Portanto, a idéia da materialidade do calor foi contestada.

² Os estudos de Sadi Carnot sobre o ciclo da máquina térmica e o princípio da reversibilidade levaram ao desenvolvimento da termodinâmica moderna. Escreveu um famoso livro: *O poder do fogo*.



Benjamim Thompson
Conde de Rumford
(norte-americano,
1753-1814).

Nessa época, o método experimental já era considerado pelos cientistas como o método para o estudo das ciências naturais. Assim, para poder-se chegar a uma conclusão sobre qual dos modelos do calor era válido seria necessário obter-se uma resposta fundamentada em resultados experimentais.

Um engenheiro de origem norte-americana, Benjamim Thompson, a serviço do exército alemão, observou que uma furadeira, ao perfurar o cano de um canhão, soltava pequenas partículas do metal (limalha). Segundo a teoria do “calórico” descrita por Lavoisier, as limalhas liberariam o calórico produzindo aquecimento no sistema. Entretanto Rumford observou que quando a broca estava “cega” e não conseguia perfurar o cano, portanto não produzia limalha, que era supostamente a origem do calórico, o sistema continuava aquecendo, produzindo uma quantidade enorme de calor.

Em 1798, Rumford fez a seguinte observação sobre a teoria do calórico, que estabelecia um limite para a quantidade de calor que um corpo poderia ceder ou receber. Diferentemente das experiências comuns onde existe troca de calor, a quantidade de calor que é obtida é ‘ilimitada’, enquanto se mantém o movimento entre as superfícies;

...tendo estado ultimamente ocupado na superintendência de perfuração de canhões, nas oficinas de Munique, fiquei impressionado com o grau muito considerável de calor que um canhão de bronze adquire, em um curto tempo, ao ser perfurado, e com o calor ainda mais intenso (muito mais elevado do que o da água em ebulição, como descobri pela experimentação) das aparas metálicas dele separadas pela furadeira...

Como explicar o calor realmente produzido na operação mecânica acima descrita? O próprio Rumford conclui:

...E, meditando sobre este assunto, não devemos esquecer de considerar que a fonte de calor gerada pelo atrito nessas experiências *parece* ser inexaurível. É desnecessário acrescentar que *algo que um corpo ou um sistema de corpos isolados possa continuar a fornecer sem limitações não poderia ser de natureza material*; e a mim, me parece difícil, se não impossível, formar qualquer idéia diferente de ‘algo’ capaz de ser excitado e transmitido do modo como o calor o é nessas experiências excetuando o movimento.

Rumford fez um experimento em praça pública utilizando uma ferramenta cega que girava sobre uma superfície metálica lisa durante horas seguidas sem produzir partícula alguma de metal. O calor produzido era tanto que a água utilizada para resfriar o sistema atingia o ponto de ebulição e se transformava em vapor.

Essas experiências preliminares forneceram elementos para o estabelecimento de um modelo do calor associado ao movimento, experiências que levaram a abandonar definitivamente o modelo do calórico.

Os resultados de Rumford, que morreu em 1814, foram criticados e por não serem conclusivos foram praticamente ignorados até a metade do século XIX, quando Julius Mayer (alemão, 1814-1878) sugeriu que calor e trabalho eram equivalentes e poderiam ser transformados um no outro³. Quase na mesma época, James Prescott Joule fez medidas do ‘calor equivalente do trabalho’, posteriormente denominado *equivalente mecânico do calor*. Em 1840, Joule apresentou o seu primeiro resultado importante à Academia Real Inglesa, onde mostrou seus resultados sobre a conversão do calor gerado por uma corrente elétrica em um condutor, que é proporcional ao quadrado da corrente, sendo a constante de proporcionalidade a resistência elétrica do condutor.

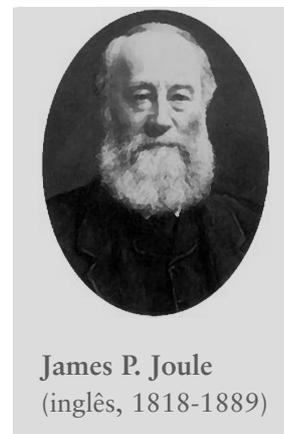
calor gerado = resistência x (corrente elétrica) x (corrente elétrica)

Os resultados experimentais da conversão de diversas formas de energia em calor obtidos por Joule, realizados de 1837 a 1847, foram melhorados por ele e forneceram resultados consistentes com o valor hoje conhecido do *equivalente mecânico do calor*, 4,18 joules/caloria, com um erro da ordem de 1%. Na conclusão do seu artigo, ele resume seus resultados:

1° Que a quantidade de calor produzida pelo atrito dos corpos, sejam estes sólidos ou líquidos, é sempre proporcional à quantidade de força⁴ cedida.

2° A quantidade de calor capaz de aumentar a temperatura de uma libra (lb) de água⁵ (pesada no vácuo, à temperatura entre 55° e 60°) em 1°F, requer o uso de força⁶ mecânica, representada pela queda de 772 libras (lbs) através do espaço de um pé (foot) para ser atingida.

