

**CEJA** >>

**CENTRO DE EDUCAÇÃO**  
de JOVENS e ADULTOS

# **CIÊNCIAS DA NATUREZA**

**e suas TECNOLOGIAS** >>

**Física**

**Fascículo 4**

**Unidades 9 e 10**

---

## GOVERNO DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO

---

Governador  
**Wilson Witzel**

Vice-Governador  
**Claudio Castro**

---

## SECRETARIA DE ESTADO DE CIÊNCIA, TECNOLOGIA E INOVAÇÃO

---

Secretário de Estado  
**Leonardo Rodrigues**

---

## SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO

---

Secretário de Estado  
**Pedro Fernandes**

---

## FUNDAÇÃO CECIERJ

---

Presidente  
**Gilson Rodrigues**

---

## PRODUÇÃO DO MATERIAL CEJA (CECIERJ)

---

Coordenação Geral de  
Design Instrucional  
**Cristine Costa Barreto**

Elaboração  
**Claudia Augusta de Moraes Russo**  
**Ricardo Campos da Paz**

Revisão de Língua Portuguesa  
**Ana Cristina Andrade dos Santos**

Coordenação de  
Design Instrucional  
**Flávia Busnardo**  
**Paulo Miranda**

Design Instrucional  
**Aline Beatriz Alves**

Coordenação de Produção  
**Fábio Rapello Alencar**

Capa  
**André Guimarães de Souza**

Projeto Gráfico  
**Andreia Villar**

Imagem da Capa e da Abertura das Unidades  
**<http://www.sxc.hu/browse.phtml?f=download&id=1381517>**

Diagramação  
**Equipe Cederj**

Ilustração  
**Bianca Giacomelli**  
**Clara Gomes**  
**Fernando Romeiro**  
**Jefferson Caçador**  
**Sami Souza**

Produção Gráfica  
**Verônica Paranhos**

# Sumário

Unidade 9	Calor e Energia: a primeira lei da termodinâmica	5
-----------	--	---

---

Unidade 10	Entropia e a segunda lei da termodinâmica	37
------------	---	----

---

Prezado(a) Aluno(a),

Seja bem-vindo a uma nova etapa da sua formação. Estamos aqui para auxiliá-lo numa jornada rumo ao aprendizado e conhecimento.

Você está recebendo o material didático impresso para acompanhamento de seus estudos, contendo as informações necessárias para seu aprendizado e avaliação, exercício de desenvolvimento e fixação dos conteúdos.

Além dele, disponibilizamos também, na sala de disciplina do CEJA Virtual, outros materiais que podem auxiliar na sua aprendizagem.

O CEJA Virtual é o Ambiente virtual de aprendizagem (AVA) do CEJA. É um espaço disponibilizado em um site da internet onde é possível encontrar diversos tipos de materiais como vídeos, animações, textos, listas de exercício, exercícios interativos, simuladores, etc. Além disso, também existem algumas ferramentas de comunicação como chats, fóruns.

Você também pode postar as suas dúvidas nos fóruns de dúvida. Lembre-se que o fórum não é uma ferramenta síncrona, ou seja, seu professor pode não estar online no momento em que você postar seu questionamento, mas assim que possível irá retornar com uma resposta para você.

Para acessar o CEJA Virtual da sua unidade, basta digitar no seu navegador de internet o seguinte endereço:  
<http://cejarj.cecierj.edu.br/ava>

Utilize o seu número de matrícula da carteirinha do sistema de controle acadêmico para entrar no ambiente. Basta digitá-lo nos campos "nome de usuário" e "senha".

Feito isso, clique no botão "Acesso". Então, escolha a sala da disciplina que você está estudando. Atenção! Para algumas disciplinas, você precisará verificar o número do fascículo que tem em mãos e acessar a sala correspondente a ele.

Bons estudos!





# **Calor e Energia: a primeira lei da termodinâmica**

**Fascículo 4**  
**Unidade 9**



# Calor e Energia: a primeira lei da termodinâmica

*Para início de conversa...*



“Moro num país tropical...”, canta Jorge Ben Jor. Isso significa que falamos muito de calor, dias quentes, praia e sol. Num dia quente de verão procuramos ventiladores ou ambientes com ar-condicionado.

Outra situação que também envolve altas temperaturas é o motor de um carro. Ele produz calor por meio das reações químicas entre oxigênio e gasolina vaporizada que ocorrem nos seus cilindros. Os cilindros empurram os pistões que realizam trabalho e movem o carro.



Mas você deve estar se perguntando: qual é a relação entre o calor dos dias quentes e o motor de um carro?

Tudo isso tem muito a ver com o assunto desta e da próxima unidade: Termodinâmica, palavra que significa “movimento do calor”. Você já viu o conceito de temperatura nas unidades anteriores, sabe o que é um termômetro e já ouviu muito a palavra “quente”. Na linguagem cotidiana os termos “calor” e “temperatura” costumam ser utilizados como sinônimos. No entanto, veremos que esses dois termos possuem significados bem distintos em física.

## Objetivos de Aprendizagem

- Conceituar calor;
- relacionar calor com trabalho e energia interna;
- aplicar a primeira lei da termodinâmica a experimentos simples;
- distinguir os processos isobáricos, adiabáticos, isocóricos e isotérmicos.

## Seção 1

### 0 experimento de Joule e a definição de calor

Até meados do século XIX a termodinâmica e a mecânica eram consideradas disciplinas distintas. Supunha-se que o calor era um fluido sem massa, denominado calórico, que passava de um corpo quente para um corpo frio e que nunca podia ser destruído. Podia-se fazer modelos matemáticos utilizando-se essa imagem do calor como um fluido que na realidade descrevia muito bem alguns experimentos. Assim, grandes nomes da ciência da época como Lavoisier, Laplace, Fourier e outros defendiam a teoria do calórico. No entanto, havia um número considerável de cientistas que acreditavam – embora sem poder provar – que havia uma relação entre calor e o movimento das partículas que compunham a matéria. Dentre estes destacavam-se Descartes, Bacon, Hooke e Newton.

Para iniciarmos a nossa discussão de termodinâmica, vamos definir dois termos importantes: **sistema** e **ambiente**. Sistema é a região que nos interessa estudar em relação a trocas de energia com o ambiente, e este é a região que circunda o sistema. Assim, se quisermos estudar o resfriamento de uma xícara de café, podemos definir a xícara como nosso sistema e o resto do universo como ambiente.



O estado do sistema é caracterizado por algumas grandezas mensuráveis, como temperatura, volume, pressão etc. Se pelo menos uma delas varia, o sistema mudou de estado. Dependendo do contexto, a mudança de estado pode significar algo mais drástico, como a mudança de água para vapor etc.

#### Adiabático

Sistema que apresenta isolamento a qualquer troca de calor ou matéria com o meio externo.

Lembremos que dois objetos estão em equilíbrio térmico se suas temperaturas não variam ao serem colocados em contato. Vimos também que um sistema isolado termicamente não muda seu estado – não muda sua temperatura. Neste caso, dizemos, então, que as paredes do recipiente são **adiabáticas**. Um sistema não isolado termicamente possui paredes **diatérmicas**.

#### Diatérmica

Qualidade do material que permite a passagem de calor.

James Joule realizou alguns experimentos fundamentais para estabelecer o conceito de calor. Em um recipiente bem fechado, uma palheta poderia agitar a água nele contida. A pá era acionada pela queda de massas acopladas ao eixo da palheta como exemplificado na figura 1.

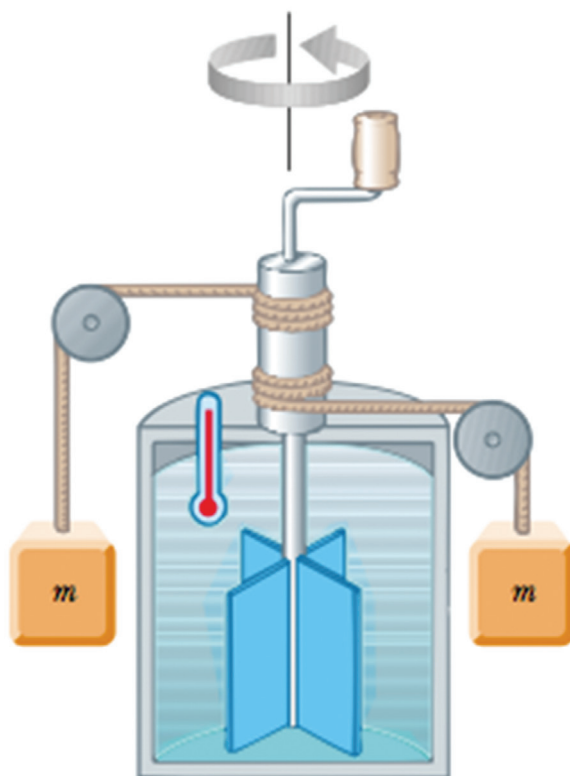
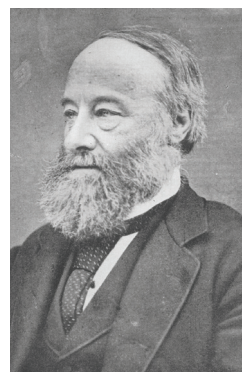


Figura 1: Aparato experimental de Joule. Um recipiente contém água que pode ser agitada pelo movimento das pás quando as massas caem. Um termômetro mede a variação da temperatura.

