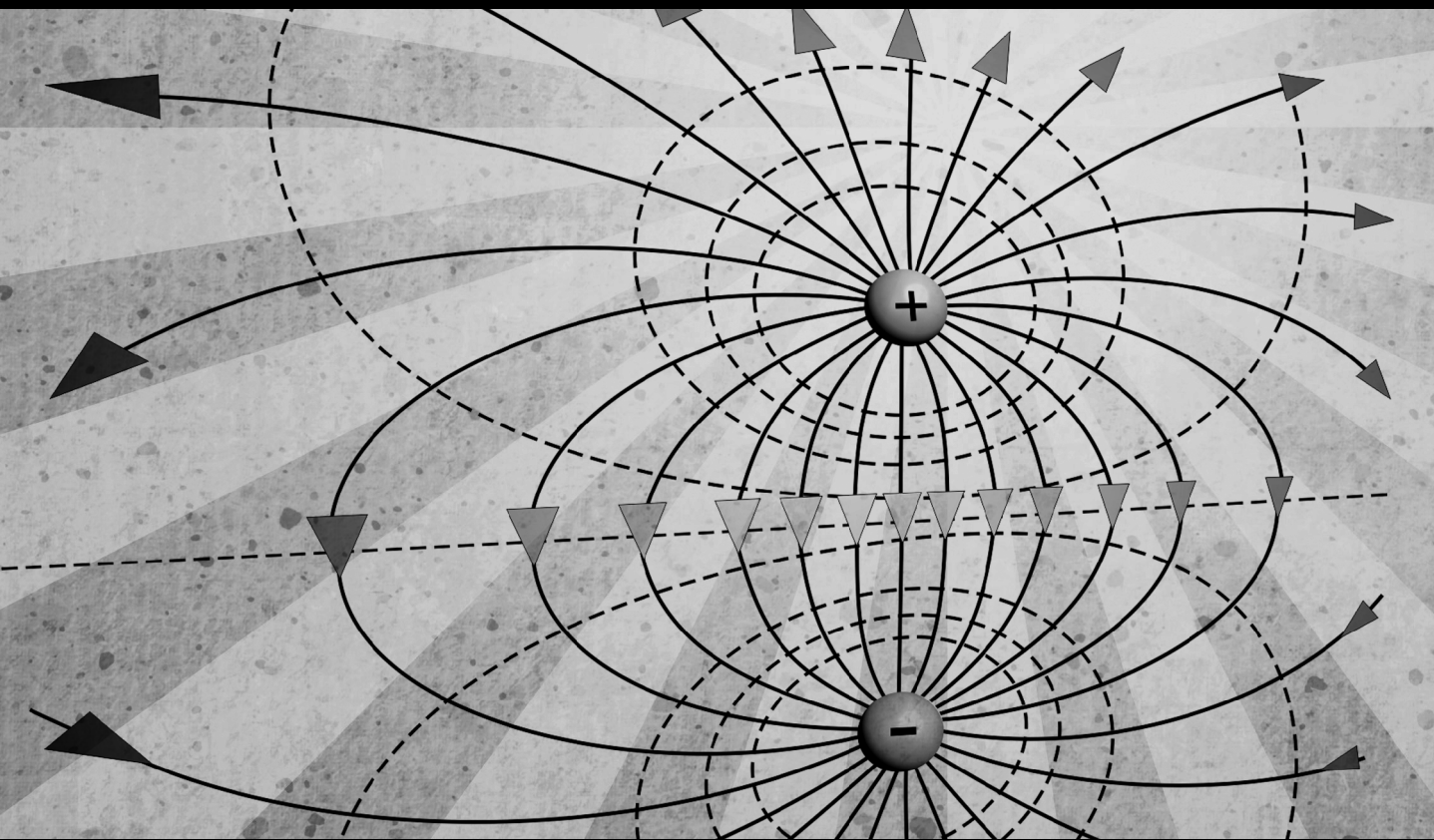


Introdução às Ciências Físicas 2

Volume 2

Maria Antonieta Almeida





Fundação

CECIERJ

Consórcio **cederj**

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

Introdução às Ciências Físicas 2

Volume 2

Maria Antonieta Almeida



SECRETARIA DE
CIÊNCIA E TECNOLOGIA

**UNIVERSIDADE
ABERTA DO BRASIL**

Ministério da
Educação

GOVERNO FEDERAL
BRASIL
PAÍS RICO É PAÍS SEM POBREZA

Apoio:



Fundação Carlos Chagas Filho de Amparo
à Pesquisa do Estado do Rio de Janeiro

Fundação Cecierj / Consórcio Cederj

Rua da Ajuda, 5 – Centro – Rio de Janeiro, RJ – CEP 20040-000

Tel.: (21) 2333-1112 Fax: (21) 2333-1116

Presidente

Carlos Eduardo Bielschowsky

Vice-presidente

Masako Oya Masuda

Coordenação do Curso de Física

Luiz Felipe Canto

Material Didático

Elaboração de Conteúdo

Maria Antonieta Almeida

Coordenação de Desenvolvimento Instrucional

Cristine Costa Barreto

Supervisão de Desenvolvimento Instrucional

Flávia Busnardo

Desenvolvimento Instrucional e Revisão

José Meyohas

Juliana Bezerra

Avaliação do Material Didático

Thaís de Siervi

Departamento de Produção

Editor

Fábio Rapello Alencar

Revisão Linguística e Tipográfica

Beatriz Fontes

Flávia Saboya

Licia Matos

Maria Elisa Silveira

Mariana Caser

Yana Gonzaga

Coordenação de Produção

Bianca Giacomelli

Programação Visual

Alexandre d'Oliveira

Maria Fernanda de Novaes

Ilustração

Equipe Cederj

Capa

Clara Gomes

Produção Gráfica

Patrícia Esteves

Ulisses Schnaider

Copyright © 2014, 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.

A447a

Almeida, Maria Antonieta.

Introdução às Ciências Físicas 2. v. 2. / Maria Antonieta Almeida. – Rio de Janeiro: Cecierj, 2014.

276 p.; il., 19 x 26,5 cm.

ISBN: 978-85-7648-960-3

I. Física. Ciências físicas. Título.

CDD: 530

Referências bibliográficas e catalogação na fonte, de acordo com as normas da ABNT.
Texto revisado segundo o novo Acordo Ortográfico da Língua Portuguesa.

Governo do Estado do Rio de Janeiro

Governador

Luiz Fernando de Souza Pezão

Secretário de Estado de Ciência e Tecnologia

Alexandre Vieira

Universidades Consorciadas

CEFET/RJ - Centro Federal de Educação Tecnológica Celso Suckow da Fonseca

Diretor-geral: Carlos Henrique Figueiredo Alves

IFF - Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia Fluminense

Reitor: Luiz Augusto Caldas Pereira

UENF - Universidade Estadual do Norte Fluminense Darcy Ribeiro

Reitor: Silvério de Paiva Freitas

UERJ - Universidade do Estado do Rio de Janeiro

Reitor: Ricardo Vieiralves de Castro

UFF - Universidade Federal Fluminense

Reitor: Roberto de Souza Salles

UFRJ - Universidade Federal do Rio de Janeiro

Reitor: Carlos Levi

UFRRJ - Universidade Federal Rural do Rio de Janeiro

Reitora: Ana Maria Dantas Soares

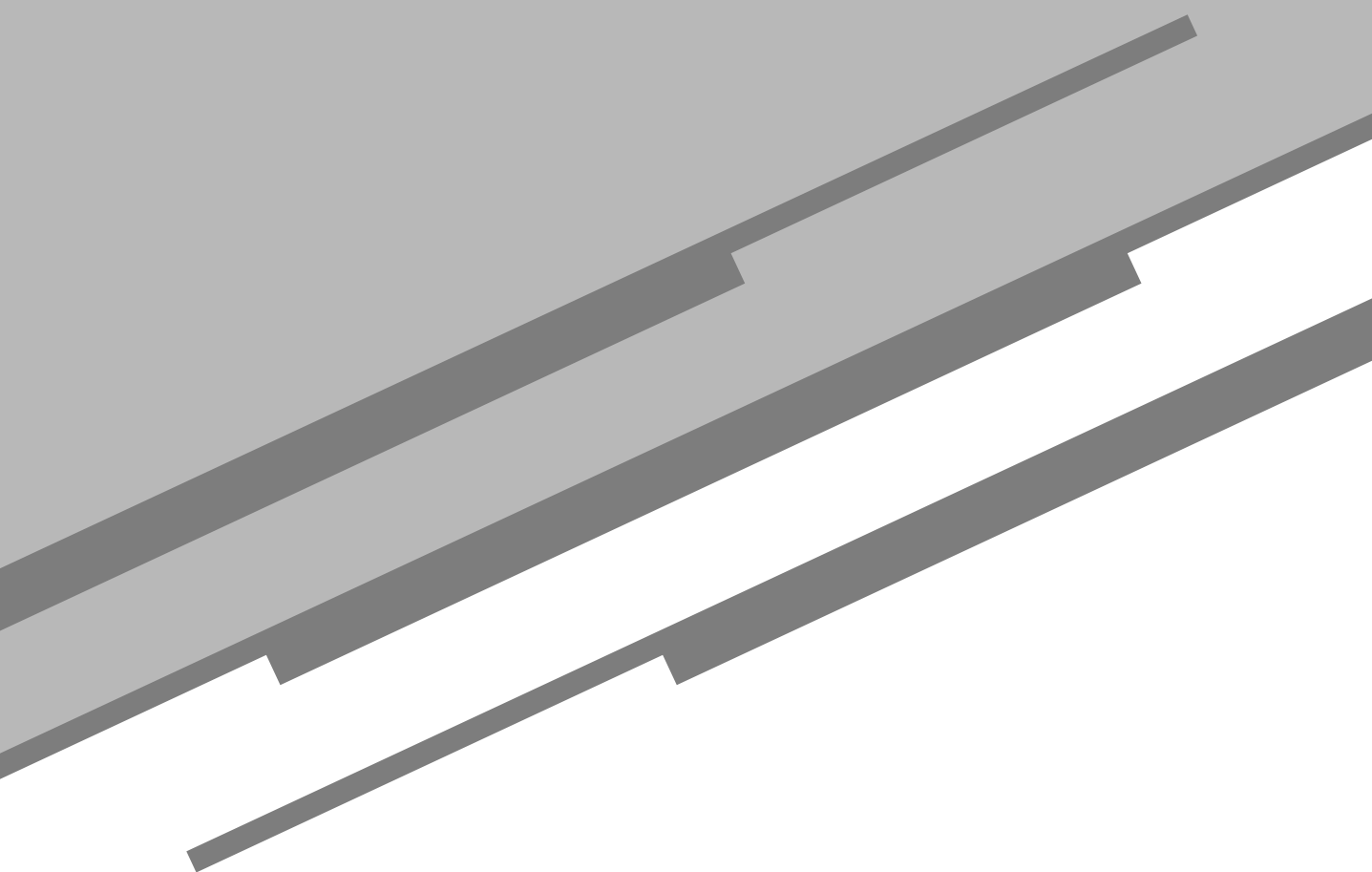
UNIRIO - Universidade Federal do Estado do Rio de Janeiro

Reitor: Luiz Pedro San Gil Jutuca

Sumário

Recomeçando	7
<i>Maria Antonieta Almeida</i>	
Aula 1 – Modelo microscópico da matéria	11
<i>Maria Antonieta Almeida</i>	
Aula 2 – Modelo cinético dos gases ideais.....	33
<i>Maria Antonieta Almeida</i>	
Aula 3 – O princípio do equilíbrio térmico e a lei zero da termodinâmica.....	71
<i>Maria Antonieta Almeida</i>	
Aula 4 – Termômetros	101
<i>Maria Antonieta Almeida</i>	
Aula 5 – Prática 2: Calorimetria	133
<i>Maria Antonieta Almeida</i>	
Aula 6 – Calor: aspectos teóricos	161
<i>Maria Antonieta Almeida</i>	
Aula 7 – Conservação de energia: primeira lei da termodinâmica.....	191
<i>Maria Antonieta Almeida</i>	
Aula 8 – Termodinâmica dos gases ideais	227
<i>Maria Antonieta Almeida</i>	
E para terminar... ..	271
<i>Maria Antonieta Almeida</i>	
Referências.....	273

Recomeçando



Os fenômenos térmicos

Você está recebendo agora o material referente ao segundo e último módulo da disciplina Introdução às Ciências Físicas. Neste momento, iniciaremos o estudo dos processos nos quais há trocas de calor e trabalho entre um sistema e o seu exterior. Esses processos são de grande importância no nosso cotidiano: 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, além da primeira e da segunda leis da termodinâmica. Você irá realizar práticas em casa e nos polos 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 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 Antônio Máximo e Beatriz Alvarenga, Física - volume único, e do Grupo de Reelaboração do Ensino de Física (Gref), Física 1.

Este módulo foi previsto para ter duração média de quatro semanas. É constituído de oito aulas e acaba na seção denominada “E para terminar...”. As aulas são assim distribuídas:

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. Primeira lei da termodinâmica e a conservação da energia
8. Termodinâmica dos gases ideais

Ao final do módulo, você encontrará um complemento sobre a história da termodinâmica e a bibliografia. Este volume é, ainda, acompanhado de um vídeo, que se intitula “Demonstrações de Física térmica”. Essa mídia apresenta vários experimentos caseiros, que serão recomendados no decorrer das aulas. Como é parte integrante do material didático, você deve assistir-lhe com atenção.

O material para os experimentos a serem realizados no polos já está disponível, e os tutores o conhecem bem.

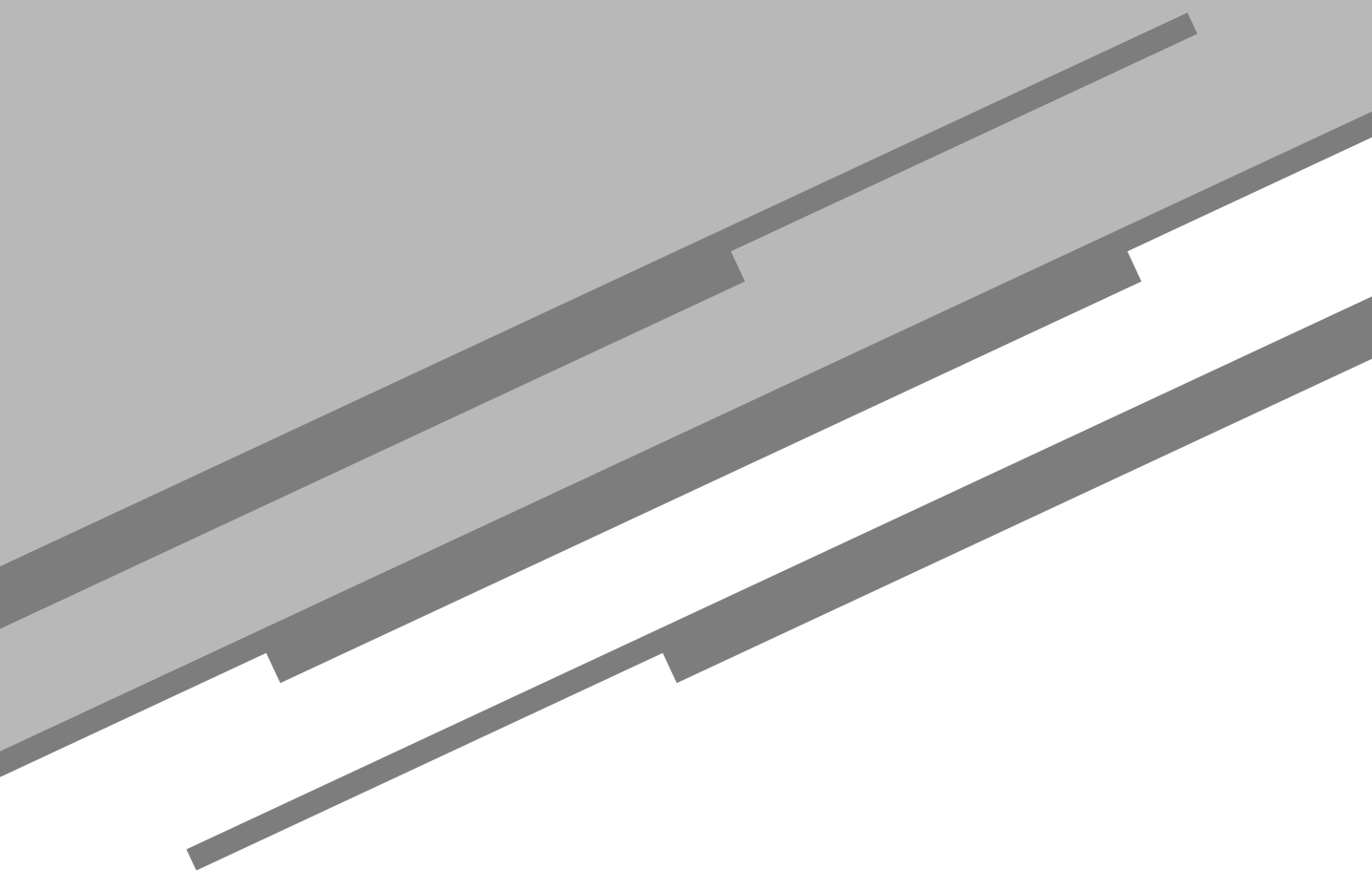
Os principais conceitos abordados são:

- temperatura;
- trabalho;
- calor;
- energia interna.

Para acompanhar as discussões feitas, você precisa conhecer as ideias básicas de trigonometria, além de saber manipular funções trigonométricas simples e dominar a mecânica da partícula, apresentadas no módulo 2, volume 2, da disciplina Introdução às Ciências Físicas 1.

Aula 1

Modelo microscópico da matéria



Maria Antonieta Almeida

Metas

Propor um modelo microscópico simples, que descreva a matéria e seus estados de forma qualitativa. Definir unidade de massa atômica, átomo-grama e molécula-grama. Discutir os conceitos de energia interna, trabalho e calor de um sistema de partículas.

Objetivos

Esperamos que, ao final desta aula, você seja capaz de:

1. descrever os componentes da matéria;
2. definir unidade de massa atômica;
3. relacionar o átomo-grama com a massa atômica;
4. calcular a massa de um átomo em gramas;
5. calcular a massa molecular de uma molécula;
6. relacionar a molécula-grama com a massa molecular (mol);
7. calcular a massa de uma molécula em gramas;
8. descrever os estados da matéria;
9. definir os conceitos de energia interna, trabalho e calor de um sistema de partículas.

Pré-requisitos

Para ter bom aproveitamento nesta aula, é importante que você saiba somar frações, elevar expressões a potências e conhecer o conceito de funções. Esses conteúdos podem ser encontrados em livros de Matemática básica.

Introdução

A nossa sobrevivência depende fortemente de fenômenos físicos térmicos, que são aqueles em que existem trocas de calor entre a matéria e o seu exterior. Entre esses processos podemos citar o cozimento de alimentos, a vaporização das águas dos oceanos, rios e lagos, a precipitação de chuvas das nuvens etc. Por isso, é fundamental que qualquer cidadão entenda como e por que esses processos ocorrem.

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 e III a.C.), dentre outros, foram chamados *atomistas* por terem especulado que a matéria seria formada por átomos. Porém, eles não tinham argumentos experimentais que pudessem justificar essa hipótese. A ideia 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, para isso, o fenômeno de natureza quântica denominado tunelamento em que uma partícula com energia E ultrapassa uma barreira de energia potencial E' maior do que E).



Dalton foi um físico-químico inglês que viveu entre 1766-1844.
Leia sobre o seu trabalho no Complemento, ao final do módulo.



Em grego, a palavra átomo quer dizer *indivisível*. Os átomos eram idealizados como partículas pequenas, duras, indivisíveis e invisíveis. Para ver imagens de átomos, pesquise na internet uma matéria sobre *scanning tunneling microscopy*.

O estudo dos fenômenos térmicos, que leva em consideração a natureza atomística da matéria, é realizado no contexto da Física estatística. Nessa disciplina, todas as grandezas observáveis (macroscópicas), tais como volume, pressão, temperatura etc., são estudadas aplicando-se a Mecânica quântica e as leis da Estatística aos seus constituintes.

Neste curso, os fenômenos térmicos serão tratados com a termodinâmica e a estrutura da matéria não será considerada, sendo suas propriedades caracterizadas pelas grandezas macroscópicas; uma 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 um breve comentário sobre a sua constituição e sobre os estados em que a matéria se apresenta na natureza. Definiremos também os conceitos de energia interna, calor e trabalho de um sistema de partículas. Tais assuntos serão discutidos nas seções “Estrutura da matéria” e “Energia interna, trabalho e calor”. Antes da leitura das mesmas, veja se você é capaz de responder às seguintes perguntas:

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;
 - unidade de massa atômica;
 - massa atômica;
 - massa molecular;
 - átomo-grama de uma substância;

- molécula-grama (mol) de uma substância;
 - estados da matéria.
4. Quais são as forças que mantêm prótons e elétrons ligados e as que mantêm prótons e nêutrons ligados?
 5. Classifique de acordo com as suas intensidades (fraca, média, forte) as interações entre os átomos ou moléculas da matéria nos estados gasoso, líquido e sólido.
 6. Defina o que é a energia interna de um sistema de partículas.
 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

Composição

A matéria é composta de *átomos*, que hoje sabemos ter estrutura interna, isto é, temos ciência de que 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.



Joseph J. Thomson, Ernest Rutherford e Niels Bohr receberam o prêmio Nobel em 1906, 1908 e 1922 por seus trabalhos sobre o átomo. Leia sobre eles no Complemento disponível ao final deste módulo.

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

em seu centro, o núcleo, em uma região cujo raio varia, aproximadamente, entre $1,2 \times 10^{-13}$ cm e 9×10^{-13} cm 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 1.840 vezes a massa do elétron. A **Tabela 1.1** apresenta algumas das propriedades dos constituintes do átomo.

Tabela 1.1: 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	$9,1095 \times 10^{-31}$	$-1,602 \times 10^{-19}$

===== **Atividade 1** =====

Atende ao Objetivo 1

Com base no que você já leu na seção “Estrutura da matéria”, justifique, com suas próprias palavras, a expressão: “o átomo está praticamente vazio”.

Resposta Comentada

Os prótons e os nêutrons estão confinados no núcleo em uma região cujo raio varia, aproximadamente, entre $1,2 \times 10^{-13}$ cm e 9×10^{-13} cm e os elétrons circulam em torno do núcleo em uma região de raio da ordem de 10^{-8} cm. Logo, existe um espaço vazio entre 10^{-12} cm e 10^{-8} cm.

=====

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*.

Atividade 2

Atende ao Objetivo 1

Com base no que você já leu na seção “Estrutura da matéria”, escolha a afirmativa correta.

O número de prótons do núcleo define:

- (a) o número atômico;
- (b) a carga total do átomo;
- (c) as dimensões do núcleo.

Resposta Comentada

A resposta correta é a letra (a).

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.



Para encontrar tabelas periódicas interativas, pesquise na internet: “tabela periódica”.



Leia sobre o químico russo Dmitry I. Mendeleev no Complemento disponibilizado no final deste módulo.

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 (H_2O), o cloreto de sódio (NaCl) etc.

Atividade 3

Atende ao Objetivo 1

Com base no que você já leu em “Estrutura da matéria”, responda às seguintes perguntas:

1. O que são os elementos químicos?

2. Dê exemplos de substâncias elementares.

Respostas Comentadas

1. Os elementos químicos são as espécies de átomos que têm propriedades químicas definidas e constantes.

2. Cobre, ouro, prata, hidrogênio, oxigênio.

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 entre um próton e um elétron de massas m_1 e m_2 e cargas q_1 e q_2 , respectivamente:

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

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

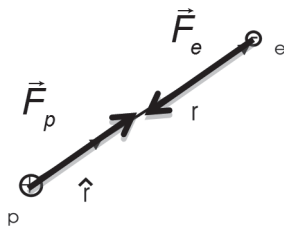


Figura 1.1: Interação elétrica (coulombiana) entre o próton e o elétron.

Vale lembrar que a relação entre as massas do próton e do elétron é $m_p = 1840 m_e$ (ver **Tabela 1.1**), e que podemos calcular numericamente a razão entre essas forças:

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

Esse 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, uma vez que eles têm a mesma carga elétrica.

Atividade 4

Atende ao Objetivo 1

Com base no que já foi lido em “Estrutura da matéria”, 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.

Resposta Comentada

A resposta correta é a letra (a).

Massa molecular

Observando na **Tabela 1.1** a relação entre as massas do elétron e os núcleos (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, em aproximado, 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* ($uma \cong 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$) e é definida como 1/12 da massa do isótopo do carbono 12 (que tem 6 prótons e 6 nêutrons). Portanto, a massa do carbono 12 é exatamente 12 *uma*.

A massa atômica de 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, *massa molecular* e *massa atômica*.

A relação entre o grama e a unidade de massa atômica é $1 \text{ g} = N_0 \times uma$, sendo N_0 o número de Avogadro. O *número de Avogadro*, $N_0 = 6,02 \times 10^{23}$ moléculas/mol, é o número de moléculas de um mol de gás ideal que ocupa um volume de 22,4 l nas condições normais de temperatura e pressão (temperatura de 0 °C e pressão de *uma* atmosfera).

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 átomos e moléculas do composto.

O átomo-grama de uma substância formada por átomos (por exemplo, o gás hélio) é igual à massa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos (número de Avogadro) expressa em gramas. O mol da substância formada por moléculas é definido como o produto do número de Avogadro pela massa molecular. É fácil verificar, utilizando 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 $N_0 \times 18uma = 18 \times N_0 \times uma = 18 \text{ g}$.

Atividade 5

Atende aos Objetivos 2, 3, 4, 5, 6 e 7

Com base no que você já leu em “Estrutura da matéria”, responda às seguintes perguntas:

1. Qual é a massa molecular do gás H_2 ? E a do gás carbônico CO_2 ?

2. Qual é a massa da molécula do gás H_2 em gramas? E a do gás carbônico CO_2 ?

3. Qual é o mol do gás H_2 ? E o do gás carbônico CO_2 ?

Respostas Comentadas

1. A molécula de hidrogênio é composta por dois átomos de hidrogênio. Como a massa atômica do hidrogênio escrita com dois algarismos significativos é igual a 1,0 *uma*, a massa molecular da molécula do hidrogênio (H_2) que contém dois átomos de hidrogênio é igual a 2,0 *uma*.

A molécula do gás carbônico (CO_2) é composta por dois átomos de oxigênio e um átomo de carbono. A massa atômica do oxigênio escrita com dois algarismos significativos é igual a 8,0 *uma*, e a massa atômica do carbono é igual a 12 *uma*. Logo, a massa molecular da molécula de gás carbônico (CO_2) é igual a $12 \text{ uma} + 2 \times (8,0 \text{ uma}) = 28 \text{ uma}$.

2. A unidade de massa atômica vale aproximadamente $1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$. Logo, as massas das moléculas do gás hidrogênio e do gás carbônico são respectivamente iguais a

$$m_{H_2} = 2.(1,66.10^{-27} \text{ kg}) = 3,32.10^{-27} \text{ kg},$$

$$m_{CO_2} = 28.(1,66.10^{-27} \text{ kg}) = 4,65.10^{-26} \text{ kg}.$$

3. O mol de uma molécula é a sua massa molecular expressa em gramas. Logo, os moles do gás hidrogênio e do gás carbônico são respectivamente iguais a

$$mol_{H_2} = 2,0 \text{ g},$$

$$m_{CO_2} = 28,0 \text{ g}.$$

Estados da matéria

Os átomos e moléculas que constituem a matéria estão permanentemente em um movimento desordenado e caótico, denominado *agitação térmica* (**Figura 1.2**). A organização dos átomos na matéria depende da distância entre os átomos e do estado de agitação térmica.

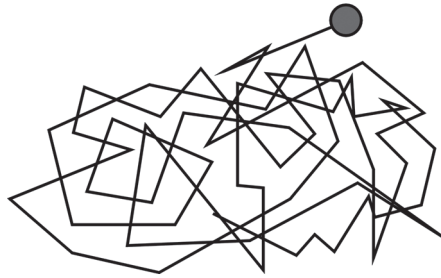


Figura 1.2: Movimento caótico de uma partícula que colide com outras.

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. Ele não será considerado nesta disciplina.

Os sólidos têm forma definida; os líquidos e os gases tomam a forma do recipiente que os contêm, 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 e as interações entre elas, verificar-se-á que estas são mais fracas, permitindo que seus movimentos as tornem quase independentes umas das outras. Isso explica por que os gases ocupam todo o espaço livre dos recipientes que os contêm e também a sua alta compressibilidade.

Nos *líquidos*, as moléculas estão mais próximas do que nos gases. Todavia, as forças entre elas não são suficientes para permitir oscilações em torno de uma posição fixa 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 contêm. A proximidade das moléculas os torna pouco compressíveis.

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.

Os sólidos podem ser amorfos ou cristalinos.



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

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 1.3** mostra o arranjo dos átomos em um sólido amorfo.

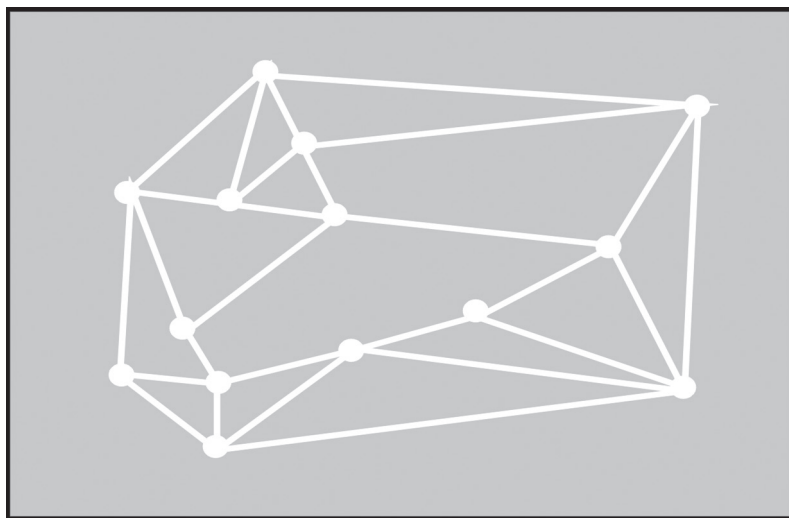


Figura 1.3: Sólido amorfo.

Os sólidos cristalinos apresentam um padrão que se repete no espaço, como mostra a **Figura 1.4**, a seguir.

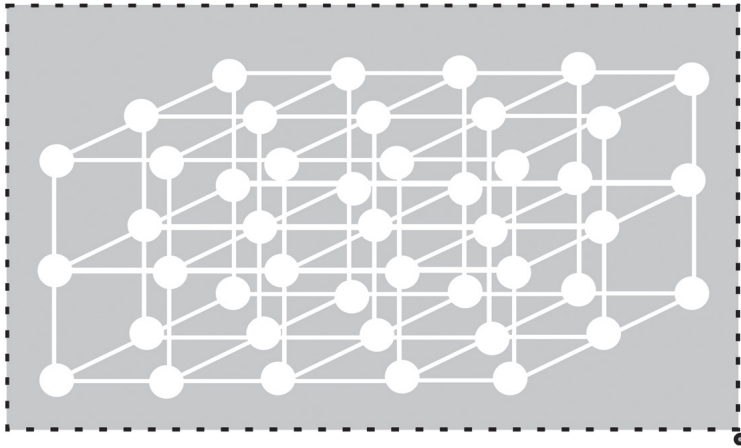


Figura 1.4: Sólido cristalino cúbico composto por um mesmo átomo.

Atividade 6

Atende ao Objetivo 7

Com base no que você já leu na seção “Estrutura da matéria”, responda às seguintes questões:

1. Quais são as características do estado gasoso da matéria?

2. Escolha a(s) 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.

3. 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.

Respostas Comentadas

1. Nos gases, as distâncias entre as moléculas são grandes; se comparadas às dimensões das moléculas e as interações entre elas, verificar-se-á que estas são mais fracas, permitindo que seus movimentos as tornem quase independentes umas das outras. Isso explica por que eles ocupam todo o espaço livre dos recipientes que os contêm e sua alta compressibilidade.

2. A resposta correta é a letra (b).

3. A resposta correta é a letra (c).

Atividade 7

Atende ao Objetivo 7

Com base no que você já leu em “Estrutura da matéria”, considere as seguintes características macroscópicas dos corpos materiais:

I – volume e forma definidos;

II – forma indefinida e volume definido;

III – grande rigidez;

IV – alta compressibilidade.

Identifique a que estado (ou estados) da matéria corresponde cada uma dessas propriedades.

Resposta Comentada

No item I, trata-se de um sólido.

No item II, trata-se de um líquido.

No item III, trata-se de um sólido.

No item IV, trata-se de um gás.

Energia interna, trabalho e calor**Energia interna**

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

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

$$U = E_c + E_{\text{pint}},$$

sendo E_c a soma das energias cinéticas das moléculas e E_{pint} a **energia potencial** de interação entre as moléculas (energia potencial interna).



A definição do centro de massa de um sistema de partículas está no Complemento 2 do módulo 3.

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.

Energia potencial

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

A energia potencial interna das moléculas depende das distâncias entre elas. No caso dos gases, em que 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 a sua energia interna.

Atividade 8

Atende ao Objetivo 8

Com base no que você já leu na seção “Energia interna, trabalho e calor”, explique, com suas palavras, por que a energia interna dos gases é predominantemente cinética.

Resposta Comentada

Porque em um gás a distância entre as moléculas é grande, o que faz com que a sua energia potencial interna seja pequena, comparada com a energia cinética das moléculas.

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.

Forças externas e internas

Forças externas são aquelas que o exterior exerce sobre o sistema, e forças internas são aquelas que uma parte do sistema exerce sobre a outra parte do sistema.

Exemplo: gás.

Vamos analisar a situação em que o sistema de partículas é um gás. Suponhamos que este se encontra em um recipiente com um êmbolo, como mostra a **Figura 1.5**.

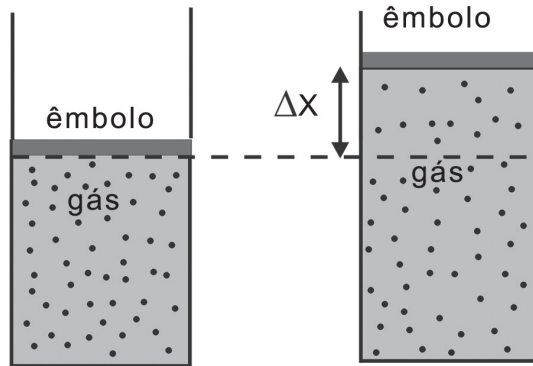


Figura 1.5: Trabalho realizado durante a expansão de um gás.

A variação da energia interna do gás é $\Delta U = W(\vec{F}_{\text{não conservativas}})$.

As paredes do recipiente e o êmbolo constituem a fronteira do sistema que estamos analisando: o gás. Nesse caso, as forças internas são as forças de interação entre as moléculas, e as forças externas são aquelas exercidas pelas paredes do recipiente, pelo êmbolo.

As interações do gás com a sua fronteira podem modificar a 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 e os deslocamentos dos seus átomos, 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 essas conclusões na seguinte relação, a ser estudada, posteriormente, na Aula 8, na discussão da primeira lei da termodinâmica: a variação da energia interna de um sistema de partículas é a soma do calor Q que o exterior fornece ao sistema e do trabalho que o exterior realiza sobre o sistema:

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

Atividade 9

Atende ao Objetivo 8

Com base no que você leu na seção “Energia interna, trabalho e calor”, faça as seguintes questões:

1. 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.

2. Complete a sentença:

A energia interna de um gás é modificada quando o exterior troca _____ e _____ com o sistema.

Respostas Comentadas

1. A alternativa correta é a letra (b).

2. A energia interna de um gás é modificada quando o exterior troca *calor e trabalho de expansão ou contração* com o sistema.

Conclusão

Nesta aula, vimos que a matéria é composta de átomos e moléculas, e que ela é encontrada na natureza nos estados líquido, sólido e gasoso. A matéria pode ser representada de 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 a 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, por sua vez, é o trabalho microscópico realizado sobre o sistema. O trabalho de expansão ou contração é aquele que o exterior realiza sobre o sistema quando suas fronteiras se movimentam. A variação da energia interna do sistema de partículas é a soma do calor e do trabalho. Com esses conhecimentos simplificados da estrutura da matéria, tentaremos entender os fenômenos físicos que envolvem troca de calor.

Resumo

1. A matéria é composta por átomos.
2. Os átomos são compostos por prótons, nêutrons e elétrons.
3. As moléculas são compostas por átomos.
4. O número atômico é o número de prótons de um átomo. O número de massa é a soma do número de prótons com o número de nêutrons.
5. Os elementos químicos são as espécies de átomos que têm propriedades químicas definidas e constantes.
6. A unidade de massa atômica (*uma*) é definida como 1/12 da massa do isótopo do carbono 12 (que tem 6 prótons e 6 nêutrons).
7. A massa atômica é a massa do átomo expressa em unidades de massa atômica (*uma*).
8. A massa molecular é a massa da molécula expressa em unidades de massa atômica (*uma*).
9. O átomo-grama é igual à massa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos (número de Avogadro) expressa em gramas.
10. A molécula-grama (mol) é igual à massa de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas (número de Avogadro) expressa em gramas.

11. Os estados da matéria são gás, líquido, sólido e plasma.
12. As forças que mantêm elétrons e prótons ligados são as forças eletromagnéticas, e as forças que mantêm prótons e nêutrons ligados são as forças nucleares.
13. As interações entre átomos e moléculas no estado gasoso são fracas, no estado líquido são médias e no estado sólido são fortes.
14. A energia interna de um sistema de partículas é a sua energia mecânica no referencial do centro de massa do sistema de partículas.
15. A variação da energia interna de um sistema de partículas é a soma do trabalho que o exterior realiza sobre o sistema de partículas e do calor que o exterior fornece ao sistema.
16. O calor é o trabalho que o exterior realiza sobre o sistema de partículas, que não dá origem ao deslocamento das suas fronteiras.
17. O trabalho de expansão ou contração de calor é o trabalho que o exterior realiza sobre o sistema de partículas, que dá origem ao deslocamento das suas fronteiras.

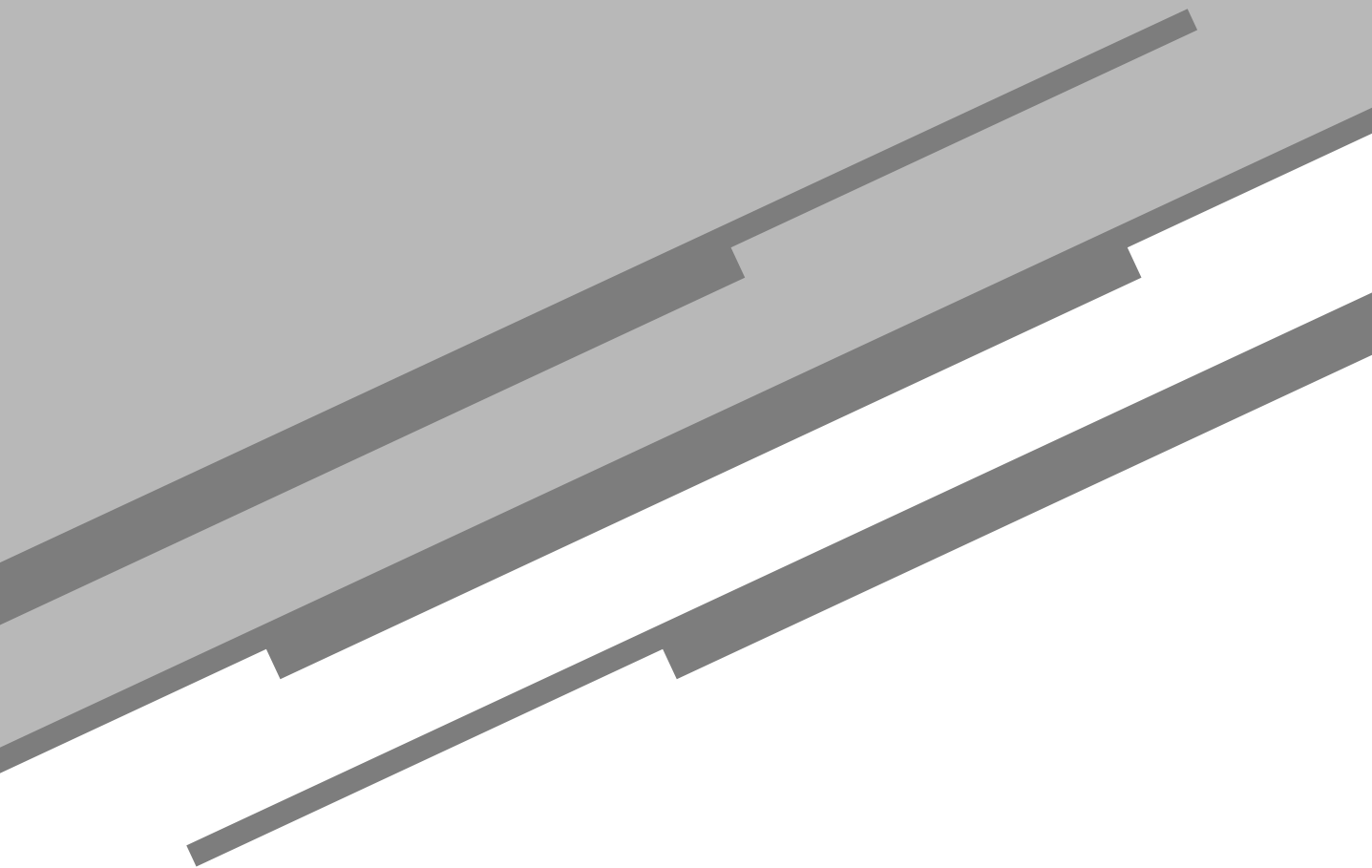
Leituras recomendadas

Leia sobre os assuntos “Estados da matéria: estruturas organizadas e desorganizadas” e “Mudanças de fase” na seção denominada “Calor e termodinâmica”, no livro-texto *Física: volume único*, de Antônio Máximo Ribeiro Luz e Beatriz Alvarenga Álvares.

Leia também sobre o assunto “Uma visão microscópica da matéria”, na parte 1 do livro *Física: térmica e óptica*, vol. 2. do Gref.

Aula 2

Modelo cinético dos gases ideais



Maria Antonieta Almeida

Meta

Discutir um modelo cinético dos gases ideais e os conceitos microscópicos de pressão e temperatura.

Objetivos

Esperamos que, ao final desta aula, você seja capaz de:

1. descrever as hipóteses do modelo dos gases ideais;
2. reconhecer os conceitos microscópicos de pressão e temperatura;
3. identificar a equação de estado dos gases ideais.

Pré-requisitos

Para ter bom aproveitamento nesta aula, é importante saber somar frações, elevar expressões a potências, conhecer o conceito de funções, noções de geometria plana (ângulos, geometria dos triângulos), trigonometria básica (seno, cosseno, tangente, cotangente), vetores e as leis de Newton. Esses conteúdos podem ser encontrados nos livros: *Matemática Básica*, *Geometria Básica* e *Introdução às Ciências Físicas I*.

Introdução

Neste curso, os fenômenos térmicos serão tratados com a termodinâmica, e a estrutura da matéria não será considerada, sendo suas propriedades caracterizadas pelas grandezas macroscópicas; uma exceção será feita nesta aula, em que apresentaremos a estrutura do modelo cinético dos gases ideais. O modelo cinético do gás ideal nos permitirá compreender melhor a pressão e a temperatura, que são grandezas macroscópicas utilizadas para descrever sistemas em equilíbrio termodinâmico. Esses assuntos serão discutidos na seção “Modelo cinético de um gás ideal”. Antes da sua leitura, veja se você é capaz de responder às seguintes perguntas:

1. Qual a equação de estado dos gases ideais?
2. As moléculas são tratadas como partículas ou como corpos extensos no modelo cinético dos gases ideais?
3. As colisões das moléculas de um gás ideal com outras moléculas são elásticas ou inelásticas?
4. As colisões das moléculas do gás ideal com as paredes do recipiente são elásticas ou inelásticas?
5. Existe interação entre as moléculas do gás ideal fora da colisão?
6. Existe interação entre as moléculas do gás ideal e as paredes do recipiente fora da colisão?
7. As moléculas deslocam-se no gás ideal com velocidades diferentes. Existe alguma direção de velocidade mais provável que as outras?
8. Qual é a visão microscópica da pressão?
9. Qual é a visão microscópica da temperatura absoluta de um gás ideal?

Modelo cinético de um gás ideal

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 $D = 1 \text{ g/l}$, estando composta de ~79% de nitrogênio (N_2), ~20% de oxigênio (O_2) e ~1% de outros gases.



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.

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 é medida por balanças. Todos os conceitos usados aqui, 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:

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

Nessa equação, n' é o número de moles do gás, R é a constante dos gases ideais, que vale $8,31 \text{ J/(mol.K)}$, 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 gás.



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

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.



Amedeo Avogadro, físico italiano (1776-1856), estudou as propriedades dos gases e demonstrou que volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições, continham número equivalente de moléculas. Outras informações podem ser obtidas no Complemento histórico.