Joule obteve reconhecimento em vida por ter estabelecido quantitativamente a conservação de energia, através de experiências quantitativas muito cuidadosas.



James P. Joule
(inglês, 1818-1889)

³ O princípio de conservação de energia foi anunciado formalmente por Hermann von Helmholtz em 1867.

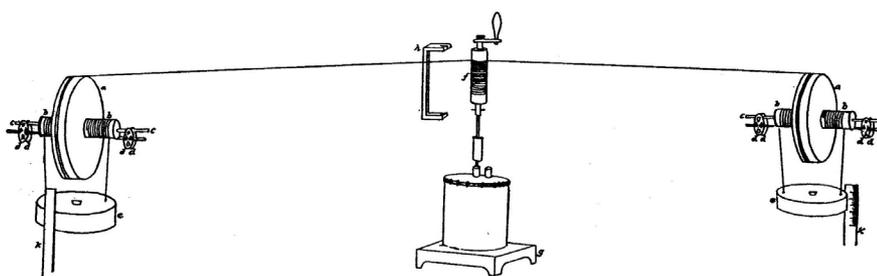
⁴ Nessa época o conceito de energia ainda não tinha sido estabelecido e o conceito de força de Joule é utilizado no sentido de *energia cedida*.

⁵ Libra é a unidade inglesa de peso e equivale a 454g. A unidade de comprimento inglesa, pé (foot) corresponde a 33cm.

⁶ Na época de Joule, a idéia de força como energia era corrente. O conceito de energia como uma grandeza diferente da força foi definitivamente estabelecido após as experiências de Joule.

Experiência de Joule

Os pesos sustentados pelas polias caem de uma altura conhecida, fazendo rotacionar as pás dentro do recipiente que contém uma massa de água conhecida. Esta aquece devido ao atrito entre as pás e a água.



De: Philosophical Transactions of the Royal Society, Volume 140, page 61 (1850)

Tendo desenvolvido um trabalho científico notável, Joule recebeu muitas honrarias, dentre elas a unidade de energia que em sua homenagem recebeu seu nome.

Referências Bibliográficas

LUZ, Antonio Maximo Ribeiro; ALVARES, Beatriz Alvarenga. *Física*: volume único. São Paulo: Scipione, 1997. 670p.

ENCYCLOPEDIA BRITÁNICA 2001.

GLOBO CIÊNCIA e Tecnologia, 1997.

SHAMOS, M. H.; HOLT, Rinehart; Winston, N.Y. *Great Experiments in Physics*. New York: Dover, 1959, p.166 -182.

GRUPO DE REELABORAÇÃO DO ENSINO DA FÍSICA. USP. *Física*. São Paulo: EdUSP, 2001. 3v.

HALLIDAY David; Resnick Robert. *Física*. v. 2. New York: John Wiley & Sons, 1981.

MEDEIROS Alexandre. *A termometria*: de Galileu a Farenheit. Recife: Libre, 1999.

CONANT, J. B. (ed.) *Harvard Case Histories in Experimental Science*. 4.ed. Cambridge: Harvard University Press, 1970. 2 v.

PINHO, S. T. R. Evolução das idéias da termodinâmica e da mecânica estatística. In: ROCHA, J. R. (org.). *Origens e evolução das idéias da física*. Salvador: EDUFBA, 2000. p. 144-150.

COTTERILL, Rodney. *Material world: the Cambridge guide to the Material world*. Cambridge: Press Syndicate of the University of Cambridge, 1985.

ROLLER, D.H.D. Greek atomic Theory, *Am. J. Phys.*, 48 (3) (1981) 206-210.

Agradecimentos

Aos professores do Instituto de Física da UFRJ

Marta Feijó Barroso,
pelas sugestões e comentários.

Penha Maria Cardoso Dias,
pelas sugestões e críticas nos complementos históricos.

Marcus Vinicius da Silva Pereira

pela participação no roteiro e elaboração do vídeo *Demonstrações de
Conceitos de Física Térmica*.

Aos tutores do Instituto de Física da UFRJ

Tatiana da Silva

Gisele Cristina Coelho Pinto

José Roberto da Rocha Bernardo
pelo teste do material e pelas sugestões.

Aos funcionários do Instituto de Física da UFRJ,

Agostinho Mendes da Cunha,
pela participação na elaboração dos vídeos.

Francisco de Souza Oliveira,
pela participação na elaboração dos experimentos.

À funcionária do CEDERJ

Elizabeth Brito,
pela participação na elaboração dos experimentos.

ISBN 85-89200-53-1



9 788589 200530



UENF
Universidade Estadual
do Norte Fluminense



Universidade Federal Fluminense

uff



UNIRIO



Fundação Carlos Chagas Filho de Amparo
à Pesquisa do Estado do Rio de Janeiro



**GOVERNO DO
Rio de Janeiro**

SECRETARIA DE
CIÊNCIA E TECNOLOGIA



**UNIVERSIDADE
ABERTA DO BRASIL**

Ministério
da Educação



BRASIL
UM PAÍS DE TODOS
GOVERNO FEDERAL