Saiba Mais

**James Prescott Joule** (1818 – 1889) foi um físico britânico que estudou a natureza do calor e descobriu as suas relações com o trabalho mecânico. Suas descobertas o direcionaram para a teoria da conservação da energia (também conhecida com a Primeira Lei da Termodinâmica). A nomenclatura joule, para unidade de trabalho no Sistema Internacional, só foi estipulada após sua morte, em sua homenagem.

Joule trabalhou com Lorde Kelvin, para desenvolver a escala absoluta de temperatura, também encontrou relações entre o fluxo de corrente através de uma resistência elétrica e o calor dissipado, agora chamada Lei de Joule.



Inicialmente o sistema possuía paredes adiabáticas, ou seja, estava termicamente isolado. Na prática, as paredes do recipiente estavam revestidas por fora de isopor ou algo similar. A queda dos pesos transformava a sua energia potencial em energia de movimento das pás, que por sua vez agitavam a água. A quantidade de energia depositada na água é simples de calcular, pois sabemos que o trabalho da força da gravidade quando uma massa cai de uma altura  $h$  é: trabalho = força X distância, que usualmente escrevemos:

$$W = F \cdot d = m \cdot g \cdot h$$

Por exemplo, se uma massa de 10 kg cai da altura de 1 m,  $W = 10 \times 9,8 \times 1 = 98 \text{ J}$  (lembre que unidade de energia mecânica é expressa em joules).

James Joule observou que a água ficava aquecida, ou seja, a temperatura da água aumentava de  $T_0$  para  $T_1$ . Se o isopor for removido (ou seja, usando agora paredes diatérmicas), a temperatura da água volta ao seu estado inicial  $T_0$ . Em seguida, com as massas fixas e as paredes revestidas de isopor de novo (adiabáticas) um aquecedor foi mergulhado na água e passou-se uma corrente elétrica por ele de modo que a corrente elétrica realizasse o mesmo trabalho (em Joules) que a queda das massas anteriormente. De novo a temperatura do sistema subiu para  $T_1$ . Ou seja, a mesma quantidade de trabalho, independentemente da forma como é realizado, ocasiona a mesma mudança de estado do sistema.

No primeiro experimento a energia potencial gravitacional das massas foi transferida para a água, de modo que a **energia interna** do sistema aumentou. Definimos energia interna de uma substância como a soma da energia cinética de suas partículas constituintes (moléculas) mais a energia de atração entre elas. Quando um material é aquecido, a energia cinética de suas moléculas aumenta. Portanto, até aqui, podemos dizer que a lei de conservação da energia pode ser escrita como:

$$\Delta U = W$$

**Onde:**  $\Delta U$  é a variação de energia interna e  $W$  é o trabalho realizado no sistema.

Voltemos ao experimento de Joule. Agora vamos começar com o sistema na temperatura inicial  $T_0$  sem o revestimento de isopor, ou seja, paredes diatérmicas. Queremos levar o sistema de novo à temperatura  $T_1$  agitando as pás pela queda das massas. Observamos agora que precisamos realizar mais trabalho (deixar cair mais vezes as massas) para que o sistema atinja a temperatura  $T_1$ . Vemos que esse trabalho adicional é necessário porque o sistema perde energia para o ambiente por causa da diferença de temperatura da água, que é maior do que a do ambiente (e agora, com as paredes diatérmicas, pode haver troca com o ambiente). Portanto, chegamos à definição de calor e trabalho:

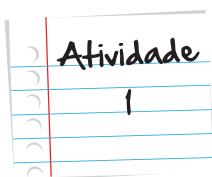
- **Calor é a energia transferida de um objeto a outro devido à diferença de temperatura entre eles.**
- **Trabalho é a transferência de energia que não se dá pela diferença de temperatura entre dois corpos.**

Observe que, no experimento de Joule, calor é a diferença entre o trabalho realizado sobre o sistema, no caso diatérmico, e o trabalho realizado, no caso adiabático.

Assim, a lei de conservação da energia agora se escreve:

$$\Delta U = W + Q$$

Atente para o fato de que na nossa convenção de sinais  $W > 0$  é o trabalho feito sobre o sistema, ou seja, que tende a aumentar a energia interna do sistema. O trabalho realizado pelo sistema é negativo. Essa convenção ficará mais clara quando examinarmos o sistema físico de um cilindro com gás sendo comprimido por um êmbolo que vai aparecer adiante. Quanto ao calor, escolhe-se  $Q$  positivo quando o calor é transferido para o sistema.



### Calculando a energia interna

Um certo sistema realiza um trabalho de 200J e ao mesmo tempo absorve 150J de calor. De quanto variou a energia interna do sistema?

Lembre-se:  
faça em uma  
folha a parte

## Seção 2

### Calor e calorias

No início dos estudos de termodinâmica, antes do reconhecimento da conexão entre a termodinâmica e a mecânica discutida na seção anterior, o calor era definido em termos da variação da temperatura ocasionada por ele mesmo (o calor). Existia uma unidade própria para quantificar o calor: a **caloria** (cal), que era definida como o calor necessário para elevar a temperatura de um grama de água de 14,5°C para 15,5°C, ou seja, aumentar apenas 1°C. Após os experimentos de Joule e de outros pesquisadores posteriormente, compreendeu-se que tanto o calor quanto o trabalho são formas de transferência de energia e ambos devem ser quantificados com a mesma unidade, o Joule, com a correspondência:

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

Essa relação é conhecida como o equivalente mecânico do calor.

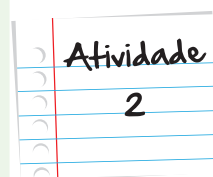


## Queimando calorias

Muitas vezes se fala em “calorias” quando se discute dieta alimentar. Na realidade, elas são quilocalorias (lembre, o prefixo quilo, cujo símbolo é k, significa mil). Ou seja, uma caloria alimentar, na realidade, vale 4186 J.

Assim, depois de uma refeição de 2000 calorias alimentares, quantas vezes devemos levantar um objeto cuja massa é de 100 kg à altura de um metro?

Lembre-se:  
faça em uma  
folha a parte



## Seção 3

### Calor específico

Quando transferimos calor de um corpo para o outro, podem acontecer duas situações:

- A temperatura do segundo corpo aumenta ou
- pode haver uma troca de estado físico deste corpo (um líquido se evaporar, um sólido se liquefazer etc.).

Essas duas situações podem acontecer sozinhas ou em conjunto, dependendo da quantidade de calor que é transferida entre eles.

Por enquanto, vamos supor que não haja troca de estado, apenas o aumento de temperatura. O quanto o segundo corpo vai variar a sua temperatura vai depender de algumas variáveis, como:

- a massa do corpo,
- o calor específico da matéria que constitui esse corpo e
- a quantidade de calor que é transmitida a ele.



O mesmo calor transferido para dois corpos de mesma massa pode aquecer muito mais um deles, dependendo do tipo de material de que são feitos (metal aquece mais do que a água, por exemplo). A relação entre o calor transferido e o aumento da temperatura é a seguinte:

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

Onde:

- $Q$  é a quantidade de calor fornecida;
- $m$  é a massa do material que recebe o calor;
- $\Delta T$  (lê-se delta T) é a variação na temperatura do corpo, causada pela transferência de calor e
- $c$  é o calor específico do material.

Pela fórmula, o calor específico deve ter a unidade  $J/(kg \times ^\circ C)$ . Observe que o calor específico também pode ser dado em  $cal/(g \times ^\circ C)$ , ou seja, calor pode ser dado em joules ou calorias e a massa em quilograma ou grama. Deve-se tomar cuidado com as unidades e utilizá-las de forma consistente nos problemas. Quando usamos uma massa em kg (quilogramas), o calor específico deve ter kg em sua unidade. Quando a massa for em g (gramas), o calor específico deve ser dado em função de g.