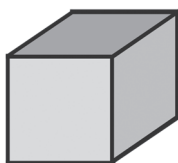
Construiremos um modelo físico que possa reproduzir a equação de estado dos gases ideais baseado na hipótese atômica da matéria.

Para a compreensão quantitativa do significado das expressões “gás rarefeito”, “número muito grande de moléculas”, “tamanho de uma molécula” e “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 moléculas/mol) de moléculas. Essas moléculas ocupam, nas condições normais de temperatura e pressão, um volume de $22,4 \ell$ ($22,4 \ell = 22,4 \text{ dm}^3 = 22,4 \times 10^{-3} \text{ m}^3$). Nessas condições, um volume de

um gás ideal de 1 cm^3 contém $2,7 \times 10^{19}$ moléculas. Observe a **Figura 2.1**. Dentro deste cubinho existem 27.000.000.000.000.000.000 moléculas! Para termos de comparação, lembre-se de que no Maracanã, em dias de jogo, com o estádio totalmente ocupado, existem menos de 100.000 pessoas (10^5 pessoas).



1 cm^3

Figura 2.1: Cubo com um volume macroscópico.

Portanto, o número de moléculas em um volume de 1 cm^3 de gás nessas condições é imenso.

Atividade 1

Atende ao Objetivo 1

Com base nesta seção que você está lendo, “Modelo cinético de um gás ideal”, verifique o valor acima mencionado do número N de moléculas de um gás ideal, contidas num volume de 1 cm^3 nas condições normais de temperatura e pressão.

Resposta Comentada

A equação de estado dos gases ideais fornece o número de moles no volume de $1,0 \text{ cm}^3$.

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{(1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa})(1,0 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3)}{(8,31 \text{ J/(mol.K)})(273 \text{ K})} \cong 4,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Para obter o número de moléculas é suficiente multiplicar o número de moles pelo número de Avogrado, isto é,

$$N = n \cdot N_0 = (4,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}) \cdot (6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas / mol}) \cong 2,7 \cdot 10^{19} \text{ moléculas.}$$

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 de aproximadamente 3 Å de comprimento, e seu volume será $V = (3^3 \text{ Å}^3) = 27 \times 10^{-24} \text{ cm}^3$.

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

Atividade 2

Atende ao Objetivo 1

Com base nesta seção que você está lendo, “Modelo cinético de um gás ideal”, responda:

Quantas moléculas você poderia alinhar ao longo de uma aresta do cubo da **Figura 2.1**, nas condições normais de temperatura e pressão?

Resposta Comentada

Como a aresta do cubo da **Figura 2.1** tem um centímetro e a aresta do cubo que representa a molécula tem $3 \times 10^{-8} \text{ cm}$, o número máximo de moléculas que cabem em um centímetro é dado por:

$$N_{\text{alinhas}} = \frac{1,0 \text{ cm}}{3 \cdot 10^{-8} \text{ cm}} \cong 3 \cdot 10^7 \text{ moléculas.}$$

Logo, na aresta do cubo podem ser alinhadas, aproximadamente, 30 milhões de moléculas.

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

Sabendo-se o número de moléculas por cm^3 ($2,7 \times 10^{19}$ moléculas/ cm^3) e o volume de cada uma delas ($27 \times 10^{-24}\text{ cm}^3$), é possível estimar quanto espaço há disponível para cada molécula no volume total. O volume do gás disponível para cada molécula é $V_{\text{molécula}} = 3,7 \times 10^{-20}\text{ cm}^3$. Isso significa que o volume que a molécula ocupa é aproximadamente 1.400 vezes maior do que o volume da molécula. A estimativa da distância média entre as moléculas é feita supondo-se que elas estão uniformemente distribuídas, ou seja, o gás tem densidade constante. A **Figura 2.2** representa os espaços disponíveis para duas moléculas vizinhas. Nela é fácil perceber que a distância entre as moléculas é igual à aresta do cubo, que representa o espaço disponível para cada molécula.

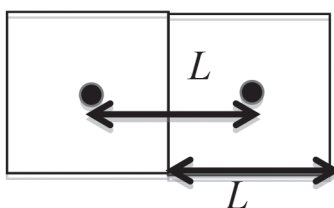


Figura 2.2: Representação do espaço disponível para duas moléculas vizinhas.

Nesse caso, a distância entre os centros das moléculas é a aresta do cubo associada ao espaço disponível para cada molécula, isto é,

$$L = \left(3,7 \times 10^{-20}\text{ cm}^3 \right)^{1/3} \cong 3,3 \cdot 10^{-7}\text{ cm} = 33\text{ \AA}.$$

Logo, temos que as distâncias entre as moléculas serão da ordem de 10 vezes as dimensões lineares da molécula.

Atividade 3

Atende ao Objetivo 1

Com base no conteúdo que você está lendo, responda:

Qual o espaço disponível para cada molécula nas condições normais de temperatura e pressão? Qual a relação entre esse espaço e o ocupado por uma molécula?

Resposta Comentada

O espaço disponível para cada molécula é calculado dividindo $1,0 \text{ cm}^3$ pelo número de moléculas em um centímetro cúbico, encontrado na Atividade 1 desta aula.

$$V_{\text{disponível}} = \frac{(1,0 \text{ cm}^3)}{(2,7 \cdot 10^{19} \text{ moléculas})} = 3,7 \cdot 10^{-20} \text{ cm}^3 / \text{molécula}$$

A relação entre o volume disponível para uma molécula e o volume de uma molécula é dada por:

$$\frac{V_{\text{disponível}}}{V_{\text{molécula}}} = \frac{3,7 \cdot 10^{-20}}{27 \cdot 10^{-24}} \cong 14 \cdot 10^3.$$

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, passível de ser imaginado para um gás, é aquele em que um grande número de moléculas, consideradas como pequeníssimas bolas duras (poderíamos pensar nas bolas de sinuca), encontram-se 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, conforme demonstrado na **Figura 2.3**.

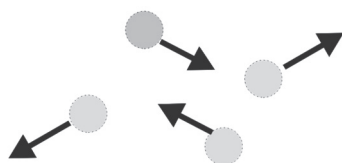


Figura 2.3: As moléculas de um gás ideal são tratadas como pequeníssimas bolas duras, que se encontram em um movimento constante e desordenado.

4. As forças de interação entre as moléculas e as paredes do recipiente são desprezíveis, exceto durante as colisões. As paredes são lisas. O peso (força gravitacional) das moléculas é desprezado. Isso implica que:
 - como as paredes do recipiente são consideradas lisas, a velocidade tangencial (a componente da velocidade na paralela à parede) das moléculas não se altera quando estas colidem com as 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; assim, entre colisões, as moléculas movem-se em linha reta com velocidade constante.
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 a densidade média

de moléculas por unidade de volume é $d = \frac{N}{V}$. Logo, em média, o número de moléculas ΔN em um volume $\Delta V > V$ é constante e igual a $\Delta N = d \Delta V$.

6. Todas as direções das velocidades das moléculas são igualmente prováveis e a figura a seguir 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 desses 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 2.4**).

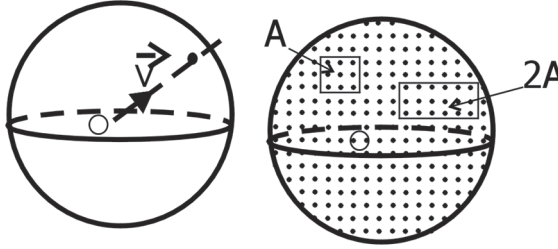


Figura 2.4: Representação geométrica da equivalência das direções.

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

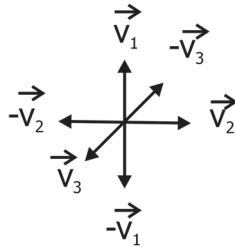


Figura 2.5: Igual probabilidade no sentido da velocidade.

8. A densidade de moléculas por unidade de volume com uma determinada velocidade \bar{v}_i é constante no tempo. Isso significa que, se consideramos um volume ΔV do gás menor do que V ($\Delta V < V$), com um grande número de moléculas $\Delta N < N$, o número de moléculas por unidade de volume com velocidade $\bar{v}_i \left(n_i = \frac{\Delta N_i}{\Delta V} \right)$ é igual a $n = \frac{N_i}{V}$ (em que N_i é o número total de moléculas do gás com velocidade \bar{v}_i e V é o volume total do gás). Estamos falando de médias sobre volumes grandes. A existência de flutuações será possível quando os volumes estiverem próximos do volume de poucas moléculas (por exemplo: se o volume considerado for apenas do tamanho do volume de duas moléculas, certamente isso 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 anteriormente descritas constitui um gás ideal em equilíbrio dinâmico.

===== **Atividade 4** =====

Atende ao Objetivo 1

Com base nesta seção que você está lendo, “A teoria cinética do gás ideal”, faça as seguintes questões:

1. Qual é o tipo de movimento das partículas de um gás ideal quando não estão colidindo entre si ou com as paredes do recipiente?

2. Justifique com suas palavras por que a velocidade média das moléculas de um gás ideal é nula.

Respostas Comentadas

1. Se não existe interação entre as moléculas fora das colisões das mesmas e fora das colisões das moléculas com as paredes do recipiente onde se encontra o gás, os movimentos moleculares, nessas situações, são retilíneos uniformes.
2. Porque, se existe a mesma probabilidade de se encontrar uma molécula com velocidade \vec{v} e outra com velocidade $-\vec{v}$, essas velocidades se anulam aos pares.

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 desse 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 de:

$$p V = n' R T \quad (1)$$

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

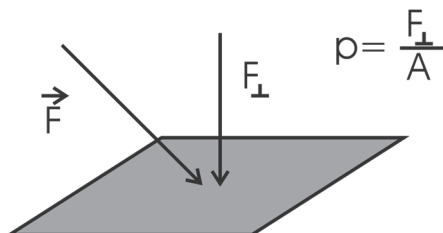


Figura 2.6: Só contribui para a pressão a componente da força perpendicular à área.

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, 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, uma vez que a força é igual a $\vec{F} = \Delta \vec{p} / \Delta t$. A pressão medida pelo manômetro corresponde ao valor médio da força quando muitas moléculas colidem com as paredes.

Essa é a ideia básica do cálculo que será feito a seguir. Ele é longo e envolve o cálculo de valores médios, já que ocorrem muitas colisões por segundo (tempo macroscópico).

Não se assuste com os cálculos a seguir. Eles são apresentados com o objetivo de que você tenha uma ideia de como são obtidos os resultados que associam as grandezas macroscópicas com as grandezas microscópicas. Para facilitar a compreensão dos conceitos físicos envolvidos, esses cálculos serão apresentados como 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. Isso ocorre porque a parede é lisa, não podendo exercer forças ao longo de sua direção, como ilustrado na **Figura 2.7**.

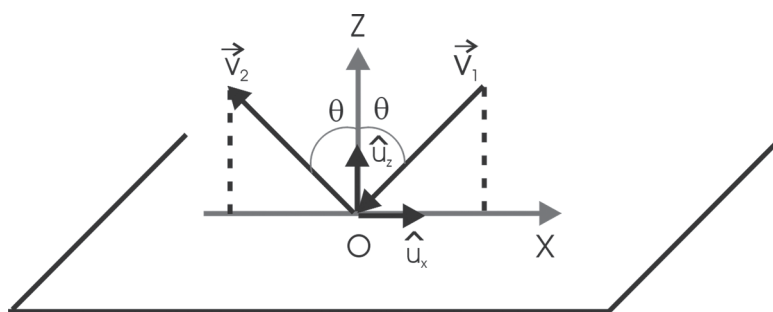


Figura 2.7: Colisão de uma molécula de um gás ideal com as paredes do recipiente.

Uma das hipóteses do modelo de um gás ideal é a de 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 uma 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 2.7**.

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:

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

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,

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

sendo $\Delta\vec{p}$ 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 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 ela, precisamos saber quantas moléculas atingem a parede durante Δt . Começaremos calculando quantas moléculas do conjunto, que têm velocidade \vec{v}_1 colidem com a parede, para depois generalizarmos para todas as velocidades possíveis.

As linhas pontilhadas, desenhadas na **Figura 2.8**, 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.

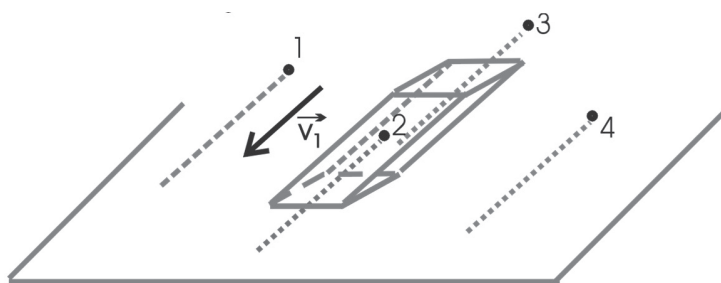


Figura 2.8: Elemento de volume $\Delta V = \Delta A v_1 \Delta t$.

Atividade 5

Atende ao Objetivo 1

Com base nesta seção que você está lendo, faça a seguinte questão:

Escolha a afirmativa correta:

O movimento das moléculas dentro do paralelepípedo da **Figura 2.8** é:

- (a) uniforme e retilíneo;
- (b) uniformemente acelerado;
- (c) não é possível definir esse tipo de movimento.

Explique seu raciocínio para escolher a resposta dada.

Resposta Comentada

Se eu supuser que no interior do paralelepípedo não há colisões entre as moléculas, a resposta é a letra (a) porque, no modelo cinético dos gases ideais, as moléculas só interagem quando colidem.

A partir da observação da **Figura 2.8**, 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 2.8**, de base ΔA e aresta $v_1 \Delta t$, isto é, com a direção da aresta correspondendo à direção de \vec{v}_1 .



Atividade 6

Atende ao Objetivo 1

Com base nesta seção que você está lendo, “Equação de estado do gás ideal”, explique por que as moléculas 1, 3 e 4 não atingiram a área ΔA .

Resposta Comentada

Se os movimentos das moléculas 1, 3 e 4 são retilíneos uniformes, elas vão se deslocar paralelas às arestas do paralelepípedo. Como a distância da molécula 3 à área ΔA é maior do que $v_1 \Delta t$, ela não atravessa essa área. Já as moléculas 1 e 4, que estão do lado de fora do paralelepípedo, vão se deslocar com velocidades paralelas às arestas do paralelepípedo, permanecendo do lado de fora dele. Logo, elas também não atravessarão 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 $v_1 \Delta t$.

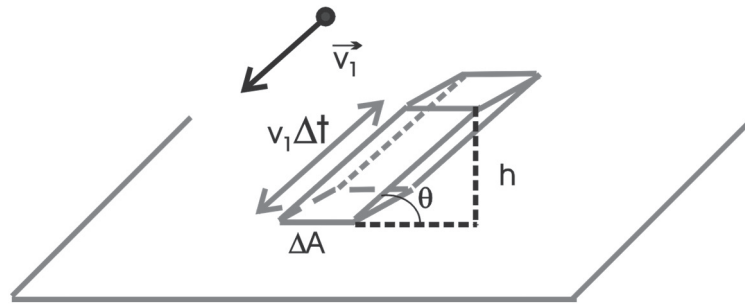


Figura 2.9: Elemento de volume ΔV ocupado pelas moléculas com velocidade v_1 que colidem com ΔA no intervalo Δt .

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 2.9** será

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

sendo ΔV o volume do paralelepípedo. Podemos escrever o volume do paralelepípedo como

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

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 ela no intervalo de tempo Δt .

A força média exercida pelas moléculas com velocidade \vec{v}_1 sobre a parede de área 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 na seção “A teoria cinética do gás ideal” o item 6). Devido à equivalência das direções, a densidade volumétrica dessas moléculas n_{1-} é igual a n_{1+} (veja a hipótese 5). A densidade volumétrica n_1 de moléculas que tem velocidade \vec{v}_1 e $-\vec{v}_1$ é igual a $2n_+$; 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 sobre a parede ΔA é

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

Passo 6: Finalmente! A 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,

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

sendo $\langle v_z^2 \rangle = \frac{\sum_i N_i (v_{iz})^2}{N}$ denominada o valor médio da velocidade quadrada na direção Oz. A notação $\langle \rangle$ é o símbolo que representa a média de uma grandeza física.

O quadrado do módulo da velocidade de uma molécula é $v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$. O valor médio do módulo da velocidade quadrada 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 o valor médio da velocidade quadrática, associado 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 do valor médio da velocidade quadrada $\frac{\langle v^2 \rangle}{3}$. Logo, podemos escrever a pressão exercida na parede do gás como:

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

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

A velocidade quadrática média v_{qm} é, por definição, a raiz quadrada do valor médio do quadrado da velocidade, isto é,

$$v_{qm} = \sqrt{\langle v^2 \rangle}.$$

Logo, podemos reescrever a energia cinética média de uma molécula de um gás ideal da seguinte forma:

$$E_{cm} = \frac{m \langle v \rangle^2}{2} = \frac{mv_{qm}^2}{2}.$$

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) $pV = n' RT$, constatamos que aquela 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, relacionando as grandezas macroscópicas do gás p e V com as grandezas microscópicas dos constituintes, energia cinética média das moléculas do mesmo.

Temperatura e pressão

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

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

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

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

em que $k = \frac{R}{N_o}$ 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. Por isso, 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.

Nos estados líquido e sólido, a interação entre as moléculas não pode ser desprezada, visto que 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).

===== **Atividade 7** =====

Atende aos Objetivos 2 e 3

Com base nas seções que você leu, faça o exercício seguinte.

Uma amostra de gás hélio em equilíbrio termodinâmico encontra-se à temperatura de 1000 K.

1. Calcule a energia cinética média, E_{cm} , das moléculas dessa amostra (considere a constante de Boltzmann $k = 1,4 \times 10^{-23}$ J/K).

2. Se duplicarmos a temperatura absoluta da amostra, por quanto será multiplicado o valor da E_{cm} ?

3. O modelo cinético dos gases ideais permite, teoricamente, que se atinja a temperatura zero absoluto?

Respostas Comentadas

1. A relação entre a energia cinética média das moléculas e as temperaturas do gás é dada por:

$$E_{CM} = \frac{3}{2}kT \Rightarrow E_{CM} = \frac{3}{2}(1,4 \times 10^{-23} \text{ J/K}) \times 200 \text{ K} = 4,2 \times 10^{-21} \text{ J}.$$

2. A energia cinética será multiplicada por 2, uma vez que

$$E_{CM} = \frac{3}{2}k(2T) = 3k(T) \Rightarrow E_{CM} = 8,4 \times 10^{-21} \text{ J}.$$

3. O modelo cinético do gás ideal permite a existência de uma temperatura absoluta nula. Em estudos posteriores, você aprenderá que existe uma lei da termodinâmica que não permite que um sistema em equilíbrio termodinâmico alcance a temperatura absoluta nula.



Atividade 8

Atende aos Objetivos 2 e 3

Com base nas seções já lidas, faça o exercício seguinte.

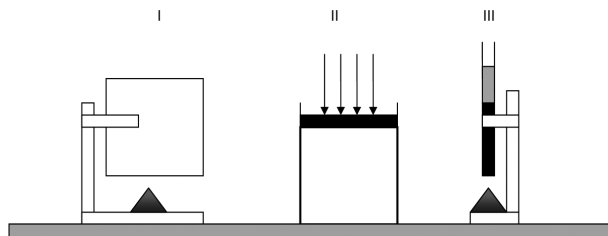


Figura 2.10: Processos aplicados ao gás ideal.

A **Figura 2.10** representa:

em I – um gás ideal sendo aquecido em um recipiente a volume constante;

em II – um gás ideal sendo comprimido lentamente, de modo a se manter sempre em equilíbrio térmico com o ambiente;

em III – um gás ideal sendo aquecido lentamente em um tubo vedado por um pequeno êmbolo, que desliza sem atrito. Não há difusão de gás.

1. Qual o tipo de transformação que está ocorrendo em cada caso?

2. Dadas as equações:

$V/T = \text{constante}$, $p/T = \text{constante}$, $p \cdot V = \text{constante}$,

qual delas se aplica a cada uma das transformações apresentadas?

Respostas Comentadas

1. Em I, é uma transformação com volume constante, que é denominada isovolumétrica.

Em II, é uma transformação à temperatura constante, que é denominada isotérmica.

Em III, é uma transformação à pressão constante, que é denominada isobárica.

2. Como a equação de estado dos gases ideais é $pV = nRT$, temos que:

- a equação que descreve a transformação I é $p/T = \text{constante}$;
- a equação que descreve a transformação II é $p \cdot V = \text{constante}$;
- a equação que descreve a transformação III é $V/T = \text{constante}$.

Atividade 9

Atende aos Objetivos 2 e 3

Com base no que foi lido até agora, faça o exercício seguinte.

O ar da sala onde você se encontra é constituído, entre outros, pelos seguintes gases: O_2 , CO_2 , H_2O , N_2 e H_2 . Suponha que a temperatura do ar seja a mesma em qualquer ponto da sala.

1. Consultando um livro de Química, coloque esses gases em ordem crescente de suas massas moleculares.

2. Qual desses gases possui moléculas com maior energia cinética média?

3. Coloque esses gases em ordem crescente dos valores das velocidades quadráticas médias de suas moléculas.

Respostas Comentadas

1. Utilize uma tabela periódica para calcular as massas moleculares dos gases. Tabelas periódicas estão disponíveis em livros de Química Geral e na internet. As massas moleculares dos elementos citados são:

$$M_O = 16 \text{ uma}, M_C = 12 \text{ uma}, M_H = 1 \text{ uma}; M_N = 14 \text{ uma}$$

$$M_{O_2} = 2 \times 16 \text{ uma} = 32 \text{ uma}$$

$$M_{CO_2} = 12 \text{ uma} + 2 \times 16 = 44 \text{ uma}$$

$$M_{H_2O} = 2 \text{ uma} + 16 = 18 \text{ uma}$$

$$M_{N_2} = 2 \times 14 \text{ uma} = 28 \text{ uma}$$

$$M_{H_2} = 2 \text{ uma}$$

$$M_{H_2} < M_{H_2O} < M_{N_2} < M_{O_2} < M_{CO_2}.$$

2. Como a energia cinética média de um gás na temperatura absoluta T é dada por $E_{CM} = \frac{3}{2}kT$, a energia cinética média de todos os gases é igual.
3. Como a velocidade quadrática média das moléculas de um gás ideal na temperatura absoluta T é dada por

$$E_{CM} = \frac{m\langle v^2 \rangle}{2} = \frac{3}{2}kT \Rightarrow$$

$$v_{qm} = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{3kT}{m}},$$

os gases mais leves terão velocidades quadráticas médias das moléculas maiores, isto é,

$$v_{qmCO_2} < v_{qmO_2} < v_{qmN_2} < v_{qmH_2O} < v_{qmH_2}.$$

Atividade 10

Atende aos Objetivos 2 e 3

Com base no texto que foi lido nesta aula, indique com um X as afirmativas falsas, reescrevendo-as de forma a torná-las corretas.

1. () A temperatura Celsius de um corpo é proporcional à energia potencial média das moléculas de um gás ideal.

2. () A energia interna de um gás ideal monoatômico que contém N moléculas é NE_0 , sendo $E_0 = \frac{1}{N} \left(\frac{mv_1^2}{2} + \frac{mv_2^2}{2} \dots + \frac{mv_N^2}{2} \right)$ a energia cinética média das moléculas.

3. () A energia cinética média das moléculas de um gás ideal medida no referencial do centro de massa é proporcional à temperatura Fahrenheit.

4. () A energia interna U de um gás ideal é proporcional à sua temperatura T absoluta, isto é, $U = CT$ (sendo C uma constante).

5. () Um corpo mais quente tem mais calor do que um corpo mais frio.

Respostas Comentadas

1. (X) A temperatura Celsius de um corpo é proporcional à energia potencial média das moléculas de um gás ideal.

A temperatura Kelvin de um corpo é proporcional à energia cinética média das moléculas de um gás ideal.

2. () A energia interna de um gás ideal monoatômico que contém N moléculas é NE_0 , sendo $E_0 = \frac{1}{N} \left(\frac{mv_1^2}{2} + \frac{mv_2^2}{2} \dots + \frac{mv_N^2}{2} \right)$ a energia cinética média das moléculas.

3. (X) A energia cinética média das moléculas de um gás ideal medida no referencial do centro de massa é proporcional à temperatura Fahrenheit.

A energia cinética média das moléculas de um gás ideal medida no referencial do centro de massa é proporcional à temperatura Kelvin.

4. () A energia interna U de um gás ideal é proporcional à sua temperatura T absoluta, isto é, $U = CT$ (sendo C uma constante).

5. (X) Um corpo mais quente tem mais calor do que um corpo mais frio. Um corpo mais quente tem energia interna maior do que um corpo mais frio.

Um corpo não possui calor. Calor é um trabalho microscópico sem deslocamento de fronteiras.

Atividade 11

Atende aos Objetivos 2 e 3

Com base no que você leu, resolva o exercício seguinte.

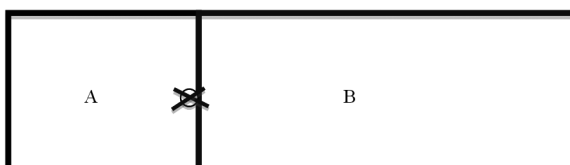


Figura 2.11: Volumes iniciais de dois gases que estão em recipientes ligados por uma válvula. A válvula está fechada.

O recipiente A contém um gás ideal X a uma pressão de $1,0 \times 10^5$ Pa e a uma temperatura de 300 K. O volume do recipiente A vale 10 ℓ. Ele está conectado através de uma válvula ao recipiente B, que tem volume $V_B = 2V_A$ e contém o gás ideal Y a uma pressão de $1,0 \times 10^5$ Pa e a uma temperatura de 400 K. Inicialmente, os sistemas A e B estão isolados termicamente e a válvula está fechada. Coloca-se o sistema em banho térmico com temperatura de 500 K. A seguir, retira-se o isolamento térmico dos recipientes A e B, e abre-se a válvula. Após algum tempo, o sistema atinge o equilíbrio térmico. O átomo-grama do gás X vale 4 g e o do gás Y vale 20 g. O número de Avogadro é igual a $N_o = 6,02 \times 10^{23}$ moléculas/mol. A constante R dos gases ideais é $R = 8,31$ J/(K·mol). A constante de Boltzmann é $k = \frac{R}{N_o}$.

1. Utilize uma tabela periódica para identificar os gases X e Y. Calcule a massa desses átomos.

2. Calcule o número de átomos-grama do gás nos recipientes A e B antes de ele ser imerso no banho térmico.

3. Determine a pressão final do sistema.

4. A pressão parcial de um gás ideal em uma mistura de gases é a pressão que o gás exerceria sozinho se ele ocupasse todo o volume do sistema, tendo a mesma temperatura. Quais as pressões parciais dos gases X e Y após eles entrarem em equilíbrio térmico com o banho térmico de 500 K?

5. Quais as velocidades quadráticas médias dos átomos dos gases X e Y quando o sistema atinge o equilíbrio térmico com o banho térmico de 500 K?

Respostas Comentadas

1. O gás X é o Hélio (He), e o gás Y é o Neônio (Ne). As massas desses gases podem ser obtidas dividindo-se os seus átomos-grama pelo número de Avogadro, isto é,

$$m_{\text{He}} = \frac{\text{atg}_{\text{He}}}{N_0} = \frac{4\text{g}}{6,02 \cdot 10^{23} / \text{mol}} \cong 6,6 \cdot 10^{-24} \text{g}$$

$$m_{\text{Ne}} = \frac{\text{atg}_{\text{Ne}}}{N_0} = \frac{20\text{g}}{6,02 \cdot 10^{23} / \text{mol}} \cong 3,3 \cdot 10^{-23} \text{g}.$$

2. Os números de átomos-grama dos gases nos seus estados iniciais podem ser obtidos pela equação e estado dos gases ideais, isto é:

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n_A = \frac{p_A V_A}{RT_A} = \frac{(1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}) \cdot (10 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3)}{(8,31 \text{ J} / (\text{K} \cdot \text{mol}) \cdot 300 \text{ K}} = 0,4$$

$$n_B = \frac{p_B V_B}{RT_B} = \frac{(1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}) \cdot (2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3)}{(8,31 \text{ J} / (\text{K} \cdot \text{mol}) \cdot 400 \text{ K}} = 0,6.$$

3. Quando a válvula abre, os dois recipientes se transformam em um único recipiente, com o número de átomos-grama, o volume e a temperatura finais dados por:

$$n_{A+B} = 1,0 \text{ atg}, V_f = 30 \ell, T_f = 500 \text{ K}$$

$$p_f V_f = n_{A+B} RT_f \Rightarrow p_f = \frac{n_{A+B} RT_f}{V_f} = \frac{(1,0 \text{ atg})(8,31 \text{ J} / (\text{atgK}))}{30 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} \cong 1,4 \cdot 10^5 \text{ Pa}.$$

A equação dos gases ideais aplicada ao recipiente com a válvula aberta forneceu a pressão final do sistema.

4. A pressão parcial (\bar{p}) de um gás ideal em uma mistura de gases é a pressão que o gás exerceria sozinho se ele ocupasse todo o volume do

sistema, tendo a mesma temperatura. As pressões parciais dos gases X e Y, após eles entrarem em equilíbrio térmico com o banho térmico de 500 K, foram calculadas a seguir:

$$V_f = 30\ell, T_f = 500K$$

$$\bar{p}_{He} = \frac{n_{He}RT_f}{V_f} = \frac{0,4 \cdot (8,31J / (K / mol)) \cdot 500K}{30 \cdot 10^{-3}} \cong 0,6 \cdot 10^5 Pa$$

$$\bar{p}_{Ne} = \frac{n_{Ne}RT_f}{V_f} = \frac{0,6 \cdot (8,31J / (K / mol)) \cdot 500K}{30 \cdot 10^{-3}} \cong 0,8 Pa$$

Os valores anteriores mostram que a pressão da mistura de gases quando o sistema atinge a temperatura de 500 K é a soma das pressões parciais dos dois gases.

5. A relação entre a temperatura absoluta de um gás ideal e a velocidade quadrática média é dada por:

$$\frac{m\langle v^2 \rangle}{2} = \frac{3kT}{2} \Rightarrow V_{qm} = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

$$m = \frac{atg}{N_0}, k = \frac{R}{N_0} \Rightarrow V_{qm} = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{3RT}{N_0 \frac{atg}{N_0}}} = \sqrt{\frac{3RT}{atg}}$$

$$V_{qm\ He} = \sqrt{\langle v^2_{He} \rangle} = \sqrt{\frac{3RT}{atg_{He}}} \cong \sqrt{3 \cdot 10^6} m/s = 1,7 \cdot 10^3 m/s$$

$$V_{qm\ Ne} = \sqrt{\langle v^2_{Ne} \rangle} = \sqrt{\frac{3RT}{atg_{Ne}}} \cong \sqrt{6,2 \cdot 10^5} m/s = 0,79 \cdot 10^3 m/s.$$

Atividade 11

Atende aos Objetivos 2 e 3

Com base nos textos desta aula, faça o exercício seguinte.

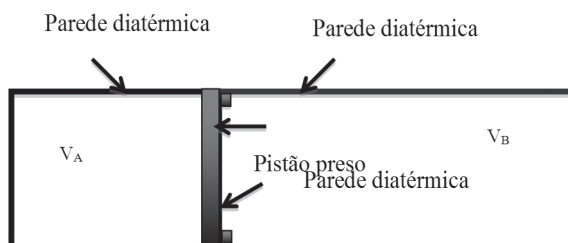


Figura 2.12a



Figura 2.12b

Um recipiente que está imerso em um banho térmico de 300 K contém dois compartimentos separados por um pistão móvel de massa desprezível. O atrito entre o pistão e as paredes do recipiente é, igualmente, desprezível. O recipiente e o pistão são constituídos de materiais bons condutores de calor. Inicialmente, o compartimento A contém hélio (He) a uma pressão de $2,0 \times 10^5 \text{ Pa}$ e o compartimento B contém hidrogênio (H_2) a uma pressão de $0,5 \times 10^5 \text{ Pa}$, e o pistão está preso (**Figura 2.12a**). Os gases estão em equilíbrio térmico com o banho térmico. O volume V_A do compartimento A vale $20 \times 10^{-3} \text{ m}^3$ e o volume V_B do compartimento B vale $V_B = 3V_A$. Depois que o pistão é solto e conduzido até a posição em que ele fica livre e em repouso, quando os gases atingem o equilíbrio termodinâmico, as coordenadas termodinâmicas dos gases mudam para $V'_A, V'_B, p'_A, p'_B, T'_A$ e T'_B . O número de Avogadro é igual a $N_0 = 6,02 \times 10^{23}$ moléculas/mol. A constante R dos gases ideais é R

$= 8,31 \text{ J}/(\text{K}\cdot\text{mol})$. A constante de Boltzmann é $k = \frac{R}{N_0}$. O átomo-grama do hidrogênio vale $1,0 \times 10^{-3} \text{ kg}$, e o do hélio vale $2,0 \times 10^{-3} \text{ kg}$. Considere os gases como gases ideais.

1. Quais os valores das temperaturas finais T'_A e T'_B ? Justifique a sua resposta.

2. As pressões finais dos gases (p'_A e p'_B) são iguais ou diferentes? Justifique a sua resposta.

As repostas a seguir devem ser fornecidas com dois algarismos significativos.

3. Calcule as energias cinéticas médias de translação das moléculas do hidrogênio e dos átomos de hélio antes e depois de o pistão ser solto.

4. Calcule o número de moles do hidrogênio e o número de átomos-grama do hélio.

5. Calcule os volumes finais (V'_A , V'_B) dos gases.

6. Calcule as pressões finais (p'_A , p'_B) dos gases.

Respostas Comentadas

1. Como as paredes do recipiente permitem a passagem de calor, as temperaturas finais dos gases são iguais a 300 K porque eles atingem o equilíbrio térmico com o banho térmico.

2. No estado final de equilíbrio dos gases, o pistão está solto e parado. Logo, a força resultante que atua sobre ele é nula. Como não existe atrito entre o pistão e o recipiente, as forças que atuam no pistão são o seu peso, a força normal e as forças que os gases atuam sobre o pistão. Essas forças estão representadas na **Figura 2.12c**.

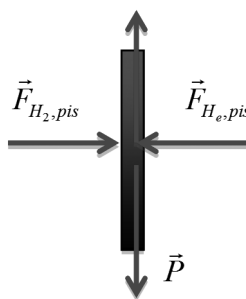


Figura 2.12c

Logo, temos que:

$$F_{H_2, pis} = F_{He, pis} \Rightarrow p'_A A_{pis} = p'_B A_{pis} \Rightarrow p'_A = p'_B.$$

Assim, as pressões finais são iguais.

3. Como a energia cinética média de moléculas e dos átomos só dependem da temperatura, elas são iguais nos estados de equilíbrio termodinâmicos inicial e final.

$$\langle E_c \rangle = \frac{3kT}{2} = \frac{3RT}{2N_0} = \frac{3 \cdot (8,31 J / (mol\acute{e}cula \cdot K)) \cdot (300 K)}{2 \cdot (6,02 \cdot 10^{23} mol\acute{e}culas / mol)} \cong 6,2 \cdot 10^{-21} J.$$

4. A equação dos gases ideais fornece número de moles do hidrogênio e o número de átomos-grama do hélio.

$$n_{H_e} = \frac{p_A V_A}{RT_A} = \frac{(2,0 \cdot 10^5 Pa)(20 \cdot 10^{-3} m^3)}{(8,31 J / (mol.K)) \cdot (300 K)} = 1,6 \text{ átomos grama}$$

$$n_{H_2} = \frac{p_B V_B}{RT_B} = \frac{(0,5 \cdot 10^5 Pa)(60 \cdot 10^{-3} m^3)}{(8,31 J / (mol.K)) \cdot (300 K)} = 1,2 \text{ moles.}$$

5. A seguir, foram calculados os volumes finais V'_A e V'_B dos dois gases. Nestes cálculos, foi levado em consideração que o número de moles dos gases nos recipientes A e B não se alteraram.

$$\begin{cases} p'_A = p'_B \\ T'_A = T'_B = T_A \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} p'_A V'_A = n_A RT_A \\ p'_B V'_B = n_B RT_B \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} p'_A V'_A = n_A RT_A \\ p'_A V'_B = n_B RT_A \end{cases}$$

Logo, as equações anteriores relacionam os volumes finais dos gases.

$$\frac{V'_A}{V'_B} = \frac{n_A}{n_B}$$

O volume total do recipiente é igual a $V'_A + V'_B = V_A + V_B = 4V_A$.

Por isso, temos que:

$$V'_A = \frac{n_A}{n_B} V'_B \Rightarrow \frac{n_A}{n_B} V'_B + V'_B = 4V_A \Rightarrow V'_B \left(\frac{n_A}{n_B} + 1 \right) = 4V_A \Rightarrow V'_B = \frac{4n_B}{n_B + n_A} V_A = 46 \cdot 10^{-3} m^3$$

$$V'_A = \frac{n_A}{n_B} V'_B \cong 34 \cdot 10^{-3} m^3$$

6. Calcule as pressões finais dos dois gases.

As pressões finais dos gases são iguais a:

$$p'_A = p'_B = \frac{n_A R T'_A}{V'_A} = \frac{1,6 \cdot (8,31 \text{ J} / (\text{mol} \cdot \text{K})) \cdot (300 \text{ K})}{46 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} \cong 0,87 \cdot 10^5 \text{ Pa}.$$

Conclusão

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.

Resumo

1. A equação de estado de um gás ideal é dada por:

$$pV = n'RT.$$

Nessa equação, n' é o número de moles do gás, R é a constante dos gases ideais, que vale $8,31 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$, 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 gás.

2. Hipóteses do modelo cinético dos gases ideais:

- a) as moléculas são tratadas como partículas;
- b) as colisões das moléculas de um gás ideal com outras moléculas são elásticas;
- c) as colisões das moléculas do gás ideal com as paredes do recipiente são elásticas;
- d) não existe interação entre as moléculas do gás ideal fora das colisões;
- e) não existe interação entre as moléculas do gás ideal e as paredes do recipiente fora da colisão;
- f) as moléculas deslocam-se no gás ideal com velocidades diferentes. Todavia, não têm uma direção de velocidade mais provável que as outras;

- g) a velocidade média das moléculas é nula, isto é, as probabilidades de encontrar moléculas com velocidade $+\vec{v}_1$ e com velocidade $-\vec{v}_1$ são iguais (igual probabilidade no sentido da velocidade);
- h) a densidade de moléculas por unidade de volume com uma determinada velocidade \vec{v}_1 é constante no tempo.
3. A pressão é a força média das moléculas por unidade de área nas paredes do recipiente que contém o gás A.
4. A temperatura absoluta de um gás ideal é proporcional à energia cinética média das moléculas do gás, isto é, $T = \frac{2}{3k} E_{cm}$ sendo $E_{cm} = \frac{mv_{qm}^2}{2}$.

Leituras recomendadas

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” na seção denominada “Calor e termodinâmica” do livro *Física: volume único*, de Beatriz Alvarenga Álvares e Antônio Máximo Ribeiro Luz.

Leia também sobre o assunto “Relações entre pressão, energia cinética média das moléculas e temperatura” na parte 1 do livro *Física 2: física térmica e óptica*, do Gref.

Aula 3

0 princípio do equilíbrio térmico
e a lei zero da termodinâmica

Meta

Entender o princípio do equilíbrio térmico e a lei zero da termodinâmica.

Objetivos

Esperamos que, ao final desta aula, você seja capaz de:

1. descrever o modelo da matéria utilizado na termodinâmica;
2. descrever um sistema termodinâmico;
3. classificar um sistema termodinâmico;
4. definir as coordenadas termodinâmicas;
5. diferenciar uma parede diatérmica de uma parede adiatérmica;
6. enunciar o princípio do equilíbrio térmico e a lei zero da termodinâmica;
7. diferenciar calor de temperatura;
8. diferenciar grandezas intensivas de grandezas extensivas.

Introdução

Calor e temperatura são palavras presentes no cotidiano dos povos ditos civilizados. Certamente, você já escutou alguém dizer: “Menino, sai de perto do fogão porque ele está quente.”; “Quero água gelada.”; “Parece que o João está com febre. Apanhe o termômetro na gaveta para medir a temperatura dele.”; “Que dia quente!” etc. Apesar do uso corriqueiro das palavras *calor* e *temperatura*, um grande número de pessoas não conhece seus conceitos científicos e confundem essas grandezas. O conceito de calor já foi discutido na Aula 1 e diz respeito ao trabalho sem deslocamento macroscópico das fronteiras do sistema. O conceito de temperatura está intimamente ligado ao princípio do equilíbrio térmico e à lei zero da termodinâmica. Nesta aula, você deve fazer alguns experimentos caseiros descritos na seção “Prática 1 – Equilíbrio térmico” e ler “O princípio do equilíbrio térmico, a lei zero da termodinâmica”. Antes fazer os experimentos caseiros e a leitura do texto da aula, veja se você é capaz de responder às seguintes perguntas:

1. Qual o modelo da matéria utilizado em termodinâmica?
2. O que são sistemas em termodinâmica? Como podemos classificá-los?
3. O que são as coordenadas termodinâmicas?
4. O que é uma equação de estado?
5. O que são paredes adiabáticas e paredes diatérmicas?
6. Enuncie o princípio do equilíbrio térmico.
7. Enuncie a lei zero da termodinâmica.

Prática 1: Equilíbrio térmico



Assista ao DVD *Eletricidade e demonstrações de Física térmica*, que está disponível no seu Polo, para cópia, e no portal TECA (no portal, escolha “vídeo”, digite “ICF2” e selecione “Pesquisa TECA”). Nesse vídeo, foram realizados todos os experimentos caseiros descritos nesta aula.

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. Alguns desses materiais podem ser encontrados na cozinha da sua residência (itens marcados com *). Os experimentos 2 e 3 foram filmados e podem ser encontrados no DVD denominado *Eletricidade e demonstrações de Física térmica*.

Materiais necessários à Prática 1:

- caixa de isopor de aproximadamente 20 cm × 20 cm × 30 cm;
- dois termômetros de álcool (−10 °C a 110 °C);
- copos de isopor;
- copos de vidro*;
- três recipientes (panelas vazias) que permitam introduzir a mão*;
- aquecedor (forno ou qualquer outro aparelho de que você disponha)*;

- copos de metal*;
- medidor de volume de líquidos (mamadeira graduada em cm^3);
- peças de corpos sólidos de massas iguais ($\cong 10\%$): 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);
- recipiente para aquecer água*;
- relógio com medidor de segundos.

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 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 compreensão quando for trabalhar com equipamentos e sistemas mais complexos.

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 e 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-se quimicamente com o Hg, forma sulfeto de HgS, uma substância não tóxica.

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

Experimento 1

Atende o Objetivo 7

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.

Materiais utilizados:

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

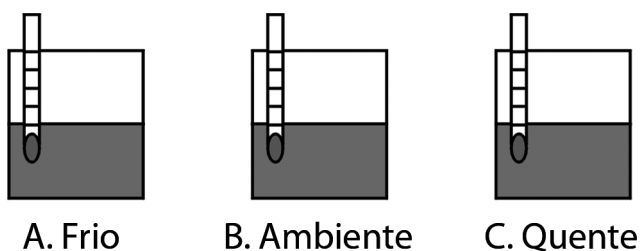


Figura 3.1: Recipientes com água em temperaturas diferentes.

Atividade experimental:

1. Coloque quantidades iguais de água nos três recipientes A, B e C (Figura 3.1).

No recipiente A, coloque água com pedras de gelo.

No recipiente B, coloque água recolhida diretamente da bica (ambiente).

No recipiente C, coloque água proveniente de uma fonte térmica (por exemplo, fogão). Certifique-se de que é possível introduzir a mão nessa água sem queimar-se.

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

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

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

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

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

a) Qual das suas observações é consistente com o conceito de equilíbrio térmico: item 2 ou 3?

b) Explique os resultados obtidos no item 2.

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

d) Por que é importante fazer as medidas da temperatura em B com o mesmo termômetro?

=====

===== **Experimento 2** =====

Atende aos Objetivos 5, 6 e 7

A temperatura de equilíbrio de uma mistura

- a) Mistura de massas iguais de água a temperaturas iniciais diferentes (está no vídeo *Demonstrações de Física térmica*);
- a) mistura de massas diferentes de água a temperaturas iniciais diferentes (está no vídeo *Demonstrações de Física térmica*).

Objetivos:

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

Materiais utilizados:

- dois copos de isopor;
- fonte térmica;
- termômetros;
- medidor de volume;
- gelo.

Atividade experimental:

a) Mistura 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 50 cm^3), a temperaturas iniciais diferentes $T_{1\text{inicial}}$ e $T_{2\text{inicial}}$. Registre a massa de água em gramas (lembre-se de que a densidade ($D = m/V$) da água pura é igual a 1 g/cm^3).

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

2. 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 que você utilizou (ou seja, como você fez) para fazer a previsão da temperatura da mistura.

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

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

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, como ficaria a temperatura de equilíbrio? Faça a previsão. E se os volumes fossem triplicados?

b) Mistura de massas de água diferentes a temperaturas iniciais diferentes (está no vídeo *Demonstrações de Física térmica*).

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 $T_{\text{inicial}} =$ temperatura ambiente e $V_2 = 100 \text{ cm}^3$ a $T_{\text{inicial}} = 100^\circ\text{C}$.

Experimento 3

Atende aos Objetivos 5, 6 e 7

Isolantes e condutores térmicos, paredes diatérmicas e adiatérmicas

Objetivo:

- observar o comportamento de sistemas a temperaturas diferentes quando são colocados em contato através de paredes isolantes (adiatérmicas) ou condutoras (diatérmicas).

Informações preliminares:

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. Exemplos: 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.

Materiais utilizados:

- duas latas de metal (latas de azeite pequenas vazias);
- dois copos de material isolante;
- caixa de isopor;
- termômetro de álcool;
- água.

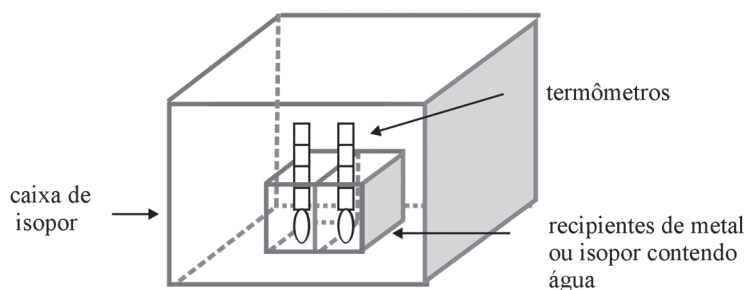


Figura 3.2: Montagem da experiência.

Atividade experimental:

Coloque na caixa de isopor as duas latas de metal preenchidas parcialmente por volumes iguais de água (e $\sim 50\text{cm}^3$), a temperaturas iniciais diferentes, sendo 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 começar a fazer as medidas.

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

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 ($^\circ\text{C}$)	
	A	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 nos copos durante o intervalo de tempo em que eles permaneceram em contato.

4. Repita o procedimento anterior, trocando os copos de metal 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

Num dia de inverno, foram colocadas sobre uma mesa duas travessas metálicas idênticas. Apesar de aparentarem semelhança, elas, na verdade, apresentam uma grande diferença, porque uma delas foi retirada de um armário da cozinha e a outra de um forno quente. Tal diferença será sentida imediatamente pelas mãos de alguém que as tocar. A travessa que saiu do forno quente queima as mãos, enquanto a outra parece fria.

O exemplo apresentado mostra que é necessário inventar novos conceitos para explicar a modificação que o forno produziu na travessa e o processo de transferência de energia para as 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.

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 meio exterior

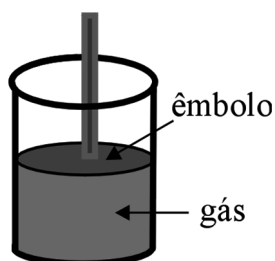


Figura 3.3: Sistema, fronteira e exterior.

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 são assim classificados:

- sistema aberto: há fluxo de massa e energia 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.

O calor e os tipos de fronteiras

Calor é trabalho microscópico que não está associado ao deslocamento macroscópico das fronteiras do sistema.

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

menção 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 espolhada para evitar a passagem do calor emitido por radiação.

Quando as observações são realizadas em períodos curtos de tempo, 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.

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, finalmente, 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.

Coordenadas termodinâmicas, equação de estado

As coordenadas termodinâmicas formam o menor conjunto de grandezas físicas macroscópicas que determina 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.

A equação que relaciona as grandezas 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 $pV = nRT$.

Atividade 1

Atende aos Objetivos 1, 3 e 5

Com base na seção que você está lendo, “O princípio do equilíbrio térmico e a lei zero da termodinâmica”, responda às seguintes perguntas:

1. Explique o significado de “a matéria é tratada como um meio contínuo.”

2. Dê exemplos do que formam fronteiras diatérmicas e adiatérmicas.

3. O que são coordenadas termodinâmicas?

4. Quais são as coordenadas termodinâmicas que caracterizam um gás ideal?

Respostas Comentadas

1. Na termodinâmica, a estrutura microscópica da matéria não é considerada. A matéria é tratada como um fluido.

2. Os metais permitem a passagem do calor com facilidade, por isso são fronteiras diatérmicas. O isopor e as paredes de uma garrafa térmica não deixam o calor fluir com facilidade, por isso eles podem ser tratados como fronteiras adiatérmicas.

3. As coordenadas termodinâmicas formam o menor conjunto de grandezas físicas macroscópicas que determinam totalmente o sistema.
 4. O número de coordenadas termodinâmicas de um gás ideal é três. Por exemplo, podemos escolher como coordenadas termodinâmicas de um gás ideal o número de moles, a pressão e a temperatura, ou o número de moles, a pressão e o volume etc.
-
-

Grandezas extensivas e intensivas

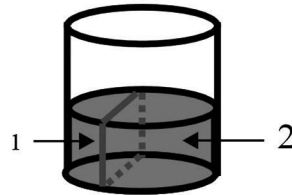


Figura 3.4: Grandezas extensivas e intensivas.

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 béquer com água pura em equilíbrio termodinâmico. Se dividirmos a massa de água contida no béquer em dois subsistemas com tamanhos diferentes (1 e 2 da **Figura 3.4**), as massas e volumes de água contidos 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.

Atividade 2

Atende ao Objetivo 8

Com base na seção que você leu “O princípio do equilíbrio térmico e a lei zero da termodinâmica”, dê dois exemplos de grandezas intensivas e extensivas.

Resposta Comentada

São grandezas extensivas o volume e a energia interna porque um subsistema tem volume e energia interna menores do que o volume total e a energia interna total do sistema. São grandezas intensivas a pressão e a temperatura de um sistema em equilíbrio homogêneo (por exemplo, um gás) em equilíbrio termodinâmico cujos subsistemas não estão separados por fronteiras adiabáticas porque, se as pressões dos subsistemas fossem diferentes, haveria fluxo de matéria e, se as temperaturas dos subsistemas fossem diferentes, haveria fluxo de calor. Logo, o sistema não poderia estar em equilíbrio termodinâmico.

Princípio do equilíbrio térmico

O princípio do equilíbrio térmico apresentado 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



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

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 3.5** ilustra a lei zero da termodinâmica:

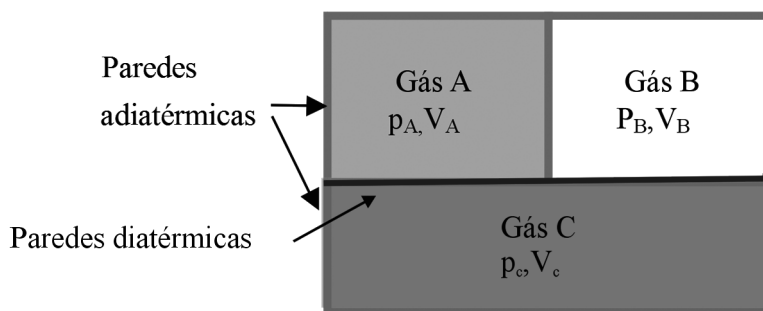


Figura 3.5: Gases A, B e C em equilíbrio térmico.

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 diatérmica, não haverá nenhuma modificação das coordenadas termodinâmicas do sistema.



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 usam 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 a leitura de um dos termômetros indica 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 o que apresenta temperatura menor, até que eles atinjam o equilíbrio térmico.

O exemplo das travessas, dado na introdução, 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 do ambiente e das mãos. Ao tocá-la, inicia-se 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, para a travessa.



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

Atividade 3

Atende aos Objetivos 6 e 7

Com base na seção que você leu, “O princípio do equilíbrio térmico e a lei zero da termodinâmica”, explique por que há um fluxo de calor da mão para a travessa quando esta se encontra a uma temperatura de $10\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Resposta Comentada

O calor flui espontaneamente do sistema com maior temperatura para o sistema com menor temperatura. Como a mão está com uma temperatura de $36,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ e a temperatura da travessa é de $10\text{ }^{\circ}\text{C}$, o calor vai da mão para a travessa.

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 medidas das temperaturas iniciais e finais do café, do guaraná e da cozinha tivessem sido realizadas, verificaríamos que, no início, elas eram diferentes e que, após algum tempo, ficam praticamente iguais. A cozinha tem um volume muito maior de ar do que a xícara e o copo; assim, sua temperatura varia muito pouco (a menos que tenha chegado uma frente fria capaz de descer a temperatura ambiente em alguns graus), enquanto as temperaturas dos líquidos, cujos volumes são pequenos se comparados com o volume e o ar 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 sua energia. 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, sendo que a energia cinética total do sistema permanece constante.

A matéria é constituída de átomos ou moléculas. O conjunto de átomos e moléculas possui uma energia interna para a qual contribuem a energia cinética e a energia potencial interna dos átomos e das moléculas. A temperatura de um sistema está relacionada com a distribuição média da energia interna total do sistema entre as moléculas ou os 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 dos 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 os 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 as 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.

===== **Atividade 4** =====

Atende aos Objetivos 6 e 7

Com base em “O princípio do equilíbrio térmico e a lei zero da termodinâmica”, faça a seguinte questão:

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?

Resposta Comentada

Se a temperatura do sistema 1 é T_1 e a do sistema 2 é T_2 e $T_1 > T_2$, haverá um fluxo de calor do sistema 1 para o sistema 2. Por isso, a temperatura do sistema 1 diminui e a temperatura do sistema 2 aumenta, até que as temperaturas dos sistemas fiquem iguais a T_e . A temperatura final T_e dos sistemas é denominada temperatura de equilíbrio térmico dos sistemas.

=====

===== **Atividade 5** =====

Atende aos Objetivos 7 e 8

Ainda com base em “O princípio do equilíbrio térmico e a lei zero da termodinâmica”, faça a seguinte questão:

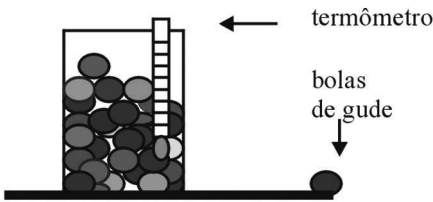


Figura 3.6: Bolas de gude em equilíbrio térmico com o ambiente.

Um copo com 100 bolas de gude está à temperatura ambiente, $T = 30\text{ }^{\circ}\text{C}$. Qual é a temperatura de uma bola de gude? E a temperatura de cinco bolas de gude (suponha que todas as bolas de gude sejam iguais)?

=====

=====

=====

=====

=====

Resposta Comentada

Como os sistemas estão em equilíbrio térmico e não existem paredes adiabáticas separando as bolas de gude, as temperaturas de todas as bolas de gude são iguais. Caso contrário, haveria fluxo de calor entre as bolas de gude, e elas não estariam em equilíbrio térmico. Esta resposta seria a mesma para o caso de bolas de gude com tamanhos diferentes.

Confundindo os conceitos de temperatura e calor

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 descalço em um piso de mármore e em um piso de madeira em um dia frio (por exemplo, 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 porque o fluxo de calor dos pés para o mármore deve ser maior do que o fluxo de calor dos pés para a madeira.

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

Atividade 6

Atende aos Objetivos 7 e 8

Com base no texto desta aula, responda às perguntas que seguem.

1. Você acha que a temperatura é medida do calor? Explique o que é temperatura com suas palavras.

2. 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?

3. O que acontece quando você mistura volumes iguais de água fria e quente?

4. Explique por que o sorvete derrete quando você o tira do congelador.

5. Explique por que não devemos deixar a porta da geladeira aberta.

Respostas Comentadas

1. Não. A temperatura é uma das grandezas físicas que caracterizam um sistema em equilíbrio termodinâmico.
2. A temperatura da água aumenta, e a temperatura da cozinha diminui. Como a massa de ar na cozinha é muito grande, se comparada com a massa de água, a variação da temperatura do ar da cozinha é imperceptível quando medida com termômetros comuns (mercúrio ou álcool), que têm precisões pequenas.
3. Elas atingem o equilíbrio térmico. A temperatura do equilíbrio térmico é a média aritmética das duas temperaturas (ver experimento 2 da Prática 1).
4. Porque flui calor do ar para o sorvete, que está com uma temperatura menor. O calor modifica o estado do sorvete, que passa de uma consistência quase sólida para uma pastosa.
5. A geladeira utiliza a energia elétrica para baixar a temperatura do seu interior, que fica menor do que a temperatura ambiente. Ao abriremos a geladeira, permitimos que o ar quente do exterior da geladeira se misture com o ar frio da mesma, aumentando a temperatura do interior da geladeira.



Atividade 7

Atende aos Objetivos 7 e 8

Com base no que você leu nesta aula, faça a seguinte questão.

Dois blocos de ferro, A e B, encontram-se às temperaturas $T_A = 200\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $T_B = 40\text{ }^{\circ}\text{C}$. Eles são colocados em contato e, depois de certo tempo, atingem a temperatura de equilíbrio $T_E = 120\text{ }^{\circ}\text{C}$. As três afirmativas seguintes foram feitas por um estudante para descrever o que ocorreu. Qual delas é a correta?

- (a) Houve uma diminuição na quantidade de calor do corpo A e um aumento na quantidade de calor do corpo B.

(b) Houve uma transferência de calor do corpo A para o corpo B.

(c) Houve uma transferência de calor do corpo B para o corpo A.

Suponha, agora, que uma quantidade de calor $Q = 1000 \text{ cal}$ tenha sido transferida durante a interação térmica entre os corpos A e B, e que os trabalhos de expansão e contração deles são desprezíveis. Responda às seguintes perguntas:

1. A energia interna do corpo A aumentou ou diminuiu? Quanto?

2. E a do corpo B?

3. Expresse, em Joules, o módulo da variação de energia experimentada por A e B. Considere que $1 \text{ cal} = 4,2 \text{ Joule}$.

Respostas Comentadas

A afirmativa correta é a (b) porque um corpo não possui calor. Calor é energia em trânsito. O calor flui espontaneamente do corpo com maior temperatura para o corpo de menor temperatura.

1. A energia interna do corpo A diminuiu 1000 cal .

2. A energia interna do corpo B aumentou 1000 cal .

3. A energia transferida de A para B expressa em Joules é igual a 42000 J .

Conclusão

Nesta aula, você aprendeu o princípio do equilíbrio térmico e a lei zero da termodinâmica. Utilizou-os para introduzir uma nova coordenada termodinâmica, a temperatura. Relembrou que o calor é energia em trânsito. Por isso, você não confunde mais calor com temperatura.

Resumo

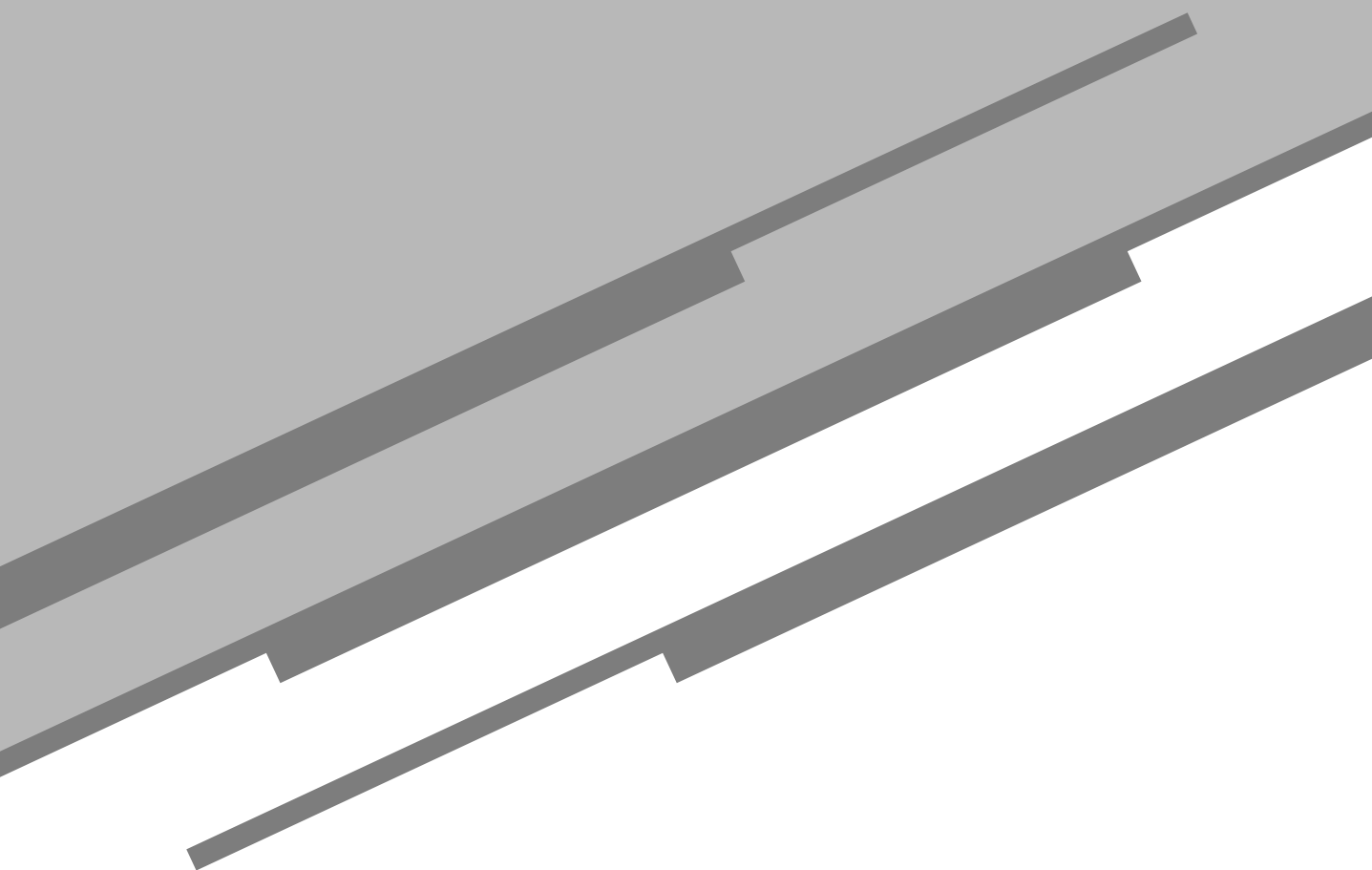
1. Na termodinâmica, a estrutura microscópica da matéria não é considerada. A matéria é tratada como um fluido.
2. Um sistema termodinâmico é constituído por uma quantidade de matéria contida em uma superfície fechada, que é sua fronteira. Todo o resto, que fica fora da fronteira do sistema, é o meio exterior. Um sistema termodinâmico pode ser aberto, fechado ou isolado.
3. As coordenadas termodinâmicas formam o menor conjunto de grandezas físicas macroscópicas que determinam totalmente o sistema.
4. A equação que relaciona as grandezas termodinâmicas de um sistema em equilíbrio termodinâmico é denominada equação de estado.
5. Fronteiras diatérmicas são aquelas que permitem a passagem de calor, e as adiatérmicas são aquelas que não permitem a passagem de calor.
6. O princípio do equilíbrio térmico afirma que dois corpos colocados em contato através de uma parede diatérmica e isolados de influências externas, após algum tempo, atingem um estado de equilíbrio térmico no qual as coordenadas termodinâmicas (pressão, volume etc.) permanecem constantes no tempo.
7. A lei zero da termodinâmica afirma que “se dois corpos A e B estão em equilíbrio térmico com um corpo C, então eles também estão em equilíbrio térmico entre si”.

Leituras recomendadas

Leia sobre os assuntos “Energia térmica”; “Calor é uma forma de energia” e “Transferência de calor” na seção “Calor e termodinâmica” do livro *Física: volume único* de Antônio Máximo Ribeiro Luz e Beatriz Alvarenga Álvares.

Aula 4

Termômetros



Meta

Discutir a construção dos termômetros e as propriedades de dilatação e contração de sólidos e líquidos, além da compressão e expansão dos gases.

Objetivos

Esperamos que, ao final desta aula, você seja capaz de:

1. enunciar o princípio e a lei que permitem a construção de termômetros;
2. descrever os diferentes tipos de termômetros;
3. descrever as propriedades de uma substância termométrica;
4. descrever as escalas termométricas usuais;
5. definir a temperatura absoluta e a temperatura zero absoluto;
6. definir os coeficientes associados às propriedades de dilatação e contração de sólidos e líquidos, a compressão e a expansão dos gases.

Introdução

O controle da temperatura é essencial em processos biológicos, químicos e físicos. Por exemplo, no caso de doenças, é preciso controlar a temperatura do corpo humano para evitar que ela ultrapasse os 40°C; em locais onde há estoque de gasolina, é preciso evitar que a temperatura ambiente ultrapasse a de combustão da mesma; em processos de produção de peças de metais, a temperatura dos fornos tem que atingir as temperaturas de fusão dos metais. Daí a necessidade de construção de termômetros.

Nesta aula vamos discutir a construção dos termômetros e as propriedades de dilatação e contração de sólidos e líquidos, além da compressão e expansão dos gases. Esses assuntos serão apresentados nas seções denominadas “Termômetros” e “Dilatação e contração de sólidos e líquidos e compressão e expansão de gases”. Antes da leitura dos textos, veja se você é capaz de responder às perguntas seguintes.

1. Em que princípio e em que lei se baseia a construção de termômetros?
2. Cite os diferentes tipos de termômetros.
3. O que são substâncias termométricas? A que critérios deve obedecer a escolha de uma substância termométrica?
4. Quais são as escalas de temperatura que você conhece? Descreva rapidamente as suas principais características.
5. As medidas de temperatura fornecidas por termômetros que utilizam líquidos diferentes (por exemplo, um termômetro de mercúrio e um termômetro de álcool) coincidem? Justifique a sua resposta.
6. Em que tipo de termômetro a medida da temperatura independe da substância termométrica 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.
10. Quais grandezas físicas caracterizam as propriedades de dilatação e contração de sólidos e líquidos e compressão e expansão dos gases?

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.

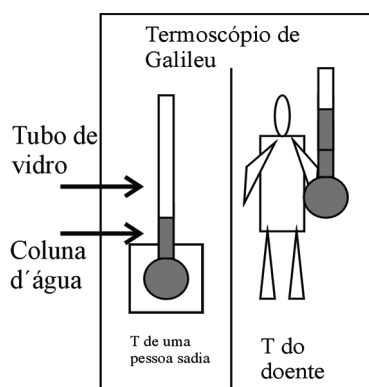


Figura 4.1: Termoscópio de Galileu.

O primeiro medidor de temperatura foi o termoscópio, construído por Galileu em 1592. Seu termômetro era um tubo fino de vidro, aberto em uma de suas extremidades e fechado por um bulbo de vidro na outra. Ao ser colocado num recipiente com água colorida, após o termômetro ter sido aquecido para expulsar o gás, a coluna de água subia até uma certa altura, devido à pressão atmosférica. 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 e, como não era graduado, os clínicos 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 mesmo 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” (como era chamado o 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 capazes de variar com a temperatura. Essa substância 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 termômetro, como o pirômetro ótico, que determina a temperatura através da energia de radiação eletromagnética dos corpos, e é utilizado 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 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 isso, pode determinar uma escala termométrica absoluta (escala Kelvin).
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 que essa altura determina. Esses termômetros são válidos dentro do intervalo de temperaturas para as quais o líquido utilizado mantém o estado líquido.
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.
4. Pirômetro ótico: 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.

de. Esse termômetro utiliza a propriedade de que, entre as junções das extremidades de fios metálicos diferentes, mantidos a temperaturas diferentes, aparece uma diferença de potencial (ddp) que depende da temperatura das junções. 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.

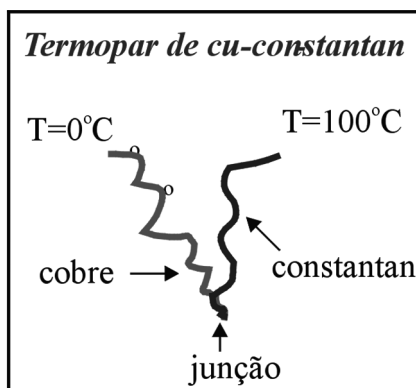


Figura 4.2: Termopar.

Atividade 1

Atende aos Objetivos 1 e 2

Com base na seção que você leu, “Termômetros”, responda às seguintes perguntas.

1. Em que princípio e em que lei se baseia a construção de termômetros?

2. Cite os diferentes tipos de termômetro.

Respostas Comentadas

1. A construção de termômetros se baseia no princípio do equilíbrio térmico e na lei zero da termodinâmica.
 2. Existem vários tipos de termômetro; entre eles podemos citar os termômetros de líquido, o termômetro de gás a volume constante, termômetros com resistências, termopares, pirômetros ópticos etc.
-
-
-

Escalas termométricas

A comparação entre a temperatura de dois corpos torna-se 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.

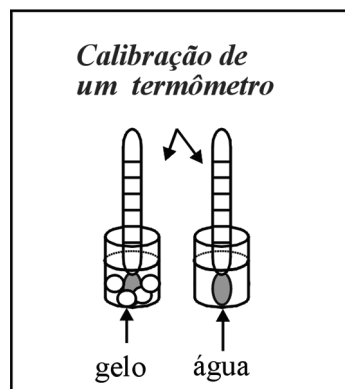


Figura 4.3: As temperaturas da água com gelo e da água com vapor são utilizadas como pontos fixos na calibração de termômetros.

Na escala Celsius, atribui-se 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. Por isso, ela é denominada de 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, atribui-se o valor de 32 °F ao ponto de fusão da água e de 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

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

A relação entre a temperatura Fahrenheit e a temperatura Celsius está escrita a seguir:

$$T_C = \frac{5(T_F - 32^{\circ}\text{F})}{9} \left(\frac{^{\circ}\text{C}}{^{\circ}\text{F}} \right)$$

===== **Atividade 2** =====

Atende ao Objetivo 4

Com base na seção “Termômetros”, faça as seguintes questões:

1. Encontre a relação entre o grau Fahrenheit e o grau Celsius.
2. Encontre a relação entre a temperatura Fahrenheit e a temperatura Celsius. Qual o valor da temperatura de 122 °F em graus Celsius?

Respostas Comentadas

1. A relação entre o grau Fahrenheit e o grau Celsius pode ser encontrada utilizando-se a seguinte regra de três:

$$\begin{cases} 212^{\circ}F - 32^{\circ}F \rightarrow 100^{\circ}C \\ 1^{\circ}F \rightarrow x^{\circ}C \end{cases} \Rightarrow (180^{\circ}F) \cdot (x^{\circ}C) = (100^{\circ}C) \cdot (1^{\circ}F) \Rightarrow$$

$$x = \frac{100}{180} = \frac{5}{9} \Rightarrow$$

$$1^{\circ}F = \frac{5}{9}^{\circ}C.$$

2. A diferença entre a temperatura Fahrenheit e a temperatura Fahrenheit do gelo é $\Delta T_F = T_F - 32^{\circ}F$. A diferença entre a temperatura Celsius e a temperatura Celsius do gelo é $\Delta T_C = T_C - 0^{\circ}C = T_C$. A relação entre a temperatura Fahrenheit e a temperatura Celsius pode ser encontrada utilizando-se a seguinte regra de três:

$$\begin{cases} T_F - 32^{\circ}F \rightarrow T_C - 0^{\circ}C \\ 1^{\circ}F \rightarrow \frac{5}{9}^{\circ}C \end{cases} \Rightarrow (T_F - 32^{\circ}F) \cdot \left(\frac{5}{9}^{\circ}C\right) = (T_C) \cdot (1^{\circ}F) \Rightarrow$$

$$T_C = \left(\frac{5}{9}^{\circ}C\right) \frac{(T_F - 32^{\circ}F)}{^{\circ}F}.$$

Logo, 122 °F são iguais a:

$$T_C = \left(\frac{5}{9}^{\circ}C\right) \frac{(122^{\circ}F - 32^{\circ}F)}{^{\circ}F} = 50^{\circ}C.$$

A construção da escala Kelvin utiliza também os mesmos pontos fixos das escalas Celsius e Fahrenheit. O grau Kelvin e o grau Celsius são iguais, isto é, $1\text{ K} = 1\text{ }^{\circ}\text{C}$.

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 líquidos diferentes se dilatam de formas diferentes. Devido a essa diferença, em um mesmo experimento não se deve utilizar termômetros com substâncias termométricas diferentes (por exemplo, termômetros de álcool e de mercúrio).

===== **Atividade 3** =====

Atende aos Objetivos 3 e 4

Com base na seção que você leu, “Termômetros”, responda às seguintes perguntas:

1. O que são substâncias termométricas? Que critérios deve obedecer a escolha de uma substância termométrica?

2. Quais são as escalas de temperatura que você conhece? Descreva rapidamente as suas principais características.

3. As medidas de temperatura fornecidas por termômetros que utilizam líquidos diferentes (por exemplo, um termômetro de mercúrio e um termômetro de álcool) coincidem? Justifique a sua resposta.

Respostas Comentadas

1. São substâncias escolhidas para construir os termômetros. A escolha de uma substância termométrica deve obedecer a vários critérios: facilidade de obtenção, reprodução, conservação e uma propriedade que dependa da temperatura com boa sensibilidade na região que se deseja medir, para facilitar a medição.
 2. As escalas usuais de temperatura são Celsius, Fahrenheit e Kelvin. Na escala Celsius, atribui-se 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. Na escala Fahrenheit atribui-se o valor de 32°F ao ponto de fusão da água e 212°F à sua temperatura de ebulição. A escala é dividida em 180° . A construção da escala Kelvin utiliza também os mesmos pontos fixos das escalas Celsius e Fahrenheit. O grau Kelvin e o grau Celsius são iguais, isto é, $1\text{K} = 1^{\circ}\text{C}$.
 3. As temperaturas medidas por esses termômetros não são iguais. Isso ocorre porque líquidos diferentes se dilatam de formas diferentes. Devido a essa diferença, em um mesmo experimento não se deve utilizar termômetros com substâncias termométricas diferentes (por exemplo, de álcool e de mercúrio).
-
-

Atividade 4

Atende aos Objetivos 1, 2, 3 e 4

Com base na seção que você leu, “Termômetros”, descreva uma experiência na qual você construiria um termômetro com um tubo de vidro fino e água colorida. Lembre-se de que terá que fazer a calibração numa escala arbitrária, que você mesmo escolherá.

Resposta Comentada

1. Mergulhe a parte do tubo que contém líquido em uma mistura de água com gelo. Coloque o sistema em uma caixa de isopor. Após algum tempo, abra rapidamente a caixa de isopor, retire o tubo e marque o nível do líquido. O tubo deve ser colocado na vertical, para que o nível da água fique horizontal. Marque o nível da água nesta situação.
2. Segure o tubo com uma pinça de madeira e coloque-o em água fervendo. Após algum tempo, retire o tubo e marque o nível do líquido.
3. Meça a distância entre os dois níveis marcados.
4. Escolha uma fita adesiva, marque a distância medida e divida essa distância em intervalos com a maior precisão que você conseguir. O número de intervalos define o valor da menor divisão do seu termômetro, que valerá um grau da sua escala termométrica. Cole a fita graduada no tubo.

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 de ser construído. 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 $p \sim T$ (lei de Charles). 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 4.4**. 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 marcado no recipiente. A manipulação do tubo de mercúrio, facilitada pelo tubo flexível, permite fazer o ajuste para manter o volume do gás constante.

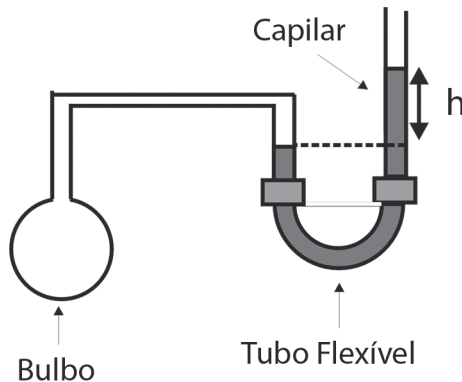


Figura 4.4: Termômetro de gás a volume constante.

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 $-39\text{ }^{\circ}\text{C}$ (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 4.1** apresenta a temperatura de ebulição de alguns gases.

Tabela 4.1: 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 4.5** representa a curva de calibração de um termômetro de gás a volume constante, tendo extrapolado a curva (parte tracejada) para regiões abaixo de 0°C .

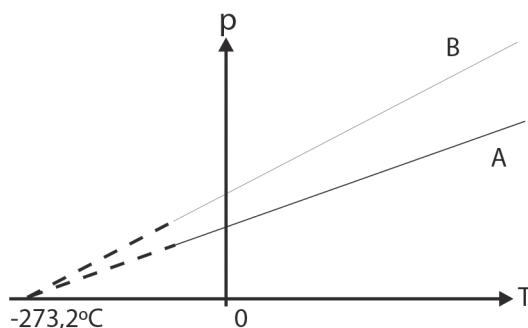


Figura 4.5: Gráfico pressão *versus* temperatura.

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. Esse procedimento não considera a solidificação do gás, que acontece a baixas temperaturas.

Seria esperado que o zero absoluto dependesse do gás utilizado. Todavia, não é isso o que se observa. O zero absoluto obtido pela extrapolação da curva $V(T)$, 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 4.5**, foram obtidas experimentalmente para dois gases diferentes. A linearidade da curva mostra que os gases estão se comportando como gases ideais.

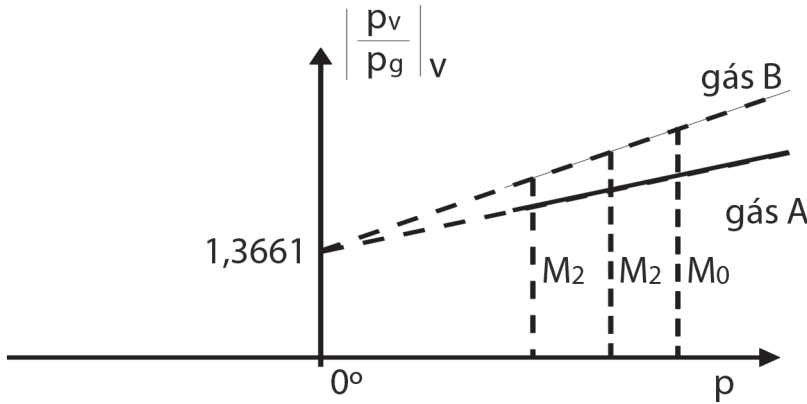
O fato de que o zero absoluto independe do gás utilizado deu origem à escala absoluta de temperatura, denominada escala Kelvin.

Escala Kelvin

A escala Kelvin (grau Kelvin K) é construída com o termômetro de gás a volume constante. A ideia 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 ($\dots, p_{2v} < p_{1v} < p_{0v}$ e $\dots, p_{2g} < p_{1g} < p_{0g}$) nos pontos de fusão do gelo (g) e de vapor (v) da água, reduzindo-se, a cada medida, a massa do gás ($\dots < M_2 < M_1 < M_0$) que está no bulbo. Define-se a razão entre as temperaturas absolutas do vapor e do gelo da seguinte forma:

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



Extrapolar

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

Figura 4.6: Curva de calibração de um termômetro de gás a volume constante.

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,

$$T_v - T_g = 100 \text{ K} \quad (2).$$

Utilizando-se as equações (1) e (2), obtêm-se os valores 273,15 K 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.

$$\frac{T}{T_g} = \lim_{p_g \rightarrow 0} \left[\frac{p}{p_g} \right] \quad (3)$$

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

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

A menor temperatura que se pode medir com o termômetro de gás é aproximadamente igual a 1. 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 0,2 mm e com um termopar formado por um fio de uma liga de 90% de platina e 10% de ródio. Esse sistema mede temperaturas entre 901 K (ponto de solidificação do O_2 a 1 atm) e 1064,5 K (ponto de fusão do ouro a 1 atm). A **Tabela 4.2** apresenta os pontos fixos utilizados para se construir a escala prática de temperatura.

Tabela 4.2: Pontos fixos de escala prática de temperaturas

Pontos fixos	Temperatura $^{\circ}\text{C}$ pressão de 1 atm
Fusão do O_2	-182,97
Ponto triplo da água	0,01
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

Atividade 5

Atende aos Objetivos 2, 3 e 5

Com base na seção que você leu, “Termômetros”, responda às seguintes perguntas.

1. Em que tipo de termômetro a medida da temperatura independe da substância termométrica utilizada?

2. O que é a temperatura absoluta de um sistema?

3. O que é a temperatura zero absoluto? Qual é a característica da matéria na temperatura zero absoluto?

4. Você pode medir qualquer temperatura com um termômetro de mercúrio? Justifique a sua resposta.

5. Qual é a menor temperatura que pode ser medida com o termômetro de gás a volume constante?

Repostas Comentadas

1. No termômetro de gás a volume constante.

2. A medida da temperatura obtida com o termômetro de gás a volume constante é denominada temperatura absoluta. Ela é definida da seguinte forma:

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

3. O que denominamos de zero absoluto é a temperatura obtida na interseção da curva de calibração do termômetro de gás a volume constante (que foi extrapolada prolongando-se a reta) até o ponto em que a pressão é nula. Esse procedimento não considera a solidificação do gás que acontece a baixas temperaturas.
4. O termômetro de mercúrio não pode ser utilizado para medir temperaturas muito baixas porque o mercúrio líquido se solidifica na temperatura 39 °C (1 atm). Por isso, ele não serve para medir temperaturas mais baixas do que a sua temperatura de solidificação, que é de -39 °C (1 atm).
5. A menor temperatura que se pode medir com o termômetro de gás é aproximadamente igual a 1 K.

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

Em muitas situações do cotidiano, a modificação das dimensões dos corpos associada às mudanças nas suas temperaturas tem grande importância. Por exemplo, a ausência de espaços de separação entre as placas de concreto de uma ponte pode danificá-la quando ocorrem variações de temperatura no meio ambiente; a mudança no volume da água quando congelada pode explodir o recipiente onde ela se encontra etc.

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.

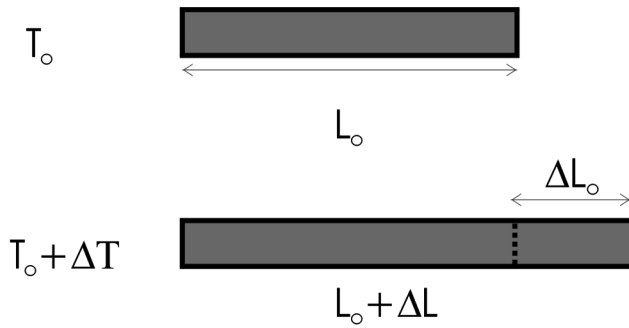


Figura 4.7: Dilatação de um tubo.

Será analisada 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 proporcional ao seu comprimento inicial e à variação de temperatura, isto é,

$$\Delta L = \alpha L_o \Delta T \quad (4),$$

em que L_o e T_o são o comprimento e a temperatura inicial, L_1 e T_1 são o comprimento e a temperatura final, $\Delta L = L_1 - L_o$, $\Delta T = T_1 - T_o$ e α uma constante denominada 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.

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

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 ele 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 4.3**.

Tabela 4.3: Coeficientes de dilatação linear

Material	Coeficiente de dilatação linear α ($1/^{\circ}\text{C}$)	Faixa de temperatura ($^{\circ}\text{C}$)
Alumínio	24×10^{-6}	20 a 100
Cobre	17×10^{-6}	0 a 100
Aço	$\cong 11 \times 10^{-6}$	0 a 100
Vidro	$\cong 9 \times 10^{-6}$	0 a 100
Mercúrio	30×10^{-6}	-183 a -39

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

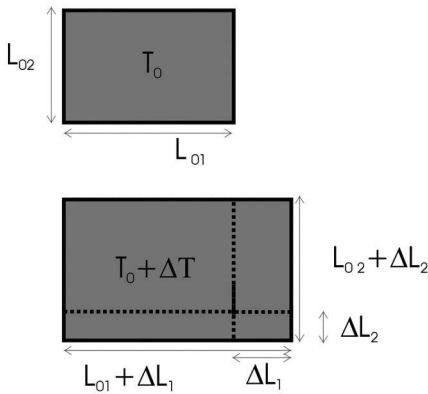


Figura 4.8: Dilatação de uma lâmina retangular.

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:

$$\Delta S = L_1 L_2 - L_{01} L_{02} = (L_{01} + \Delta L_{01})(L_{02} + \Delta L_{02}) - L_{01} L_{02}$$
$$\Delta S = L_{01} \Delta L_{02} + L_{02} \Delta L_{01} + \Delta L_{01} \Delta L_{02},$$

em que L_{01} e L_{02} são os comprimentos dos lados da placa à temperatura T_0 ; L_1 e L_2 são os comprimentos dos lados da placa à temperatura T_1 ; $\Delta L_1 = L_1 - L_{01}$ e $\Delta L_2 = L_2 - L_{02}$.

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

$$\begin{aligned}\Delta S &= L_{01}L_{02}\alpha\Delta T + L_{02}L_{01}\alpha\Delta T + L_{01}L_{02}(\alpha\Delta T)^2 \\ \Delta S &= L_{01}L_{02}\alpha\Delta T(2 + \alpha\Delta T).\end{aligned}\quad (5).$$

Observando na **Tabela 4.3**, que traz os valores típicos do coeficiente linear, vemos que $(2 + \alpha\Delta T) \cong 2$. Portanto, a variação da área da placa pode ser escrita como:

$$\Delta S = \beta S_0 \Delta T \quad (6),$$

em que 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, independentemente da sua forma.

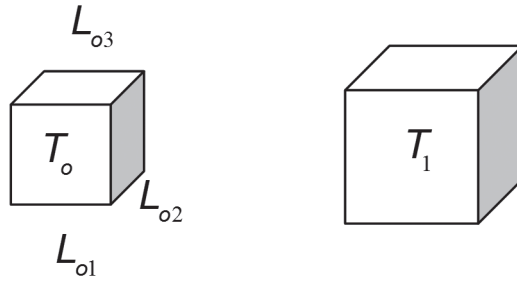


Figura 4.9: Variação do volume de um paralelepípedo de arestas L_{01} , L_{02} e L_{03} , quando sua temperatura varia ΔT .

No caso de um sólido com forma de paralelepípedo com arestas L_{01} , L_{02} e L_{03} , o aumento de volume ΔV , associado a uma variação de temperatura ΔT (**Figura 4.9**), pode ser obtido de maneira análoga à da variação da superfície. Ele é dado por:

$$\begin{aligned}
\Delta V &= L_1 L_2 L_3 - L_{01} L_{02} L_{03} = (L_{01} + \Delta L_{01})(L_{02} + \Delta L_{02})(L_{03} + \Delta L_{03}) - L_{01} L_{02} L_{03} \\
\Delta V &= (L_{01} L_{02} + L_{01} \Delta L_{02} + L_{02} \Delta L_{01} + \Delta L_{01} \Delta L_{02})(L_{03} + \Delta L_{03}) - L_{01} L_{02} L_{03} \\
\Delta V &= L_{01} L_{02} L_{03} + \Delta L_{01} L_{02} L_{03} + L_{01} \Delta L_{02} L_{03} + L_{01} L_{02} \Delta L_{03} + \Delta L_{01} \Delta L_{02} L_{03} + L_{01} \Delta L_{02} \Delta L_{03} + \Delta L_{01} L_{02} \Delta L_{03} \\
&+ \Delta L_{01} \Delta L_{02} \Delta L_{03} - L_{01} L_{02} L_{03} \\
\Delta V &= \Delta L_{01} L_{02} L_{03} + L_{01} \Delta L_{02} L_{03} + L_{01} L_{02} \Delta L_{03} + \Delta L_{01} \Delta L_{02} L_{03} + L_{01} \Delta L_{02} \Delta L_{03} + \Delta L_{01} L_{02} \Delta L_{03} + \\
&+ \Delta L_{01} \Delta L_{02} \Delta L_{03},
\end{aligned}$$

em que L_{01} , L_{02} e L_{03} são os comprimentos dos lados do paralelepípedo à temperatura T_0 ; L_1 , L_2 e L_3 são os comprimentos dos lados do paralelepípedo à temperatura T_1 ; $\Delta L_1 = L_1 - L_{01}$, $\Delta L_2 = L_2 - L_{02}$ e $\Delta L_3 = L_3 - L_{03}$.

Para as faixas de temperatura em que o coeficiente de dilatação linear é constante, a variação de volume é:

$$\begin{aligned}
\Delta V &= 3L_{01}L_{02}L_{03}\alpha\Delta T + L_{01}L_{02}L_{03}(\alpha\Delta T)^2 + L_{01}L_{02}L_{03}(\alpha\Delta T)^3 \\
\Delta V &= V_0\alpha\Delta T\left(3 + 3(\alpha\Delta T) + (\alpha\Delta T)^2\right) \quad (7).
\end{aligned}$$

Os valores típicos do coeficiente de dilatação linear são muito menores do que a unidade, o que permite desprezar os termos proporcionais a α^2 e α^3 . Logo, a variação do volume do paralelepípedo se reduz a

$$\Delta V = \gamma V_0 \Delta T \quad (8),$$

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

A variação do volume de qualquer sólido pode ser obtida, em boa aproximação, pela soma das variações de número muito grande de pequenos paralelepípedos retângulos. Por isso, apesar de ter sido demonstrada para um paralelepípedo, a expressão obtida para a variação de volume pode ser utilizada para um sólido com uma forma qualquer, sendo expressa por:

$$\Delta V = \gamma V_0 \Delta T \quad (9),$$

sendo V_0 o volume inicial do sólido 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. Os coeficientes de dilatação volumétricos γ dos líquidos são muito maiores do que os dos sólidos; eles são da ordem de $10^{-3}/^{\circ}\text{C}$, ou seja, 1.000 vezes maiores que os coeficientes de dilatação volumétricos dos sólidos. Esses valores numéricos ajudam a compreender por que é preferível construir termômetros de vidro/mercúrio em vez de utilizar barras de alumínio.