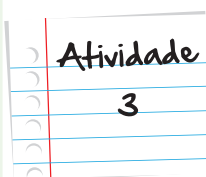
Já vimos anteriormente que, para se aumentar de um grau Celsius, um grama de água (na pressão atmosférica usual), é necessária 1 caloria. Portanto, o calor específico da água é  $C_{\text{água}} = 1 \text{ cal}/(g \times ^\circ C)$  ou  $C_{\text{água}} = 4.186 \times 10^3 \text{ J}/(kg \times ^\circ C)$ . Para converter um valor de  $c$  no outro, utilizamos as relações  $1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$  e  $1 \text{ g} = 10^{-3} \text{ kg}$ .

Nos problemas de troca de calor, a regra a ser seguida é simples: um corpo perde calor que é transferido para outro. Normalmente não se consideram perdas para o ambiente, mas se elas existirem devem ser levadas em conta nos cálculos também.

### Café morno?

Suponha que  $100 \text{ cm}^3$  de café na temperatura de  $95^\circ\text{C}$  sejam derramados numa xícara que está à temperatura de  $20^\circ\text{C}$  e é feita de  $150\text{g}$  de louça. Qual a temperatura final comum do café e da xícara, supondo que não haja perdas de calor para o ambiente? Vamos supor que o calor específico do material da xícara é  $c_x = 850 \text{ J}/(\text{kg}\times^\circ\text{C})$  e que o calor específico do café é  $4186 \text{ J}/(\text{kg}\times^\circ\text{C})$ . Considere também, para efeitos de cálculo, que  $1\text{L}=1 \text{ Kg}$ ."

Lembre-se:  
faça em uma  
folha a parte



## Seção 4

### Calor latente e mudanças de fase

Na seção anterior vimos que um corpo pode aquecer se receber calor (e esfriar se perder calor). Além disso, pode haver também uma mudança de fase:

- Sólida para líquida;
- Líquida para gasosa;
- Líquida para sólida;
- Gasosa para líquida.

Na mudança de fase, a energia transferida em forma de calor não resulta em mudança de temperatura, mas sim na alteração das características físicas da substância: gelo virar água, por exemplo. A energia recebida pelo gelo é utilizada para romper as ligações entre as moléculas (dizemos que houve um aumento da energia potencial intermolecular) e não para aumentar a energia cinética das moléculas.





A quantidade de energia na forma de calor necessária para a mudança de fase de uma quantidade de massa  $m$  de uma substância pura é:

$$Q = \pm m \times L,$$

onde:  $L$  é chamado de **calor latente** da substância em questão.

Por exemplo, quando o gelo se transforma em água, o calor latente é chamado de **calor latente de fusão** e vale

$$L_f = 3,33 \times 10^5 \text{ J/kg},$$

ou seja, para cada quilograma de gelo que derrete, 333.000 joules de calor são absorvidos. Se a água se transforma em gelo (no congelador da sua geladeira, por exemplo), para cada quilo de gelo formado a mesma

quantidade de calor, 333.000 joules, foi retirada da água. E agora você já entendeu o sinal na fórmula dada: o positivo significa que calor está sendo adicionado à substância, etc. Basicamente o mesmo vale para a vaporização da água (e condensação do vapor). Aqui temos o **calor latente de vaporização**, que para a água vale:

$$L_v = 2,26 \times 10^6 \text{ J/kg}.$$

Como exemplo vamos acompanhar a mudança na temperatura e as mudanças de fase de um bloco de gelo inicialmente à temperatura de  $-25^\circ\text{C}$  na figura 2, ao qual é fornecido calor a uma taxa constante. De  $a$  até  $b$  o bloco de gelo aquece (mas ainda na forma de gelo) até atingir a temperatura de  $0^\circ\text{C}$  no ponto  $b$ . De  $b$  a  $c$  o gelo se funde (ainda a  $0^\circ\text{C}$ ) e temos uma mistura de gelo e água. Aqui o calor de fusão é absorvido. No ponto  $c$  o gelo se transformou totalmente em água e agora a água começa a aquecer. De  $c$  a  $d$  a água aquece e em  $d$  ela chega a  $100^\circ\text{C}$ . De  $d$  a  $e$  a água se vaporiza e aqui de novo utilizamos o conceito de calor latente, só que agora de vaporização. Finalmente, no ponto  $e$  toda a água foi vaporizada e daí em diante o vapor começa a aquecer.

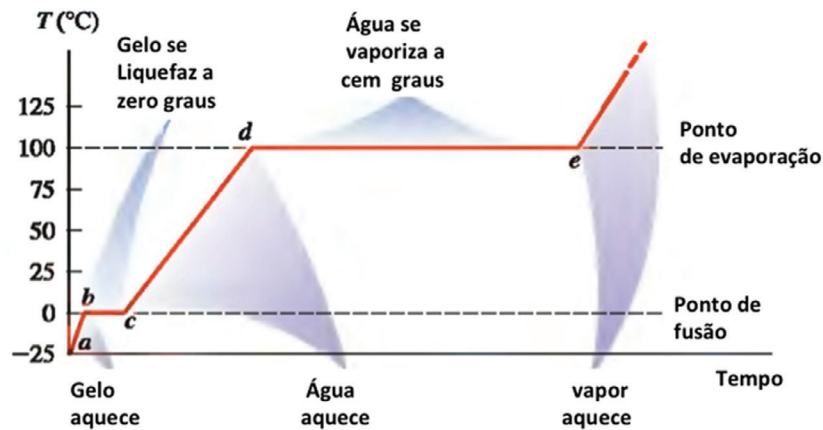
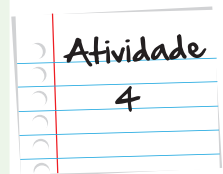


Figura 2: Gráfico da temperatura como função do tempo para certa quantidade de água inicialmente na forma de gelo.

Um líquido libera ou absorve energia quando se transforma em gás? E quando o mesmo gás se transforma em líquido?



Lembre-se: faça em uma folha a parte

## Seção 5

### Processos termodinâmicos e trabalho

Na aula anterior estudamos um gás ideal. Vamos lembrar que para um gás ideal vale a relação:

$$P \times V = n \times R \times T$$

Onde:

- $P$  é a pressão no interior do gás;
- $V$  é o volume do gás;

- $n$  é o número de moles do gás;
- $R = 8,1314 \text{ J}/(\text{mol}\cdot\text{K})$  é a constante universal dos gases e
- $T$  é a temperatura (que nesta expressão deve ser utilizada na escala absoluta, expressa em Kelvin).

Para os gases perfeitos, também vale que a energia interna só depende da temperatura. No caso de um gás monoatômico (ou seja, cujas moléculas sejam formadas por um único átomo), temos a seguinte expressão para a energia interna:

$$U = \frac{3}{2}nRT$$

Onde  $U$  representa a energia interna do gás,  $n$  o número de moles,  $R$  a constante universal dos gases e  $T$  a temperatura (Kelvin).

Vamos agora examinar alguns tipos mais comuns de processos termodinâmicos utilizando o sistema mostrado na figura 3, um cilindro oco, fechado numa extremidade e no qual um pistão pode deslizar sem atrito.

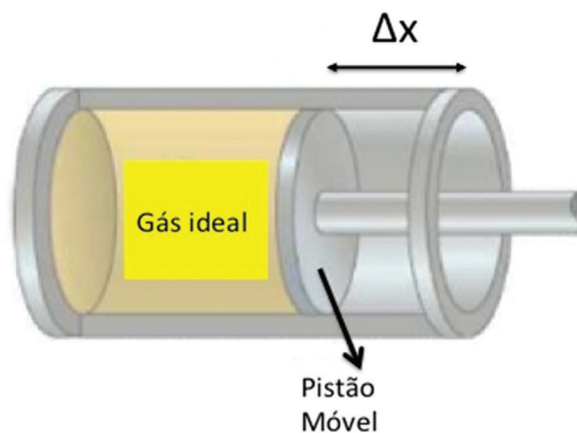


Figura 3: Cilindro contendo gás ideal com um pistão móvel que pode deslizar sem atrito. Na figura está indicado também um deslocamento  $\Delta x$  do pistão.