Observe: a diferença entre 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 e 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 em 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.

===== **Atividade 6** =====

Atende aos Objetivos 3 e 6

Com base nas seções que você leu, “Termômetros” e “Dilatação e contração de sólidos e líquidos e compressão e expansão de gases”, responda às seguintes perguntas.

1. Seria possível construir termômetros de mercúrio e vidro se os dois tivessem coeficiente de dilatação semelhantes em função da temperatura?

2. Você determina a área de um terreno A em um dia muito quente utilizando uma fita métrica metálica. Se a área do terreno A for medida com mesma fita métrica em um dia frio, o valor obtido para a área seria maior, menor ou igual à medida obtida no dia quente?

Respostas Comentadas

1. A variação de comprimento da altura do mercúrio é o que indica que houve variação de temperatura. Se os coeficientes de dilatação volumétrica do vidro e do mercúrio fossem iguais, não haveria variação da altura da coluna de mercúrio porque o coeficiente de dilatação volumétrica aparente seria nulo.

2. O comprimento da fita métrica metálica aumenta com o calor. Como o coeficiente de dilatação linear da fita métrica metálica certamente é maior do que o coeficiente de dilatação linear do terreno, a área medida pela fita seria maior em um dia frio do que em um dia quente.

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, define-se 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, res-

friamento, 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

$$pV = nRT \quad (10),$$

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

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

A equação dos gases ideais 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 a mesma indicada anteriormente, sendo $V = (nRT)/p = \text{constante } T$, em que constante $= (nR)/p$ é uma função linear da temperatura, como mostrado no gráfico da **Figura 4.10**.

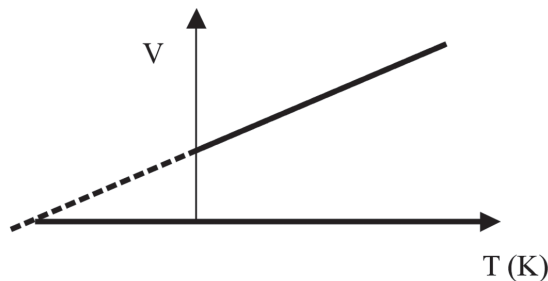


Figura 4.10: Variação do volume de um gás ideal em função da temperatura em um processo à pressão constante.

Utilizando a expressão (7), calcula-se o coeficiente de dilatação volumétrica

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

No caso de gases ideais, a equação (10) é válida, e essa expressão se reduz a

$$\gamma = \frac{\frac{nRT_1}{p_0} - \frac{nRT_0}{p_0}}{V_0(T_1 - T_0)} = \frac{nR}{p_0 V_0} = \frac{1}{T_0} \quad (11).$$

A expressão (11) mostra que o coeficiente de dilatação volumétrica dos gases ideais não depende da natureza dos gases, apenas da temperatura. Quando rarefeitos, os gases O_2 e H_2 se dilatam de acordo com a expressão (11).

Transformação isotérmica: iso (igual) térmica (temperatura)

Quando uma massa de gás se expande, sua temperatura diminui. Portanto, para se fazer uma expansão à 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:

$$p = \frac{Const}{V}, \text{ sendo a constante } Const = nRT_0.$$

Se um estado do gás, mantido à temperatura constante T_0 , está caracterizado por p_0, V_0 , quando a pressão duplica ($p' = 2p_0$), o volume deve ser dividido por 2 ($V' = V_0/2$); ou seja, o novo estado do gás será caracterizado por p' e V' , à mesma temperatura T_0 .

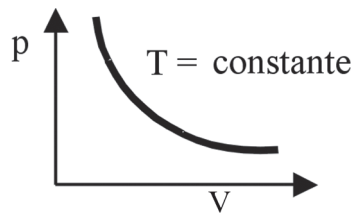


Figura 4.11: Transformação isotérmica de um gás ideal.

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

$$\gamma = \frac{V_1 - V_0}{V_0} = \frac{V_1}{V_0} - 1.$$

Atividade 7

Atende ao Objetivo 6

Com base em “Dilatação e contração de sólidos e líquidos e compressão e expansão de gases”, responda às seguintes perguntas.

1. Por que não faz sentido definir coeficientes linear e superficial no caso de um gás?

2. Que grandezas físicas caracterizam as propriedades de dilatação dos sólidos, líquidos e gases?

Respostas Comentadas

1. Porque o gás ocupa o volume de todo o recipiente que o contém.
2. No caso de sólidos, são os coeficientes de dilatação linear, superficial e volumétrico. No caso dos líquidos e dos gases, apenas o coeficiente de dilatação volumétrico.

Atividade 8

Atende ao Objetivo 6

Ainda com base no que você leu em “Dilatação e contração de sólidos e líquidos e compressão e expansão de gases”, faça o que se pede a seguir.

A **Figura 4.12** mostra uma lâmina bimetálica sendo usada para ligar o circuito elétrico de um alarme contra incêndio.

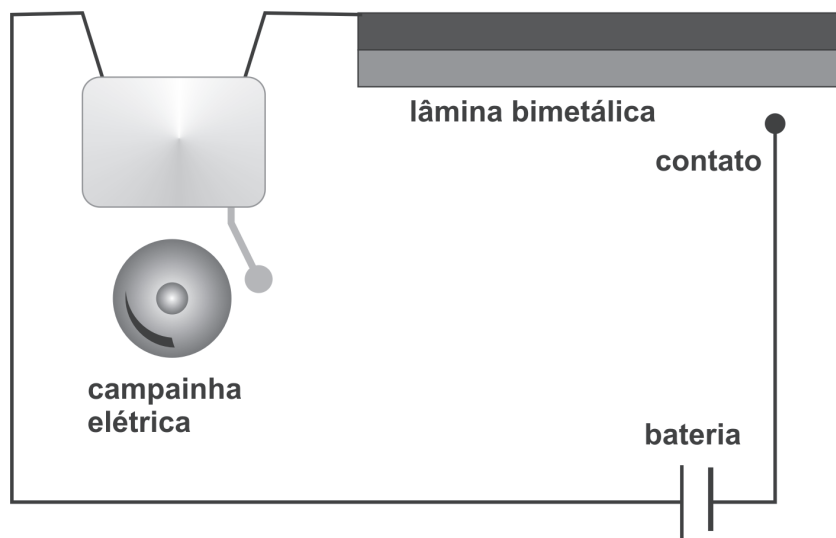


Figura 4.12: A lâmina bimetálica é utilizada para abrir e fechar o circuito elétrico do alarme.

1. Escreva a expressão formal que nos permite calcular a dilatação linear de uma barra qualquer.

2. Supondo que os metais usados na lâmina sejam o aço e o cobre, qual deles deve estar colocado na parte superior da lâmina? Justifique.

Dados: $\alpha_{\text{cobre}} = 0,000017 \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$ e $\alpha_{\text{aço}} = 0,00001 \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$ ($\alpha \rightarrow$ coeficiente de dilatação linear).

3. Explique por que, ao ocorrer um incêndio, o alarme dispara.

Respostas Comentadas

1. A dilatação linear de um corpo com comprimento ℓ_0 é dada por:

$$\Delta\ell = \ell - \ell_0 = \ell_0 \alpha(T - T_0),$$

em que ℓ_0 é o comprimento do corpo na temperatura T_0 , ℓ é o comprimento do corpo na temperatura T e α é o coeficiente de dilatação linear do corpo. Esse coeficiente varia pouco com a temperatura e pode ser considerado aproximadamente constante.

2. Para que a fita bimetálica feche o circuito, ela deve enrolar para baixo. Logo, o metal que está na parte de baixo da fita tem que dilatar menos. Por isso, o cobre, que tem o coeficiente de dilatação ($\alpha_{\text{cobre}} = 0,000017 \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$) maior do que o coeficiente de dilatação do aço ($\alpha_{\text{aço}} = 0,00001 \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$), tem que ficar em cima.
3. Quando acontece um incêndio, a temperatura de onde está o alarme aumenta, provocando o enrolamento da fita, que fecha o circuito elétrico responsável por ligar o alarme.



Veja o vídeo “Demonstração Física térmica – dilatação térmica”, disponível no DVD denominado *Eletricidade e demonstrações de Física térmica*, que existe no seu Polo, para cópia, e no Portal TECA. Nesse vídeo, você pode observar o comportamento de uma fita composta por dois materiais diferentes quando é aquecida.



Conclusão

Nesta aula, discutimos a construção dos termômetros e as propriedades de dilatação e contração de sólidos e líquidos, além da compressão e expansão dos gases. Vimos que o termômetro de gás a volume constante permite medir a temperatura absoluta dos corpos. Ela é utilizada na descrição dos processos termodinâmicos em que existe troca de calor.

Resumo

1. Os termômetros medem as temperaturas dos corpos.
2. A construção de termômetros é baseada no princípio do equilíbrio térmico e na lei zero da termodinâmica.

3. Termômetros diferentes fornecem temperaturas diferentes para um mesmo corpo. A exceção a essa regra é o termômetro de gás a volume constante. Ele mede a temperatura absoluta dos corpos.

4. As escalas de temperaturas usuais são Celsius, Fahrenheit e Kelvin. Na escala Celsius atribui-se 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. Na escala Fahrenheit, atribui-se o valor de 32°F ao ponto de fusão da água e de 212°F à temperatura de ebulição da água. A escala é dividida em 180° . A construção da escala Kelvin utiliza também os mesmos pontos fixos das escalas Celsius e Fahrenheit. O grau Kelvin e o grau Celsius são iguais, isto é, $1\text{K} = 1^{\circ}\text{C}$.

5. A medida da temperatura obtida com o termômetro de gás a volume constante é denominada temperatura absoluta. Ela é definida da seguinte forma:

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

6. As propriedades de dilatação dos corpos são caracterizadas pelos coeficientes de dilatação. No caso de sólidos, são os coeficientes de dilatação linear, superficial e volumétrico. No caso dos líquidos e dos gases, apenas o coeficiente de dilatação volumétrico.

7. No caso dos sólidos, os coeficientes de dilatação superficial β e volumétrico γ apresentam as seguintes relações como coeficiente de dilatação linear α :

$$\beta = 2\alpha \text{ e } \gamma = 3\alpha.$$

8. Para uma faixa extensa de temperaturas, o coeficiente de dilatação linear pode ser considerado constante. Nesse caso, a variação do comprimento do sólido é dada por: $\Delta\ell = \ell - \ell_o = \ell_o\alpha(T - T_o)$, em que ℓ_o é o comprimento do corpo na temperatura T_o , ℓ é o comprimento do corpo na temperatura T e α é o coeficiente de dilatação linear do corpo.

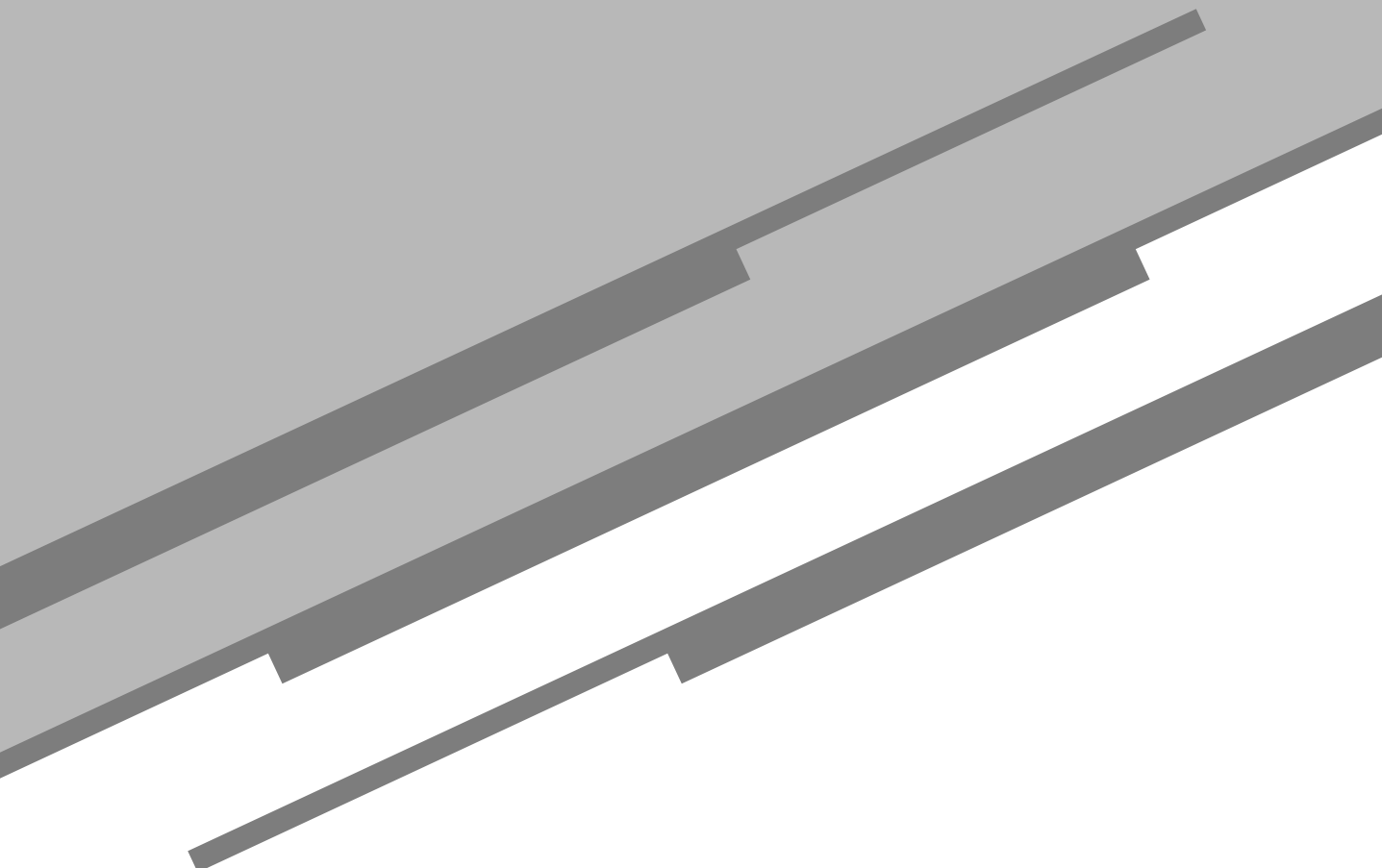
Leituras recomendadas

Leia sobre os assuntos “Temperatura e termômetro” e “Dilatação térmica” na seção de “Calor e termodinâmica” do livro *Física: volume único*, de Antônio Máximo Ribeiro Luz e Beatriz Alvarenga Álvares.

Leia sobre “Variação de temperatura” e “Dilatação e controle da temperatura” na parte 1 do livro *Física 2: Física térmica e óptica*, do Gref.

Aula 5

Prática 2: Calorimetria



Maria Antonieta Almeida

Meta

Estudar experimentalmente aspectos relevantes do equivalente mecânico do calor e dos coeficientes de dilatação linear, bem como dos calores específicos de sólidos metálicos.

Objetivos

Esperamos que, ao final desta aula, você seja capaz de:

1. determinar experimentalmente o coeficiente de dilatação linear de metais;
2. determinar experimentalmente o calor específico de sólidos metálicos desconhecidos, utilizando o método das misturas;
3. estimar experimentalmente o equivalente mecânico do calor;
4. organizar dados experimentais em tabelas;
5. analisar resultados experimentais comparando-os com o modelo teórico;
6. confrontar os resultados experimentais de valores de constantes físicas com os resultados tabelados, compreendendo as limitações impostas pelos instrumentos e pelo método de medida.

Introdução

A modificação dos corpos pela troca de calor com a sua vizinhança é determinada por suas propriedades térmicas. Algumas dessas propriedades são caracterizadas por grandezas físicas que podem ser consideradas constantes em diferentes faixas de temperatura. Entre essas grandezas físicas, podemos citar o coeficiente de dilatação linear e o calor específico. Nesta prática, faremos experimentos que permitem calcular o coeficiente de dilatação linear e o calor específico de um sólido metálico desconhecido. Também será apresentado um experimento caseiro, que permite estimar o equivalente mecânico do calor. A prática é composta dos experimentos a seguir.

Experimento 1: determinação do coeficiente de dilatação linear de barras metálicas. *Este experimento deve ser realizado no Polo.*

Experimento 2: determinação experimental do calor específico de sólidos pelo método das misturas. *Este experimento deve ser realizado no Polo.*

Experimento 3: determinação experimental do equivalente mecânico (EM) do calor. *Este experimento deve ser realizado em casa.*

Materiais necessários:

- base do dilatômetro;
- tubos metálicos com comprimentos e diâmetros iguais;
- termômetro de álcool ($-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$);
- vaporizador;
- água “pura”;
- peças de metal de massas conhecidas (blocos de cobre e alumínio);
- massa de chumbinho;
- recipiente de isopor;
- régua em mm.

Calor latente de vaporização

É a energia térmica necessária para vaporizar 1 g de água pura.



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 (540 cal/g), que pode produzir queimaduras na pele porque, ao condensar em contato com ela, cede energia térmica à razão de 540 cal/g, o que produzirá uma queimadura grave, que dependerá do tempo de contato do vapor com a pele.



Nos Polos existem dois tipos de dilatômetros muito diferentes: um deles tem base de ferro, enquanto o outro tem base de madeira. Por isso, o Experimento 1 tem dois roteiros diferentes. Antes de iniciá-lo, identifique o dilatômetro que você utilizará.

Experimento 1

Atende aos Objetivos 1, 4, 5 e 6

(Com o dilatômetro com base de madeira)

Determinação do coeficiente de dilatação linear do cobre, do alumínio e do aço, utilizando o dilatômetro com base de madeira.

Informações preliminares:

A expressão do coeficiente de dilatação linear α de uma barra de comprimento L_0 é

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

sendo L_0 o comprimento inicial da barra, ΔL 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 aproximadamente 80 °C).

O equipamento necessário para esse experimento é o dilatômetro com base de madeira, que está representado na **Figura 5.1**.

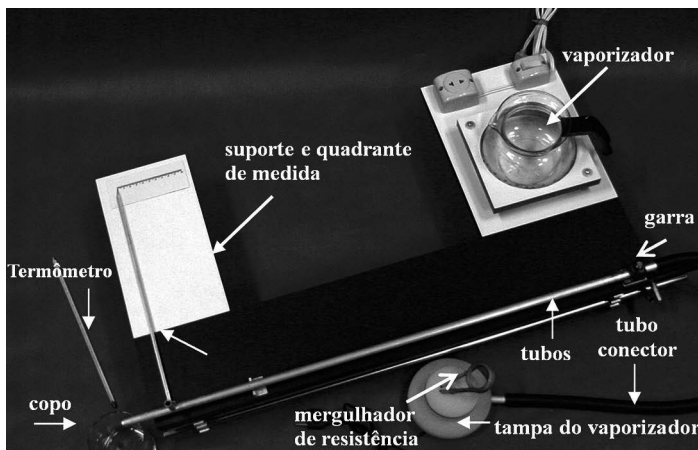


Figura 5.1: Dilatômetro com base de madeira.

Materiais utilizados:

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

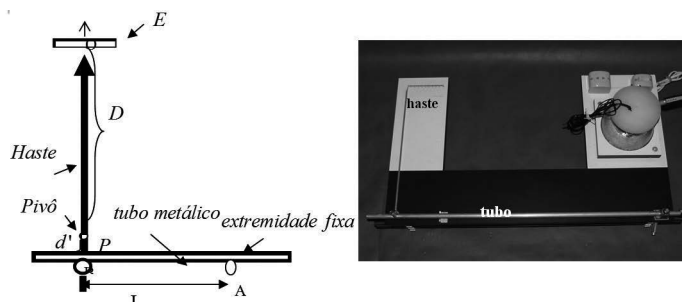


Figura 5.2: Vista de topo do tubo e da haste (fora de escala).

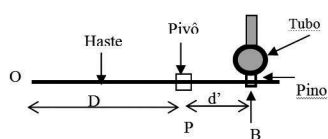


Figura 5.3: Vista frontal do tubo e lateral da haste.

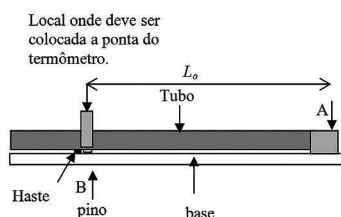


Figura 5.4: Vista lateral do tubo.

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 5.2**).
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 5.4**). Anote a seguir a leitura do comprimento L_0 e a incerteza associada a ela.

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

3. Meça com uma régua as distâncias d' e D representadas nas **Figuras 5.2 e 5.3**. Anote as leituras da régua e as incertezas associadas a elas.

$d' =$ _____; $\delta d' =$ _____; $D =$ _____; $\delta D =$ _____.



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

4. Coloque o termômetro no interior do tubo pequeno (fixo ao tubo e próximo à extremidade B). Assegure-se de 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 _____; δT_0 _____.

5. Coloque a mangueira do vaporizador na extremidade fixa A do tubo (ver **Figura 5.4**).

6. Coloque água no vaporizador, de forma que o nível da água fique uns dois centímetros acima do plano onde o aparelho foi encaixado.

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 queimará. O sistema leva alguns minutos até começar a aquecer.



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

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.

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

9. Meça na escala E o deslocamento perpendicular D_E da ponta da haste (Figura 5.5).

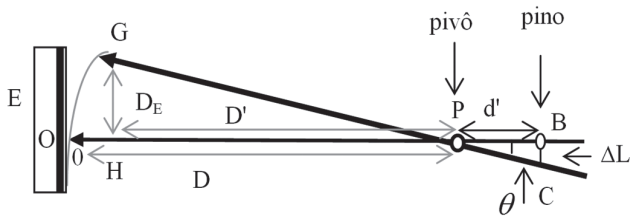


Figura 5.5: Medida do deslocamento da haste na escala E.

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 as Tabelas 5.1 e 5.2.

Tabela 5.1

Material	$L_0 \pm \delta L_0$ (cm)	$d \pm \delta d$ (cm)	$D \pm \delta D$ (cm)	$D_E \pm \delta D_E$ (cm)	$\Delta L \pm \delta \Delta L$ (cm)
Cu					
Al					
Aço					

Tabela 5.2

Material	$T_0 \pm \delta T_0$ (°C)	$T_1 \pm \delta T_1$ (°C)	$\Delta T \pm \delta \Delta T$ (°C)	$D_E \pm \delta D_E$ (°C)	$\alpha \pm \delta \alpha$ (°C) ⁻¹
Cu					
Al					
Aço					

10. Repita com os tubos de cobre e aço o procedimento descrito nas etapas de 1 até 8.

Análise dos dados:

O desenho representado na **Figura 5.5** 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 representadas 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: $\tan(\theta) = \frac{\Delta L}{d'} \Rightarrow \Delta L = d' \tan(\theta)$.

Na experiência, você observa que o comprimento D (entre o pivô e a escala) é muito maior que o comprimento D_E (entre a ponta da haste e a reta HP). Por isso, o ângulo entre as retas GP e HP é pequeno, de forma que podemos dizer que

$$\tan(\theta) \cong \sin(\theta) = \frac{D_E}{D'} \cong \frac{D_E}{D} \Rightarrow \Delta L = \frac{d' D_E}{D}.$$

1. Calcule as variações ΔL nos comprimentos dos tubos e transfira para a **Tabela 5.1**.

$$\Delta L_{Al} = \text{_____}; \Delta L_{Cu} = \text{_____}; \Delta L_{Aço} = \text{_____}.$$

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.

2. Calcule as incertezas nas variações dos comprimentos da barra e transfira os seus valores para a **Tabela 5.1**.

$$\delta \Delta L_{Al} = \text{_____}; \delta \Delta L_{Cu} = \text{_____}; \delta \Delta L_{Aço} = \text{_____}.$$

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

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

3. Calcule os coeficientes de dilatação térmica α e as suas incertezas experimentais $\delta\alpha$ para os tubos e transfira para a **Tabela 5.2**.

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

$$\alpha_{Aço} = \text{_____}; \delta\alpha_{Aço} = \text{_____}.$$

Conclusão do experimento:

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

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

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

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

Comparando os valores obtidos no experimento com os valores tabelados, indicados anteriormente, reflita sobre a *qualidade* da medida realizada.



Experimento 1

Atende aos Objetivos 1, 4, 5 e 6

(Com o dilatômetro com base de ferro)

Atenção: Esse é o experimento 1. Ele foi descrito novamente porque os Polos têm equipamentos diferentes

Determinação do coeficiente de dilatação linear de tubos de metal utilizando o dilatômetro com base de ferro representado na **Figura 5.6**.

Materiais utilizados:

- tubos com diâmetros e comprimentos iguais;
- base de ferro;
- vaporizador;

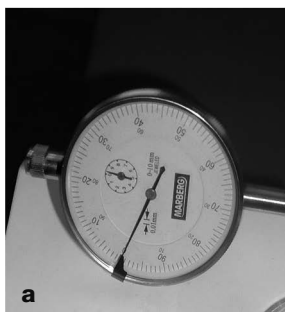
- termômetro de álcool ($-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$);
- água “pura”;
- micrômetro;
- coletor de água.



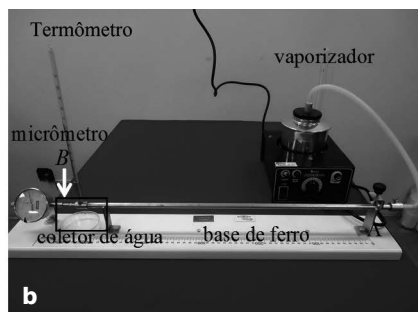
Os dilatômetros com base de ferro que existem nos Polos foram produzidos por fabricantes diferentes. Por isso, os tubos podem ser de alumínio, latão, cobre ou aço.



Alguns fabricantes não enviaram o coletor de água. Nesses casos, utilize um copo.



a



b

Figura 5.6: (a) Micrômetro; (b) Dilatômetro com base de ferro.

Informações preliminares:

A expressão do coeficiente de dilatação linear α de uma barra de comprimento L_0 é

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

sendo L_0 o comprimento inicial da barra, ΔL a variação do comprimento da barra e ΔT a variação da temperatura. Ele depende fracamente da temperatura e pode ser considerado constante em uma faixa razoável de aproximadamente 80 °C).

Atividade experimental:

1. Abra a garra e coloque sobre ela o tubo escolhido (**Figura 5.6b**). Inicie o experimento com o tubo de alumínio.

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 a ponta do tubo que toca o micrômetro (ver **Figura 5.6b**). Anote, a seguir, a leitura do comprimento L_0 e a incerteza associada a ela.

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

3. calibre o micrômetro de forma que ele indique uma leitura nula, com a barra na temperatura ambiente (**Figura 5.6a**). A calibração do micrômetro é realizada girando-se o anel que envolve o mostrador do aparelho.

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

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

5. Coloque a mangueira do vaporizador na extremidade fixa A do tubo (ver **Figura 5.6**).

6. Coloque água no vaporizador. Verifique as informações do fabricante sobre o nível da água nele.

7. Ligue o vaporizador à rede elétrica.



Cuidado! Se o vaporizador for ligado sem água, ele queima.

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.

$T_1 = \underline{\hspace{2cm}}$; $\delta T_1 = \underline{\hspace{2cm}}$.

9. Discuta com o seu professor como ler a variação do comprimento da barra com a sua incerteza $\delta\Delta L$, utilizando o micrômetro. Anote as suas leituras a seguir.

$\Delta L = \underline{\hspace{2cm}}$; $\delta\Delta L = \underline{\hspace{2cm}}$.

10. Transfira todas as medidas diretas para a **Tabela 5.3**.

Tabela 5.3

Material	$L_0 \pm \delta L_0$ (cm)	$\Delta L \pm \delta\Delta L$ (cm)	$T_0 \pm \delta T_0$ (°C)	$T_1 \pm \delta T_1$ (°C)	$\Delta T \pm \delta T_1$ (°C)	$\alpha \pm \delta\alpha$ (°C) ⁻¹
Al						
Tubo 2						
Tubo 3						

11. Repita com os tubos 2 e 3 o procedimento descrito nas etapas de 1 até 10.



A composição química dos tubos 2 e 3 não são as mesmas em todos os Polos.

Análise dos dados:

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

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

Calcule os coeficientes de dilatação térmica α e a sua incerteza experimental $\delta\alpha$ para os tubos e transfira os resultados para a **Tabela 5.3**.

$\alpha_{Al} =$ _____; $\delta\alpha_{Al} =$ _____; $\alpha_2 =$ _____; $\delta\alpha_2 =$ _____;

$\alpha_3 =$ _____; $\delta\alpha_3 =$ _____.

Conclusão do experimento:

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

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

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

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

$\alpha_{Latão} = (19 \times 10^{-6}/^{\circ}C)$ (intervalo de temperatura de 0 °C a 100 °C).

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

Além disso, tente identificar as causas de erro mais importantes nessa experiência: por exemplo, a temperatura de equilíbrio T_i medida é a temperatura do vapor d'água?

===== **Experimento 2** =====

Atende aos Objetivos 2, 4, 5 e 6

(Determinação experimental do calor específico de sólidos pelo método das misturas)



Figura 5.7: Calorímetro.

Materiais utilizados:

- copo de isopor (calorímetro) com tampo isolante;
- termômetro de álcool ($-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$);
- aquecedor;
- água “pura”;
- peças de metal de massas conhecidas;
- forma de bolo;
- garra para retirar as peças de metal da água fervendo;
- recipiente calibrado em ml para medir a água (mamadeira, por exemplo).

Informações preliminares:

O *calor específico* c de uma substância homogênea é uma propriedade característica da matéria. Ele é definido como a quantidade de calor necessária para elevar em $1\text{ }^{\circ}\text{C}$ (1 K) a temperatura da unidade de massa (g) dessa substância. O calor específico é expresso, habitualmente, em calorias por grama, por grau Celsius, ou em calorias por grama, por grau Kelvin. Nas faixas de temperaturas em que o calor específico pode ser considerado constante, a quantidade de calor Q necessária para aumentar a temperatura de um corpo de ΔT é dada por:

$$Q = mc\Delta T.$$



Como $1\text{ }^{\circ}\text{C} = 1\text{ K}$, podemos, neste experimento, expressar o calor específico em graus Celsius ou em graus Kelvin.

As trocas de calor entre as partes de um sistema termicamente isolado dependem das massas m_p , 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).



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

A equação que representa a soma das trocas de calor entre as partes do sistema, provocadas pelo princípio do equilíbrio térmico, é dada por:

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

sendo i um subíndice que identifica as grandezas físicas das partes do sistema, Q_i o calor que o exterior associado à parte i fornece a esta parte do sistema e ΔT_i a variação de temperatura da parte i do sistema.

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

Para determinar o calor específico dos corpos (cobre, alumínio etc.) pelo método das misturas, usaremos um calorímetro de isopor cuja capacidade calorífica é desprezível. Também desprezaremos a capacidade calorífica do termômetro.

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 e as incertezas a ela atribuídas. Isso quer dizer que você fará uma leitura no termômetro ou na balança estimando, se for possível, uma fração da menor divisão da escala.



Discuta com o seu professor as incertezas das leituras do termômetro e da balança que você vai utilizar para fazer as medidas diretas do experimento.

2. Coloque água na forma de bolo e, com uma resistência elétrica ligada à rede de energia, mantenha a água fervendo.



Cuidado!

A resistência só pode ser ligada à rede elétrica após ser completamente imersa na água da forma de bolo.

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

$$m_{\text{calorímetro}} \text{ _____}; \delta m_{\text{calorímetro}} \text{ _____}.$$

4. Coloque na mamadeira algo da ordem de 100 ml de água filtrada gelada ($\cong 15^\circ\text{C}$) ou mineral gelada ($\cong 15^\circ\text{C}$). Derrame com cuidado a água no calorímetro, tampe-o e pese. Registre a leitura da balança com a sua incerteza.

$$m_{\text{calorímetro+água}} \text{ _____}; \delta m_{\text{calorímetro+água}} \text{ _____};$$

$$m_{\text{água}} = m_{\text{calorímetro+água}} - m_{\text{calorímetro}} = \text{_____};$$

$$\delta m_{\text{água}} = \sqrt{\delta m_{\text{calorímetro+água}}^2 + \delta m_{\text{calorímetro}}^2} = \text{_____}.$$

5. Coloque o termômetro na água que está no calorímetro e meça a sua temperatura. Registre a leitura do termômetro com a sua incerteza.

Temperatura inicial da água para medir o calor específico do bloco de alumínio:

$$T_i \text{ água} = \text{_____}^\circ\text{C}; = \delta T_{i' \text{ água}} \text{ _____}.$$

Temperatura inicial da água para medir o calor específico do bloco de cobre:

$$T_i \text{ água} = \text{_____}^\circ\text{C}; = \delta T_{i' \text{ água}} \text{ _____}.$$

6. Pese o bloco (massa da ordem de 100 g). Se necessário, utilize dois blocos. Inicie o experimento com o bloco de alumínio. Registre a leitura da balança com a sua incerteza.

$$m_{\text{Al}} \text{ _____}; \delta m_{\text{Al}} \text{ _____};$$

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

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

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

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

8. Transfira rapidamente o bloco que estava no banho de água quente para o calorímetro. Se necessário, mude o apoio do bloco.



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

9. Antes de prosseguir o experimento, responda às seguintes perguntas:

a) Por que não devemos deixar cair água quente na água do calorímetro?

b) Por que é importante assegurar que o bloco esteja totalmente imerso na água do calorímetro?

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

Temperatura final do sistema formado pela água e pelo bloco de alumínio:

$$T_{final} = \underline{\hspace{2cm}}.$$

Temperatura final do sistema formado pela água e pelo bloco de cobre:

$$T_{final} = \underline{\hspace{2cm}}.$$

11. Calcule as variações de temperatura da água e do bloco com as suas incertezas e registre a seguir:

Variações de temperatura dos componentes da mistura formada pela água e pelo bloco de alumínio:

$$\Delta T_{\text{água}} = T_f - T_{i\text{água}} = \text{---}; \delta \Delta T_{\text{água}} = \sqrt{(\delta T_f)^2 + (\delta T_{i\text{água}})^2} = \text{---};$$

$$\Delta T_{Al} = T_f - T_{iAl} = \text{---}; \delta \Delta T_{Al} = \sqrt{(\delta T_f)^2 + (\delta T_{iAl})^2} = \text{---}.$$

Variações de temperatura dos componentes da mistura formada pela água e pelo bloco de cobre:

$$\Delta T_{\text{água}} = T_f - T_{i\text{água}} = \text{---}; \delta \Delta T_{\text{água}} = \sqrt{(\delta T_f)^2 + (\delta T_{i\text{água}})^2} = \text{---};$$

$$\Delta T_{Cu} = T_f - T_{iCu} = \text{---}; \delta \Delta T_{Cu} = \sqrt{(\delta T_f)^2 + (\delta T_{iCu})^2} = \text{---}.$$

12. Transfira todos os dados associados ao experimento com os blocos de *Al* para as **Tabelas 5.4 e 5.6**. Transfira todos os dados associados ao experimento com os blocos de *Cu* para as **Tabelas 5.5 e 5.7**.

Tabela de dados 5.4: Alumínio

Substância	$M \pm \delta M$ [g]	$T_i \pm \delta T_i$ [°C]	$T_f \pm \delta T_f$ [°C]	$\Delta T \pm \delta \Delta T$ [°C]
Água				
Alumínio				

Tabela de dados 5.5: Cobre

Substância	$M \pm \delta M$ [g]	$T_i \pm \delta T_i$ [°C]	$T_f \pm \delta T_f$ [°C]	$\Delta T \pm \delta \Delta T$ [°C]
Água				
Cu				

Tabela de dados 5.6: Alumínio

Substância	$C_{\text{tabelado}} \pm \delta C_{\text{tabelado}}$ [cal/(g°C)]	$C_{\text{experimental}} \pm \delta C_{\text{experimental}}$ [cal/(g°C)]
Água	1,00 0,00	
Alumínio	0,20 0,01	

Os valores específicos do alumínio e do cobre tabelados são válidos para as temperaturas que assumem valores no intervalo [15 °C, 100 °C].

Tabela de dados 5.7: Cobre

Substância	$C_{\text{tabelado}} \pm \delta C_{\text{tabelado}}$ [cal/(g°C)]	$C_{\text{experimental}} \pm \delta C_{\text{experimental}}$ [cal/(g°C)]
Água	1,00 0,00	
Cobre	0,092 0,00	

O calor específico do cobre tabelado é válido para as temperaturas que assumem valores no intervalo [15 °C, 35 °C].

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

$$c_x = -\frac{m_{\text{água}} c_{\text{água}} \Delta T_{\text{água}}}{m_x \Delta T_x},$$

sendo m_x e ΔT_x a massa e a variação de temperatura do corpo cujo calor específico se deseja determinar e $m_{\text{água}}$ e $\Delta T_{\text{água}}$ a massa e a variação de temperatura da água.

14. Calcule os calores específicos dos blocos utilizando os dados das medidas diretas representados nas **Tabelas 5.4** ou **5.5**. Transfira os resultados para as **Tabelas 5.6** ou **5.7**.

$$C_{Al} = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$C_{Cu} = \underline{\hspace{2cm}}$$

A incerteza do calor específico é dada pela seguinte expressão:

$$\delta c_x = c_x \sqrt{\left(\frac{\delta m_{\text{água}}}{m_{\text{água}}}\right)^2 + \left(\frac{\delta m_x}{m_x}\right)^2 + \left(\frac{\delta T_{\text{água}}}{T_f - T_{\text{água}}}\right)^2 + \left(\frac{\delta T_x}{T_f - T_x}\right)^2 + \delta T_f^2 \left(\frac{1}{T_f - T_x} - \frac{1}{T_f - T_{\text{água}}}\right)^2}.$$

Antes de calcular a incerteza do calor específico, compare os valores dos termos que contribuem para a incerteza e verifique se é possível desprezar alguns desses termos.

15. Calcule as incertezas associadas aos valores dos calores específicos dos blocos utilizando os dados das medidas diretas representados nas **Tabelas 5.4** ou **5.5**. Transfira os resultados para as **Tabelas 5.6** ou **5.7**.

δC_{Al} _____ ;

δC_{Cu} _____ .

16. Você acha que a sua medida experimental do calor específico do bloco de alumínio é compatível com o valor do calor específico tabelado? Justifique.

17. Esvazie o calorímetro e repita o experimento com o bloco de cobre.

18. Você acha que a sua medida experimental do calor específico do bloco de cobre é compatível com o valor do calor específico tabelado? Justifique.

Experimento 3

Atende aos Objetivos 3, 4, 5 e 6

Determinação experimental do equivalente mecânico (EM) do calor.



A realização do experimento 3 foi filmada e está no DVD “Demonstrações de Física Térmica”, disponível no seu Polo, para cópias, e no Portal TECA.

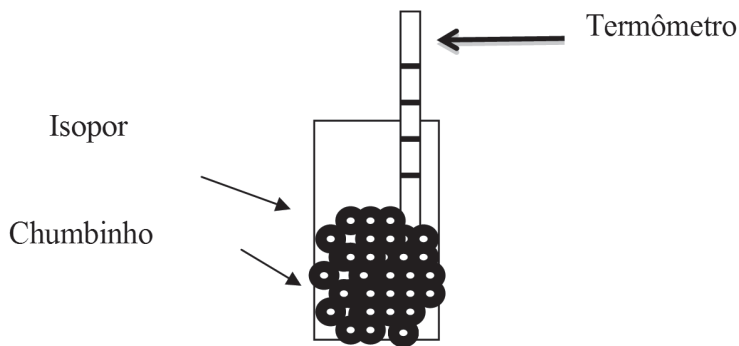


Figura 5.8: Dispositivo experimental.

Materiais utilizados:

- 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 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.
2. Numa colisão totalmente plástica ou inelástica, toda a energia cinética de movimento se transforma em energia de deformação ou térmica.
3. O trabalho mecânico w realizado pela força gravitacional F sobre um corpo de massa M que cai de uma altura h é:

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

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

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

$$Q = c M (T_f - T_i) \quad (2),$$

sendo T_f e T_i , respectivamente, as temperaturas final e inicial da massa do chumbinho.

5. A relação entre o trabalho W realizado sobre o sistema (chumbinho) e o calor Q é chamado *equivalente mecânico do calor*, $EM = W/Q$. 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 nessa experiência são:

- o sistema formado pelos chumbinhos é isolado;
- 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 ($\Delta U = N m g h$) 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 forma que toda a energia térmica produzida é absorvida apenas pela massa de chumbinho, isto é,

$$Q = \Delta U = M c \Delta T.$$

Antes de iniciar as suas atividades experimentais, responda às perguntas seguintes.

1. Explique por que podemos considerar o sistema formado pelos chumbinhos como um sistema isolado.

2. Explique por que podemos considerar as colisões do chumbinho com as paredes do isopor totalmente inelásticas.

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 que seguem:

- Utilizar apenas uma “queda” da massa do chumbinho, porque a quantidade de calor Q produzida é muito pequena, e não poderia ser determinada com precisão com o termômetro utilizado. *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 de 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 que vcê faça 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 (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 é 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-se de que o bulbo do termômetro esteja em bom contato mecânico com o chumbinho. Tente achar o porquê.

Vamos à prática:

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 .

$$T_i = \text{_____}$$

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. Retire o termômetro.
4. 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.

$$W = N mgh$$

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

$$T_f = \underline{\hspace{2cm}}$$

6. Calcule o equivalente mecânico do calor $EM = \frac{Q}{W} = \frac{mc\Delta T}{Nmgh}$ (cal/Joules), sendo Q (expressão (1)) o calor cedido ao chumbinho pela transformação do trabalho mecânico. Seja cuidadoso com as unidades utilizadas. O valor do calor específico do chumbo é $c_{pb} = (0,032 \text{ cal/}^\circ\text{C g})$.

7. 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:

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

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

Conclusão

Nesta prática, você aprendeu métodos experimentais para medir o calor específico e o coeficiente de dilatação linear dos sólidos homogêneos, que são grandezas físicas importantes nos processos que envolvem troca de calor. Essas técnicas podem ser utilizadas para qualquer material sólido homogêneo, desde que eles sejam bons condutores de calor.

Você também realizou, de forma rudimentar, o experimento do equivalente mecânico do calor, que mostra que o calor não é uma substância (calórico), como se imaginou nos primórdios da investigação dos fenômenos térmicos. O calor é o trabalho sem deslocamento microscópico das fronteiras do sistema.

Resumo

1. O método das misturas é uma técnica experimental que pode ser utilizada para medir o calor específico de sólidos homogêneos, que são bons condutores de calor. Ele consiste em medir as variações de temperatura de um sólido e de uma massa de água que são misturados em um calorímetro com a capacidade térmica desprezível, depois que eles atingem o equilíbrio térmico. A água e o sólido devem ter temperaturas iniciais diferentes. Para obter o calor específico do sólido, é necessário medir as temperaturas iniciais e as massas da água e do sólido e a temperatura de equilíbrio da mistura. O calor específico que se deseja determinar é

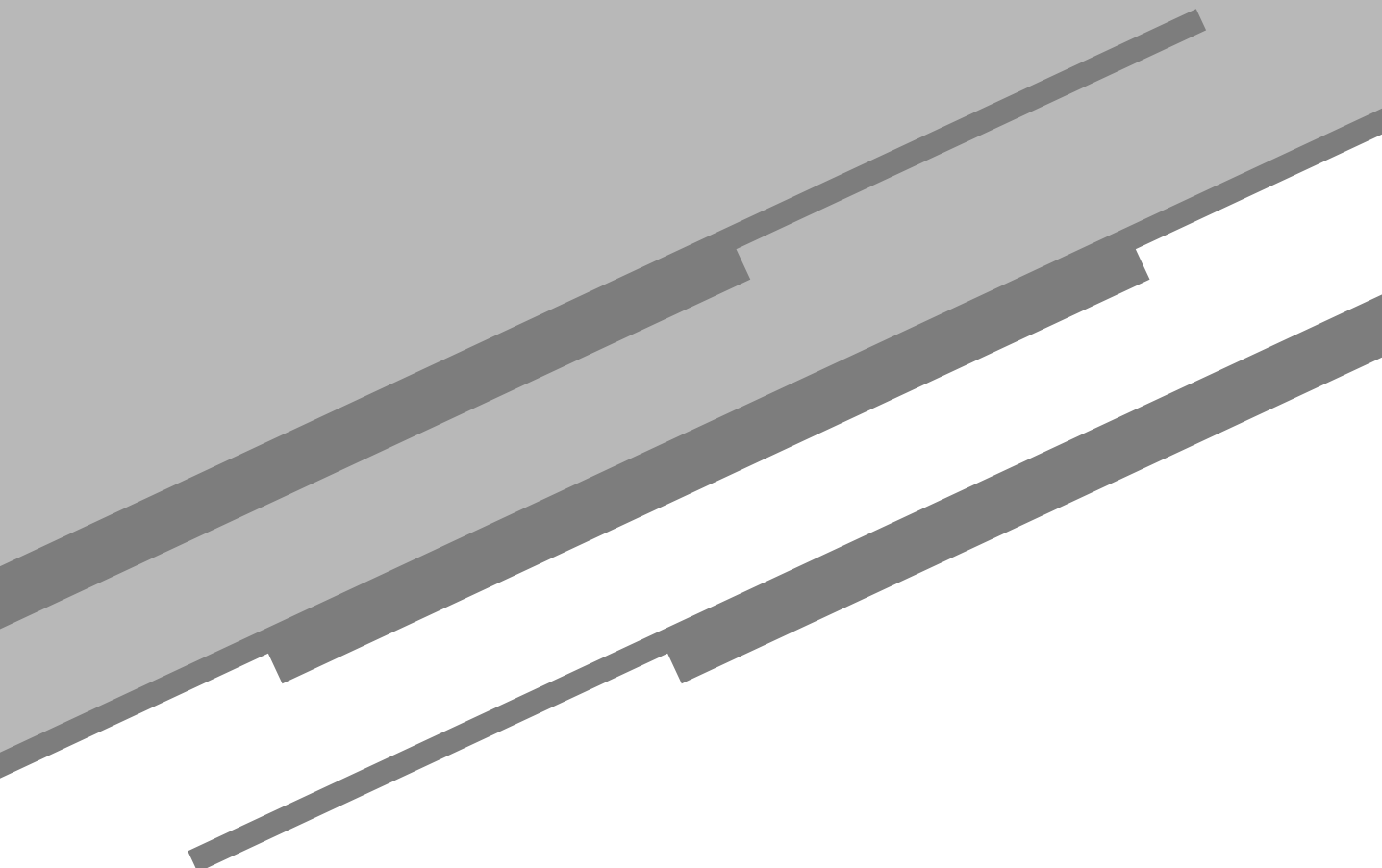
$$c_x = -\frac{m_{\text{água}} c_{\text{água}} \Delta T_{\text{água}}}{m_x \Delta T_x},$$

em que m_x e ΔT_x são a massa e a variação de temperatura do corpo cujo calor específico se deseja determinar e $m_{\text{água}}$ e $\Delta T_{\text{água}}$ são a massa e a variação de temperatura da água.

2. O dilatômetro mede o coeficiente de dilatação linear de sólidos homogêneos que são bons condutores de calor. Os sólidos devem ter o formato de um tubo que se adapte ao dilatômetro. Para obter o coeficiente de dilatação linear, é necessário obter a variação do comprimento da barra quando há uma variação de temperatura do tubo. A expressão do coeficiente de dilatação linear α de uma barra de comprimento L_0 é $\alpha = \frac{\Delta L}{L_0 \Delta T}$, sendo L_0 o comprimento inicial da barra, ΔL a variação do comprimento da barra e ΔT a variação da barra.

Aula 6

Calor: aspectos teóricos



Maria Antonieta Almeida

Metas

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

Objetivos

Esperamos que, ao final desta aula, você seja capaz de:

1. descrever a natureza do calor;
2. relacionar unidades do sistema MKSA com unidades do sistema CGS;
3. calcular a temperatura de equilíbrio de sistemas isolados utilizando as capacidades caloríficas e os calores latentes das diferentes partes do sistema;
4. calcular o calor necessário para mudar a fase de substâncias puras;
5. calcular o fluxo de calor nos regimes estacionários;
6. utilizar informações sobre a condutividade térmica de materiais para compreender fenômenos do cotidiano.

Introdução

Nas aulas anteriores, citamos a importância que os fenômenos nos quais existe troca de calor têm no nosso cotidiano. A descrição detalhada da troca de calor entre um sistema e o seu exterior requer a definição de novas grandezas, que permitem quantificar o fluxo de calor e relacionar as variações de temperaturas e os processos de mudança de fase com o calor recebido. Com essa finalidade, apresentaremos, nesta aula, os conceitos de calor específico, capacidade térmica e calor latente e discutiremos os mecanismos de transmissão de calor. Esses assuntos serão discutidos nas seções “Teoria do calórico”, “Experiências de Rumford e Joule”, “Capacidade térmica e calor específico”, “Calor latente” e “Processos de transmissão de calor”. Antes da leitura desses textos, veja se você é capaz de responder às seguintes perguntas:

1. O calor é um fluido contido nos corpos?
2. A quantidade de calor contida em um corpo é finita? Cite um experimento relacionado a essa ideia.
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 calor?

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 possuíam 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.

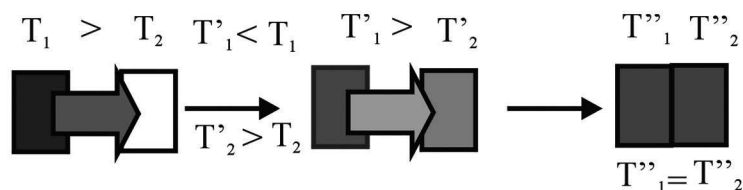


Figura 6.1: Dois corpos a temperaturas diferentes iniciais colocados em contato térmico permitem a passagem de “algo” que equaliza as temperaturas.



Antoine Lavoisier, francês, 1743-1795, é considerado o pai da Química moderna. Leia mais sobre ele no Complemento 1: Modelos da matéria.

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 6.1**). Quanto mais elevada a temperatura de um corpo, mais calórico ele teria o 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 calor 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.

Experiências de Rumford e Joule



Leia sobre Lord Rumford no Complemento 2: Conceitos básicos do calor.

Lord Rumford (1798) foi o primeiro cientista a associar a origem do calor com o movimento dos constituintes da matéria (naquela 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 sendo causada 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. Em sua experiência, ele colocou um 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 ideia de calor associado ao movimento (atrito).

Historicamente, e sem evidências experimentais que pudessem sustentar essas ideias, os filósofos atomistas gregos Demócrito, Leucipo e Lucrecio, 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 ele estaria associado a uma energia que se “transportava” entre dois corpos com temperaturas diferentes. O modelo do calórico foi definitivamente abandonado.



J. P. Joule (1818-1889) fez estudos fundamentais para a ciência da termodinâmica.

Leia mais sobre ele no Complemento 2: Conceitos básicos do calor.

O cientista inglês J. P. Joule foi o primeiro a quantizar as 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 com ele relacionados.

A experiência de Joule será sucintamente descrita a seguir.

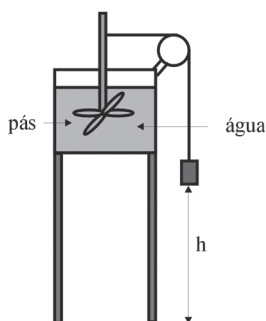


Figura 6.2: Experiência de Joule para determinação do equivalente mecânico do calor.

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 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 ($Q = mc\Delta T$), 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 caloria = 4,18 joules

Na Experiência 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* ($erg = dyna \times cm$), sendo o *dyna* 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 por nosso organismo). Por convenção, uma caloria é definida como a quantidade de calor necessária para aumentar em $1^\circ C$ a temperatura de um grama de água pura no intervalo de $14,51^\circ C$ a $15,5^\circ C$.

O sistema CGS

É um sistema de unidades que utiliza o centímetro, o grama e o segundo como unidades fundamentais.

Apesar do conhecimento atual de que o calor é energia térmica em trânsito, é comum encontrar na literatura textos que ainda utilizam a palavra calor com o significado de energia térmica. Por exemplo, quando colocamos dois corpos com temperaturas diferentes em contato, há transferência de energia térmica de um corpo para o outro. O que encontramos nos livros é uma referência à transferência de calor. Apesar da falta de precisão dessa linguagem, ela também será adotada neste texto.

Atividade 1

Atende ao Objetivo 1

Com base nas seções que você já leu, “Teoria do calórico” e “Experiências de Rumford e Joule”, responda às seguintes perguntas:

1. O calor é um fluido contido nos corpos?

2. A quantidade de calor contida em um corpo é finita? Cite um experimento relacionado com essa ideia.

Respostas Comentadas

1. A ideia de que o calor é um fluido foi abandonada pelos cientistas há bastante tempo. Hoje sabemos que o calor é energia térmica em trânsito associada ao trabalho que o exterior exerce sobre o sistema, sem que ocorra deslocamentos macroscópicos das suas fronteiras.

2. Como o calor é energia térmica em trânsito, não tem sentido falar em calor como um fluido guardado pelo corpo. Lord Rumford (1798) foi um dos cientistas que ajudaram a desacreditar a teoria de que o calor era um fluido guardado no corpo. Com uma furadeira, ele mostrou que sempre que ela funcionava, passava calor para o corpo. Logo, a quantidade de calor recebida pelo corpo poderia ter qualquer valor.

Atividade 2

Atende ao Objetivo 2

Com base em “Experiências de Rumford e Joule”, responda às seguintes perguntas:

1. Qual a relação entre a unidade de força (N) do sistema SI e a unidade de força ($dyna$) do sistema CGS?

2. Qual a relação entre a unidade de energia (Joule) do SI e a unidade de energia (*erg*) do sistema CGS?

Respostas Comentadas

1. A relação entre a unidade de força (*N*) do sistema SI e a unidade de força (*erg*) do sistema CGS pode ser obtida utilizando-se as relações entre as unidades de comprimento e massa dos dois sistemas, isto é,

$$\begin{cases} 1m = 10^{-2} cm \\ 1kg = 10^{-3} g \end{cases} \Rightarrow N = 1kg.m/s = 10^{-3} g.10^{-2} cm/s = 10^{-5} dyna$$

2. A relação entre o Joule e o *erg* pode ser encontrada utilizando-se as relações entre as unidades de força e as unidades de comprimento dos sistemas de unidades SI e CGS, isto é,

$$\begin{cases} 1m = 10^{-2} cm \\ 1N = 10^{-5} dyna \end{cases} \Rightarrow 1J = 1N.m = 10^{-5} dyna.10^{-2} cm = 10^{-7} erg$$

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 $T = 100\text{ }^{\circ}\text{C}$, observaremos que as temperaturas de equilíbrio atingidas são diferentes, como na **Figura 6.3**.

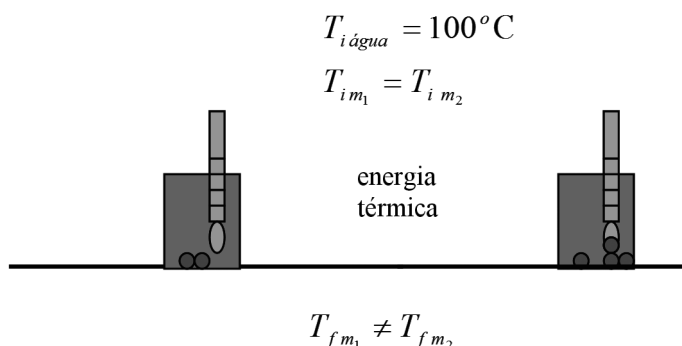


Figura 6.3: Massas diferentes do mesmo material e mesma temperatura têm variações de temperatura quando são colocadas em uma mesma quantidade de água à mesma temperatura.

A água dos recipientes troca 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 $C = Q/\Delta T$ [cal/ $^{\circ}\text{C}$] ou [joule/ $^{\circ}\text{C}$].



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

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 caloríficas.

O calor específico de um corpo é o quociente entre a capacidade calorífica e sua massa: $c = C/m$ [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 da temperatura é fraca, de 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 $c_{\text{cobre}} = 0,093 \text{ cal/}^\circ\text{Cg}$ e $c_{\text{água}} = 1 \text{ cal/}^\circ\text{Cg}$, na faixa de 0°C a 100°C . Em geral, os bons condutores de calor e eletricidade, como os metais, têm calor específico baixo. Essa 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 em que o calor específico é constante, o calor necessário para modificar a temperatura de um corpo em ΔT é $Q = mc\Delta T$ (cal). É importante ressaltar que, com essa definição, quando o corpo fornece calor para as suas vizinhanças, a sua temperatura diminui e o calor Q 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 atingirem 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.

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

===== **Atividade 3** =====

Atende ao Objetivo 3

Com base na seção que você leu, “Capacidade térmica e calor específico”, responda às seguintes questões:

1. Defina capacidade calorífica de um corpo.

2. Defina calor específico de um corpo.

Respostas Comentadas

1. Define-se a capacidade calorífica C de um corpo como “a quantidade de calor necessária para aumentar sua temperatura em 1°C ”. Podemos escrever $C = \Delta Q / \Delta T$ [cal/ $^\circ\text{C}$] ou [joule/ $^\circ\text{C}$].
2. O calor específico de um corpo é a relação entre a capacidade térmica e sua massa: $c = C/m$ [cal/ $^\circ\text{Cg}$]. Definimos o calor específico como a energia necessária para modificar a temperatura de um grama da substância em um grau.

Atividade 4

Atende ao Objetivo 3

Com base em “Capacidade térmica e calor específico”, faça a seguinte questão.

1. Um cubo de cobre de massa $m_2 = 75$ g é colocado em um forno a uma temperatura $T_2 = 312^\circ$ até atingir o equilíbrio térmico. O cubo é então colocado em um béquer isolado termicamente, contendo uma quantidade d’água com massa igual a $m_1 = 220$ g. A capacidade térmica C_b do béquer sozinho é de 45 cal/ $^\circ\text{C}$. Inicialmente, a água e o béquer estão a uma temperatura de $T_1 = 12,0^\circ$. Qual a temperatura final T_f do sistema formado pelo cubo de cobre, o béquer e a água? O calor específico da água vale $c_{\text{água}} = c_1 = 1,0$ cal/g $^\circ\text{C}$ e o do cobre vale $c_{\text{cobre}} = c_2 = 0,093$ cal/g $^\circ\text{C}$.

Resposta Comentada

1. Como o sistema formado pelo bloco, o béquer e a água, está isolado termicamente, a soma dos calores trocados entre as partes do sistema e o exterior é nula. Logo, temos que:

$$\begin{aligned}
 m_1 c_1 (T_f - T_1) + C_B (T_f - T_1) + m_2 c_2 (T_f - T_2) &= 0 \Rightarrow \\
 T_f (m_1 c_1 + C_B + m_2 c_2) &= T_1 (m_1 c_1 + C_B) + T_2 m_2 c_2 \Rightarrow \\
 T_f &= \frac{T_1 (m_1 c_1 + C_B) + T_2 m_2 c_2}{m_1 c_1 + C_B + m_2 c_2} \cong 20^\circ \text{C}.
 \end{aligned}$$

Calor latente

Experimentalmente, verifica-se que, nos processos de mudança de fase à 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, passando, assim, 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 moléculas 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.

Tabela 6.1

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 $Q = Lm$.

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.

Atividade 5

Atende aos Objetivos 2, 3 e 4

Com base nas seções que você leu, “Capacidade térmica e calor específico” e “Calor latente”, responda às seguintes questões:

1. O que ocorre com a temperatura e a pressão de uma substância pura quando ela muda de fase (de sólido para líquido, de líquido para vapor etc.)?

2. Defina o calor latente associado a uma mudança de fase (de sólido para líquido, de líquido para vapor etc.) de uma substância pura.

Respostas Comentadas

1. Elas permanecem constantes.

2. 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. O calor necessário para mudar de fase uma massa m é $Q = Lm$.

Atividade 6

Atende aos Objetivos 2, 3 e 4

Ainda com base nas seções que você leu, “Capacidade térmica e calor específico” e “Calor latente”, faça a seguinte questão.

1. Inicialmente no estado sólido, certo material é aquecido em um tubo e a sua temperatura é anotada a cada minuto, conforme está ilustrado na **Figura 6.4**, a seguir:

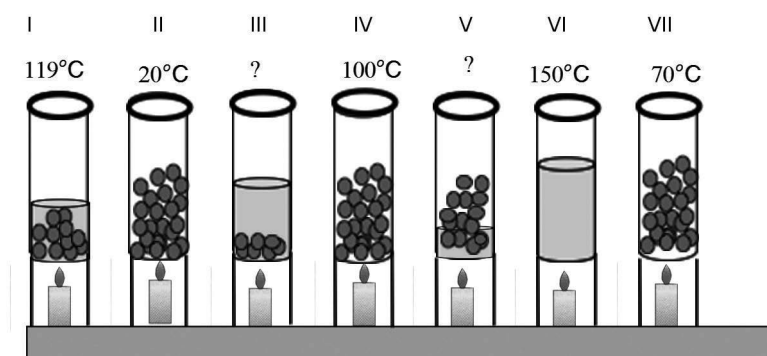


Figura 6.4: Fusão do sólido.

- a) Disponha as figuras em ordem cronológica.
-
- b) Qual é a temperatura de fusão da substância?
-
- c) Quais são as temperaturas correspondentes aos tubos III e V da **Figura 6.4**?
-
- d) Deixando-se a substância esfriar, em qual temperatura ela começará a se solidificar?
-
- e) Consultando a **Tabela 6.2** a seguir, identifique a substância que está nos tubos da **Figura 6.4**.
-

Tabela 6.2

Pontos de fusão e calores de fusão (à pressão de 1 atm)		
Substância	Ponto de fusão (°C)	Calor de fusão (cal/g)
Ferro	1 535	8
Platina	1 775	27
Prata	961	21
Chumbo	327	6
Enxofre	119	13
Água	0	80
Merúrio	-39	3
Álcool etílico	-115	25
Nitrogênio	-210	6

- f) Que quantidade de calor deve ser fornecida para fundirmos 100 gramas dessa substância?
-

Respostas Comentadas

1.

a) Como o sistema está sendo aquecido, o tempo aumenta com a temperatura do sistema até que a fusão inicie. Durante a fusão, a temperatura permanece constante. Ao terminar a fusão, a temperatura do sistema retorna a aumentar. Logo, a ordem cronológica do desenho é II, VII, IV, V, I, III, VI.

b) A temperatura de fusão da substância é 119 °C.

c) Durante a fusão, a temperatura permanece constante. Logo, as temperaturas do sistema nos tubos III e V são 119 °C.

d) Como as temperaturas de fusão e solidificação são iguais, a temperatura de solidificação vale 119 °C.

e) A **Tabela 6.2** mostra que a substância é o enxofre.

f) A quantidade de calor necessária para fundir a massa de 100 g de enxofre é $Q = Lm = (13 \text{ cal/g}) \cdot (100 \text{ g}) = 1300 \text{ cal}$.

Atividade 7

Atende aos Objetivos 2, 3 e 4

Novamente com base nas seções que você leu, “Capacidade térmica e calor específico” e “Calor latente”, faça a seguinte questão.

1. Uma pessoa que não gosta de café muito quente recebe um copo com 100 ml de café na temperatura de 80 °C. Como ela está com pressa, coloca no seu copo uma pedra de gelo com 20 g, que estava no *freezer*. A temperatura da pedra de gelo era de -10 °C. Estime a temperatura final de equilíbrio do café após todo o gelo derreter. Despreze o fluxo de calor que ocorre do café para a caneca e para o ar. Suponha que a capacidade calorífica e a densidade volumétrica do café sejam iguais às da água.

$$c_{\text{água}} = 1,0 \text{ cal} / (\text{g}^\circ\text{C}), c_{\text{gelo}} = 0,5 \text{ cal} / (\text{g}^\circ\text{C}),$$

$$L_{\text{fusão da água}} = 80 \text{ cal} / \text{g}, d_{\text{água}} = 1,0 \text{ g} / \text{ml}.$$

Resposta Comentada

1. Como vamos desprezar o fluxo de calor para o exterior e para o copo, o sistema formado pelo café e pelo gelo se comporta como um sistema isolado termicamente. Nesse tipo de sistema, o calor total trocado com o exterior é nulo. Por isso, temos que:

$$Q_{\text{café}} + Q_{\text{gelo}} = 0$$

A massa de café é dada por:

$$m_{\text{café}} = d V_{\text{café}} = (1 \text{ g / ml})(100 \text{ ml}) = 100 \text{ g}$$

O calor que o gelo recebe do café é utilizado para elevar a temperatura do gelo a 0 °C, para fundi-lo e para elevar sua temperatura até a temperatura de equilíbrio da mistura. O calor que o café perdeu será calculado com a capacidade calorífica da água. Por isso, temos que:

$$Q_{\text{café}} = m_{\text{café}} c_{\text{água}} (T_f - T_{ic}),$$

$$Q_{\text{gelo}} = m_g c_{\text{gelo}} (0 - T_{ig}) + m_g L_f + m_g c_{\text{água}} (T_f - 0) = -m_g c_{\text{gelo}} T_{ig} + m_g c_{\text{água}} T_f + m_g L_f$$

$$Q_{\text{café}} + Q_{\text{gelo}} = 0 \Rightarrow m_{\text{café}} c_{\text{água}} (T_f - T_{ic}) + m_g c_{\text{água}} T_f - m_g c_{\text{gelo}} T_{ig} + m_g L_f = 0 \Rightarrow$$

$$T_f (m_{\text{café}} c_{\text{água}} + m_g c_{\text{água}}) - m_{\text{café}} c_{\text{água}} T_{ic} - m_g c_{\text{gelo}} T_{ig} + m_g L_f = 0 \Rightarrow$$

$$T_f = \frac{m_{\text{café}} c_{\text{água}} T_{ic} + m_g c_{\text{gelo}} T_{ig} - m_g L_f}{m_{\text{café}} c_{\text{água}} + m_g c_{\text{água}}} = \frac{m_{\text{café}} c_{\text{água}} T_{ic} + m_g c_{\text{gelo}} T_{ig} - m_g L_f}{(m_{\text{café}} + m_g) c_{\text{água}}}$$

$$T_f = \frac{(100 \text{ g})(1,0 \text{ cal / (g}^\circ\text{C)})(80^\circ\text{C}) + (20 \text{ g})(0,5 \text{ cal / (g}^\circ\text{C)})(-10^\circ\text{C}) - (20 \text{ g})(80 \text{ cal / g})}{(10 \text{ g} + 20 \text{ g})(1,0 \text{ cal / (g}^\circ\text{C)})} \cong 53^\circ\text{C}.$$

Atividade 8

Atende aos Objetivos 2, 3 e 4

Com base em “Capacidade térmica e calor específico” e “Calor latente”, faça a seguinte questão.

1. Uma pessoa resolve resfriar 200 g de água com duas pedras de gelo retiradas do seu *freezer* a $-15\text{ }^{\circ}\text{C}$. Ambas são iguais e têm massas de 50 g. Os calores específicos do gelo, da água e o calor latente de fusão à água são respectivamente iguais a

$$c_{\text{água}} = 1,0 \text{ cal} / (\text{g}^{\circ}\text{C}), c_{\text{gelo}} = 0,5 \text{ cal} / (\text{g}^{\circ}\text{C}); L_{\text{fusão da água}} = 80 \text{ cal} / \text{g}$$

Calcule a quantidade de calor que o exterior deve fornecer:

a) às duas pedras de gelo para reduzir as suas temperaturas a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$;

b) às duas pedras de gelo para fundi-las completamente;

c) à massa de 200 g de água, que estava inicialmente a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, para que a sua temperatura se reduza a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.

d) Se você colocar em um recipiente de isopor as duas pedras de gelo e os 200 g de água, qual a temperatura final da mistura? Qual a massa de gelo final da mistura? Despreze a capacidade calorífica do recipiente de isopor.

Respostas Comentadas

1.

a) O calor que o exterior tem que fornecer ao gelo para reduzir a temperatura deste para 0°C é dado por:

$$Q_1 = m_{\text{gelo}} c_{\text{gelo}} \Delta T_{\text{gelo}} = (100 \text{ g}) \cdot (0,5 / (^\circ\text{C g})) \cdot (0^\circ - (-15^\circ)) = 750 \text{ cal}$$

b) O calor que o exterior deve fornecer ao gelo para fundir as pedras é dado por:

$$Q_2 = m_{\text{gelo}} L_{\text{fusão}} = (80 \text{ cal / g}) \cdot 100 \text{ g} = 8000 \text{ cal}$$

c) O calor que o exterior deve fornecer à massa de água para resfriá-la até 0°C é dado por:

$$Q_3 = m_{\text{água}} c_{\text{água}} (T_{\text{água f}} - T_{\text{água i}}) = -(200 \text{ g}) \cdot (1 \text{ cal / (g } ^\circ\text{C)}) \cdot (25^\circ\text{C}) = -5000 \text{ cal.}$$

d) Pelos itens (a) e (b), verificamos que, se a temperatura do gelo for reduzida a 0°C e se o gelo fundir completamente, ele fornece para o exterior 8750 cal. Esse calor é maior do que o necessário para reduzir a temperatura da água de 25°C até 0°C . Logo, quando o sistema atingir o equilíbrio térmico, deve existir água em equilíbrio com o gelo. Inicialmente, a água fornece calor para o gelo até que a temperatura deste se eleve para 0°C . A seguir, a água fornece calor para fundir parte da massa do gelo até que a temperatura da água se iguale à temperatura do gelo, que é igual a 0°C . A partir daí, o fluxo de calor entre a água e o gelo finaliza. Por isso, temos que:

$$m_{\text{gelo}} c_{\text{gelo}} (T_{\text{gelo f}} - T_{\text{gelo i}}) + m_x L_{\text{fusão}} + m_{\text{água}} c_{\text{água}} (T_{\text{água f}} - T_{\text{água i}}) = 0 \Rightarrow$$

$$m_x = \frac{-(200 \text{ g})(1 \text{ cal / g } ^\circ\text{C})(0^\circ\text{C} - 25^\circ\text{C}) - (100 \text{ g})(0,5 \text{ cal / g } ^\circ\text{C})(0^\circ\text{C} - (-15^\circ\text{C}))}{(80 \text{ cal / g})} = 53 \text{ g}$$

Na expressão anterior, m_x é a massa de gelo que fundiu. A mistura final tem temperatura 0°C e uma quantidade de gelo com massa total igual a 47 g ($100 \text{ g} - 53 \text{ g}$).

Processos de transmissão de calor

O calor se transfere espontaneamente do corpo mais quente para o mais frio. A transferência de calor entre dois corpos que se encontram com temperaturas diferentes pode acontecer de diversas formas. A seguir, apresentamos brevemente os três processos de transporte de calor: condução, convecção e radiação.



Assista aos vídeos sobre os processos de transferência de calor no DVD denominado “Eletricidade e demonstrações de física térmica”, disponível no seu Polo para cópia e no Portal TECA.

Transmissão de energia térmica por condução

A transmissão de calor por condução ocorre quando colocamos dois corpos com temperaturas diferentes e que não estão isolados termicamente em contato.

Por exemplo, suponha que você segure a extremidade de uma barra de metal com a mão e coloque 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 térmica é transportada por colisões dos constituintes da barra que acontecem em 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 térmica, e assim sucessivamente. Os elétrons livres dos metais, responsáveis pela condução elétrica (veja Módulo 4) “transportam” eficientemente a energia térmica das regiões quentes para as regiões frias.

Uma barra isolada termicamente conduz energia térmica em uma dimensão quando suas extremidades se encontram em contato térmico com duas fontes em temperaturas $T_2 > T_1$, como na **Figura 6.5**.

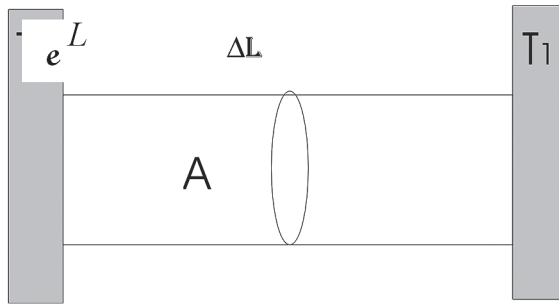


Figura 6.5: Condução unidimensional de calor.

A quantidade de energia térmica que flui por unidade de tempo depende da diferença de temperaturas ($T_2 - T_1$), 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 igual ao fluxo de calor recebido pela fonte fria por unidade de tempo. Experimentalmente, observa-se que, nessas condições, o fluxo de calor $\Delta Q/\Delta t$ é diretamente proporcional à área da seção reta A da barra, à diferença de temperatura entre as fontes, e inversamente proporcional ao comprimento L :

$$\frac{\Delta Q}{\Delta t} = \frac{kA(T_2 - T_1)}{L},$$

sendo a constante de proporcionalidade k a condutividade térmica, que é uma propriedade característica do material. As unidades da condutividade térmica k mais usuais são $[J.m^{-1}s^{-1}K^{-1}]$, $[W.m^{-1}K^{-1}]$ e $[cal.m^{-1}s^{-1}K^{-1}]$, sendo $W = Js^{-1}$. Transcrevemos na **Tabela 6.3** alguns valores da condutividade térmica.

Tabela 6.3: Valores de coeficientes de condutividade térmica.

Substância	Condutividade térmica (cal m ⁻¹ s ⁻¹ K ⁻¹)
Prata	100
Água	0,14
Ar	0,0057
Lã	0,0092

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

A **Figura 6.6** mostra a distribuição da temperatura em função da distância quando o fluxo de calor ocorre no regime estacionário ao longo de uma barra de seção reta constante e comprimento L .

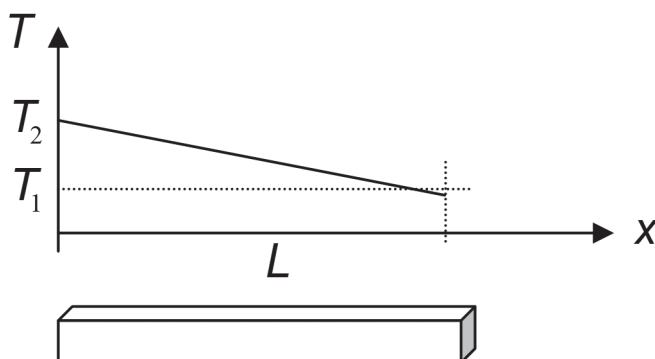


Figura 6.6: Distribuição de temperatura de uma barra com seção reta constante e comprimento L .

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

Atividade 9

Atende aos Objetivos 5 e 6

Com base em “Processos de transmissão de energia térmica”, responda às seguintes perguntas:

1. Como se explica que uma blusa de lã aqueça o corpo nos dias frios?

2. Você está em uma sala com uma temperatura de $10\text{ }^{\circ}\text{C}$. A sala tem um móvel de madeira com um tampo de cortiça e outro com um tampo de mármore. As espessuras do tampo de cortiça e do tampo de mármore são iguais. Quando você coloca a mão direita sobre o tampo de cortiça e a mão esquerda sobre o tampo de mármore, as sensações térmicas nas

suas mãos são iguais? Justifique a sua resposta. As condutividades térmicas do mármore e da cortiça são respectivamente iguais a:

$$k_{\text{mármore}} = 2,5 \text{ W / (mK) e } k_{\text{cortiça}} = 0,065 \text{ W / (mK) .}$$

Respostas Comentadas

1. Uma blusa de lã aquece o corpo nos dias frios porque ela é um isolante térmico, uma vez que a sua condutibilidade térmica é baixa ($0,0092 \text{ cal m}^{-1} \text{ s}^{-1} \text{ K}^{-1}$).
2. Como a sua mão está com uma temperatura maior do que a temperatura ambiente, haverá fluxo de calor da sua mão para os tampos. A sensação de frio ou calor está associada ao fluxo de calor. O fluxo de calor é menor para o tampo de cortiça porque a sua condutividade térmica é menor do que a condutividade térmica do mármore. Logo, a sensação térmica das mãos são diferentes. Você sentirá o mármore mais frio do que a cortiça.

Atividade 10

Atende aos Objetivos 5 e 6

Ainda com base na seção que você leu, “Processos de transmissão de energia térmica”, faça a seguinte questão.

1. No regime estacionário, o fluxo de calor através de uma barra de condutividade térmica k , comprimento ℓ e seção reta A , que é submetida, em suas extremidades, às temperaturas T_2 e T_1 ($T_2 > T_1$), é dado por:

$$\frac{\Delta Q}{\Delta t} = \frac{kA(T_2 - T_1)}{\ell} \quad (1)$$

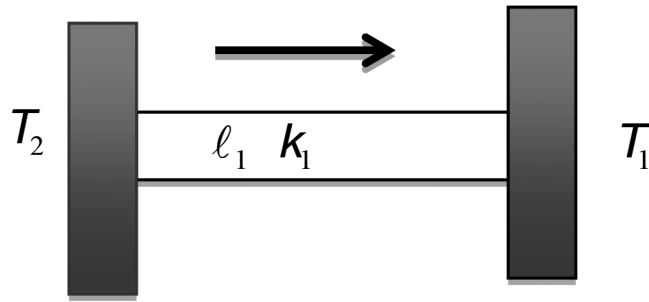


Figura 6.7: Fluxo de calor em regime estacionário.

A expressão do fluxo de calor pode ser reescrita da seguinte forma:

$$(T_2 - T_1) = R_Q i_Q \quad (2),$$

$$\text{onde } i_Q = \frac{\Delta Q}{\Delta t} \text{ e } R_Q = \frac{\ell}{k A}.$$

Logo, existe uma analogia entre a equação do fluxo de calor e a lei de Ohm. Essa analogia é facilmente visualizada quando trocamos, na expressão (2), a variação de temperatura pela variação de potencial elétrico, a resistência à passagem de calor (R_Q) pela resistência do resistor e o fluxo de calor (i_Q) pela corrente elétrica (fluxo de carga elétrica).

$$\left\{ \begin{array}{l} (T_2 - T_1) \rightarrow (V_2 - V_1) \\ i_Q = \frac{\Delta Q}{\Delta t} \rightarrow i_e = \frac{\Delta q}{\Delta t} \Rightarrow (T_2 - T_1) = R_Q i_Q \rightarrow (V_2 - V_1) = R i_e \\ R_Q = \frac{\ell}{k A} \rightarrow R = \frac{\ell}{\sigma A} \end{array} \right.$$

a) Utilize a analogia anterior para escrever a resistência à passagem de calor de uma associação em série de barras (**Figura 6.8**) com áreas iguais a A , condutividades térmicas iguais a K_1 , K_2 e K_3 e comprimentos iguais a ℓ_1 , ℓ_2 e ℓ_3 . Dados: $A, k_1, k_2, k_3, \ell_1, \ell_2, \ell_3$.

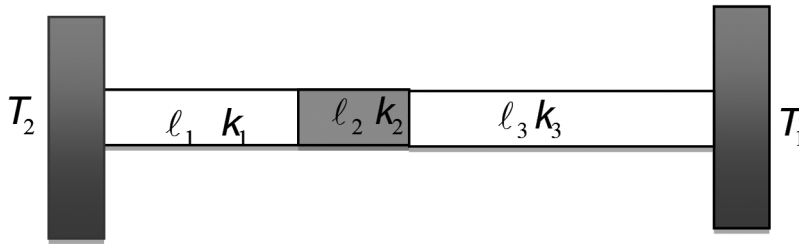


Figura 6.8: Associação em série de condutores térmicos.

A tabela a seguir mostra a condutividade térmica do ar e do vidro.

Tabela 6.4

Material	Condutividade térmica k [W/(m.K)]
Ar	0,026
Vidro	0,8

b) Calcule a taxa de perda de calor através de uma janela

- de vidro, de área $1,4 \text{ m}^2$ e espessura $3,0 \text{ mm}$, se a temperatura externa é de -20°C e a temperatura interna é de 20°C ;

- formada por dois vidros iguais com áreas de $1,4 \text{ m}^2$ e espessuras de $3,0 \text{ mm}$, separados por uma camada de ar de $7,5 \text{ cm}$ de espessura, se a temperatura externa é de -20°C e a temperatura interna é de 20°C .

Forneça a sua resposta com dois algarismos significativos.

Respostas Comentadas

1.

a) Na associação de resistores em série, com três resistores, a resistência equivalente é dada por: $R = R_1 + R_2 + R_3$.

Logo, pela nossa analogia, a resistência ao fluxo de calor oferecida pela associação em série das barras é dada por:

$$R_Q = R_{Q1} + R_{Q2} + R_{Q3},$$

$$\text{onde } R_{Q1} = \frac{\ell_1}{k_1 A}, R_{Q2} = \frac{\ell_2}{k_2 A} \text{ e } R_{Q3} = \frac{\ell_3}{k_3 A}.$$

b)

• O fluxo de calor, neste caso, é dado por:

$$\frac{\Delta Q}{\Delta t} = \frac{kA(T_2 - T_1)}{\ell} = \frac{(0,8 \text{ W.s/(m}^\circ\text{C)}) (1,4 \text{ m}^2) (20^\circ\text{C} - (-10^\circ\text{C}))}{3 \cdot 10^{-3} \text{ m}} \cong 15,10 \text{ W.} \quad (1)$$

• Neste caso, para calcular o fluxo de calor, utilizaremos a analogia com a lei de Ohm.

$$T_2 - T_1 = R_Q i_Q \Rightarrow i_Q = \frac{T_2 - T_1}{R_Q},$$

$$\text{onde } R_Q = R_{Q1} + R_{Q2} + R_{Q3}.$$

A resistência equivalente à passagem de calor é igual a

$$R_Q = \frac{\ell_1}{k_1 A} + \frac{\ell_2}{k_2 A} + \frac{\ell_3}{k_3 A} = \frac{2\ell_1}{k_1 A} + \frac{\ell_3}{k_3 A} = 2,0^\circ\text{C/W}.$$

Logo, o fluxo de calor através da barra é dado por:

$$i_Q = \frac{T_2 - T_1}{R_Q} = \frac{20^\circ\text{C} - (-20^\circ\text{C})}{2,0^\circ\text{C/W}} = 20 \text{ W}$$



Transmissão de calor por convecção

O ar quente das regiões próximas à superfície da Terra e o ar frio das regiões mais altas da atmosfera estão em constante movimento, deslocando-se verticalmente. O ar quente sobe e o ar frio desce. Nesse movimento, denominado convecção, há fluxo de calor. Dizemos que o calor está sendo transmitido, portanto, 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 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: 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 o fluxo de calor por convecção é diretamente proporcional à área, o que explica a necessidade de utilização de 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 em nossa pele o calor emanado pelo sol e pela churrasqueira. O principal mecanismo de transmissão de calor dos corpos que se encontram em altas temperaturas é a radiação térmica, uma onda eletromagnética que se propaga mesmo na ausência de matéria (vácuo).

Todos os corpos, a qualquer temperatura, emitem calor 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 se deve à parte de radiação infravermelha, que é considerável.

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

- a. é proporcional à sua área A ;
- b. 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-Boltzmann, em homenagem aos dois cientistas que fizeram sua descoberta:

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



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

Nessa expressão, e é a emissividade, uma propriedade da superfície emissora, que pode tomar valores de 0 a 1, σ é a constante de Stefan-Boltzmann 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 valor 0,3 e a de uma placa fosca preta é praticamente 1.

É importante observar que um corpo à temperatura absoluta T irradia energia térmica, mas o ambiente externo, que está à temperatura absoluta T_{ambiente} , também está 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 energia térmica, o fluxo de calor depende da diferença de temperatura entre dois corpos.

Numa incubadora de crianças prematuras, é necessário ter cuidado com a temperatura das paredes do próprio aparelho. Quando estão frias, podem esfriar o bebê perigosamente, mesmo quando o ar estiver morno. Geralmente, a temperatura do ar da incubadora 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.

===== **Atividade 11** =====

Atende aos Objetivos 5 e 6

Com base na seção que você leu, “Processos de transmissão de energia térmica”, cite quais são os mecanismos de *transmissão* de calor.

Resposta Comentada

O calor pode ser transmitido por contato, convecção ou radiação.

Conclusão

Nesta aula, aprofundamos nosso conhecimento sobre os processos de condução e trocas de energia calor. Introduzimos as grandezas importantes, tais como o calor específico, a capacidade calorífica, o calor latente e o coeficiente de condutividade térmica, que permitem quantificar esses processos. Agora estamos preparados para estudar e entender a primeira lei da termodinâmica, que será apresentada na Aula 7.

Resumo

1. Define-se a capacidade calorífica C de um corpo como a quantidade de calor necessária para aumentar sua temperatura em 1°C . Podemos escrever $C = \Delta Q / \Delta T$ [cal/ $^\circ\text{C}$] ou [joule/ $^\circ\text{C}$].
2. O calor específico de um corpo é a relação entre a capacidade térmica e sua massa: $c = C/m$ [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.
3. Nas faixas de temperatura em que o calor específico é constante, o calor necessário para modificar a temperatura de um corpo em ΔT é $Q = mc\Delta T$ (cal).
4. O calor latente L é a quantidade de calor necessária para mudar de fase um grama de uma substância. O calor necessário para mudar de fase uma massa m é $Q = L m$.
5. No regime estacionário, o fluxo de energia térmica $\Delta Q / \Delta t$ é diretamente proporcional à área da seção reta A da barra, à diferença de temperatura ($T_2 > T_1$) entre as fontes e inversamente proporcional ao comprimento L :

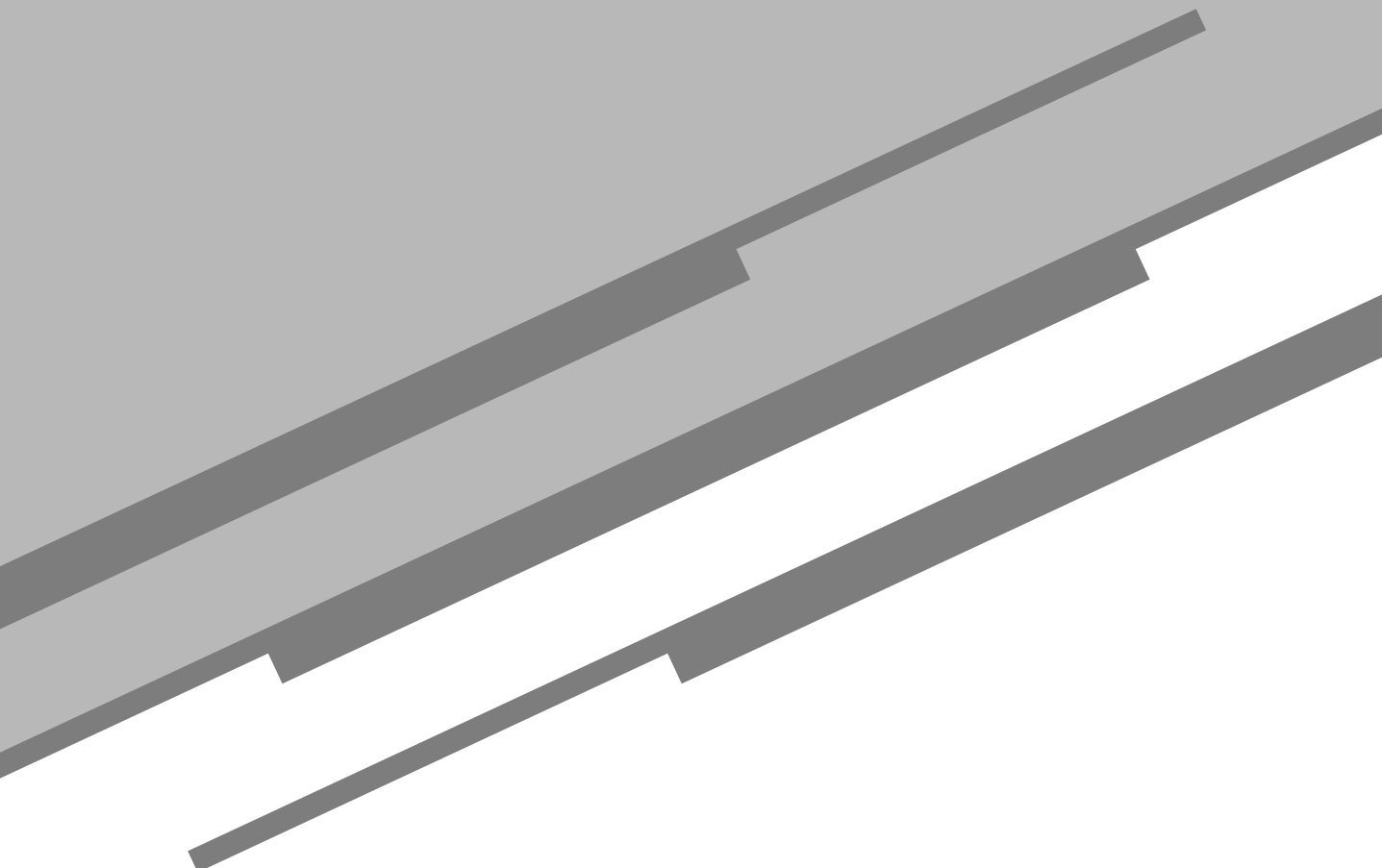
$$\frac{\Delta Q}{\Delta t} = \frac{kA(T_2 - T_1)}{L},$$

sendo a constante de proporcionalidade k a condutividade térmica, que é uma propriedade característica do material.

5. O calor pode se transmitir por contato, convecção ou radiação.

Aula 7

Conservação de energia: primeira
lei da termodinâmica



Maria Antonieta Almeida

Meta

Apresentar a primeira e a segunda leis da termodinâmica.