Podemos calcular o trabalho realizado pelo sistema quando o pistão avança uma distância infinitesimal  $\Delta x$  lembrando que o trabalho foi definido como força vezes a distância:  $W = F\Delta x$ , quando estudamos Mecânica. Por outro lado, a pressão no êmbolo (de área  $A$ ) do pistão é definida como  $P = F/A$  (pressão é força dividida pela área). Assim, a força é pressão vezes a área ( $F = P \cdot A$ ), de modo que a quantidade infinitesimal de trabalho  $\Delta W$  causada pelo deslocamento  $\Delta x$  é dada por:

$$W = P \cdot A \cdot \Delta x = P \cdot \Delta V,$$

onde também utilizamos o fato de que um pequeno deslocamento do pistão de  $\Delta x$  induz uma variação pequena

do volume do gás de  $\Delta V = \Delta x A$ , pois o volume do cilindro é base vezes a altura. E agora um último detalhe (e muito importante). Como na expressão da primeira lei convencionamos que o trabalho realizado **sobre** o sistema é positivo, então quando o sistema aumenta o volume ele faz um trabalho sobre o ambiente, de modo que o sinal na fórmula é negativo:

$$\Delta W = - P \cdot \Delta V.$$

Agora que já sabemos calcular o trabalho realizado pelo sistema em um deslocamento muito pequeno, vamos discutir alguns processos possíveis:

Um processo **isobárico** se dá com a pressão mantida constante. Ou seja, neste processo (idealizado) o pistão se desloca para a direita (na figura 3), o volume do gás aumenta (o volume interior dentro do cilindro) e a pressão do gás continua constante. Vamos supor que o volume aumentou de  $V_A$  para  $V_B$ . Como a primeira lei da termodinâmica vale durante o processo, a relação  $\Delta U = W + Q$  significa que o trabalho é necessariamente negativo (pois o pistão está realizando trabalho no ambiente). Por exemplo, se o gás mantiver a mesma temperatura (e portanto a mesma energia interna), então a energia interna não muda durante o processo e o cilindro tem que absorver calor (uma quantidade positiva na expressão da primeira lei) para contrabalançar o trabalho negativo.

Observe que o trabalho total é fácil de calcular, pois a pressão é constante. Assim, é só somar os volumes infinitesimais até obtermos a variação total de volume de A até B:

$$W = - P (V_B - V_A)$$

que é negativa, como já antecipamos. Na figura 4 mostramos um diagrama onde a pressão do sistema está no eixo vertical e o volume no eixo horizontal. O sistema sai da posição A e vai até a posição B. Ele varia o volume de  $V_A$  para  $V_B$  mantendo sempre a mesma pressão, que é igual  $P_A = P_B$ . O trabalho realizado pelo sistema é o negativo da área debaixo da curva entre A e B.

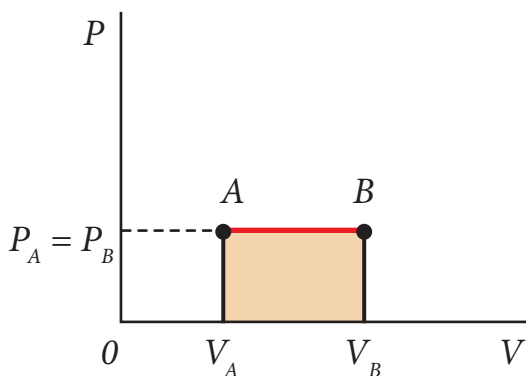


Figura 4: Diagrama PV para um processo isobárico. O sistema se movimentou do ponto A para o ponto B variando apenas o volume. A pressão continua a mesma durante o processo e é igual em A e B.

Agora vamos passar a um processo (também idealizado) executado com o gás sempre à mesma temperatura, denominado processo **isotérmico**. Para isso, vamos supor que o cilindro esteja encostado em um corpo de grande massa e com uma certa temperatura  $T$ . Esse corpo é chamado **reservatório térmico**. Ele não muda a temperatura mesmo que o calor seja absorvido dele (ou depositado nele) pelo cilindro. Como o gás obedece à lei dos gases perfeitos  $PV = nRT$  e a temperatura será mantida constante, o gás obedece à relação  $PV = \text{constante}$ . Assim, o gráfico de  $P$  contra  $V$  será o de uma hipérbole, como mostrada na figura 5.

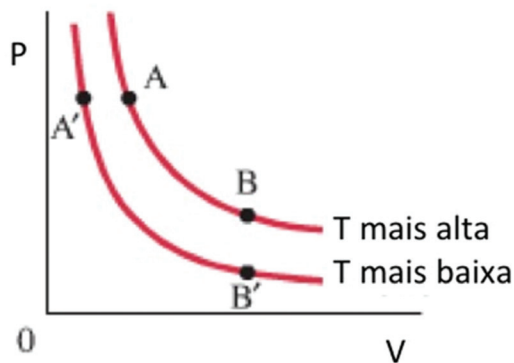


Figura 5: Diagrama PV de dois processos isotérmicos. Em cada uma das curvas, a temperatura é constante. O sistema sai de A e vai para B numa temperatura mais alta do que a temperatura que o sistema sai de A' para B'.

Como a temperatura se mantém constante enquanto o sistema evolui de A para B, a energia interna também não se modifica, e a primeira lei tem a forma:

$$\Delta U = 0 = W + Q \text{ e portanto } -W = Q.$$

Essa equação quer dizer que a quantidade de trabalho realizada pelo sistema no ambiente (que sabemos que é negativo, mas como tem um sinal de menos na expressão anterior ele se torna positivo) é igual ao calor absorvido pelo sistema (que é positivo). Observe que neste caso o trabalho (que é a área debaixo da curva entre A e B) não é tão simples de calcular, pois em cada momento a pressão varia (diferentemente do caso anterior).

Outro processo importante é o **adiabático**, ou seja, sem troca de calor entre o sistema (o gás) e o ambiente. Para isso, podemos supor que o cilindro esteja envolvido por isopor ou algo semelhante. Assim, na expressão da primeira lei,  $Q = 0$ , e portanto  $\Delta U = W$ , ou seja, o trabalho realizado pelo sistema quando o êmbolo desliza para a direita (que é negativo) é igual à variação da energia interna do gás e, portanto, a energia interna diminui. Isso significa que o gás dentro do cilindro esfriou.

Na figura 6 vemos a representação de um processo adiabático comparado com um isotérmico. Como a área embaixo da curva representa o trabalho realizado pelo sistema no processo (a área com sinal negativo), vemos que o trabalho na expansão isotérmica é maior (em módulo) do que o trabalho na expansão adiabática.



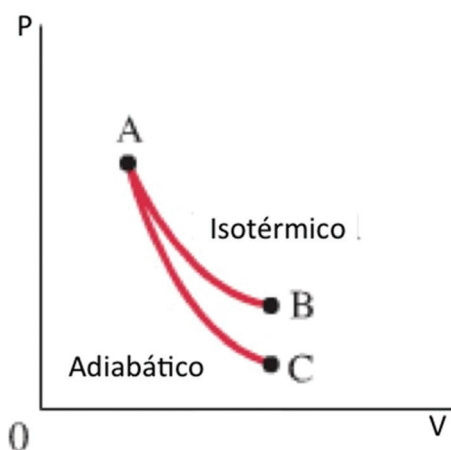


Figura 6: O sistema evolui do estado A para o estado B por uma transformação isotérmica ou do estado A para o estado C por uma transformação adiabática. Como a área embaixo da curva representa o trabalho realizado pelo sistema no processo (área com o sinal negativo), vemos que o trabalho realizado no processo isotérmico é maior do que o trabalho realizado no processo adiabático.

Outro processo possível é o **isovolumétrico** no qual o volume do gás não se altera (e portanto o trabalho é nulo). Daí, pela primeira lei, o calor recebido vai integralmente para aumentar a energia interna (e portanto a temperatura) do gás. O diagrama PV para esse processo seria uma reta vertical (mesmo volume sempre, mas a pressão aumentando, pois o gás estaria sendo aquecido).

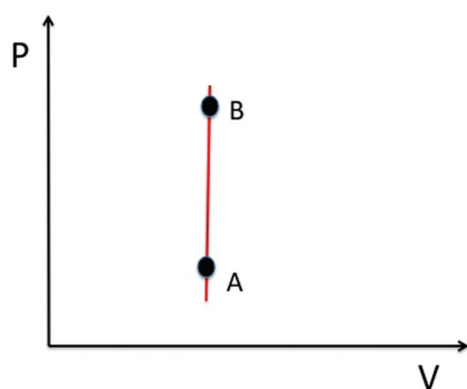


Figura 7: Processo isovolumétrico (volume constante). O sistema mantém o volume inicial e varia a pressão.