Objetivos

Esperamos que, ao final desta aula, você seja capaz de:

1. definir a área de estudo da termodinâmica;
2. calcular a variação da energia interna de um sistema;
3. relacionar o trabalho que o exterior realiza sobre o sistema com o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior;
4. relacionar a variação da energia interna com o calor que o exterior fornece ao sistema e com o trabalho que o exterior fornece ao sistema;
5. relacionar a variação da energia interna com o calor que o exterior fornece ao sistema e com o trabalho que o sistema fornece ao exterior;
6. descrever o que é um processo reversível;
7. escrever o trabalho de expansão ou contração que o sistema realiza sobre o exterior em um processo reversível;
8. representar no plano PV o trabalho reversível que o sistema realiza sobre o exterior;
9. descrever qualitativamente as restrições que a segunda lei da termodinâmica impõe sobre processos espontâneos.

Introdução

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 e elas podem aparecer na forma de calor ou trabalho.

A disciplina que estuda os processos nos quais 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 permite definir a temperatura; 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 realizado um estudo da primeira lei da termodinâmica e será apresentada uma pequena discussão sobre a segunda lei da termodinâmica. Consideraremos apenas os sistemas fechados. Neles não há fluxo de massa através da fronteira. Esses assuntos serão tratados nas seções “Energia interna”, “Primeira lei da termodinâmica”, “Trabalho de expansão e contração”, “Processos reversíveis” e “Comentários sobre a segunda lei da termodinâmica”. Antes da leitura de tais seções, veja se você é capaz de responder às provocações seguintes.

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 reversível. Utilize para isso a versão da primeira lei da termodinâmica com o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior.
6. Escreva a expressão da primeira lei da termodinâmica para um processo isobárico reversível. Utilize para tal a versão da primeira lei da termodinâmica com o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior para esse fim.
7. Escreva a expressão da primeira lei da termodinâmica para um processo adiabático reversível. Para esse fim, utilize a versão da primeira lei da termodinâmica com o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior.

8. O que é uma fonte quente? E uma fonte fria?
9. A primeira e a segunda leis da termodinâmica proíbem a passagem de calor de uma fonte fria para uma fonte quente sem a realização de trabalho?

Atividade 1

Atende ao Objetivo 1

Com base na introdução que você já leu, responda à seguinte pergunta:

O que a termodinâmica estuda?

Resposta Comentada

A termodinâmica estuda processos nos quais há trocas de calor e trabalho entre um sistema e o seu exterior. Ela aborda apenas os processos que iniciam e finalizam em estados de equilíbrio, e é regida por três leis: a lei zero, que permite definir temperaturas; 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.

Energia interna

O conceito de energia é, provavelmente, o 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 realizar trabalho quando se empurra um objeto etc. Há, portanto, formas de energia muito diferen-

tes: a eletromagnética, a nuclear, a mecânica, a química, a térmica etc. Em todos os casos, essa energia se manifesta na capacidade de o sistema interagir com o meio que o rodeia (ambiente externo, vizinhança), produzindo ou recebendo trabalho W ou ainda cedendo ou absorvendo calor Q . Podemos assim considerar que tanto trabalho como calor são formas de energia em trânsito.

A energia elétrica consumida nas residências é produzida nos diferentes tipos de usinas, pela transformação de diferentes tipos de energia. Nas hidrelétricas é a energia mecânica da queda da água (centrais hidrelétricas) que se transforma em energia elétrica; nas termelétricas, a energia química dos combustíveis derivados do petróleo, do gás natural e do carvão e, nas usinas nucleares, a energia nuclear proveniente da fissão dos núcleos. A energia elétrica é utilizada, por exemplo, pela dona de casa para fazer funcionar o liquidificador (trabalho) e 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 e do uso do H_2 .

Ainda no início de 2002, o Instituto Alberto Luiz Coimbra de Pós-Graduação e Pesquisa de Engenharia (Coppe), da Universidade Federal do Rio de Janeiro (UFRJ), apresentou um novo combustível, o 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. Essa energia tem, dentre outras características desejáveis, a propriedade de não deixar resíduos poluentes e de ser renovável.

Todas as outras formas de geração de energia trazem sérias perturbações ao meio ambiente, seja porque são poluentes, seja porque interferem na 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 seguro do lixo nuclear.

Já vimos na Aula 1 deste módulo 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.

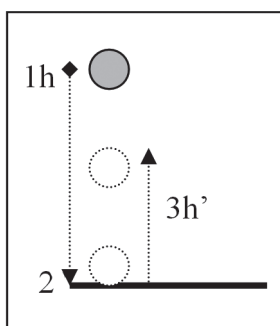


Figura 7.1: Transformação de energia da bola quando ela colide com o piso.

Para ilustrar o significado da energia interna, imaginemos uma bola largada de uma altura h (posição 1 da **Figura 7.1**). Ao colidir com o piso (posição 2 da **Figura 7.1**), ela inverte sua velocidade e atinge uma altura h' (posição 3 da **Figura 7.1**), menor do que a altura inicial. Se desprezarmos a resistência do ar, podemos dizer que a energia mecânica do centro de massa da bola permanece constante durante a sua queda, diminui durante a colisão, devido ao processo de deformação da bola, e permanece constante durante a subida dela. A energia interna da bola permanece constante durante a queda, aumenta durante a colisão e permanece constante durante a sua subida.

Como se mede a 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.

Atividade 2

Atende ao Objetivo 1

Com base na seção “Energia interna”, responda às seguintes perguntas:

1. Cite uma solução que o Brasil tem oferecido para fazer frente ao problema da poluição devido ao uso de combustíveis poluentes.

2. Na **Figura 7.1**, a energia mecânica no ponto 3 é menor do que aquela do ponto 1. Explique a diferença.

3. Expresse, com suas palavras, o conceito de energia interna de um sistema.

Repostas Comentadas

1. A produção de biodiesel, que é um novo combustível derivado do óleo de cozinha usado.

2. Nesses pontos, a energia cinética da bola é nula, por isso a energia mecânica da bola é igual à sua energia potencial gravitacional, que é mgh . Logo, a energia mecânica é maior no ponto 1 porque ele tem altura maior que o ponto 3.

3. A energia interna de um sistema é a sua energia mecânica no referencial do centro de massa.

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

$$\Delta U = Q_{\text{exterior}} + W_{\text{exterior}}(\vec{F}_{\text{nconservativas}}).$$



Leia sobre energia interna na Aula 1 deste módulo.

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 coor-

denadas termodinâmicas, isto é, que não dependem do passado do sistema, são denominadas *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 das partículas 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.

Atividade 3

Atende aos Objetivos 2 e 4

Com base na seção que você leu, “Energia interna”, responda:

Um gás está em um recipiente cujas paredes laterais são adiabáticas, e o fundo é diatérmico (**Figura 7.2**). O êmbolo também é de material adiabático. O gás é aquecido recebendo uma quantidade de calor Q em um processo no qual seu volume V permanece constante. O que acontece com a sua energia interna?

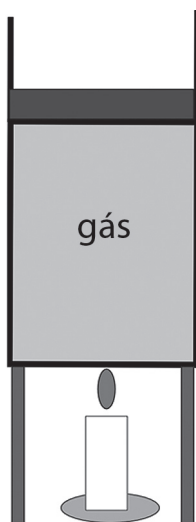


Figura 7.2: Transformação a volume constante (isovolumétrica).

Resposta Comentada

Pela primeira lei da termodinâmica, temos que:

$$\Delta U = Q_{\text{exterior}} + W_{\text{exterior}}(\vec{F}_{n \text{ conservativas}}).$$

As fronteiras do sistema formado pelo gás são as paredes do recipiente onde ele se encontra. Como as fronteiras do gás não se deslocam, o exterior não realiza trabalho sobre o gás. Logo, temos que:

$$W_{\text{exterior}}(\vec{F}_{n \text{ conservativas}}) = 0 \Rightarrow \Delta U = Q_{\text{exterior}}.$$

Observa-se um aumento da temperatura T do gás. Logo, o calor que o exterior fornece ao gás é positivo. Por isso, a energia interna do gás aumenta.

Atividade 4

Atende aos Objetivos 2 e 4

Com base no que você leu em “Energia interna”, responda a seguinte questão.

Compressão adiabática é aquela em que não existe troca de calor entre o exterior e o sistema. Um gás está em um recipiente cujas paredes e o fundo são adiatérmicos (**Figura 7.3**). O êmbolo também é de material adiatérmico. 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 e com a sua temperatura?

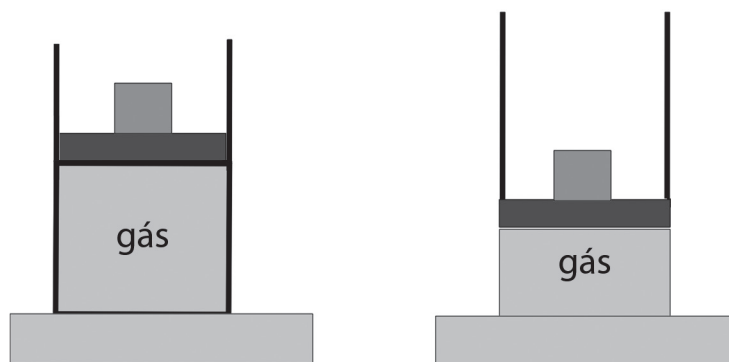


Figura 7.3: Compressão adiabática de um gás.

Resposta Comentada

Pela primeira lei da termodinâmica, temos que:

$$\Delta U = Q_{\text{exterior}} + W_{\text{exterior}}(\vec{F}_{n \text{ conservativas}})$$

Como o processo é adiabático, temos que:

$$Q_{\text{exterior}} = 0 \Rightarrow \Delta U = W_{\text{exterior}}(\vec{F}_{n \text{ conservativas}})$$

O peso desce quando o gás é comprimido. Isso significa que a sua energia potencial gravitacional diminuiu e que parte dessa energia foi transferida para o gás e se transformou em energia interna deste graças ao trabalho externo positivo que o exterior realizou sobre o gás. Isso significa que quando um gás é comprimido adiabaticamente, a sua energia interna aumenta. Por isso, a sua temperatura aumenta.

Atividade 5

Atende aos Objetivos 2 e 4

Com base na seção “Energia interna”, responda a seguinte questão.

O gás está em um recipiente com paredes adiabáticas (**Figura 7.4**). O êmbolo também é feito de material adiabático. 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 e com a sua temperatura?

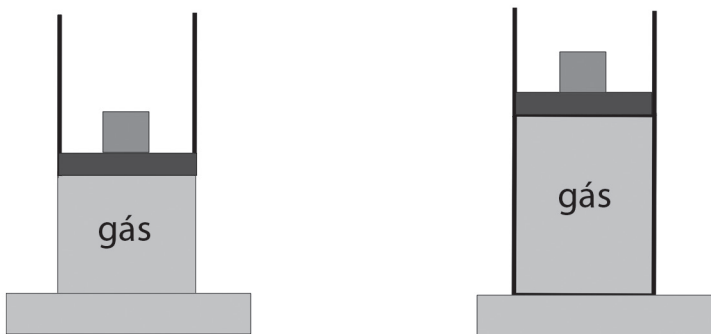


Figura 7.4: Expansão adiabática.

Resposta Comentada

Pela primeira lei da termodinâmica, temos que:

$$\Delta U = Q_{\text{exterior}} + W_{\text{exterior}}(\vec{F}_{n \text{ conservativas}}).$$

Como o processo é adiabático, temos que:

$$Q_{\text{exterior}} = 0 \Rightarrow \Delta U = W_{\text{exterior}}(\vec{F}_{n \text{ conservativas}}).$$

O peso sobe quando o gás expande. Isso significa que a sua energia potencial gravitacional aumentou graças à energia que foi transferida do gás para o peso, e isso significa que, quando um gás expande adiabaticamente, o trabalho que o exterior realiza sobre ele é negativo, o que provoca uma diminuição da sua energia interna. Por isso, a temperatura final do gás diminui.

Trabalho de expansão e contração

Sempre que o volume de um sistema varia, o exterior realiza sobre ele um trabalho. Na **Figura 7.5**, representamos um gás que se expandiu, deslocando um êmbolo.

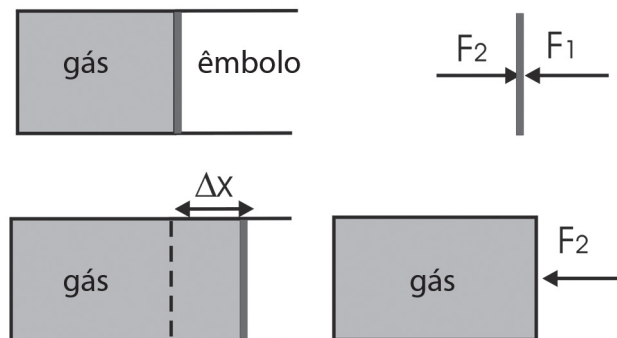


Figura 7.5: Trabalho realizado durante a expansão de um gás.

Na **Figura 7.5**, 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 $W_{\text{exterior}} = -F_2 dx$.

Quando a massa do êmbolo for desprezível, a aplicação da segunda lei de Newton a ele fornece: $F_2 - F_1 = m_e a \approx 0$. Portanto, o módulo da força que o êmbolo exerce sobre o gás é $F_2 = F_1 = p_{\text{externa}} A$.

O trabalho que o êmbolo fornece para o gás é $W_{\text{exterior}} = -p_{\text{externa}} \Delta V$. Consequentemente, temos um trabalho externo negativo $W_{\text{externo}} < 0$ quando o sistema expande, $\Delta V > 0$ e um trabalho positivo $W_{\text{externo}} > 0$ quando o sistema contrai, $\Delta V < 0$.



Quando o gás expande, o exterior recebe energia do sistema e, quando o gás é comprimido, o exterior fornece energia para o sistema.

Isso significa que, quando o sistema se expande ($W_{\text{externo}} < 0$), o exterior recebe parte da energia do sistema, e quando o sistema contrai ($W_{\text{externo}} > 0$), ele recebe energia do exterior.

No caso em que a pressão externa não 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 sistema, um deslocamento do tipo de um cilindro com êmbolo (ver **Figura 7.6**). O trabalho de expansão é a soma desses trabalhos quando dividimos a variação de volume em um número N muito grande ($N \rightarrow \infty$) de volumes ΔV_i , ou seja,

$$\begin{aligned} W_{\text{externa}} &= \lim_{N \rightarrow \infty} \sum_i^N -F_{\text{externa } i} \Delta l_i = -\lim_{N \rightarrow \infty} \sum_i^N p_{\text{externa } i} \Delta l_i \Delta A_i \\ &= -\lim_{N \rightarrow \infty} \sum_i^N p_{\text{externa } i} \Delta V_i, \end{aligned}$$

sendo $\Delta V_i = \Delta l_i \Delta A_i$.

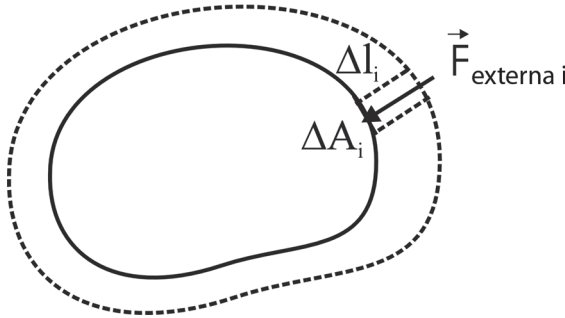


Figura 7.6: Trabalho realizado durante a expansão de um gás contra uma pressão externa.

No caso em que a pressão externa é constante, temos que:

$$W_{\text{externa}} = -\lim_{N \rightarrow \infty} \sum_i^N p_{\text{externa } i} \Delta V_i = -\lim_{N \rightarrow \infty} p_{\text{externa}} \sum_i^N \Delta V_i = -p_{\text{externa}} \Delta V$$

sendo ΔV a variação total do sistema. A pressão externa $p_{\text{externa } i}$ foi retirada do somatório porque o seu valor é constante em todos os volumes ΔV_i .

===== **Atividade 6** =====

Atende aos Objetivos 2 e 5

Com base nas seções que você já leu, “Energia interna” e “Trabalho de expansão e contração”, responda à seguinte questão.

O gás está em um recipiente com paredes laterais adiabáticas e com o fundo diatérmico (**Figura 7.7**). A temperatura inicial do gás é maior do que 0 °C. O êmbolo é de material adiabático. Um agente externo realiza as seguintes ações ao mesmo tempo:

- 1. comprime o gás colocando sobre o êmbolo um peso;
- 2. coloca um bloco de gelo em contato com o fundo do recipiente.

O que pode ocorrer com a temperatura e com a energia interna do gás?

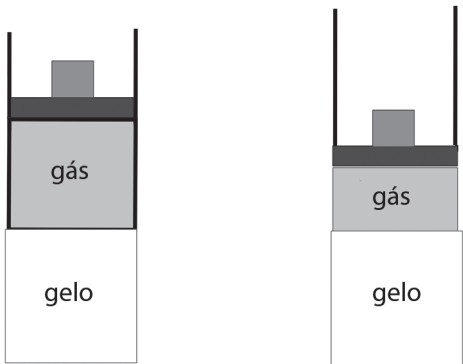


Figura 7.7: Compressão de um gás com troca de calor e trabalho.

Resposta Comentada

As fronteiras do gás são formadas pelo êmbolo móvel, pelas paredes laterais e pelo fundo do recipiente. Conforme a primeira lei da termodinâmica, temos que:

$$\Delta U = Q + W_{ext}(\vec{F}_{n \text{ conservativas}})$$

Nesse caso, o gás troca calor com o gelo e trabalho pelo êmbolo. Quando o gás é comprimido, as forças externas que atuam nas fronteiras do gás têm os mesmos sentidos dos deslocamentos dos pontos das fronteiras do gás, por isso o trabalho que o exterior realiza sobre o gás é positivo. O trabalho realizado pelo êmbolo sobre o gás ($W_{exterior} > 0$) é positivo e aumenta a energia interna do gás. No entanto, pelo contato térmico do gás com o fundo, o exterior rouba calor do gás ($Q < 0$). Logo, temos que $\Delta U = -|Q| + W_{ext}(\vec{F}_{n \text{ conservativas}})$.

Quando o trabalho que o exterior realiza sobre o gás for maior do que o módulo do calor perdido, a energia interna e a temperatura do gás aumentam. Quando o trabalho que o exterior realiza sobre o gás for menor do que o módulo do calor perdido, a energia diminui e a temperatura do gás diminui. Quando o trabalho que o exterior realiza sobre o gás for igual ao módulo do calor perdido, a energia interna e a temperatura não se modificam.



Atividade 7

Atende aos Objetivos 2 e 4

Com base nas seções “Energia interna” e “Trabalho de expansão e contração”, responda à seguinte questão.

O gás está em um recipiente com paredes laterais adiabáticas e com o fundo diatérmico (**Figura 7.8**). O êmbolo é de material adiabático. Um agente externo realiza as seguintes ações ao mesmo tempo:

1. solta o êmbolo, permitindo que ele expanda, suspendendo um peso;
2. coloca o fundo do recipiente em contato com um corpo mais quente.

O que pode ocorrer com a temperatura e com a energia interna do gás?

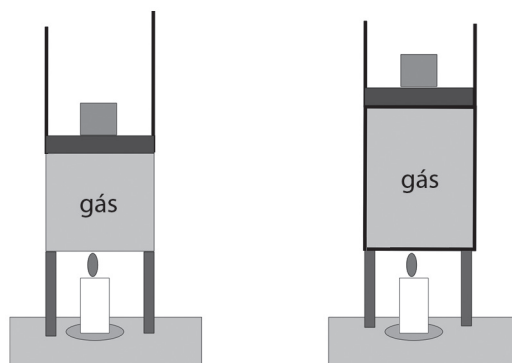


Figura 7.8: Expansão de um gás com troca de calor e trabalho.

Resposta Comentada

Nesse caso, o gás troca calor e trabalho com o exterior. Quando o gás expande, as forças externas que atuam nas fronteiras do gás têm sentidos contrários aos dos deslocamentos dos pontos dessas fronteiras; por isso, o trabalho que o exterior realiza sobre o gás é negativo. O trabalho realizado pelo êmbolo sobre o gás ($W_{\text{exterior}} < 0$) é negativo, e o calor que o gás recebe ($Q > 0$) do corpo mais quente é positivo. Logo, temos que $\Delta U = Q - \left| W_{\text{ext}} (\vec{F}_{n \text{ conservativas}}) \right|$.

Quando o módulo do trabalho que o exterior realiza sobre o gás for maior do que o calor recebido, a energia interna e a temperatura do gás diminuem. Quando o módulo do trabalho que o exterior realiza sobre o gás for menor do que o calor recebido, a energia interna e a temperatura do gás aumentam. Quando o módulo do trabalho que o exterior realiza sobre o gás for igual ao calor recebido, a energia interna e a temperatura do gás não se modificam.

Atividade 8

Atende aos Objetivos 2 e 4

Com base nas seções “Energia interna” e “Trabalho de expansão e contração”, responda à seguinte pergunta.

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?

Resposta Comentada

Quando sopramos a palma da mão com a boca aberta, o ar é empurrado para fora sem expansão. Quando sopramos a palma da mão com a boca fechada, o ar é empurrado para fora expandindo-se. Como a expansão é rápida, o processo pode ser considerado adiabático. Logo, há diminuição da sua temperatura.

Processos reversíveis

Quando um sistema troca calor e trabalho com o exterior, ele muda de estado termodinâmico. Durante a evolução do sistema entre dois estados termodinâmicos de equilíbrio, o sistema, geralmente, sai do equilíbrio termodinâmico. Nesses casos, as coordenadas termodinâmicas do sistema não são definidas.

Os processos realizados muito lentamente, em que a evolução do sistema ocorre através de estados de equilíbrio termodinâmico intermediários, podem ser caracterizados utilizando-se as coordenadas termodinâmicas dos estados de equilíbrio intermediários. Nesse caso, dizemos que o processo ocorre através de estados de quase-equilíbrio. Um exemplo desse tipo de processo está representado na **Figura 7.9**.

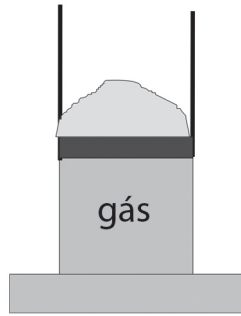


Figura 7.9: Expansão de um gás num processo de quase-equilíbrio.

Quando a pressão do gás é maior do que a atmosférica, a areia colocada sobre o êmbolo equilibra essa pressão. 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*. Neles, utilizamos a aproximação, que considera a pressão externa atuante no sistema igual à pressão do sistema. Nesse caso, o trabalho que o exterior realiza sobre o sistema pode ser reescrito da seguinte forma:

$$W_{\text{externo}} = -\lim_{N \rightarrow \infty} \sum_{i=1}^N p_i \Delta V_i,$$

sendo p_i a pressão do sistema no ponto da fronteira onde houve uma variação de volume ΔV_i .

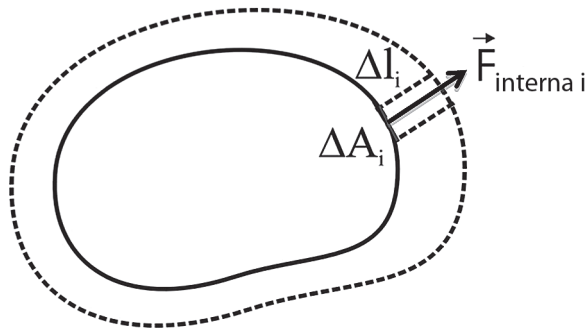


Figura 7.10: Trabalho que o sistema realiza sobre o exterior.

Definimos até agora o trabalho que as forças externas (W_{exterior}) exercem sobre os pontos da fronteira do sistema. Todavia, podemos definir também o trabalho que as forças internas (W_{sistema}) realizam sobre os pontos da fronteira do sistema. Quando este expande, as forças internas que atuam nos pontos da fronteira têm o mesmo sentido dos deslocamentos de tais pontos. Quando o sistema contrai, as forças internas que atuam nos pontos da fronteira têm sentidos contrários aos dos deslocamentos desses pontos. Por isso, o sinal do trabalho que o sistema fornece ao exterior é positivo quando o sistema expande, e negativo quando o sistema contrai.

Como existe conservação da energia e o trabalho é energia em trânsito, o módulo do trabalho que o exterior realiza sobre o sistema e o módulo do trabalho que o sistema realiza sobre o exterior têm que ser iguais. Como as forças internas e externas têm sinais contrários, os sinais desses trabalhos são opostos. Logo, temos que:

$$W_{\text{exterior}} = - W_{\text{sistema}}.$$

A primeira lei da termodinâmica pode ser reescrita utilizando-se o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior:

$$\Delta U = Q - W_{\text{sistema}}.$$

Historicamente, a primeira lei surgiu com as máquinas térmicas. Uma máquina térmica 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.

Para os processos reversíveis, o trabalho que o sistema fornece para o exterior é dado por:

$$W_{\text{sistema}} = \lim_{N \rightarrow \infty} \sum_{i=1}^N p_i \Delta V_i,$$

sendo p_i a pressão do sistema de um ponto de sua fronteira associada à variação de volume ΔV_i gás.

Atividade 9

Atende aos Objetivos 2, 4, 5 e 6

Com base nas seções que você leu, “Energia interna”, “Primeira lei da termodinâmica”, “Processos reversíveis” e “Trabalho de expansão e contração”, faça a seguinte questão.

1. De acordo com a lei da conservação da energia, quando um sistema ganha energia, o seu meio exterior perde. Essas energias têm sinais opostos, mas têm o mesmo módulo. Sabemos também que o calor e o trabalho são energias em trânsito. Partindo dessas informações, responda aos seguintes itens.

a) Relacione o trabalho W_{ext} que o exterior fornece ao sistema com o trabalho que o sistema W_{sist} fornece para o exterior.

b) Quando o exterior exerce um trabalho sobre o sistema de forma que a sua energia interna aumenta, qual o sinal de W_{ext} ? Qual o sinal de W_{sist} ?

c) Quando o exterior rouba trabalho do sistema de forma que a sua energia interna diminui, qual o sinal de W_{ext} ? Qual o sinal de W_{sist} ?

d) Relacione o calor Q_{ext} que o exterior fornece ao sistema com o calor que o sistema fornece para o exterior.

e) Quando o exterior fornece calor para o sistema de forma que a sua energia interna aumenta, qual o sinal de Q_{ext} ? Qual o sinal de Q_{sist} ?

f) Quando o exterior rouba calor do sistema de forma que a sua energia interna diminui, qual o sinal de Q_{ext} ? Qual o sinal de Q_{sist} ?

g) Na lei da conservação da energia para um sistema de partículas ($\Delta U = Q_{\text{ext}} + W_{\text{ext}}$), apresentada na Aula 1 deste módulo, a variação da energia interna ΔU foi relacionada com o calor e com o trabalho que o

exterior fornece ao sistema. A termodinâmica teve um grande desenvolvimento com as máquinas térmicas. Em uma máquina térmica, o exterior fornece calor para a máquina (sistema) e a máquina fornece trabalho para o exterior. Por isso, é mais comum relacionar a variação da energia interna com o calor que o exterior fornece ao sistema e o trabalho que o sistema fornece ao exterior. Reescreva a variação da energia interna em função do calor que o exterior fornece ao sistema e o trabalho que o sistema fornece ao exterior.

Respostas Comentadas

1.

a) Como na interação entre o sistema e o exterior a energia do universo (sistema + exterior) tem que se conservar, o trabalho que o exterior realiza sobre o sistema e o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior têm que ter módulos iguais e sinais contrários: $W_{\text{sist}} = -W_{\text{ext}}$.

b) A variação de energia interna do sistema é dada por: $\Delta U = Q_{\text{ext}} + W_{\text{ext}}$. Para que o exterior exerça um trabalho sobre o sistema que aumente a sua energia interna, o sinal do trabalho W_{ext} , que o exterior exerce sobre o sistema, tem que ser positivo. Logo, o trabalho W_{sist} que o sistema realiza sobre o sistema é negativo.

c) Quando o exterior rouba trabalho do sistema de forma que a sua energia interna diminui, o sinal do trabalho W_{ext} , que o exterior exerce sobre o sistema, tem que ser negativo. Logo, o trabalho W_{sist} que o sistema realiza sobre o sistema é positivo.

d) Pela conservação da energia, o calor que o exterior fornece para o sistema e o calor que o sistema fornece para o exterior têm que ter módulos iguais e sinais contrários, isto é, $Q_{\text{ext}} = -Q_{\text{sist}}$.

e) Quando a energia interna do sistema aumenta na troca de calor com o exterior, o sinal de Q_{ext} é positivo e o de Q_{sist} é negativo.

f) Quando a energia interna do sistema diminui na troca de calor com o exterior, o sinal de Q_{ext} é negativo e o de Q_{sist} é positivo.

g) A primeira lei da termodinâmica reescrita em termos do calor que o exterior fornece ao sistema e em termos do trabalho que o sistema fornece ao exterior se reduz a $\Delta U = Q_{\text{exterior}} - W_{\text{sistema}}$.



Atividade 10

Atende aos Objetivos 2, 4, 5 e 6

Com base nas seções que você leu, “Energia interna”, “Primeira lei da termodinâmica”, “Processos reversíveis” e “Trabalho de expansão e contração”, responda a seguinte questão.

1. Suponha que um sistema passe de um estado de equilíbrio (termodinâmico) para outro estado de equilíbrio (termodinâmico), trocando energia com a sua vizinhança, ou seja, com o meio exterior. Fazendo uso do princípio da conservação da energia escrito da forma $\Delta U = Q_{\text{ext}} - W_{\text{sist}}$, calcule a variação ΔU da energia (interna) do sistema nos seguintes casos.

a) O sistema absorve 100 cal de calor do meio exterior e realiza um trabalho de 200 J sobre esse meio. Considere $1 \text{ cal} = 4,2 \text{ J}$.

b) O sistema absorve 100 cal de calor do meio exterior e um trabalho de 200 J é realizado sobre o sistema.

c) O sistema libera 100 cal de calor para o meio exterior e um trabalho de 200 J é realizado sobre o sistema.

Respostas Comentadas

Pela primeira lei da termodinâmica, temos que:

$$\Delta U = Q_{ext} - W_{sis}.$$

a) Se o sistema absorve calor do exterior, esse calor fornecido ao sistema é positivo. Se o sistema realiza trabalho sobre o exterior, o trabalho do sistema é positivo. Logo, temos que:

$$Q_{ext} = 100\text{cal} = 420\text{J}, W_{sis} = 200\text{J}, \Delta U = 420\text{J} - 200\text{J} = 220\text{J}$$

b) Se o sistema absorve calor do exterior, esse calor fornecido ao sistema é positivo. Se o exterior realiza trabalho sobre o sistema, o trabalho do sistema é negativo. Logo, temos que:

$$Q_{ext} = 100\text{cal} = 420\text{J}, W_{sist} = -200\text{J}, \Delta U = 420\text{J} - (-200\text{J}) = 620\text{J}$$

c) Se o sistema libera calor para o exterior, o calor que o exterior fornece ao sistema é negativo. Se o exterior realiza trabalho sobre o sistema, o trabalho do sistema é negativo. Logo, temos que:

$$Q_{ext} = -100\text{cal} = -420\text{J}, W_{sist} = -200\text{J}, \Delta U = -420\text{J} - (-200\text{J}) = -220\text{J}$$



Representação do trabalho reversível no plano p versus V

Já vimos que somente os processos reversíveis 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 desse tipo de processo está reapresentado na **Figura 7.11**, a seguir:

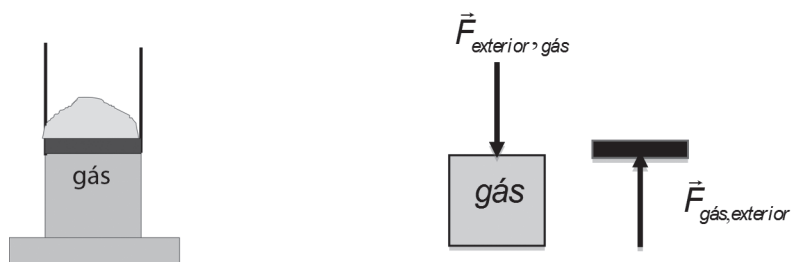


Figura 7.11: Expansão de um gás num processo de quase-equilíbrio.

Na ilustração seguinte (**Figura 7.12**), estão representados os volumes e as pressões dos estados de equilíbrio termodinâmico intermediários associados ao processo da **Figura 7.11**.

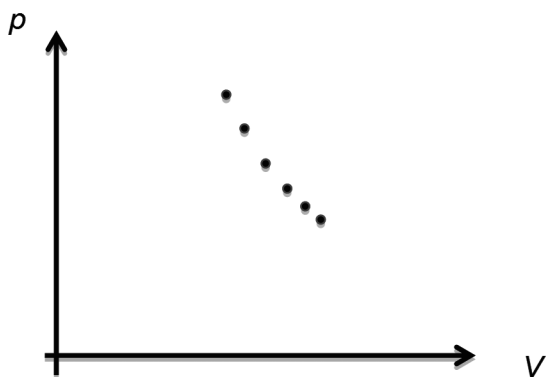


Figura 7.12: Representação dos estados de quase-equilíbrio de um processo reversível no plano pV .

Na **Figura 7.13**, a seguir, as alturas dos retângulos são as pressões do gás nos seus estados de equilíbrio, e as bases dos retângulos são as variações do volume do gás quando um grão é retirado. Como o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior é dado por:

$$W_{\text{sistema}} = p_1 \Delta V_1 + \dots + p_6 \Delta V_6,$$

a soma das áreas dos retângulos representa, aproximadamente, o trabalho que o gás realiza sobre o exterior.

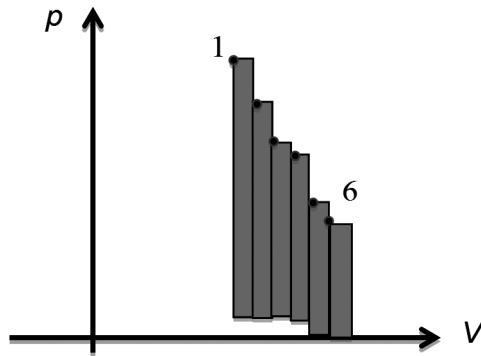


Figura 7.13: A soma das áreas dos retângulos oferece um valor aproximado do trabalho que o sistema fornece para o exterior.

Quando o número N de grãos fica muito grande ($N \rightarrow \infty$) e o peso dos grãos fica muito pequeno, o processo de expansão do gás pode ser representado por uma curva contínua, e o módulo do trabalho pela área sob a curva (**Figura 7.14**).

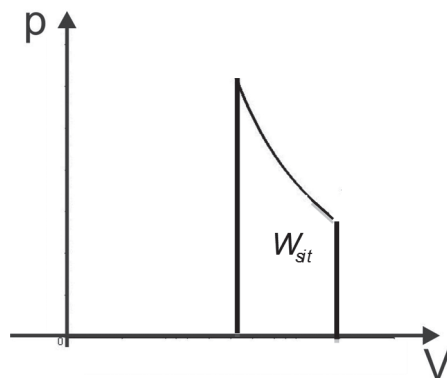


Figura 7.14: A área sob a curva que representa o processo reversível no plano pV fornece o valor do trabalho que o sistema realiza sobre o exterior.

Os argumentos utilizados para mostrar que o trabalho que o gás realiza sobre o exterior em um processo reversível é a área sob a curva no plano p versus V . Esse raciocínio pode ser utilizado em qualquer processo reversível e em qualquer sistema termodinâmico. Logo, podemos dizer que a área sob a curva que representa um processo reversível no plano p versus V é o módulo do trabalho que o sistema realiza sobre o exterior. O sinal do trabalho é positivo se o sistema expande, e é negativo se o sistema contrai.

Atividade 11

Atende aos Objetivos 6, 7 e 8

Com base nas seções que você leu, “Processos reversíveis”, “Trabalho de expansão e contração” e “Representação do trabalho reversível no plano p versus V ”, faça a seguinte questão.

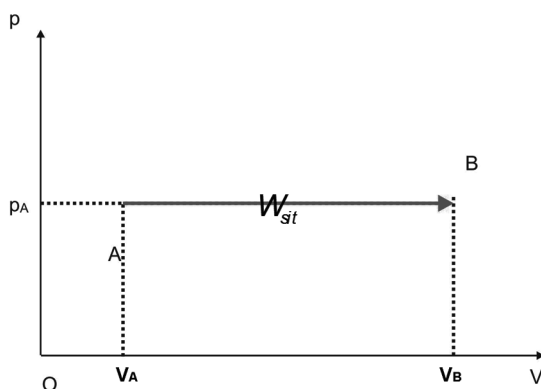


Figura 7.15: Representação do trabalho que um gás fornece para o exterior em uma expansão isobárica reversível do gás.

A **Figura 7.15** mostra um gás se expandindo contra uma pressão externa constante em um processo reversível. A pressão inicial do gás é p_A , o volume inicial do gás é V_A e o volume final do gás é $V_B = 2V_A$. Calcule o trabalho que o gás realiza sobre o exterior.

Resposta Comentada

O módulo do trabalho que o sistema realiza sobre o exterior é a área sob a curva da **Figura 7.15**. Logo, temos que:

$$|W_{\text{sistema}}| = p_A (V_B - V_A) = p_A (2V_A - V_A) = p_A V_A.$$

Como o gás está se expandindo, esse trabalho é positivo, isto é,

$$W_{\text{sistema}} = p_A V_A.$$

Atividade 12

Atende aos Objetivos 6, 7 e 8

Com base em “Processos reversíveis”, “Trabalho de expansão e contração” e “Representação do trabalho reversível no plano *p versus V*”, responda a seguinte questão:

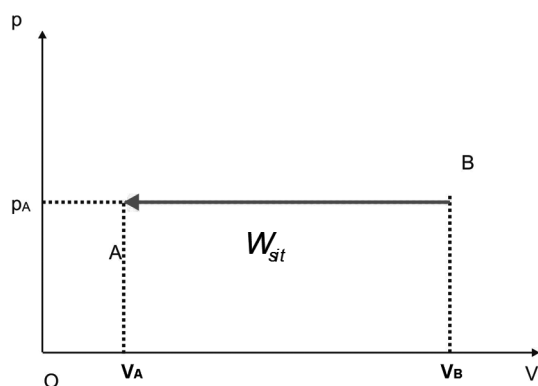


Figura 7.16: Representação do trabalho que um gás fornece para o exterior em uma compressão isobárica reversível do gás.

A **Figura 7.16** mostra um gás sendo comprimido por uma pressão externa constante em um processo reversível. A pressão inicial do gás é p_A , o volume inicial do gás é $V_B = 2V_A$ e seu volume final é V_A . Calcule o trabalho que o gás realiza sobre o exterior.

Resposta Comentada

O módulo do trabalho que o sistema realiza sobre o exterior é a área sob a curva da **Figura 7.16**. Logo, temos que:

$$|W_{\text{sistema}}| = p_A (V_B - V_A) = |p_A (2V_A - V_A)| = p_A V_A.$$

Como o gás está se contraindo, esse trabalho é negativo, isto é,

$$W_{\text{sistema}} = -p_A V_A.$$



Atividade 13

Atende aos Objetivos 6, 7 e 8

Com base nas seções que você leu, “Processos reversíveis”, “Trabalho de expansão e contração” e “Representação do trabalho reversível no plano p versus V ”, faça a seguinte questão.

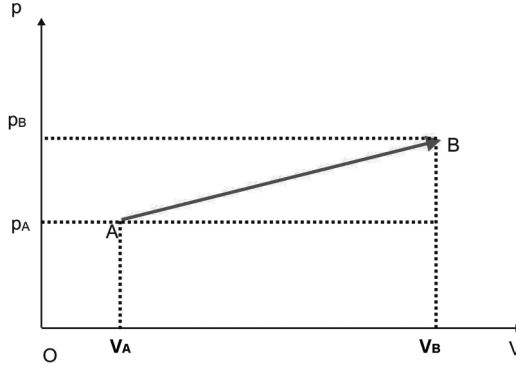


Figura 7.17: Representação do trabalho que um gás fornece para o exterior em uma expansão reversível do gás, representada pela reta AB.

A **Figura 7.17** mostra um gás se expandindo em processo reversível, no qual a pressão varia linearmente com volume ($p = C_1 V + C_2$). A pressão inicial do gás é p_A , a final é $p_B = 2p_A$, o volume inicial do gás é V_A e o final é $V_B = 2V_A$. Calcule o trabalho que o gás realiza sobre o exterior.

Resposta Comentada

O módulo do trabalho que o sistema realiza sobre o exterior é a área sob a curva da **Figura 7.15**. A área sob a curva é a soma das áreas do retângulo e do triângulo.

A **Figura 7.15** mostra que as áreas do triângulo e do retângulo são dadas por:

$$A_{\text{triângulo}} = \frac{(V_B - V_A)(p_B - p_A)}{2} = \frac{(2V_A - V_A)(2p_A - p_A)}{2} = \frac{p_A V_A}{2},$$

$$A_{\text{retângulo}} = (V_B - V_A)(p_B - p_A) = (2V_A - V_A)(2p_A - p_A) = p_A V_A.$$

Logo, temos o módulo de trabalho que o gás fornece para o exterior dado por:

$$|W_{\text{sistema}}| = A_{\text{triângulo}} + A_{\text{retângulo}} = p_A V_A + \frac{p_A V_A}{2} = \frac{3p_A V_A}{2}.$$

Como o gás está se expandindo, esse trabalho é positivo, isto é,

$$W_{\text{sistema}} = \frac{3p_A V_A}{2}.$$

Atividade 14

Atende aos Objetivos 2, 6, 7 e 8

Com base nas seções que você já leu, “Primeira lei da termodinâmica”, “Processos reversíveis”, “Trabalho de expansão e contração” e “Representação do trabalho reversível no plano p versus V ”:

1. Escreva a expressão da primeira lei da termodinâmica para um processo isovolumétrico reversível. Utilize a versão da primeira lei da termodinâmica com o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior.
2. Escreva a expressão da primeira lei da termodinâmica para um processo isobárico reversível. Utilize a versão da primeira lei da termodinâmica com o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior.
3. Escreva a expressão da primeira lei da termodinâmica para um processo adiabático reversível. Utilize a versão da primeira lei da termodinâmica com o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior.

Respostas Comentadas

1. Em um processo reversível, o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior é igual a $W_{\text{sistema}} = \lim_{N \rightarrow \infty} \sum_{i=1}^N p_i \Delta V_i$. Como em um processo

isovolumétrico a variação do volume do sistema é nula, o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior é nulo, e a variação da energia interna é igual ao calor que o exterior fornece ao sistema, isto é, $\Delta U_{\text{isovolumétrico}} = Q$.

2. Em um processo reversível, o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior, quando a pressão do sistema é constante, é igual a $W_{\text{sistema}} = p\Delta V$. Logo, no processo isobárico reversível, a variação da energia interna do sistema é dada por: $\Delta U_{\text{isobárico}} = Q - p\Delta V$.

3. Em um processo reversível, o trabalho que o sistema realiza sobre o exterior é igual a $W_{\text{sistema}} = \lim_{N \rightarrow \infty} \sum_{i=1}^N p_i \Delta V_i$. Em um processo adiabático reversível, o calor que o exterior fornece ao sistema é nulo. Logo, a primeira lei da termodinâmica se reduz a $\Delta U_{\text{adiabático}} = -W_{\text{sistema}}$.

Comentários sobre a segunda lei da termodinâmica

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. A lei que impede tal processo é a segunda lei da termodinâmica. 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 no sentido da temperatura mais alta para a mais baixa; ou seja, quando dois corpos, inicialmente em temperaturas diferentes, são colocados em contato térmico, existe de maneira natural, 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 corpo mais frio para o mais quente que, como bem sabemos, é 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.

O enunciado da segunda lei da termodinâmica requer os conceitos de *fonte quente* e de *fonte fria*. Fonte quente é um sistema que fornece calor para o exterior sem com ele trocar trabalho e sem alterar a sua temperatura, e fonte fria é um sistema que recebe calor do exterior, também sem com ele trocar trabalho e sem alterar a sua temperatura. Logo, as variações das energias internas das fontes frias e quentes são sempre iguais ao calor trocado com o exterior, isto é, $\Delta U_{\text{fonte}} = Q$. O ar que envolve os corpos e a água do mar funcionam, em alguns casos, como fontes frias ou quentes.

A seguir, são apresentados os dois enunciados equivalentes da segunda lei da termodinâmica:

Primeiro enunciado:

“É impossível existir um processo na natureza cujo único efeito seja transferir calor de uma fonte fria para uma fonte quente”.

Segundo enunciado:

“É impossível existir um processo na natureza cujo único efeito seja o de transformar uma quantidade de calor completamente em trabalho”.

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, 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. A entropia tem uma interpretação microscópica. Ela está relacionada à probabilidade de se encontrar o sistema em um determinado microestado. Eis o terceiro enunciado da segunda lei da termodinâmica:

“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.

É possível demonstrar que os três enunciados da segunda lei da termodinâmica apresentados anteriormente são equivalentes.

Atividade 15

Atende ao Objetivo 9

Com base na seção que você leu, “Comentários sobre a segunda lei da termodinâmica”, responda:

1. O que é uma fonte quente? E uma fonte fria?

2. A primeira e a segunda leis da termodinâmica proíbem a passagem de calor de uma fonte fria para uma fonte quente sem a realização de trabalho?

Resposta Comentada

1. Fonte quente é um sistema que fornece calor para o exterior sem com ele trocar trabalho e sem alterar a sua temperatura. Fonte fria é um sistema que recebe calor do exterior sem trocar trabalho e sem alterar a sua temperatura. As variações das energias internas das fontes frias e quentes são sempre iguais ao calor trocado com o exterior, isto é, $\Delta U_{\text{fonte}} = Q$. O ar que envolve os corpos e a água do mar funcionam, em alguns casos, como fontes frias ou quentes.

2. A passagem de igual quantidade de calor de uma fonte fria para uma fonte quente é permitida pela primeira lei da termodinâmica porque ela não viola o princípio da conservação da energia. Todavia, ela é proibida pela segunda lei da termodinâmica.

Conclusão

Nesta aula, estudamos a primeira da lei da termodinâmica e conhecemos sua segunda lei. Vimos que a primeira lei garante a obediência ao princípio da conservação da energia nos processos termodinâmicos e que a segunda está relacionada a processos espontâneos. Aprendemos a calcular os trabalhos de expansão e contração e entendemos o que é um processo reversível. Na próxima aula, estudaremos alguns aspectos da termodinâmica dos gases ideais.

Resumo

1. A primeira lei da termodinâmica é o princípio da conservação da energia acrescido da afirmativa de que a energia interna é uma função de estado. Ela pode ser escrita das seguintes formas:

$$\Delta U = Q + W_{\text{exterior}} \quad \text{ou} \quad \Delta U = Q - W_{\text{sistema}},$$

sendo Q o calor que o exterior fornece para o sistema, W_{exterior} o trabalho que o exterior fornece ao sistema e W_{sistema} o trabalho que o sistema fornece ao exterior.

2. O trabalho que o exterior fornece ao sistema pode ser escrito da seguinte forma:

$$W_{\text{externo}} = -\lim_{N \rightarrow \infty} \sum_{i=1}^N p_{\text{externa}, i} \Delta V_i,$$

sendo $p_{\text{externa}, i}$ a pressão externa no ponto da fronteira onde houve uma variação de volume ΔV_i . Quando a pressão externa é constante, o trabalho que o exterior fornece ao sistema é dado por:

$$W_{\text{externo}} = -p_{\text{externa}} \Delta V$$

O trabalho que o sistema fornece ao exterior é dado por:

$$W_{\text{sistema}} = -W_{\text{exterior}} = \lim_{N \rightarrow \infty} \sum_{i=1}^N p_{\text{externa}, i} \Delta V_i.$$

Quando a pressão externa é constante, o trabalho que o sistema fornece ao exterior é dado por:

$$W_{\text{sistema}} = p_{\text{externa}} \Delta V.$$

3. Em processos reversíveis, a pressão externa pode ser considerada igual à do sistema. Nesse caso, o trabalho que o sistema fornece ao exterior é dado por:

$$W_{\text{sistema}} = -W_{\text{exterior}} = \lim_{N \rightarrow \infty} \sum_{i=1}^N p_i \Delta V_i.$$

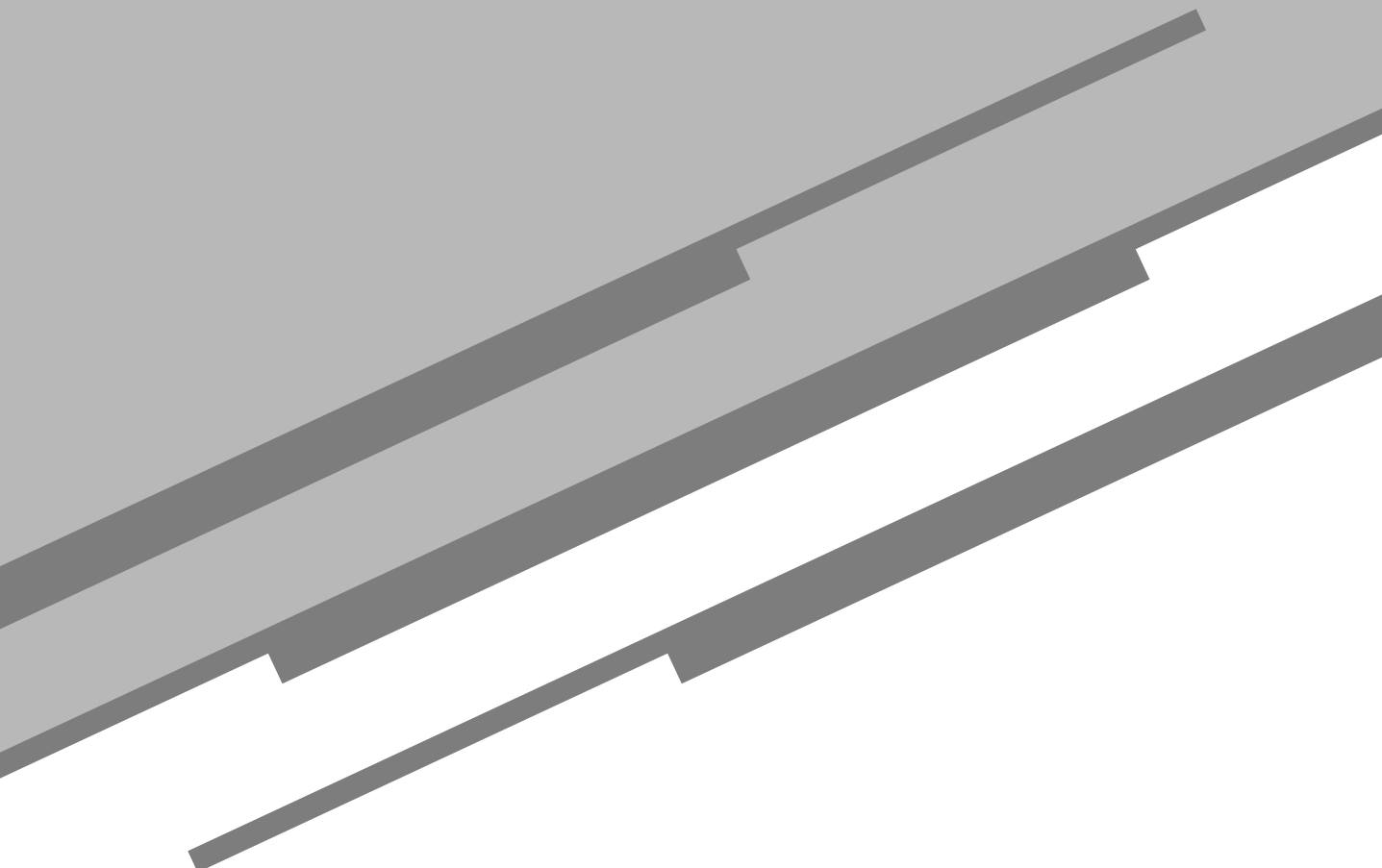
Em um processo reversível, quando a pressão do sistema é constante, o trabalho que o sistema fornece ao exterior é dado por:

$$W_{\text{sistema}} = p \Delta V$$

4. Em um processo reversível, o módulo do trabalho que o sistema fornece ao exterior é a área sob a curva que representa o processo reversível no plano pV. O trabalho será positivo se o sistema estiver se expandindo, e negativo se ele estiver se contraindo.
5. Fonte quente é um sistema que fornece calor para o exterior sem com ele trocar trabalho e sem alterar a sua temperatura, e fonte fria é um sistema que recebe calor do exterior sem trocar trabalho com ele e sem alterar a sua temperatura, isto é, as variações das energias internas das fontes frias e quentes são sempre iguais ao calor trocado com o exterior, o que significa que $\Delta U_{\text{fonte}} = Q$. O ar que envolve os corpos e a água do mar funcionam, em alguns casos, como fontes frias ou quentes.
6. Existem processos termodinâmicos que obedecem à primeira lei da termodinâmica, mas não ocorrem espontaneamente na natureza porque são proibidos pela segunda lei da termodinâmica. Os enunciados equivalentes da segunda lei são: “É impossível existir um processo na natureza cujo único efeito seja o de transferir calor de uma fonte fria para uma fonte quente” ou “É impossível existir um processo na natureza cujo único efeito seja o de transformar uma quantidade de calor completamente em trabalho” ou ainda “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.”

Aula 8

Termodinâmica dos gases ideais



Maria Antonieta Almeida

Meta

Apresentar aspectos importantes da termodinâmica dos gases ideais.

Objetivos

Esperamos que, ao final desta aula, você seja capaz de:

1. escrever, para os gases ideais, as equações de estado dos processos isotérmicos, isobáricos, isovolumétricos e adiabáticos reversíveis;
2. representar no plano pV , no caso dos gases ideais, as curvas dos processos isotérmicos, isobáricos, isovolumétricos e adiabáticos reversíveis;
3. calcular, para os gases ideais, os trabalhos e o calores dos processos isotérmicos, isobáricos, isovolumétricos e adiabáticos reversíveis;
4. calcular a variação da energia interna de um gás ideal;
5. relacionar, para os gases ideais, as capacidades caloríficas molares a volume e a pressão constantes;
6. calcular, para os gases ideais, o rendimento de alguns ciclos.

Introdução

O gás ideal é um sistema termodinâmico simples. Por isso, é comum utilizá-lo para ilustrar os conceitos e as leis da termodinâmica. Nesta aula, aprenderemos, para o gás ideal, a expressão da energia interna e as equações de estado de alguns processos reversíveis simples. Esse assunto será tratado na seção “Termodinâmica dos gases ideais”.

Antes da leitura desta aula, veja se você é capaz de responder às perguntas seguintes.

1. Ainda no caso dos gases ideais, quais são as equações que definem os processos isotérmicos, isobáricos, isovolumétricos e adiabáticos reversíveis?
2. Ainda no caso dos gases ideais, desenhe, no plano pV , as curvas que representam os processos isotérmicos, isobáricos, isovolumétricos e adiabáticos reversíveis. Suponha que nesses processos os gases evoluíram entre os estados i e f , com coordenadas termodinâmicas conhecidas.
3. Quais as expressões, para os gases ideais, das variações de energia interna nos processos isotérmicos, isobáricos, isovolumétricos e adiabáticos reversíveis? Suponha que nesses processos os gases evoluíram entre os estados i e f , com coordenadas termodinâmicas conhecidas, e que a capacidade calorífica molar a volume constante do gás seja também conhecida.
4. Para os gases ideais, qual a relação entre a capacidade calorífica molar a volume constante e a pressão constante?
5. Quais as expressões, para os gases ideais, dos trabalhos que o gás fornece ao exterior nos processos isotérmicos, isobáricos, isovolumétricos e adiabáticos reversíveis? Suponha que nesses processos os gases evoluíram entre os estados i e f , com coordenadas termodinâmicas conhecidas.
6. Quais as expressões, para os gases ideais, dos calores que o exterior fornece ao gás nos processos isotérmicos, isobáricos, isovolumétricos e adiabáticos reversíveis? Suponha que nesses processos os gases evoluíram entre os estados i e f , com coordenadas termodinâmicas conhecidas, e que a capacidade calorífica molar a volume constante do gás também seja conhecida.

Termodinâmica do gás ideal

Equações de estados dos processos isovolumétricos, isobáricos, isotérmicos e adiabáticos reversíveis

Em um sistema fechado e homogêneo com volume V , todos os pontos do sistema têm pressões e temperaturas iguais. A equação de estado do sistema relaciona V , T e p de forma que o estado de equilíbrio do sistema fica completamente determinado quando fornecemos: ou m , p e V ou m , p e T ; ou então m , V e T , sendo m a massa total do sistema. Logo, esse sistema tem apenas três coordenadas termodinâmicas. Por exemplo, no caso em que o sistema fechado é um gás ideal, a sua equação de estado ($pV = nRT$) mostra que, se fornecemos n , p e V , a temperatura fica determinada.

A definição de *processo termodinâmico reversível* em um sistema homogêneo fechado requer uma nova restrição sobre as coordenadas termodinâmicas. Essa restrição é representada por uma nova equação. Nesse caso, os estados termodinâmicos percorridos durante o processo ficam completamente determinados quando fornecemos n e p , ou n e T , ou ainda n e V . A seguir são apresentadas as relações entre as coordenadas termodinâmicas de alguns processos reversíveis que podem ocorrer com gases ideais.

No processo isovolumétrico reversível que se inicia no estado termodinâmico com volume V_i , o volume do gás é constante. Nesse caso, o gás ideal tem que satisfazer às seguintes equações:

$$\begin{cases} V = V_i \\ pV = nRT \end{cases} \Rightarrow p = \frac{nRT}{V_i} = CT,$$

sendo a constante C dada por $C = \frac{nR}{V_i}$. Nesse caso, observamos que, durante o processo, existe uma relação linear entre a pressão e a temperatura do gás. Logo, se fornecermos a temperatura do gás em um estado qualquer do processo, a sua pressão fica determinada.

No processo isobárico reversível que se inicia no estado termodinâmico com pressão p_i , o gás ideal tem que satisfazer às seguintes equações:

$$\begin{cases} p = p_i \\ pV = nRT \end{cases} \Rightarrow V = \frac{nRT}{p_i} = CT,$$

sendo a constante C dada por $C = \frac{nR}{p_i}$. Nesse caso, observamos que, durante o processo, existe uma relação linear entre o volume e a temperatura do gás. Logo, se fornecermos a temperatura do gás em um estado qualquer do processo, o seu volume fica também determinado.

No processo isotérmico reversível que se inicia no estado termodinâmico com temperatura T_i , o gás ideal tem que satisfazer às seguintes equações:

$$\begin{cases} T = T_i \\ pV = nRT \end{cases} \Rightarrow V = \frac{nRT_i}{p} = \frac{C}{p},$$

sendo a constante C dada por $C = nRT_i$. Nesse caso, a pressão é inversamente proporcional ao volume. Logo, se fornecermos o volume do gás em um estado qualquer do processo, a sua pressão fica determinada.

No processo adiabático reversível que se inicia no estado termodinâmico, com a pressão e a temperatura respectivamente iguais a p_i e V_i , o gás ideal tem que satisfazer às seguintes equações: $p = \frac{p_i V_i^\gamma}{V^\gamma}$ e $pV = nRT$,

sendo γ a constante adiabática do gás ideal. A constante adiabática do gás ideal é dada por: $\gamma = \frac{\bar{c}_p}{\bar{c}_v}$,

sendo \bar{c}_v e \bar{c}_p , respectivamente, as capacidades caloríficas molares do gás a volume e a pressão constantes. A capacidade calorífica molar é a quantidade de calor que se deve fornecer a um mol de gás ideal para que ele aumente a sua temperatura em um grau Kelvin (ou um grau Celsius).



A equação do processo adiabático reversível foi colocada sem demonstração porque ela só pode ser obtida com cálculo diferencial e integral, que não faz parte da ementa desta disciplina e não é pré-requisito para ela.

Atividade 1

Atende ao Objetivo 1

Com base no que você leu, responda quais são as equações, no caso dos gases ideais, que definem os processos isotérmicos, isobáricos, isovolumétricos e adiabáticos reversíveis?

Resposta Comentada

As equações que definem os processos isotérmicos, isobáricos, isovolumétricos e adiabáticos reversíveis estão a seguir.

- Processo isovolumétrico reversível: $V = \frac{nRT}{p} = V_i$.
- Processo isobárico reversível: $p = \frac{nRT}{V} = p_i$.
- Processo isotérmico reversível: $T = \frac{pV}{nR} = T_i$.
- Processo adiabático reversível: $pV^\gamma = p_i V_i^\gamma$.

Atividade 2

Atende ao Objetivo 1

Com base no que você leu, demonstre que a equação do processo reversível adiabático pode ser reescrita da seguinte forma:

$$V = \left(\frac{T_i}{T} \right)^{\frac{1}{\gamma-1}} V_i$$

Resposta Comentada

A equação do processo adiabático reversível é $pV^\gamma = p_i V_i^\gamma$.

A equação de estado do gás ideal permite escrever a pressão como função da temperatura, isto é, $p = \frac{nRT}{V}$. Logo, temos que:

$$\frac{nRT}{V} V^\gamma = \frac{nRT_i}{V_i} V_i^\gamma \Rightarrow T V^{\gamma-1} = T_i V_i^{\gamma-1} \Rightarrow V^{\gamma-1} = V_i^{\gamma-1} \frac{T_i}{T} \Rightarrow V = \left(\frac{T_i}{T} \right)^{\frac{1}{\gamma-1}} V_i.$$

Curvas no plano pV dos processos isovolumétricos, isobáricos e adiabáticos reversíveis

As curvas que representam processos reversíveis no plano pV são aquelas associadas às funções que descrevem os processos.

A função que descreve o processo isovolumétrico de um gás ideal é $V = V_i$, sendo V_i o volume inicial do sistema. Logo, a curva que representa esse processo no plano pV é uma reta vertical iniciada no ponto com coordenadas p_i e V_i , conforme a **Figura 8.1**.

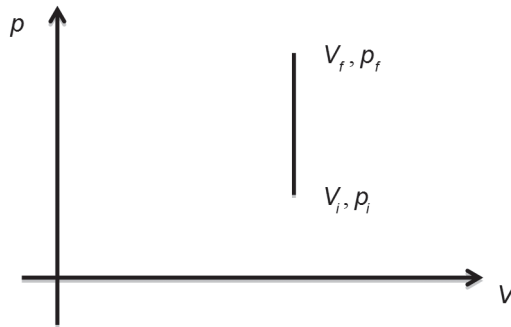


Figura 8.1: Curva do processo isovolumétrico que inicia no estado de equilíbrio, com coordenadas V_i, p_i , e finaliza no estado com coordenadas V_f, p_f .

A função que descreve o processo isobárico de um gás ideal é $p = p_i$, sendo p_i o volume inicial do sistema. Logo, a curva que representa esse processo no plano pV é uma reta horizontal que inicia no ponto com coordenadas p_i e V_i , conforme a **Figura 8.2**.

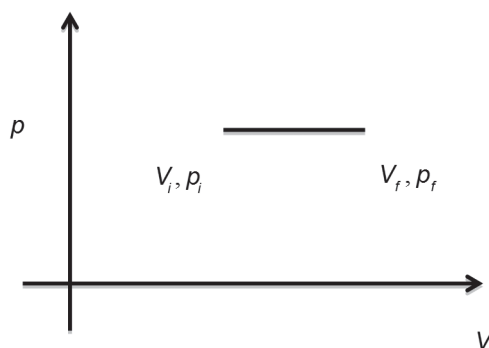


Figura 8.2: Curva do processo isobárico que inicia no estado de equilíbrio, com coordenadas V_i, p_i , e finaliza no estado com coordenadas V_f, p_f .

A função que descreve o processo isotérmico de um gás ideal no plano pV é $p = \frac{C}{V}$, sendo $C = nRT_i$ e T_i a temperatura inicial do sistema. Logo, a curva que representa esse processo no plano pV é uma hipérbole que inicia no ponto com coordenadas p_i e V_i , conforme a **Figura 8.3**.

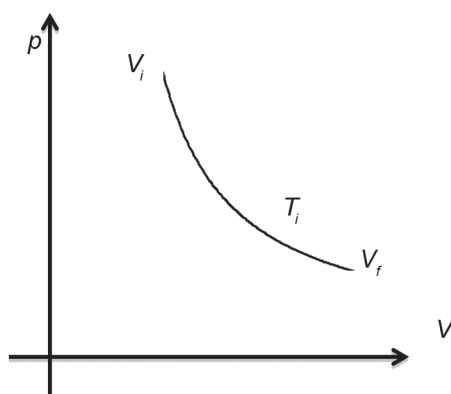


Figura 8.3: Curva do processo isotérmico que inicia no estado de equilíbrio com coordenadas V_i, p_i e finaliza no estado com coordenadas V_f, p_f .

À medida que a temperatura aumenta, as hipérboles que representam os processos isotérmicos se afastam do eixo dos volumes, uma vez que

$$p(T_1) = \frac{nRT_1}{V_1}, p(T_2) = \frac{nRT_2}{V_1}$$

$$T_1 < T_2 \Rightarrow p(T_1) < p(T_2).$$

As hipérboles que representam as isotérmicas com temperaturas T_1 e T_2 estão desenhadas na **Figura 8.4**.

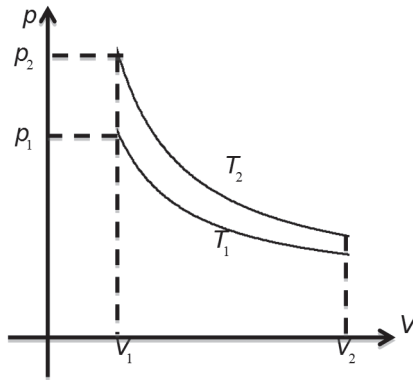


Figura 8.4: Isotermas com temperaturas T_1 e T_2 , com $T_2 > T_1$.

A função que descreve um processo adiabático é dada por $p = \frac{p_i V_i^\gamma}{V^\gamma}$, sendo γ a constante adiabática do gás ideal.

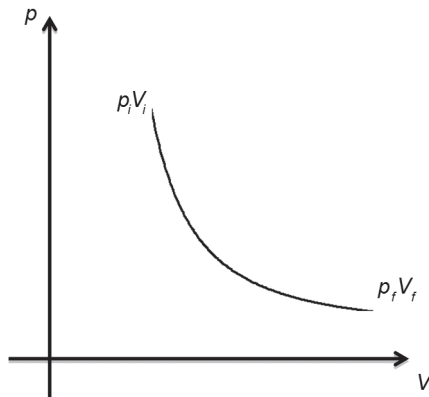


Figura 8.5: Curva do processo adiabático reversível que inicia no estado de equilíbrio, com coordenadas V_i, p_i , e finaliza no estado com coordenadas V_f, p_f .

A energia interna de um gás ideal

O cientista inglês J. P Joule fez um experimento para investigar a variação da temperatura de um gás rarefeito (ideal) em uma expansão contra uma pressão externa desprezível. A expansão ocorreu em um recipiente com paredes adiabáticas (**Figuras 8.6a e 8.6b**). Ele verificou que a temperatura do gás nos estados de equilíbrio termodinâmico inicial e final eram iguais ($T_i = T_f$).

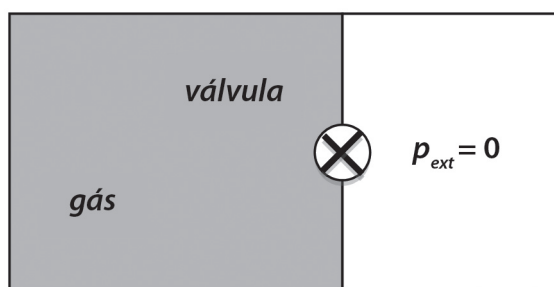


Figura 8.6a: Estado inicial do gás.

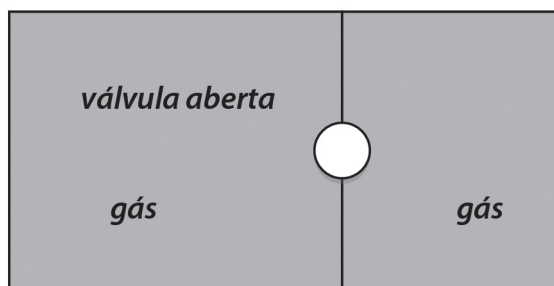


Figura 8.6b: Estado final do gás.

Nesse experimento, o calor trocado com o exterior e o trabalho trocado com o exterior foram nulos, porque as paredes do recipiente que continha o gás eram adiabáticas, e o trabalho que o exterior realizou sobre o gás era nulo, uma vez que

$$W_{ext} = -p_{ext} \Delta V = 0.$$

Logo, pela primeira lei da termodinâmica, temos que:

$$\Delta U = Q_{ext} + W_{ext} = 0 \Rightarrow \Delta U = 0.$$

Sendo assim, nem a temperatura do gás, nem a sua energia interna mudaram: o que variou foi o volume do gás. A partir disso, Joule concluiu que a energia interna do gás ideal não dependia do volume do gás, mas apenas da temperatura deste. Esse resultado está de acordo com o modelo cinético do gás ideal, visto que nele não existe interação entre as moléculas. Consequentemente, a energia interna do gás não depende da distância entre as moléculas, isto é, não depende do volume do gás.

Como a energia interna do gás só depende de suas coordenadas termodinâmicas, para calcular a expressão da variação da energia interna de um gás ideal entre dois estados basta imaginar um processo reversível que ligue ambos os estados.

Vamos calcular a variação da energia interna do gás ideal entre os estados com coordenadas termodinâmicas (V_1, T_1) e (V_2, T_2) . Esses estados de equilíbrio serão ligados por um *processo isotérmico* que leva o gás para o estado de equilíbrio (V_3, T_3) com $T_3 = T_1$ e por um processo *isovolumétrico* que leva o gás para o estado (V_2, T_2) . Esses processos estão representados na **Figura 8.7**.

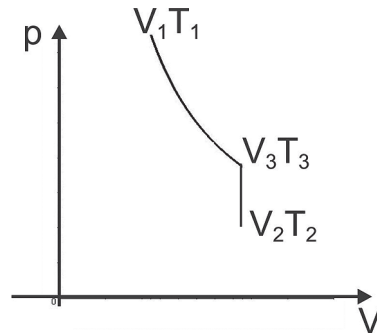


Figura 8.7: Os processos reversíveis isotérmico e isovolumétrico representados na figura ligam os estados inicial e final do gás ideal.

A variação da energia interna do gás no processo isotérmico é nula. Logo, a variação da energia interna do gás ideal, quando ele vai do estado (V_1, T_1) para o estado (V_2, T_2) , só tem contribuição da variação da energia interna do processo volumétrico, isto é,

$$\Delta U_{13} = 0 \Rightarrow \Delta U_{12} = \Delta U_{13} + \Delta U_{32} = \Delta U_{32}.$$

Como em um processo isovolumétrico o trabalho que o sistema fornece ao exterior é nulo a variação da energia interna é igual ao calor que o exterior fornece ao sistema. Logo, a variação da energia interna do gás ideal é dada por:

$$\Delta U_{12} = Q_V = n\bar{c}_V(T_2 - T_1).$$

É importante ressaltar novamente que, como energia interna é uma função de estado, a expressão obtida para a variação da energia interna vale para qualquer processo que ligue os estados 1 e 2.

A experiência de Joule mostrou que a energia interna de um gás ideal só depende da temperatura. Quando um gás expande em um processo adiabático, ele fornece trabalho para o exterior diminuindo a sua energia interna e, conseqüentemente, diminuindo a sua temperatura. Por isso, a temperatura final de um gás ideal, que parte de um estado de equilíbrio, com coordenadas termodinâmicas (V_1, T_1) , e expande para um estado final com volume final V_2 , através de um processo adiabático reversível, é menor do que a temperatura final de um gás que parte do estado com coordenadas termodinâmicas (V_1, T_1) e evolui, por um processo isotérmico reversível, para o estado com volume final V_2 . A **Figura 8.8** mostra que a curva que representa o processo de expansão adiabática com estado final, com coordenadas V_2, T_2 , evolui por baixo daquela que representa a expansão isotérmica, com estado final com coordenadas V_2, T_1 .

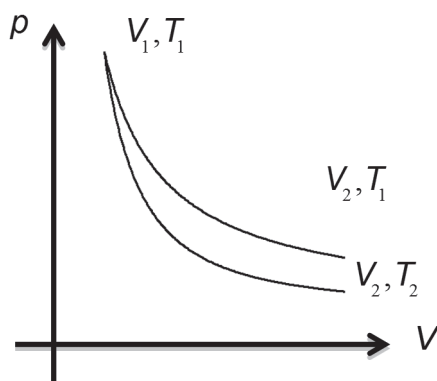


Figura 8.8: Curvas que representam uma expansão isotérmica e uma expansão adiabática a partir do estado de equilíbrio com coordenadas (V_1, T_1) .

Quando um gás é comprimido em um processo adiabático reversível, ele ganha trabalho do exterior aumentando a sua energia interna e, conseqüentemente, aumenta a sua temperatura. Por isso, a temperatura final de um gás ideal que parte de um estado de equilíbrio com coordenadas termodinâmicas (V_1, T_1) e é comprimido para um estado final com volume final V_2 , através de um processo adiabático reversível, é maior do que a temperatura final de um gás que parte do estado com coordenadas termodinâmicas (V_1, T_1) e evolui por um processo isotérmico reversível para o estado com volume final V_2 . A **Figura 8.9** mostra que a curva que representa o processo de compressão adiabática com estado final com coordenadas V_2, T_2 evolui por cima daquela que representa a compressão isotérmica com estado final com coordenadas V_2, T_1 .

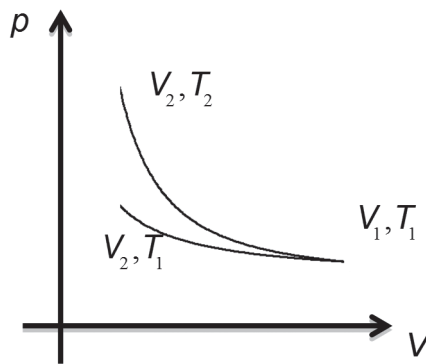


Figura 8.9: Curvas que representam a compressão isotérmica e uma compressão adiabática a partir do estado de equilíbrio com coordenadas (V_1, T_1) .

Atividade 3

Atende ao Objetivo 1

Com base nas seções que você leu, quais as expressões, para os gases ideais, das variações de energia interna nos processos isotérmicos, isobáricos, isovolumétricos e adiabáticos reversíveis? Suponha que nesses processos o gás evolui entre os estados 1 e 2 com coordenadas termodinâmicas conhecidas e que a capacidade calorífica molar a volume constante \bar{c}_V do gás é conhecida.

Resposta Comentada

Como a energia interna é uma função de estado, ela só depende dos estados inicial e final do gás. Por isso, as variações da energia interna em qualquer processo são sempre dadas por: $\Delta U_{12} = n\bar{c}_V(T_2 - T_1)$.

Relação entre as capacidades caloríficas molares a volume e a pressão constantes

A expressão da energia interna de um gás ideal permite relacionar as capacidades caloríficas a pressão constante e a volume constante de um gás ideal. Para isso, basta calcular a variação da energia interna do gás ideal no processo isobárico, utilizando a expressão da variação da energia interna de um gás ideal e a primeira lei da termodinâmica. O processo isobárico foi representado na **Figura 8.10**.

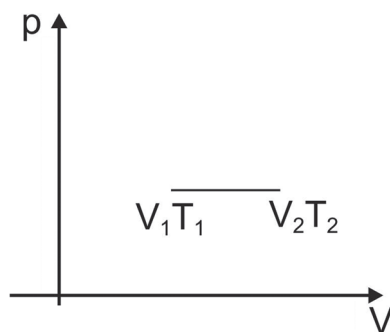


Figura 8.10: Processo isobárico reversível.

Como o gás é ideal, podemos utilizar a equação de estado $p_v = nRT$ para qualquer estado de equilíbrio do processo. A aplicação da primeira lei da termodinâmica no processo isobárico que liga os estados 1 e 2 fornece:

$$\begin{aligned}\Delta U_{12} &= Q_{12} - W_{12} \\ W_{12} &= p_1 (V_2 - V_1) \\ Q_{12} &= C_p (T_2 - T_1) = C_p \left(\frac{p_2 V_2}{nR} - \frac{p_1 V_1}{nR} \right) = \frac{C_p p_1}{nR} (V_2 - V_1) \\ \Delta U_{12} &= \frac{C_p p_1}{nR} (V_2 - V_1) - p_1 (V_2 - V_1) = p_1 (V_2 - V_1) \left(\frac{C_p}{nR} - 1 \right) \\ \Delta U_{12} &= (C_p - nR) \frac{p_1 (V_2 - V_1)}{nR} = (C_p - nR) (T_2 - T_1).\end{aligned}$$

Como no gás ideal a variação da energia interna só depende da temperatura, temos que:

$$\begin{aligned}\Delta U_{12} &= (C_p - nR) (T_2 - T_1) = C_v (T_2 - T_1) \Rightarrow \\ C_p - nR &= C_v \Rightarrow C_p = C_v + nR \Rightarrow \frac{C_p}{n} = \frac{C_v}{n} + R \Rightarrow \\ \bar{c}_p &= \bar{c}_v + R,\end{aligned}$$

sendo \bar{c}_v e \bar{c}_p as capacidades molares dos gases, respectivamente, a pressão constante e a volume constante.

===== **Atividade 4** =====

Atende ao Objetivo 5

Com base no que você leu, responda às seguintes questões.

1. Para os gases ideais, qual a relação entre a capacidade calorífica molar a volume e pressão constantes?

2. A capacidade calorífica molar a volume constante de um gás ideal diatômico é igual a $5R/2$. Qual o valor da capacidade calorífica molar a pressão constante?

Respostas Comentadas

1. A relação entre a capacidade calorífica molar a volume e pressão constantes de um gás ideal é $\bar{c}_p = \bar{c}_v + R$.
2. A capacidade calorífica molar a pressão constante de um gás ideal diatômico é igual a $\bar{c}_p = \bar{c}_v + R = 5R/2 + R = 7R/2$.

Trabalho que um gás ideal fornece ao exterior nos processos isotérmicos e adiabáticos reversíveis

Quando um gás ideal se expande ou se contrai em um processo adiabático, não existe troca de calor entre o gás e o exterior. Logo, pela primeira lei da termodinâmica, temos que o trabalho que o gás fornece ao exterior é igual a menos a variação de energia interna, isto é,

$$Q = 0 \Rightarrow \Delta U = Q - W_{\text{sis}} = \Delta U = 0 - W_{\text{sis}} \Rightarrow W_{\text{sis}} = -\Delta U = -n\bar{c}_v \Delta T.$$

Quando um gás ideal se expande ou se contrai em um processo isotérmico reversível, a sua pressão varia. Logo, o trabalho que ele fornece ou recebe do exterior tem que ser calculado utilizando-se a expressão geral do trabalho, que é igual a $W_{\text{sis}} = \lim_{N \rightarrow \infty} \sum_{i=1}^N p_i \Delta V_i$. O resultado desse somatório não pode ser realizado agora porque necessita do cálculo diferencial e integral, que não é pré-requisito desta disciplina. Por isso, nós indicaremos a expressão desse trabalho sem fazer os cálculos. O trabalho que um gás ideal troca com o exterior quando ele evolui entre os estados 1 e 2 através de processo isotérmico reversível é dado por :

$$W_{\text{sis}} = nR T_1 \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

O trabalho que o sistema realiza em um processo isotérmico reversível é a área sob a curva que representa esse processo no plano *p versus V*. Os trabalhos de expansão e compressão de um gás ideal em um processo isotérmico estão representados nas **Figuras 8.11a e 8.11b**.

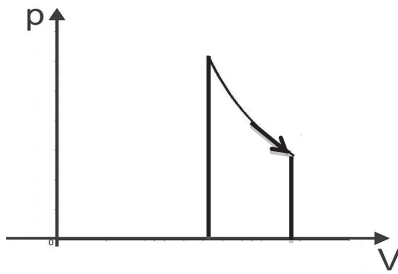


Figura 8.11a: Trabalho de expansão isotérmica reversível.

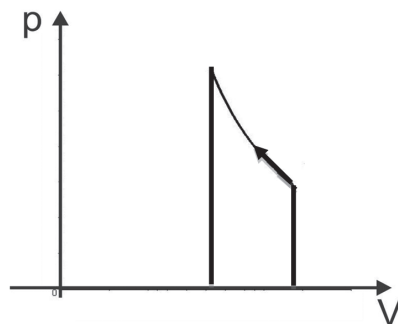


Figura 8.11b: Trabalho de compressão isotérmica reversível.

O calor nos processos isovolumétrico e isobárico

O calor trocado entre o sistema e o exterior depende, em geral, do processo que foi realizado para fazer o sistema evoluir do estado de equilíbrio inicial para o final. Todavia, existem alguns casos nos quais o calor fornecido pelo exterior ao sistema só depende dos estados de equilíbrio inicial e final. Apresentaremos esses casos a seguir:

Nos processos a volume constante, o trabalho realizado sobre o sistema é nulo, porque não existe movimento da fronteira do sistema. Portanto, temos que:

$$\Delta U = Q_v,$$

sendo Q_v 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_i e temperatura T_i para outro estado com volume V_f e temperatura T_f , o calor trocado com o exterior é sempre o mesmo, não importa se a troca de calor é lenta ou rápida. Por isso, é possível definir univocamente as capacidades caloríficas a volume constante.



O calor trocado em um processo isovolumétrico não depende do processo.

Em laboratórios, é comum realizar experiências nas quais os sistemas evoluem contra pressões externas constantes. Nesses casos, o trabalho que o exterior realiza sobre o sistema é:

$$W_{ext} = -p_{ext} \Delta V.$$

O calor a pressão constante (processo isobárico) fornecido ao sistema pode ser obtido com a aplicação da primeira lei da termodinâmica,

$$Q_p = \Delta U + p_{ext} \Delta V = U_2 - U_1 + p_{ext} (V_2 - V_1).$$

Quando as pressões dos estados inicial e final do sistema são iguais à pressão externa, o calor trocado se reduz a:

$$Q_p = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1),$$

sendo p a pressão dos estados iniciais e finais do sistema. Portanto, nesse caso, o calor trocado só depende das coordenadas termodinâmicas, sendo independente do processo.



O calor trocado em um processo isobárico não depende do processo.

Como o calor trocado em um processo a p constante só depende dos estados final e inicial do sistema, isto é, independe do processo, podemos definir a *capacidade calorífica* a pressão constante e calor latente.

Atividade 5

Atende aos Objetivos 1, 2, 3 e 4

Com base nos textos que você já leu, resolva as seguintes questões.

Um mol de gás ideal monoatômico que estava, inicialmente, com um volume V_1 e temperatura absoluta igual a T_1 é comprimido em um processo reversível até o estado termodinâmico com volume $V_2 = V_1/2$. Considere conhecida a constante dos gases ideais R .

Não substitua R por seu valor numérico.

Dados: R , V_1 e T_1

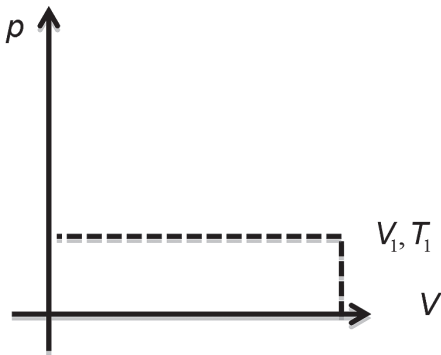


Figura 8.12: Estado inicial do gás que será comprimido.

1. Calcule a pressão do estado 1, a pressão do estado 2 e as temperaturas do estado 2 no caso de um processo adiabático e no caso de um processo isotérmico. Preencha a Tabela 8.1.

Tabela 8.1

Estados	V[m3]	p[Pa]	T[K]
Inicial 1			
Final 2 da isoterma			
Final 2 da adiabática			

2. Calcule para os processos adiabático e isotérmico a variação de energia interna do gás, o trabalho que o gás fornece ao exterior e o calor que o exterior fornece ao gás. Preencha a **Tabela 8.2** com esses valores.

Tabela 8.2

Processos	$\Delta U_{12}[\text{J}]$	$W_{\text{sis}12}[\text{J}]$	$Q_{\text{ex}12}[\text{J}]$
Isotérmico			
Adiabático			

3. Em qual dos processos a temperatura final é maior? Explique qualitativamente a diferença entre as temperaturas finais dos dois processos, utilizando o princípio da conservação da energia e a relação entre energia cinética média dos gases ideais e a temperatura absoluta.

4. Desenhe na **Figura 8.12** os dois processos.

Respostas Comentadas

1.

Estados	V	p	T
Inicial (1)	V_1	$\frac{RT_1}{V_1}$	T_1
Final 2 da isoterma	$V_1/2$	$\frac{2RT_1}{V_1}$	T_1
Final 2 da adiabática	$V_1/2$	$3,2\frac{RT_1}{V_1}$	$1,6 T_1$

A pressão inicial do gás é:

$$p_1 = \frac{RT_1}{V_1}.$$

No processo isotérmico, temos que:

$$p_2 = \frac{RT_2}{V_2} = \frac{2RT_1}{V_1}.$$

No processo adiabático, temos que:

$$pV^\gamma = p_1V_1^\gamma, \text{ onde } \gamma = \frac{\bar{c}_p}{\bar{c}_v}, \text{ onde } \bar{c}_v = \frac{3R}{2}.$$

Logo, temos que:

$$\begin{aligned}\bar{c}_p &= \bar{c}_v + R = \frac{3R}{2} + R = \frac{5R}{2}, \\ \gamma &= \frac{\bar{c}_p}{\bar{c}_v} = \frac{(5R/2)}{(3R/2)} = \frac{5}{3}, \\ p_{2a} &= p_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{5/3} = \frac{RT_1}{V_1} (2)^{5/3} \cong 3,2 \frac{RT_1}{V_1}, \\ T_{2a} &= \frac{p_{2a}V_2}{R} = 3,2 \frac{RT_1}{R} \frac{V_1}{V_1} \frac{1}{2} = 1,6T_1.\end{aligned}$$

2.

Tabela 8.2

Processos	ΔU_{12} [J]	$w_{\text{sis}12}$ [J]	$Q_{\text{ex}12}$ [J]
Isotérmico	0	$-0,7RT_1$	$-0,7RT_1$
Adiabático	$-0,9RT_1$	$-0,9RT_1$	0

No processo isotérmico, temos que:

$$\begin{aligned}\Delta U_{\text{iso},1 \rightarrow 2} &= \bar{c}_v (T_1 - T_1) = 0, \\ W_{\text{sis},1 \rightarrow 2} &= nR T_1 \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) = nR T_1 \ln \left(\frac{1}{2} \right) \cong -0,7RT_1, \\ \Delta U_{\text{iso},1 \rightarrow 2} &= Q_{\text{iso},1 \rightarrow 2} - W_{\text{iso},1 \rightarrow 2} = 0 \Rightarrow Q_{\text{iso},1 \rightarrow 2} = W_{\text{iso},1 \rightarrow 2} = -0,7RT_1.\end{aligned}$$

No processo adiabático, temos que:

$$\begin{aligned}\Delta U_{a,1 \rightarrow 2} &= \bar{c}_V (T_{2a} - T_1) = 0,9 RT_1, \\ Q_{a,1 \rightarrow 2} &= 0, \\ \Delta U_{a,1 \rightarrow 2} &= Q_{a,1 \rightarrow 2} - W_{a,1 \rightarrow 2} \Rightarrow W_{iso,1 \rightarrow 2} = -\Delta U_{a,1 \rightarrow 2} = -0,9 RT_1.\end{aligned}$$

3. A temperatura final é maior no processo de compressão adiabática pelas razões expostas a seguir.

Na compressão isotérmica, o exterior fornece energia para o gás, realizando trabalho sobre ele, mas o gás devolve a energia recebida para o exterior na forma de calor a fim de manter a temperatura constante.

Na compressão adiabática, a energia fornecida pelo trabalho que o exterior realiza sobre o gás não pode ser jogada para o exterior na forma de calor porque o sistema está isolado termicamente, por isso a energia interna do gás aumenta, acarretando um aumento de temperatura.

4. A **Tabela 8.1** mostra que a pressão final do processo adiabático é maior. Por isso, a curva que descreve o processo adiabático evolui no gráfico pV por cima da curva que descreve o processo isotérmico. As curvas desses processos estão representadas na **Figura 8.13**.

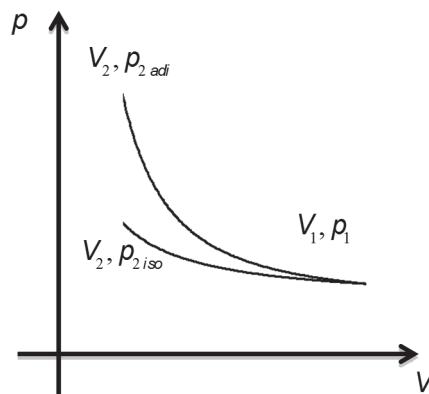


Figura 8.13: Curvas da compressão de um gás ideal nos processos adiabático e isotérmico reversíveis.

Um ciclo é um processo termodinâmico fechado. A curva fechada da **Figura 8.14a** representa um ciclo realizado por um gás ideal e as áreas cinza sob as curvas das **Figuras 8.14b** e **8.14c** são os módulos dos trabalhos nos processos $2 \rightarrow 3$ e $1 \rightarrow 3$.

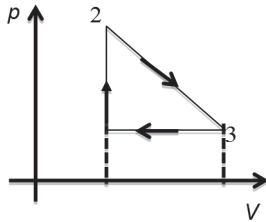


Figura 8.14a: Ciclo.

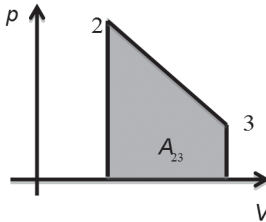


Figura 8.14b: A área A_{23} representa o módulo do trabalho do sistema no processo de $2 \rightarrow 3$.

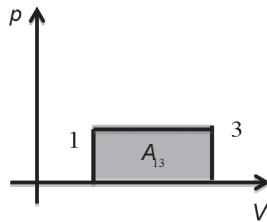


Figura 8.14c: A área A_{13} representa o módulo do trabalho do sistema no processo de $2 \rightarrow 3$.