### Lei dos Gases

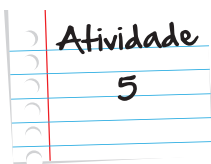
Uma transformação gasosa é toda alteração provocada em uma quantidade fixa de gás. Suponha um dado gás, encerrado em um recipiente fechado que é tampado por um êmbolo móvel, sendo assim possível a variação do seu volume. Visto que o recipiente é fechado, o número de mols presente nesse gás é constante. Desta forma, através da equação de estado dos gases ideais, podemos observar o seguinte:

$$pV = nRT \Rightarrow \frac{pV}{T} = nR = \text{constante}.$$

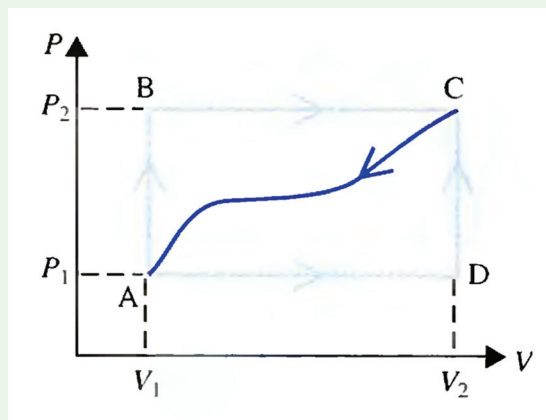
Como queríamos demonstrar, se

$$\frac{pV}{T} = \text{constante} \Rightarrow \frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{p_1 V_1}{T_1}$$

Essa equação traduz matematicamente a *Lei geral dos gases perfeitos*, relacionando os valores das variáveis de estado de dois estados quaisquer de um gás ideal (chamados de estado 0 e estado 1), supondo não haver alteração de massa durante o processo de variação de pressão, volume e temperatura, isto é, durante a transformação gasosa ocorrida.



O gás no cilindro do item anterior, inicialmente com volume  $V_1$  e pressão  $P_1$ , expande-se para o volume  $V_2$  e pressão  $P_2$  de duas formas, indicadas pelos caminhos  $A \rightarrow B \rightarrow C$  (processo 1) e  $A \rightarrow D \rightarrow C$  (processo 2). Veja a figura a seguir.



O calor absorvido pelo gás durante o processo 1 é 9,5 kJ e o trabalho realizado pelo sistema em expansão é de 4,4 kJ.

- Se o trabalho realizado pelo sistema no processo 2 é de 1,3 kJ, quanto de calor o sistema recebe (ou perde) em cada caso?
- O sistema é comprimido de volta à sua pressão e a volumes originais no processo  $C \rightarrow A$  no qual o trabalho realizado no sistema é de 2,5 kJ. Quanto de calor é absorvido ou emitido?

Lembre-se:  
faça em uma  
folha a parte

## Resumo

Iniciamos a aula com o conceito de calor, definido como energia absorvida ou emitida por diferença de temperatura. Depois, enunciamos a primeira lei da termodinâmica: a variação da energia interna de um sistema é igual ao calor trocado (positivo se absorvido) mais o trabalho realizado pelo sistema (positivo se realizado sobre o sistema). O calor específico de uma substância informa quanto de calor por unidade de massa ela deve absorver para que sua temperatura varie de um grau. O sistema pode mudar de estado emitindo ou absorvendo calor. E, finalmente, vimos que o sistema pode evoluir por meio de processos adiabáticos, isovolumétricos, isotérmicos ou isobáricos.

## Veja ainda...

### **A termodinâmica e a Revolução Industrial**

O desenvolvimento da termodinâmica se deu de modo bem acoplado com o desenvolvimento da tecnologia moderna de motores, ou seja, máquinas que realizam trabalho. Na realidade, a busca por dominar o fogo, principal fonte de energia térmica, se funde com o próprio desenvolvimento da humanidade. O fogo fascinou e ao mesmo tempo amedrontou os humanos por muito tempo, mas já no tempo da grande era glacial já se dominava o fogo como uma fonte de calor útil.

Até o final do século dezoito, o fogo foi utilizado principalmente para aquecimento, cozimento, para derreter metais e como uma fonte de luz.

A nova sociedade industrial no início do século dezoito necessitava cada vez mais de carvão. A água que se infiltrava nas minas tinha que ser extraída e era necessária outra fonte de energia que não a força dos braços. Denis Papin (1647) foi o primeiro a perceber a “potência motriz do vapor”: um tubo de metal contendo água era levado ao fogo e o vapor dentro dele levantava um pistão que deslizava no tubo. Depois o tubo era resfriado, o vapor condensava e o vácuo que se formava dentro do tubo puxava o pistão para dentro do tubo de novo e assim um peso de cerca de 30 quilos poderia ser levantado. As primeiras bombas de vácuo foram criadas por Thomas Savery (1698) e por Newcomen (1705). Posteriormente, James Watt (1736) produziu uma bomba mais eficiente e ficou rico cobrando dos mineradores uma fração do carvão adicional extraído graças às novas bombas.

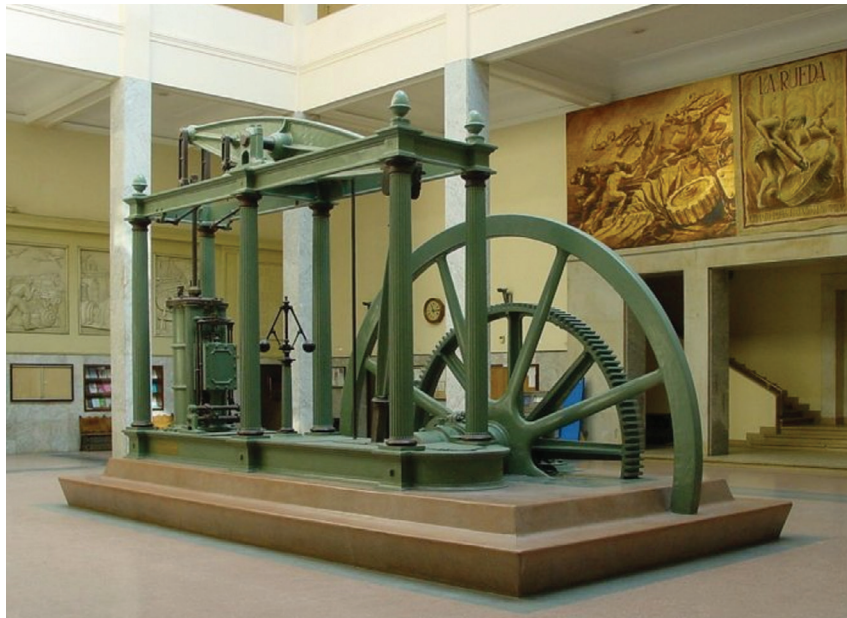


Figura 8: Máquina a vapor cirada por James Watt.

Em 1807, Fulton transformou a bomba na primeira máquina a vapor. As máquinas mudaram a natureza da sociedade humana, transformando-as em sociedades industriais. Do ponto de vista da física, é interessante perceber que a teoria da termodinâmica se consolidou muito depois que suas aplicações já eram um sucesso.

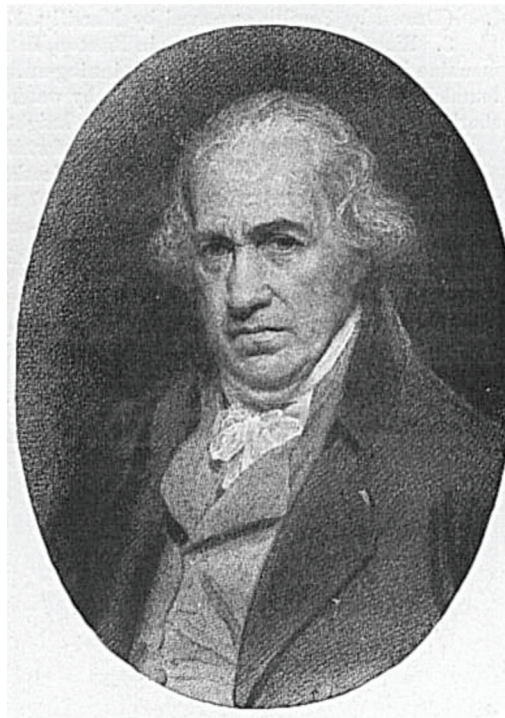
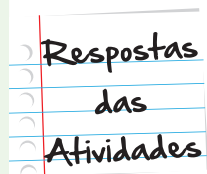


Figura 9: James Watt.

### Atividade 1

$\Delta U = -200 + 150 = -50J$ . Para o sistema realizar trabalho, implica que o trabalho é negativo (pois o sistema está perdendo energia) e ao mesmo tempo o calor transferido para o sistema (calor absorvido é positivo) tende a aumentar a energia interna.