Em um ciclo, a variação da energia interna é nula, uma vez que

$$U_f = U_i \Rightarrow \Delta U_{\text{ciclo}} = U_f - U_i = 0.$$

No ciclo da **Figura 8.14d**, o trabalho no processo $1 \rightarrow 2$ é nulo, porque não há variação de volume; o trabalho de expansão no processo $2 \rightarrow 3$ é positivo e igual à área sob a reta que representa esse processo ($W_{23} = A_{23}$, $A_{23} > 0$) e o trabalho do processo de contração em $3 \rightarrow 1$ é negativo e igual a menos a área sob a reta que o representa ($W_{31} = -A_{13}$, $A_{13} > 0$).

O trabalho total que o gás ideal fornece ao exterior é dado por:

$$W_{\text{ciclo}} = W_{12} + W_{23} + W_{31} = W_{23} + W_{31} = A_{23} - A_{13} > 0.$$

Como a área sob a curva do processo $2 \rightarrow 3$ é maior do que a área sob a curva no processo $3 \rightarrow 1$, o trabalho que o gás fornece ao exterior no ciclo é positivo. Observe que o trabalho do ciclo representado no plano pV é a área da superfície limitada pelo ciclo.

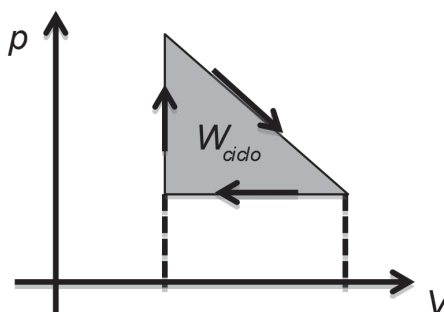


Figura 8.14d: A área cinza representa o trabalho que o gás fornece ao exterior no ciclo.

No ciclo, o calor que o exterior fornece ao sistema é igual ao trabalho que o sistema fornece ao exterior, sendo dado por:

$$\Delta U_{\text{ciclo}} = 0 \Rightarrow \Delta U_{\text{ciclo}} = Q_{\text{ext}} - W_{\text{sis}} = 0 \Rightarrow Q_{\text{ext}} = W_{\text{sis}}.$$

Atividade 6

Atende aos Objetivos 1, 2, 3 e 4

Com base nos textos que você já leu, resolva a seguinte questão.

1. Um mol de um gás ideal monoatômico contido em um volume V_1 está a uma temperatura T_1 . Ele expande a pressão constante (processo isobárico) até a temperatura de $T_2 = 2T_1$; em seguida é resfriado a volume constante (processo isovolumétrico) até a pressão $P_3 = P_1/2$ e, finalmente, comprimido através do processo representado na **Figura 8.15** até voltar ao estado inicial, ou seja, estado com volume $= V_1$, pres-

são P_1 e temperatura T_1 . Todos os processos a que o gás foi submetido são reversíveis.

Considere R (constante dos gases) conhecida. A capacidade calorífica molar do gás ideal monoatômico a volume constante é igual a $\bar{c}_v = \frac{3R}{2}$ e a pressão constante é igual a $\bar{c}_p = \frac{5R}{2}$.

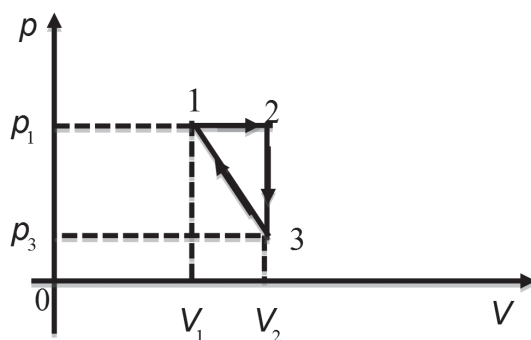


Figura 8.15: Ciclo.

Dados do problema: V_1 , T_1 e R .

a) Calcule as pressões, os volumes e as temperaturas que não foram fornecidos como dados do problema. Complete a **Tabela 8.3** com os dados do problema e com os valores calculados.

Tabela 8.3

Estados	V [m ³]	p [Pa]	T [K]
1			
2			
3			

b) Calcule a variação da energia interna do gás nos processos $1 \rightarrow 2$, $2 \rightarrow 3$ e de $3 \rightarrow 1$. Anote os valores encontrados na **Tabela 8.4**.

c) Calcule os trabalhos que o sistema realiza sobre o exterior nos processos $1 \rightarrow 2$, $2 \rightarrow 3$ e $3 \rightarrow 1$. Anote os valores encontrados na **Tabela 8.4**. Sugestão: se necessário, utilize as expressões das áreas fornecidas no final da atividade para calcular os trabalhos. Não se esqueça de analisar o sinal que você deve colocar nas áreas utilizadas.

d) Calcule os calores que o exterior fornece ao sistema nos processos $1 \rightarrow 2$, $2 \rightarrow 3$ e $3 \rightarrow 1$. Anote os valores encontrados na **Tabela 8.4**.

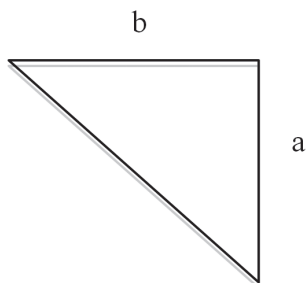
e) Calcule para o ciclo (processo $1 \rightarrow 2 \rightarrow 3 \rightarrow 1$) a variação de energia interna, o trabalho que o sistema fornece para o exterior e o calor que o exterior fornece ao sistema. Anote os valores encontrados na **Tabela 8.4**.

Tabela 8.4

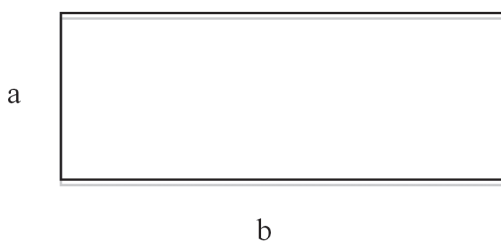
Processos	ΔU [J]	W [J]	Q [J]
$1 \rightarrow 2$			
$2 \rightarrow 3$			
$3 \rightarrow 1$			
Ciclo			

Informações que facilitam a resolução da questão:

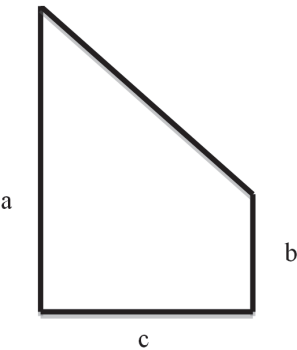
$$\text{Área de um triângulo} = \frac{ab}{2}$$



$$\text{Área de um retângulo} = a b$$



$$\text{Área de um trapézio} = \frac{(a+b)c}{2}$$



Respostas Comentadas

a)

Tabela 8.3

Estados	$V \text{ [m}^3\text{]}$	$p \text{ [Pa]}$	$T \text{ [K]}$
1	V_1	$\frac{RT_1}{V_1}$	T_1
2	$2V_1$	$\frac{RT_1}{V_1}$	$2T_1$
3	V_1	$\frac{RT_1}{2V_1}$	T_1

As coordenadas termodinâmicas do gás nos estados 1, 2 e 3 são fornecidas pela equação de estado dos gases ideais.

$$\begin{aligned}
p_1 V_1 &= RT \Rightarrow p_1 = \frac{RT_1}{V_1}, \\
p_2 &= p_1 = \frac{RT_1}{V_1}, \\
\begin{cases} p_2 = \frac{RT_1}{V_1} \\ T_2 = 2T_1 \end{cases} &\Rightarrow p_2 V_2 = RT_2 \Rightarrow V_2 = \frac{2RT_1}{\left(\frac{RT_1}{V_1}\right)} = 2V_1, \\
V_3 &= V_2 = 2V_1, \\
p_3 &= \frac{p_1}{2} = \frac{RT_1}{2V_1}, \\
p_3 V_3 &= RT_3 \Rightarrow T_3 = \frac{p_3 V_3}{R} = \frac{\left(\frac{RT_1}{2V_1}\right)(2V_1)}{R} = T_1.
\end{aligned}$$

b) A variação da energia interna de um gás ideal só depende das temperaturas iniciais e finais do processo, isto é, $\Delta U_{if} = n \bar{c}_V (T_f - T_i)$. Logo, as variações das energias internas nos processos que compõem o ciclo da **Figura 8.15** são dadas por:

$$\begin{aligned}
\Delta U_{12} &= \bar{c}_V (T_2 - T_1) = \frac{3R}{2} (2T_1 - T_1) = \frac{3RT_1}{2}, \\
\Delta U_{23} &= \bar{c}_V (T_3 - T_2) = \frac{3R}{2} (T_1 - 2T_1) = -\frac{3RT_1}{2}, \\
\Delta U_{31} &= \bar{c}_V (T_1 - T_3) = \frac{3R}{2} (T_1 - T_1) = 0.
\end{aligned}$$

c) Os módulos dos trabalhos que o sistema fornece ao exterior em cada processo do ciclo são as áreas sob as curvas que representam o processo. O trabalho será positivo se houver expansão do gás; será negativo se houver contração do gás e será nulo se o volume do gás não modificar.

A **Figura 8.15** mostra que os lados do retângulo que fornece o trabalho do processo $1 \rightarrow 2$ são iguais a p_1 e $(V_2 - V_1)$. Logo, o módulo do trabalho W_{12} é igual a $|W_{12}| = p_1 (V_2 - V_1)$. O trabalho é positivo porque o gás está expandindo.

A **Figura 8.15** mostra que os lados do trapézio que fornece o trabalho do processo $3 \rightarrow 1$ são iguais a p_1, p_3 e $(V_2 - V_1)$. Logo, o módulo do trabalho W_{31} é igual a $|W_{31}| = (p_1 + p_3) (V_2 - V_1)/2$. Esse trabalho é negativo porque o gás está sendo comprimido.

Por isso, temos que:

$$W_{12} = p_1 (V_2 - V_1) = \frac{RT_1}{V_1} (2V_1 - V_1) = RT_1,$$

$$W_{23} = 0,$$

$$W_{31} = -\frac{(p_3 + p_1)(V_2 - V_1)}{2} = -\frac{\left(\frac{RT_1}{2V_1} + \frac{RT_1}{V_1}\right)(2V_1 - V_1)}{2} = -\frac{3RT_1}{4}.$$

d) Os calores que o exterior fornece ao gás estão calculados a seguir.

$$Q_{12} = \bar{c}_p (T_2 - T_1) = \frac{5R}{2} (2T_1 - T_1) = \frac{5RT_1}{2},$$

$$Q_{23} = \bar{c}_v (T_3 - T_2) = \frac{3R}{2} (T_1 - 2T_1) = -\frac{3RT_1}{2},$$

$$\Delta U_{31} = Q_{31} - W_{31} \Rightarrow Q_{31} = \Delta U_{31} + W_{31} = 0 - \frac{3RT_1}{4}.$$

e) A variação de energia interna, o calor e o trabalho do ciclo estão calculados a seguir.

$$\Delta U_{\text{ciclo}} = U_1 - U_1 = 0,$$

$$W_{\text{ciclo}} = W_{12} + W_{23} + W_{31} = RT_1 + 0 - \frac{3RT_1}{4} = \frac{RT_1}{4},$$

$$Q_{\text{ciclo}} = Q_{12} + Q_{23} + Q_{31} = \frac{5RT_1}{2} - \frac{3RT_1}{2} - \frac{3RT_1}{4} = \frac{RT_1}{4}.$$

Tabela 8.4

Processos	ΔU [J]	W [J]	Q [J]
$1 \rightarrow 2$	$\frac{3RT_1}{2}$	RT_1	$\frac{5RT_1}{2}$
$2 \rightarrow 3$	$-\frac{3RT_1}{2}$	0	$-\frac{3RT_1}{2}$
$3 \rightarrow 1$	0	$-\frac{3RT_1}{4}$	$-\frac{3RT_1}{4}$
Ciclo	0	$\frac{RT_1}{4}$	$\frac{RT_1}{4}$

Máquinas térmicas

Uma máquina térmica é um sistema que recebe calor do exterior e fornece trabalho para ele. A necessidade de melhorar o rendimento das máquinas térmicas deu um grande impulso no desenvolvimento da termodinâmica.

No estudo das máquinas térmicas, supõe-se que a máquina é reversível e trabalha em um ciclo.

Quando uma máquina térmica evolui no ciclo, ela recebe uma determinada quantidade de calor do exterior, utiliza uma parte desse calor para realizar trabalho e devolve outra parte desse calor para o exterior. O que se denomina rendimento de um ciclo é a razão entre o calor que a máquina recebeu $\left(\sum_i Q_{ext,i}, Q_{ext,i} > 0 \right)$ e o trabalho total que a máquina forneceu ao exterior, isto é,

$$\eta = \frac{W_{total}}{\sum_i Q_{ext,i}}, \quad Q_{ext,i} > 0.$$

Logo, para calcular o rendimento de uma máquina térmica, é necessário descobrir em que partes do ciclo a máquina recebe calor do exterior.

No caso de gases ideais, existem processos em que é fácil descobrir se a máquina está recebendo ou fornecendo calor para o exterior. Por exemplo, sabemos que, em um processo realizado a volume constante, o aumento de temperatura está associado à entrada de calor e, na compressão a pressão constante, a diminuição de temperatura está associada a uma saída de calor. Logo, no ciclo da **Figura 8.14a**, apresentada anteriormente, entra calor no processo isovolumétrico, e sai calor no processo isobárico. Todavia, existem processos para os quais, sem uma análise adicional, não é possível decidir em que partes o gás está recebendo calor do exterior e em que partes está fornecendo calor para o exterior. Esse é o caso do processo $2 \rightarrow 3$.

As máquinas térmicas reais não são reversíveis nem utilizam o gás ideal para trocar calor e trabalho com o exterior. Por que, então, o estudo das máquinas térmicas é realizado dessa forma? Porque é possível demonstrar que a máquina térmica reversível sempre terá um rendimento maior do que o da máquina térmica irreversível, que utiliza o mesmo tipo de ciclo. Logo, o cálculo do valor do rendimento de uma máquina térmica reversível fornece o rendimento máximo que uma

máquina térmica irreversível, com o mesmo ciclo da máquina térmica reversível, poderia ter.

Atividade 7

Atende aos Objetivos 1, 2, 3 e 4

Com base nas seções que você já leu, resolva a seguinte questão.

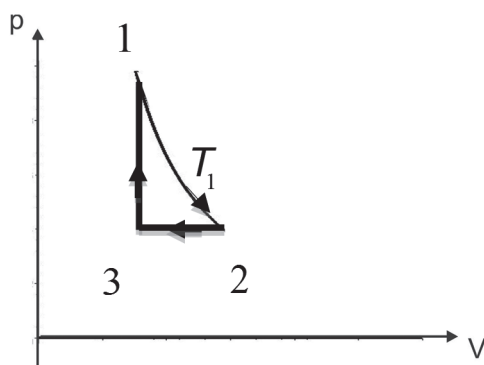


Figura 8.16: Ciclo.

1. A **Figura 8.16** apresenta um processo fechado (ciclo) no qual um gás ideal monoatômico inicialmente com volume $V_1 = 1 \text{ l}$ e temperatura igual a $T_1 = 300 \text{ K}$ e pressão $p_1 = 1,0 \text{ atm}$ sofre os seguintes processos reversíveis: expansão adiabática até o volume $V_2 = 2 \text{ l}$, compressão isobárica até o volume inicial $V_3 = V_1$ e aquecimento isovolumétrico até atingir novamente o seu estado inicial ($V_1 = T_1$). A capacidade calorífica molar a volume constante de um gás monoatômico é $3R/2$.

a) Calcule o número de moles do gás.

b) Quais são os volumes, as temperaturas e as pressões dos estados de equilíbrio 1, 2 e 3? Transfira os valores calculados para a **Tabela 8.5**.

Tabela 8.5

Estados	$V \text{ [m}^3\text{]}$	$p \text{ [Pa]}$	$T \text{ [K]}$
1			
2			
3			

c) Calcule, para cada um dos processos e para o ciclo, a variação de energia interna do gás, o trabalho que o gás fornece ao exterior e o calor que o exterior fornece ao sistema. Anote os seus resultados na **Tabela 8.6**.

Tabela 8.6

Processos	$\Delta U_{12} \text{ [J]}$	$W_{12} \text{ [J]}$	Q_{12}
1 \rightarrow 2			
2 \rightarrow 3			
3 \rightarrow 1			
Ciclo			

d) Em que partes do processo o exterior fornece calor ao gás ($Q_{\text{ext}} > 0$)? Justifique a sua resposta.

e) Calcule o rendimento do ciclo da **Figura 8.16**.

Respostas Comentadas

1.

a) O número de moles do gás ideal é dado por:

$$n = \frac{p_1 V_1}{R} = \frac{(1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa})(1,0 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3)}{(8,31 \text{ J/(mol K)})} \cong 0,040 \text{ moles}.$$

b) A capacidade calorífica molar a pressão constante de um gás monoatômico é dada por:

$$\bar{c}_p = \bar{c}_v + R = 3R/2 + R = 5R/2.$$

Por isso, a constante adiabática do gás ideal é igual a:

$$\gamma = \frac{\bar{c}_p}{\bar{c}_v} = \frac{(5R/2)}{(3R/2)} = \frac{5}{3}.$$

No processo adiabático, temos que:

$$p_2 = p_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{5/3} = p_1 \left(\frac{V_1}{2V_1} \right)^{5/3} = p_1 (2)^{-5/3} \cong 0,31 \cdot 10^5 \text{ Pa},$$

$$T_2 = \frac{p_2 V_2}{nR} \cong 19,10 \text{ K}.$$

No processo isovolumétrico, temos que:

$$T_3 = \frac{p_3 V_3}{nR} = \frac{p_2 V_1}{nR} \cong 94 \text{ K}$$

Tabela 8.5

Estados	$V \text{ [m}^3\text{]}$	$p \text{ [Pa]}$	$T \text{ [K]}$
1	1×10^{-3}	$1,0 \times 10^5$	300 K
2	2×10^{-3}	$0,3 \times 10^5$	189 K
3	3×10^{-3}	$0,3 \times 10^5$	90 K

c) No processo adiabático, temos que:

$$\Delta U_{12} = n \bar{c}_V (T_2 - T_1) = \frac{3Rn}{2} (T_2 - T_1) \cong -55 J,$$

$$Q_{12} = 0,$$

$$\Delta U_{12} = Q_{12} - W_{12} \Rightarrow W_{12} = -\Delta U_{12} \cong 55 J.$$

No processo isobárico, temos que:

$$\Delta U_{23} = n \bar{c}_V (T_2 - T_3) = \frac{3Rn}{2} (T_2 - T_3) \cong -47 J,$$

$$W_{23} = p_2 (V_3 - V_2) \cong -31 J,$$

$$Q_{23} = \Delta U_{23} + W_{23} = -79 J.$$

No processo isovolumétrico:

$$\Delta U_{31} = n \bar{c}_V (T_1 - T_3) = \frac{3Rn}{2} (T_1 - T_3) \cong 103 J,$$

$$W_{31} = 0,$$

$$Q_{31} = \Delta U_{31} = 103 J.$$

No ciclo, temos que:

$$\Delta U_{\text{ciclo}} = U_1 - U_1 = 0,$$

$$W_{\text{ciclo}} = W_{12} + W_{23} + W_{31} = W_{12} + W_{23} = 55 J - 31 J = 24 J,$$

$$Q_{\text{ciclo}} = Q_{12} + Q_{23} + Q_{31} = Q_{23} + Q_{31} = -79 J + 103 J = 24 J.$$

Tabela 8.6

Processos	$\Delta U_{12} \text{ [J]}$	$W_{12} \text{ [J]}$	$Q_{12} \text{ [J]}$
$1 \rightarrow 2$	- 55,5	55,5	0
$2 \rightarrow 3$	- 49,5	-30	- 79,5
$3 \rightarrow 1$	105	0	105
ciclo	0	25,5	25,5

d) A **Tabela 8.6** mostra que o calor é positivo apenas no processo isovolumétrico.

e) O rendimento do ciclo representado na **Figura 8.16** é dado por:

$$\eta = \frac{W_{total}}{\sum_i Q_{ext,i}} = \frac{24}{103} \cong 0,23$$

Atividade 8

Atende aos Objetivos 1, 2, 3 e 4

Com base nos textos que você já leu, resolva a seguinte questão.

1. A **Figura 8.17** representa um ciclo percorrido por n moles de um gás ideal. As curvas $1 \rightarrow 2$ e $3 \rightarrow 4$ são adiabáticas e as curvas $2 \rightarrow 3$ e $4 \rightarrow 1$ são isotermas. Essa curva fechada é denominada *ciclo de Carnot*, uma esquematização idealizada do que ocorre em uma máquina térmica que funciona em contato com duas fontes térmicas com temperaturas T_1 e T_2 . No ciclo de Carnot da **Figura 8.17**, o gás que estava com o volume inicial V_1 , sofre uma compressão adiabática até o volume V_2 , expande isotermicamente até o volume $V_3 = 2V_1$, expande em um processo adiabático até o volume V_4 e retorna ao seu volume inicial através de uma compressão isotérmica. A constante adiabática do gás é $\frac{5}{3}$. Considere conhecidos T_1, T_2, V_1 e n .

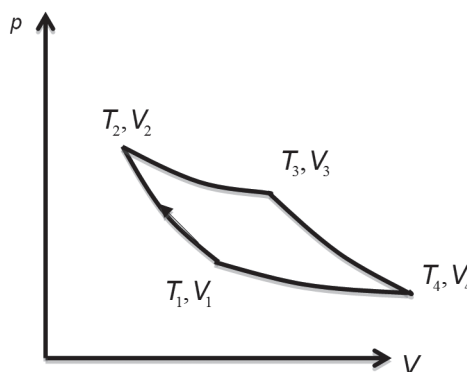


Figura 8.17: Ciclo de Carnot.

a) Escreva a capacidade calorífica molar do gás como função de R e γ .

b) Encontre os volumes V_2 e V_4 dos estados de equilíbrio 2 e 4. Complete a **Tabela 8.7** com os dados encontrados e com os fornecidos no problema.

Tabela 8.7

Estado	V	T

c) Em que partes do ciclo de Carnot o gás está fornecendo trabalho para o exterior? Justifique a sua resposta.

d) Em que parte do ciclo de Carnot o gás está recebendo calor do exterior? Justifique a sua resposta.

e) Calcule, para cada um dos processos e para o ciclo, a variação de energia interna do gás, o trabalho que o gás fornece ao exterior e o calor que o exterior fornece ao sistema. Anote os seus resultados na **Tabela 8.8**.

Tabela 8.8

Processos	ΔU	W	Q
1 \rightarrow 2			
2 \rightarrow 3			
3 \rightarrow 4			
4 \rightarrow 1			
Ciclo			

f) Calcule o rendimento do ciclo de Carnot.

Respostas Comentadas

a) A constante adiabática é dada por:

$$\gamma = \frac{\bar{c}_p}{\bar{c}_v} = \frac{\bar{c}_v + R}{\bar{c}_v} \Rightarrow \bar{c}_v \gamma = \bar{c}_v + R \Rightarrow \bar{c}_v = \frac{R}{\gamma - 1} = \frac{R}{\frac{5}{3} - 1} = \frac{3R}{2}$$

b) A equação do processo adiabático reversível é dada por:

$$\begin{aligned} \gamma - 1 &= \frac{5}{3} - 1 = \frac{2}{3} \Rightarrow \\ V_2 &= V_1 \left(\frac{T_1}{T_2} \right)^{\frac{1}{\gamma-1}} = V_1 \left(\frac{T_1}{T_2} \right)^{\frac{3}{2}} \\ V_4 &= 2V_1 \left(\frac{T_3}{T_4} \right)^{\frac{1}{\gamma-1}} = 2V_1 \left(\frac{T_2}{T_1} \right)^{\frac{3}{2}}. \end{aligned}$$

Tabela 8.7

Estado	V	T
1	V_1	T_1
2	$V_2 = 2V_1 \left(\frac{T_2}{T_1} \right)^{\frac{3}{2}}$	T_2
3	$2V_1$	T_2
4	$V_4 = 2V_1 \left(\frac{T_2}{T_1} \right)^{\frac{3}{2}}$	T_1

c) O sistema só fornece trabalho para o exterior quando ele está expandindo. Logo, no ciclo de Carnot, o sistema só fornece trabalho para o exterior nos processos $2 \rightarrow 3$ e $3 \rightarrow 4$.

d) No processo $2 \rightarrow 3$, a temperatura fica constante e o volume aumenta. Para que isso ocorra, é preciso que o exterior forneça calor para o gás.

No processo $4 \rightarrow 1$, o volume diminui e a temperatura fica constante. Logo, nesse processo, é o sistema que fornece calor para o exterior. Por isso, no ciclo de Carnot, o exterior só fornece calor ao sistema no processo $2 \rightarrow 3$.

e) Na compressão adiabática $1 \rightarrow 2$, temos que:

$$\begin{aligned}\Delta U_{12} &= n \bar{c}_V (T_2 - T_1) = \frac{3nR}{2} (T_2 - T_1), \\ Q_{12} &= 0, \\ \Delta U_{12} &= Q_{12} - W_{12} \Rightarrow W_{12} = -\Delta U_{12} = -\frac{3nR}{2} (T_2 - T_1).\end{aligned}$$

Na expansão isotérmica $2 \rightarrow 3$, temos que:

$$\begin{aligned}\Delta U_{23} &= n \bar{c}_V (T_3 - T_2) = n \bar{c}_V (T_1 - T_1) = 0, \\ \left\{ \begin{array}{l} W_{23} = nR \ln \left(\frac{V_3}{V_2} \right), \\ V_2 = V_1 \left(\frac{T_1}{T_2} \right)^{\frac{3}{2}} \end{array} \right. &\Rightarrow W_{23} = nR \ln \left(\frac{2V_1}{V_1} \left(\frac{T_2}{T_1} \right)^{-\frac{2}{3}} \right) \Rightarrow W_{41} = nR \ln \left(2 \left(\frac{T_1}{T_2} \right)^{-\frac{3}{2}} \right) \\ W_{23} &= nRT_2 \ln(2) + n \frac{3R}{2} T_2 \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right) \\ Q_{23} &= \Delta U_{23} + W_{23} = 0 + W_{23} = W_{23} = nRT_2 \ln(2) + n \frac{3R}{2} T_2 \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right).\end{aligned}$$

Na expansão adiabática $3 \rightarrow 4$,

$$\Delta U_{34} = n\bar{c}_V(T_4 - T_3) = n\frac{3R}{2}(T_1 - T_2),$$

$$Q_{12} = 0,$$

$$\Delta U_{12} = Q_{12} - W_{12} \Rightarrow W_{12} = -\Delta U_{12} = -n\frac{3R}{2}(T_1 - T_2).$$

Na compressão isotérmica $4 \rightarrow 1$, temos que:

$$\Delta U_{41} = n\bar{c}_V(T_4 - T_1) = n\bar{c}_V(T_1 - T_1) = 0,$$

$$\left\{ \begin{array}{l} W_{41} = nR \ln\left(\frac{V_1}{V_4}\right), \\ V_4 = 2V_1\left(\frac{T_2}{T_1}\right)^{\frac{3}{2}} \end{array} \right. \Rightarrow W_{41} = nR T_1 \ln\left(\frac{V_1}{2V_1\left(\frac{T_2}{T_1}\right)^{\frac{3}{2}}}\right) \Rightarrow W_{41} = nR T_1 \ln\left(\frac{1}{2}\left(\frac{T_2}{T_1}\right)^{-\frac{3}{2}}\right)$$

$$W_{41} = -nRT_1 \ln(2) - n\frac{3R}{2}T_1 \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) = -nR \ln(2) - n\frac{3R}{2} \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right),$$

$$Q_{41} = \Delta U_{41} + W_{41} = 0 + W_{41} = W_{41} = -nRT_1 \ln(2) - n\frac{3R}{2}T_1 \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right).$$

No caso do ciclo, temos que:

$$\Delta U_{ciclo} = n\bar{c}_V(T_1 - T_1) = 0,$$

$$Q_{ciclo} = Q_{12} + Q_{23} + Q_{34} + Q_{41} = 0 + Q_{23} + 0 + Q_{41} \Rightarrow$$

$$Q_{ciclo} = nRT_2 \ln(2) + \frac{3}{2}RT_2 \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) - nR \ln(2) - \frac{3}{2}RT_1 \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

$$Q_{ciclo} = nR \ln(2)(T_2 - T_1) + \frac{3}{2}R \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)(T_2 - T_1)$$

$$W_{ciclo} = Q_{ciclo} = nR \ln(2)(T_2 - T_1) + \frac{3}{2}R \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)(T_2 - T_1).$$

Tabela 8.8

Processo	ΔU	W_{sis}	Q
$1 \rightarrow 2$	$\frac{3Rn}{2}(T_2 - T_1)$	$-\frac{3Rn}{2}(T_2 - T_1)$	0
$2 \rightarrow 3$	0	$nRT_2 \ln(2)$ $+n\frac{3R}{2}T_2 \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$	$nRT_2 \ln(2)$ $+n\frac{3R}{2}T_2 \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$
$3 \rightarrow 4$	$-\frac{3Rn}{2}(T_2 - T_1)$	$\frac{3Rn}{2}(T_2 - T_1)$	0
$4 \rightarrow 1$	0	$-nRT_1 \ln(2)$ $-n\frac{3R}{2}T_1 \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$	$-nRT_1 \ln(2)$ $-n\frac{3R}{2}T_1 \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$
Ciclo	0	$nR \ln(2)(T_2 - T_1) +$ $n\frac{3R}{2} \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)(T_2 - T_1)$	$nR \ln(2)(T_2 - T_1) +$ $n\frac{3R}{2} \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)(T_2 - T_1)$

f) O rendimento do ciclo de Carnot é dado por:

$$\eta = \frac{W_{\text{ciclo}}}{Q_{23}} = \frac{\left(nR \ln(2) + \frac{3nR}{2} \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) \right) (T_2 - T_1)}{nRT_2 \ln(2) + \frac{3nRT_2}{2} \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)} \Rightarrow \partial$$

$$\eta = \frac{nRT_2 \ln(2) + \frac{3nRT_2}{2} \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) - nRT_1 \ln(2) + \frac{3nRT_1}{2} \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)}{nRT_2 \ln(2) + \frac{3nRT_2}{2} \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)} \Rightarrow$$

$$\eta = 1 - \frac{T_1}{T_2}.$$

Observe que o rendimento do ciclo de Carnot reversível só depende das temperaturas das fontes fria e quente.

Conclusão

Nesta aula, aprofundamos a nossa compreensão da termodinâmica, estudando a forma como ela se dá nos gases ideais, que são sistemas termodinâmicos simples. Introduzimos também uma discussão resumida das máquinas térmicas.

Resumo

1. As equações que o gás ideal tem que satisfazer no processo adiabático reversível, iniciado no estado termodinâmico, com a pressão e a temperatura respectivamente iguais a p_i e V_i são: $p = \frac{p_i V_i^\gamma}{V^\gamma}$ e $pV = nRT$, sendo γ a constante adiabática do gás ideal.
2. A constante adiabática dos gases ideais é dada por: $\gamma = \frac{\bar{c}_p}{\bar{c}_v}$, sendo \bar{c}_v e \bar{c}_p as capacidades caloríficas molares do gás, respectivamente, a volume e pressão constantes.
3. Para o gás ideal, a relação entre as capacidades caloríficas molares a pressão e a volume constante é dada por: $\bar{c}_p = \bar{c}_v + R$.
4. A variação da energia interna do gás ideal entre os estados de equilíbrio i e j não depende do processo e é igual a:

$$\Delta U_{i \rightarrow j} = n\bar{c}_v(T_j - T_i).$$

5. O trabalho que o gás ideal fornece ao exterior em um processo isotérmico reversível que evoluiu entre os estados de equilíbrio i e j é dado por:

$$W_{i \rightarrow j} = nRT_i \ln\left(\frac{V_j}{V_i}\right).$$

6. O rendimento de uma máquina térmica que funciona em ciclo é dado por:

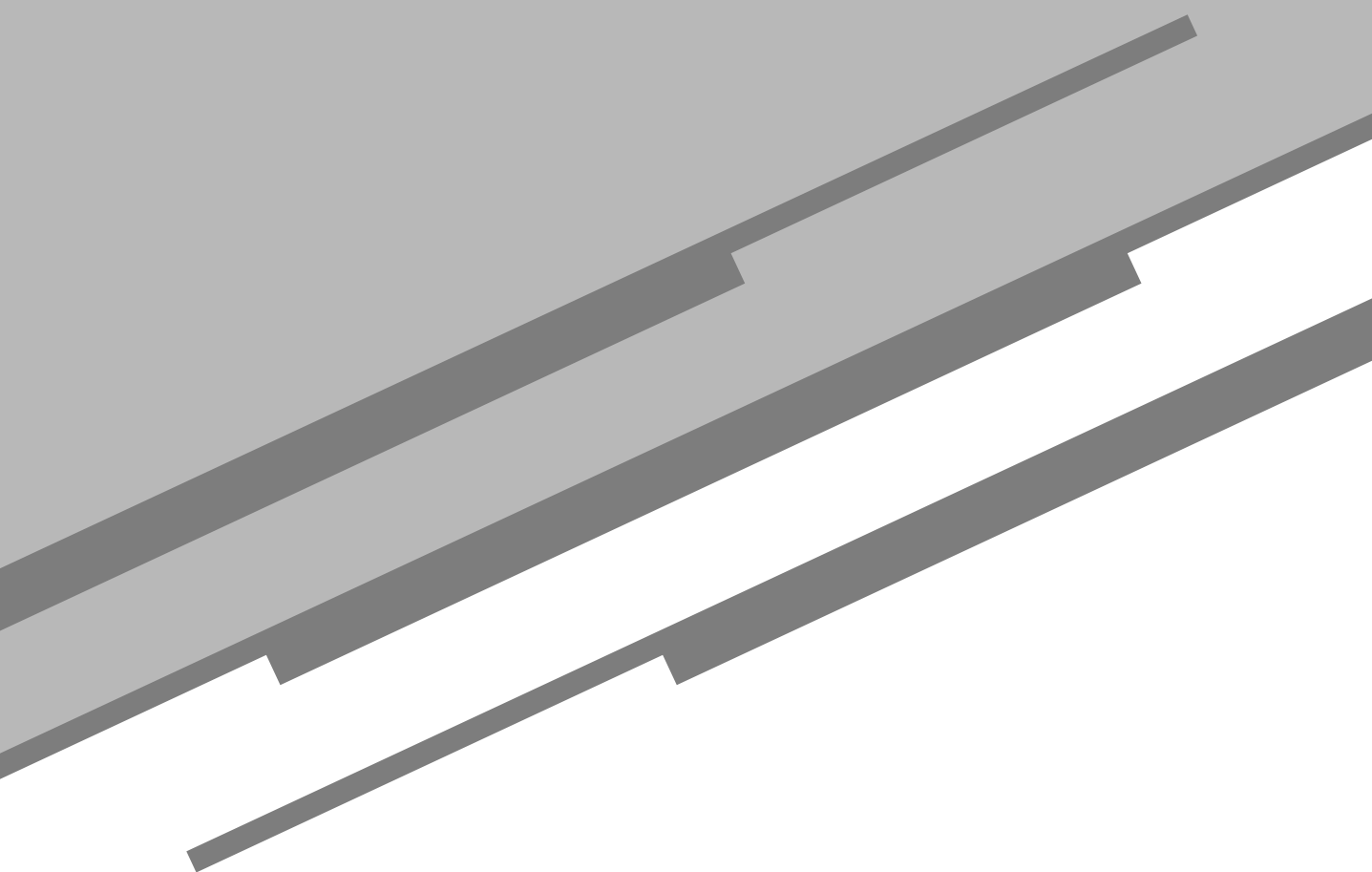
$$\eta = \frac{W_{total}}{\sum_i Q_{ext,i}}, \quad Q_{ext,i} > 0.$$

Leituras recomendadas

Leia sobre conservação da energia e máquinas térmicas na seção “Calor e termodinâmica” do livro de A. Máximo e B. Alvarenga, *Física: volume único*.

Leia, na parte 1 do livro-texto Física 2: *Física térmica, óptica*, do Grupo de Reelaboração do Ensino de Física (GREF), “A produção de movimento nas máquinas térmicas”, “O trabalho realizado no motor” e “Turbina a vapor: outro tipo de máquina térmica”.

**E para
terminar...**



A disciplina de Introdução às Ciências Físicas 2 teve como um dos seus objetivos discutir, com maior profundidade e sob um enfoque pedagógico de cunho experimental e construtivista, a Eletricidade e a Termodinâmica abordadas no Ensino Médio.

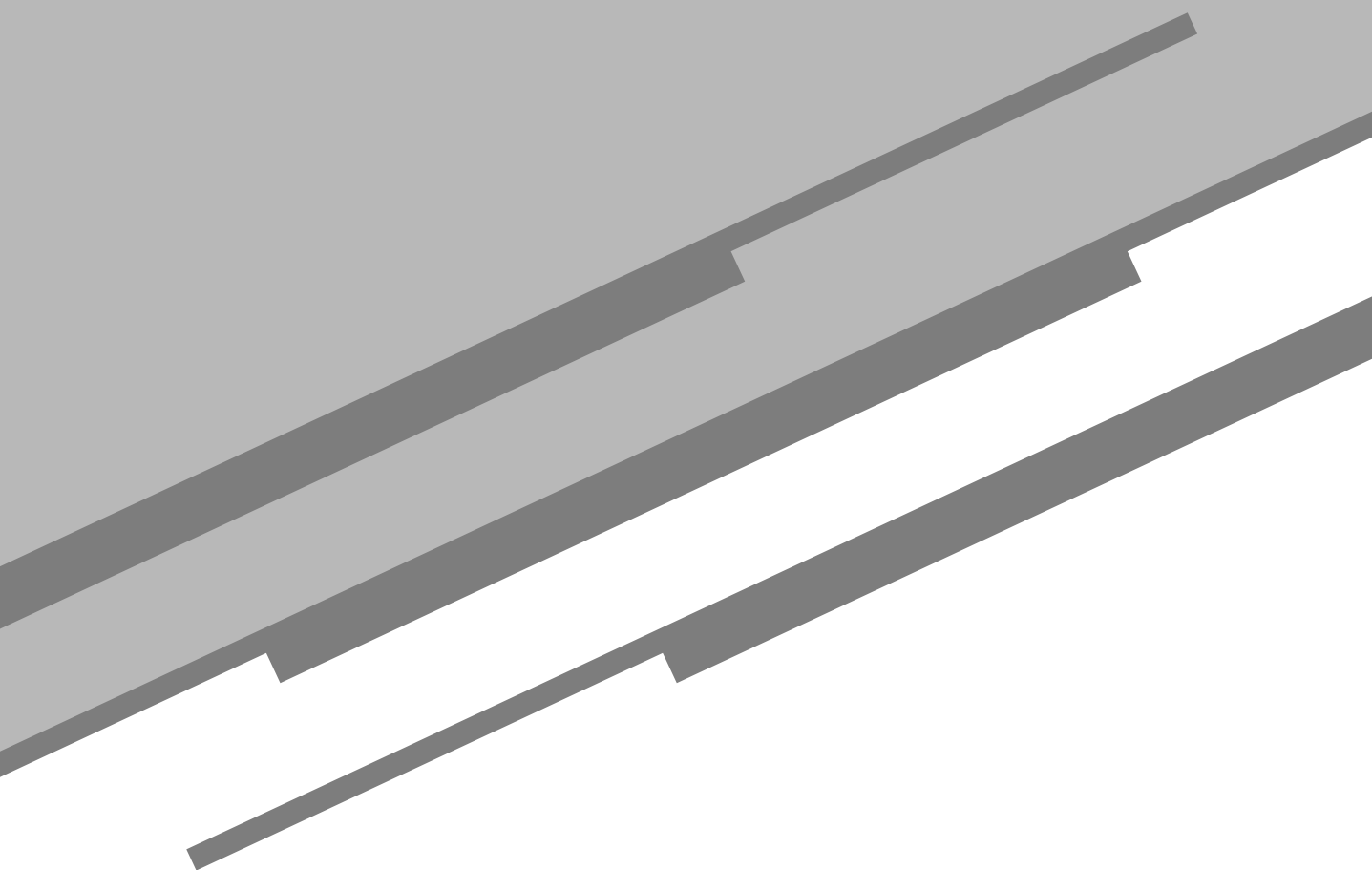
Pretendemos atingir esses objetivos através de experimentos, leituras e exercícios apresentados nos diferentes módulos.

Nos módulos, foram enfatizados a observação experimental e a realização de medidas; o planejamento de uma experiência; a obtenção de dados experimentais e a incerteza nesses dados; as medidas diretas de massa, temperatura, comprimento, área, volume, corrente elétrica, voltagem etc. Foram feitas também apresentações e interpretações de resultados experimentais, utilizando-se tabelas e gráficos e obtendo-se informações a partir destes.

Nos complementos, foram apresentados textos históricos com a finalidade de mostrar a evolução das ideias na Física e dos modelos a elas relacionados.

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 Eletricidade e Termodinâmica.

Referências



Aula 1

LUZ, Antônio Máximo Ribeiro; ÁLVARES, Beatriz Alvarenga. *Física*: volume único. São Paulo: Scipione, 1999.

ZNETIC, João; MENEZES, Luís Carlos de; HOUSONE, Yassuko. *Física*: física térmica e óptica. Gref: Grupo de Reelaboração do Ensino de Física. 2. ed. São Paulo: Edusp, 1998.

Aula 2

ALMEIDA, Maria Antonieta Teixeira. *Introdução às Ciências Físicas I*. v. 2. Módulo 2. 3. ed. Rio de Janeiro: Fundação Cecierj, 2006.

LUZ, Antônio Máximo Ribeiro; ÁLVARES, Beatriz Alvarenga. *Física*: volume único. São Paulo: Scipione, 1999.

PESCO, Dirce Uesu; ARNAUT, Roberto Geraldo Tavares. *Matemática básica*. v. único. 5. ed. Rio de Janeiro: Fundação Cecierj, 2009.

_____; _____. *Geometria básica*. v. 1. 2. ed. Rio de Janeiro: Fundação Cecierj, 2010.

ZNETIC, João; MENEZES, Luís Carlos de; HOUSONE, Yassuko. *Física*: física térmica e óptica. Gref: Grupo de Reelaboração do Ensino de Física. 2. ed. São Paulo: Edusp, 1998.

Aula 3

LUZ, Antônio Máximo Ribeiro; ÁLVARES, Beatriz Alvarenga. *Física*: volume único. São Paulo: Scipione, 1999.

ZNETIC, João; MENEZES, Luís Carlos de; HOUSONE, Yassuko. *Física*: física térmica e óptica. Gref: Grupo de Reelaboração do Ensino de Física. 2. ed. São Paulo: Edusp, 1998.

Aula 4

LUZ, Antônio Máximo Ribeiro; ÁLVARES, Beatriz Alvarenga. *Física*: volume único. São Paulo: Scipione, 1999.

ZNETIC, João; MENEZES, Luís Carlos de; HOUSONE, Yassuko.
Física: física térmica e óptica. Gref: Grupo de Reelaboração do
Ensino de Física. 2. ed. São Paulo: Edusp, 1998.

Aula 5

LUZ, Antônio Máximo Ribeiro; ÁLVARES, Beatriz Alvarenga.
Física: volume único. São Paulo: Scipione, 1999.

ZNETIC, João; MENEZES, Luís Carlos de; HOUSONE, Yassuko.
Física: física térmica e óptica. Gref: Grupo de Reelaboração do
Ensino de Física. 2. ed. São Paulo: Edusp, 1998.

Aula 6

LUZ, Antônio Máximo Ribeiro; ÁLVARES, Beatriz Alvarenga.
Física: volume único. São Paulo: Scipione, 1999.

ZNETIC, João; MENEZES, Luís Carlos de; HOUSONE, Yassuko.
Física: física térmica e óptica. Gref: Grupo de Reelaboração do
Ensino de Física. 2. ed. São Paulo: Edusp, 1998.

Aula 7

LUZ, Antônio Máximo Ribeiro; ÁLVARES, Beatriz Alvarenga.
Física: volume único. São Paulo: Scipione, 1999.

ZNETIC, João; MENEZES, Luís Carlos de; HOUSONE, Yassuko.
Física: física térmica e óptica. Gref: Grupo de Reelaboração do
Ensino de Física. 2. ed. São Paulo: Edusp, 1998.

Aula 8

LUZ, Antônio Máximo Ribeiro; ÁLVARES, Beatriz Alvarenga.
Física: volume único. São Paulo: Scipione, 1999.

ZNETIC, João; MENEZES, Luís Carlos de; HOUSONE, Yassuko.
Física: física térmica e óptica. Gref: Grupo de Reelaboração do
Ensino de Física. 2. ed. São Paulo: Edusp, 1998.

ISBN 978-85-7648-960-3



9 788576 489603



UENF
Universidade Estadual
do Norte Fluminense



GOVERNO DO
Rio de Janeiro

SECRETARIA DE
CIÊNCIA E TECNOLOGIA



Ministério da
Educação