### Atividade 2

A quantidade de energia em joules é:

$$E = 2000 \times 4186 = 8.37 \times 10^6 J.$$

Lembre que ao levantar uma massa  $m$  à altura  $h$  o trabalho realizado é

$$W = mgh = 100 \times 9.8 \times 1 = 980J$$

e para “gastar” essa refeição devemos realizar um trabalho total que é levantar  $n$  vezes a massa. O trabalho total deve ser igual à energia ingerida na forma de alimento:

$$E = W_{tot} = nW \text{ e portanto, } n = \frac{E}{W} = \frac{8.37 \times 10^6}{980} = 8540 \text{ vezes!}$$

Ou seja, não é fácil gastar 2000 calorias!

### Atividade 3

Pelo enunciado do problema, todo o calor perdido pelo café aquecerá a xícara e ambos atingirão a mesma temperatura. A temperatura final do café será menor do que a temperatura inicial, mas com a xícara acontecerá exatamente o contrário: sua temperatura final será maior do que a inicial. Assim, as trocas de calor serão dadas por:

$$Q_c = Q_x,$$

$$m_c (95 - T)C_c = m_x (T - 20)C_x,$$

isolando  $T$ :

$$m_x T C_x + m_c T C_c = m_x 20 C_x + m_c 95 C_c,$$

$$T = \frac{m_x 20 C_x + m_c 95 C_c}{m_x C_x + m_c C_c}.$$

Como a densidade da água (e do café) é de um quilograma por litro, 100 cm<sup>3</sup> correspondem a 100 g = 0.1 kg. Assim:

$$T = \frac{0.15 \times 20 \times 850 + 0.1 \times 95 \times 4186}{0.15 \times 850 + 0.1 \times 4186}$$

ou seja,  $T = 77,5$  °C. Café quente!

#### Atividade 4

Quando se transforma em gás, ele absorve energia. Quando se transforma em líquido, libera energia.

#### Atividade 5

- a. A) Da primeira lei, podemos encontrar o valor de  $\Delta U$  no processo 2, pois temos o valor do trabalho e do calor. Assim,

$$A \rightarrow B \rightarrow C \quad \Delta U = -4,4 + 9,5 = 5,1 J.$$

Porém, tanto o caminho  $A \rightarrow B \rightarrow C$  quanto o caminho  $A \rightarrow D \rightarrow C$  têm a mesma variação de energia interna, pois P e V (e portanto T) são os mesmos no início e no fim para os dois caminhos, e U só depende da temperatura. Assim,

$$A \rightarrow D \rightarrow C \quad Q = 5,1 + 1,3 = 6,4 J.$$

- b.  $C \rightarrow A$  Como o sistema vai de C para A, a variação de energia interna é a mesma do item anterior, só que com o sinal oposto. Assim,  $\Delta U = -5,1 J$  e da segunda lei:  $Q = -5,1 - 2,5 = -7,6 kJ$ .

#### Bibliografia

- HEWITT, Paul G. **Física conceitual**. Porto Alegre: Bookman, 2000.
- CASSIDY, David; HOLTON, Gerald; RUTHERFORD, James. **Understanding physics**. Springer, 2002.

- GIANCOLI, D. C. Physics: **Principles with applications**. 6ª ed., Prentice Hall, 2005.
- MULLER, I. A history of thermodynamics: **the doctrine of energy and entropy**. Springer, 2007.
- ATKINS, P. The laws of thermodynamics: **a very short introduction**, Oxford University Press, 2010.

## Imagens



• <http://www.sxc.hu/photo/1268244>



• <http://www.sxc.hu/photo/1344508>



• <http://www.sxc.hu/photo/946782>



• <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:SS-joule.jpg>



• <http://www.sxc.hu/photo/732685>



• <http://www.sxc.hu/photo/477592>



• <http://www.sxc.hu/photo/1145165>



• [http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Maquina\\_vapor\\_Watt\\_ETSIIM.jpg](http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Maquina_vapor_Watt_ETSIIM.jpg)



• <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Hw-watt.jpg>







# O que perguntam por aí?

## Questão 1 (Enem 2010)

Em nosso cotidiano, utilizamos as palavras "calor" e "temperatura" de forma diferente de como elas são usadas no meio científico. Na linguagem corrente, calor é identificado como "algo quente" e temperatura mede a "quantidade de calor de um corpo". Esses significados, no entanto, não conseguem explicar diversas situações que podem ser verificadas na prática.

Do ponto de vista científico, que situação prática mostra a limitação dos conceitos corriqueiros de calor e temperatura?

- a) A temperatura da água pode ficar constante durante o tempo em que estiver fervendo.
- b) Uma mãe coloca a mão na água da banheira do bebê para verificar a temperatura da água.
- c) A chama de um fogão pode ser usada para aumentar a temperatura da água numa panela.
- d) A água quente que está em uma caneca é passada para outra a fim de diminuir sua temperatura.
- e) Um forno pode fornecer calor para uma vasilha de água que está em seu interior com menor temperatura do que a dele.

## Gabarito

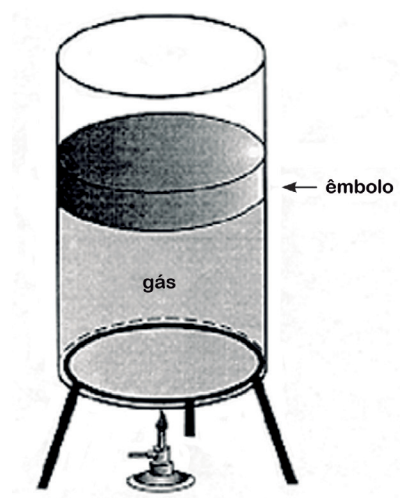
1. A. Calor e temperatura se referem a conceitos bem distintos em termodinâmica e normalmente diferem do significado usual do dia a dia. Por exemplo, na frase “O calor de um dia de verão” faz um mal uso da palavra “calor”, pois na realidade deveria ser “A temperatura de um dia de verão”. Se na questão “temperatura” for pensada (incorretamente) como “a quantidade de calor de um corpo”, então não deveria ficar constante, pois supostamente a água está absorvendo calor enquanto ferve.



# Atividade extra

## Questão 1

A figura mostra um cilindro que contém um gás ideal, com um êmbolo livre para se mover. O cilindro está sendo aquecido.



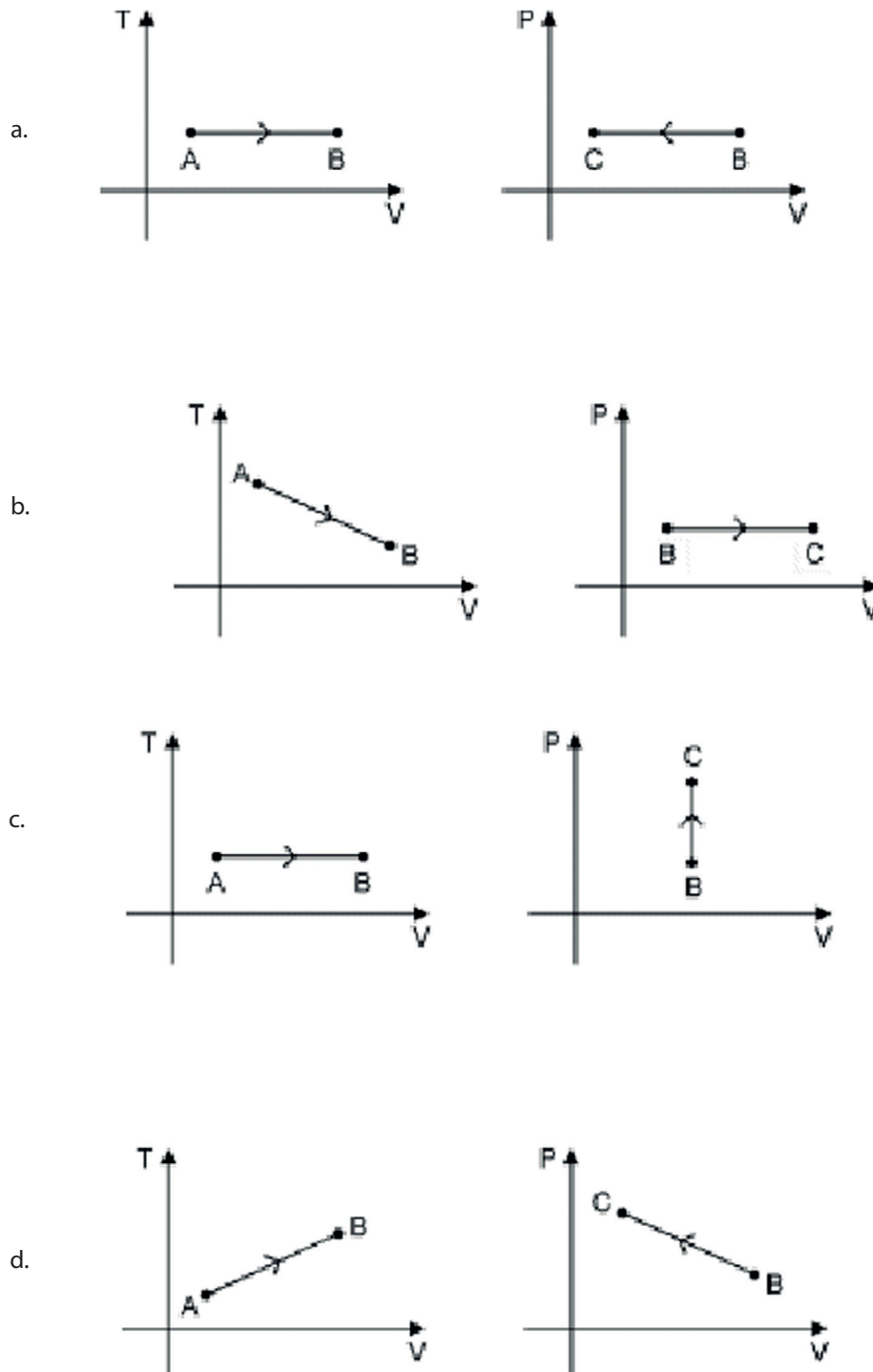
O processo que melhor descreve a transformação sofrida pelo gás é:

- a. o isovolumétrico;
- b. o isotérmico;
- c. o adiabático;
- d. o isobárico.

## Questão 2

Um gás ideal sofre uma transformação cíclica  $A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow A$ , em que  $A \rightarrow B$  é uma transformação isotérmica,  $B \rightarrow C$ , isobárica e  $C \rightarrow A$ , isovolumétrica.

Os gráficos da temperatura em função do volume ( $T \times V$ ) e da pressão em função do volume ( $P \times V$ ), para as transformações  $A \rightarrow B$  e  $B \rightarrow C$ , são, respectivamente:



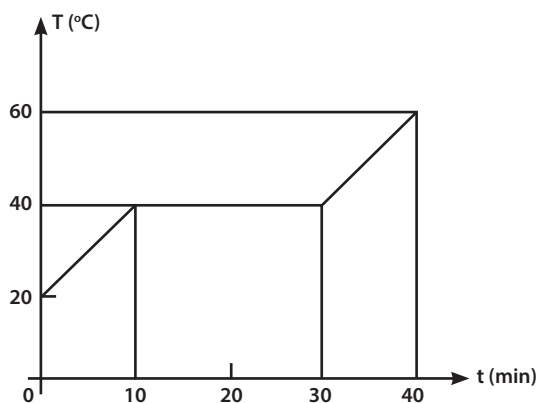
### Questão 3

O calor latente de fusão do gelo é  $80\text{cal/g}$ . Isso significa que:

- a. para elevar a temperatura de  $1\text{g}$  de gelo em  $1^\circ\text{C}$ , é preciso fornecer-lhe uma quantidade de calor de  $80\text{ cal}$ ;
- b. para fundir  $10\text{g}$  de gelo, já na temperatura de fusão, é preciso fornecer-lhe  $800\text{ cal}$ ;
- c. se fornecermos  $80\text{ cal}$  a  $80\text{g}$  de gelo, sua temperatura se elevará  $1^\circ\text{C}$ ;
- d. se fornecermos  $1\text{ cal}$  a  $1\text{g}$  de gelo, sua temperatura se elevará  $80^\circ\text{C}$ .

### Questão 4

No instante inicial  $t = 0$ , a temperatura de um corpo sólido homogêneo é de  $20^\circ\text{C}$ . Fornecendo calor a este bloco, através de uma fonte térmica com potência constante, observa-se a seguinte variação da temperatura no tempo:



Analisando as informações dadas, pode-se afirmar que o processo de fusão do sólido ocorreu entre os instantes:

- a. 0 a 10 min;
- b. 10 a 30 min;
- c. 30 a 40 min;
- d. 0 a 40 min.

## Questão 5

Um sistema termodinâmico, ao passar de um estado inicial para um estado final, tem 200 J de trabalho realizado sobre ele ( $W$ ), liberando 293 J sob forma de calor ( $Q$ ). Usando a 1ª lei da termodinâmica, indique o valor da energia interna ( $\Delta U$ ).

## Gabarito

### Questão 1

- A** **B** **C** **D**
- ☐ ☐ ☐ ☒

### Questão 2

- A** **B** **C** **D**
- ☒ ☐ ☐ ☐

### Questão 3

- A** **B** **C** **D**
- ☐ ☒ ☐ ☐

### Questão 4

- A** **B** **C** **D**
- ☐ ☒ ☐ ☐

### Questão 5

$W = - 200 \text{ J}$  (o trabalho é sobre o gás ),

$Q = - 293 \text{ J}$  (calor liberado),

$\Delta U = Q - W,$

$\Delta U = - 293 - (- 200) \text{ J},$

$\Delta U = - 93 \text{ J}.$







# Entropia e a segunda lei da termodinâmica

**Fascículo 4**  
**Unidade 10**



# Entropia e a segunda lei da termodinâmica

## Para início de conversa...

Alguns acontecimentos na natureza ocorrem apenas em uma única direção. No início do jogo de bilhar, por exemplo, a bola branca bate nas outras e elas se espalham na mesa. Não se observa um ajuntamento como o original no decorrer do jogo. Tal observação pode parecer óbvia, no entanto incorpora um dos conceitos mais profundos e importantes da Física, o de entropia.



Figura 1: Quando jogamos bilhar, tiramos as bolas de uma posição inicial que não pode ser reconstituída naturalmente, durante o jogo, ou seja, as bolas não voltam a sua posição inicial sozinhas, mas sim quando arrumadas pelo jogador.

Há uma profunda assimetria em alguns processos da natureza: energia térmica na forma de calor só se propaga do corpo mais quente para o mais frio, uma bola, quicando no solo, rapidamente chega ao repouso, mas nunca se viu uma bola de repente começar a quicar do nada. Embora nos processos inversos a energia também se conserve, eles nunca acontecem. Por quê? Essa é a questão central desta aula.

## Objetivos de Aprendizagem

- Enunciar a segunda lei da termodinâmica;
- Conceituar entropia;
- Aplicar a segunda lei da termodinâmica a experimentos simples;
- Compreender o funcionamento de máquinas térmicas, como geladeira e ar condicionado.

## Seção 1

# A conservação de energia não explica tudo

Na aula passada, estudamos a primeira lei da termodinâmica, que é basicamente uma reafirmação do conceito de conservação de energia mecânica na presença de fenômenos térmicos.

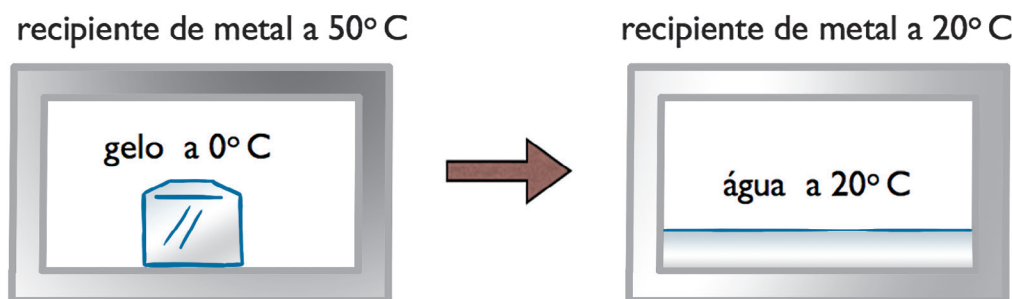
Vimos também que a energia interna de um corpo, de um cilindro, contendo gás, por exemplo, pode aumentar quando se realiza um trabalho sobre o corpo (comprimindo-se o gás) ou por meio da troca de calor. Lembremos que o calor foi definido como o mecanismo pelo qual energia é transferida de um corpo a outro por causa de uma diferença de temperatura entre eles. Também muitas vezes chamamos calor à quantidade de energia transferida por esse mecanismo.

Voltando à primeira lei, vemos que para um dado processo acontecer não é suficiente que a energia seja conservada. Por exemplo, quando um corpo é colocado em contato com outro corpo que possui temperatura mais elevada, o calor flui do corpo mais quente para o mais frio. Dizemos que esse é um processo irreversível, ou seja, ocorre naturalmente apenas em uma direção. Nunca se observou o calor fluindo do corpo mais frio para o mais quente, embora a energia total pudesse ser conservada num processo desse tipo.

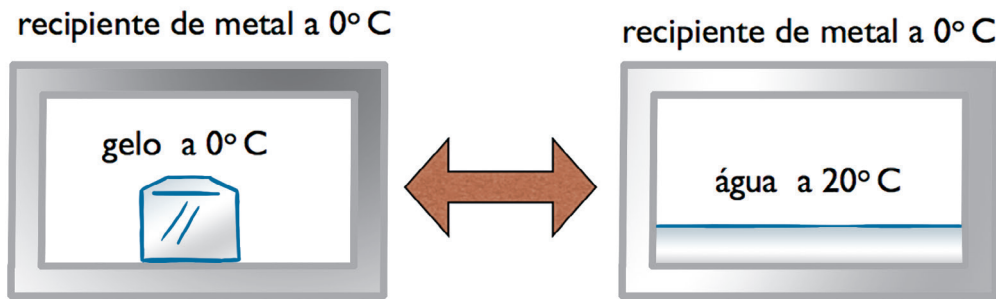
Apesar dessa direção privilegiada para os processos que ocorrem usualmente na natureza, podemos pensar numa classe de processos idealizados que seriam reversíveis. Um sistema que realiza um processo reversível está sempre perto do equilíbrio termodinâmico com o ambiente. Qualquer mudança sempre acontece a partir de mudanças infinitesimais nas condições do sistema. Um exemplo que utilizaremos no futuro é a reversão do fluxo de calor entre dois corpos cujas temperaturas sejam muito próximas, ajustando de modo infinitesimal uma temperatura ou outra (veja figura 2). De forma geral, um processo cíclico reversível é um processo que se repete (cíclico) no qual não há atrito mecânico interno, as forças mecânicas opostas diferem de forma infinitesimal em magnitude e qualquer troca de calor ocorre com diferença de temperatura desprezível entre o sistema e o ambiente.

### Infinitesimal

é uma expressão utilizada para se referir a alguma coisa muito pequena, porém maior do que zero.



**O calor flui sempre do recipiente para o gelo, derretendo-o. Depois o calor flui para a água, até que recipiente e água atinjam o equilíbrio térmico.**



**Por uma mudança infinitesimal na temperatura do recipiente,  
podemos inverter o fluxo do calor de modo ou a derreter o gelo  
ou a congelar a água**

Figura 2: Exemplo de processo irreversível (acima) e processo reversível (abaixo). Estamos supondo que os recipientes de metal estão isolados termicamente (por exemplo, estão contidos em caixas de isopor) de modo que as trocas de calor sejam só entre o recipiente e o gelo e/ou água.

Do ponto de vista das aplicações práticas, veremos que não é possível fabricarmos um motor que seja 100% eficiente (nem perto disso), mesmo que tenhamos a melhor tecnologia do universo.

Do ponto de vista das propriedades fundamentais da Natureza, temos que explicar porque as leis básicas da física (por exemplo, a Mecânica Clássica) são reversíveis (ou seja, na mecânica, se eu filmar um choque de duas bolas de bilhar e passar depois o filme de trás para frente, o processo ao contrário parece - e é - um processo permitido e usual da mecânica). De modo mais geral, os processos microscópicos fundamentais de toda a física são reversíveis. No entanto sabemos que muitos processos só acontecem numa única direção como a troca de calor exemplificada acima, o envelhecimento dos seres vivos e até o próprio passar do tempo, ou seja, a distinção entre passado e futuro. A resposta a todas as questões acima é dada pela Segunda Lei da Termodinâmica.

Existem algumas formulações sobre a segunda lei (e todas são equivalentes). Uma delas foi enunciada por Rudolf Clausius (1822-1888) da seguinte forma: Calor pode fluir espontaneamente de um corpo quente para um corpo frio, mas o calor não flui espontaneamente de um corpo frio a um corpo quente.

Já a formulação de William Thompson (1824-1907), mais conhecido como Lorde Kelvin, é a seguinte: não é possível um processo cíclico no qual calor é retirado de uma fonte quente e convertido inteiramente em trabalho.

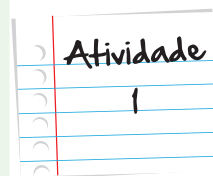
Veremos as implicações da segunda lei a seguir.

## Voltando atrás

Dentre os quatro processos a seguir quais deles podem ser considerados como reversíveis?

- a. Choque elástico de duas bolas de bilhar;
- b. Choque inelástico de duas bolinhas feitas de massa de modelar;
- c. Expansão adiabática de um gás num cilindro com êmbolo no qual a pressão externa é sempre mantida muito próxima da pressão interna.
- d. Expansão livre de um gás.

Anote suas  
respostas em  
seu caderno

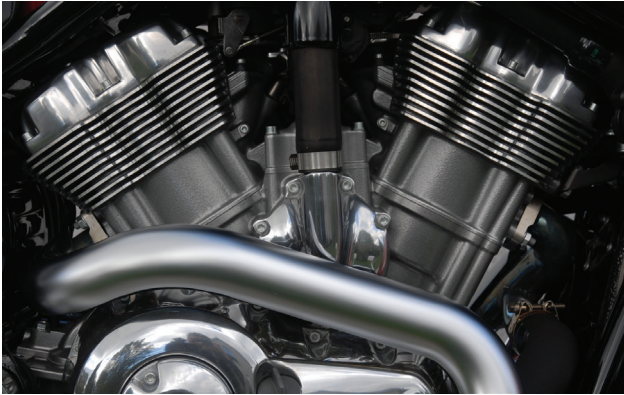


O filme do Woody Allen “Tudo pode dar certo” apresenta um cientista que se apaixona por uma moça mais jovem. No filme, alguns conceitos científicos são utilizados de forma qualitativa e muitas vezes divertida. Por exemplo, quando um personagem explica o que é entropia: “Entropia é como uma pasta de dente, depois de expelida a pasta nunca mais voltará para sua embalagem.” Veja o filme!



## Seção 2

# Máquinas térmicas e eficiência



Uma máquina térmica converte energia interna em energia mecânica. Um carro é um exemplo comum de máquina térmica.

A ideia básica por trás de uma máquina térmica é a obtenção de energia mecânica, quando o calor flui de uma temperatura mais alta para uma temperatura mais baixa, como esquematizado na Figura 3.

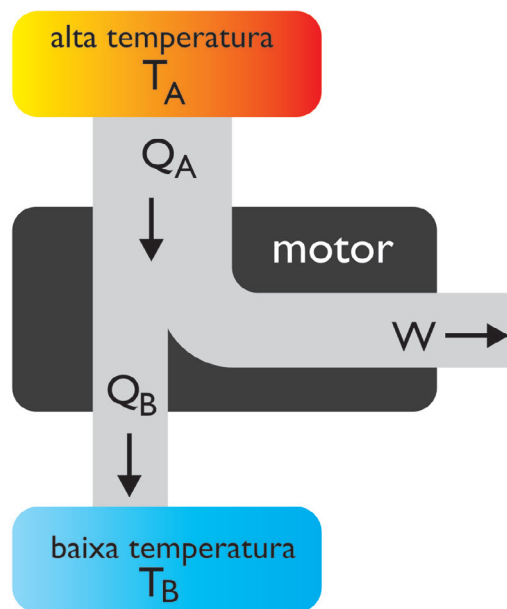


Figura 3: Diagrama de um motor. Calor  $Q_A$  é extraído do reservatório térmico à temperatura alta. Uma fração dele é convertida em trabalho  $W$  e o resto é depositado no reservatório térmico a baixa temperatura.

Os motores reais (de uma locomotiva a vapor ou de um carro, por exemplo) operam de forma cíclica, ou seja, estão sempre retornando ao seu estado termodinâmico inicial e executando o ciclo de novo. Portanto, voltam ao seu estado termodinâmico inicial, nos permitindo afirmar que a energia interna durante o ciclo não varia e; portanto, num ciclo (da primeira lei, veja unidade anterior):



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

ou seja,

$$Q_A = W + Q_B,$$

onde estamos utilizando uma convenção de sinais onde  $Q_A$ ,  $Q_B$  e  $W$  são sempre positivos.

Num sistema real, por exemplo numa máquina a vapor, a chama e os gases quentes na caldeira são o reservatório a alta temperatura e a água fria e o ar utilizado para condensar e esfriar o vapor compõem o reservatório frio.

Idealmente, gostaríamos da máquina mais eficiente possível, ou seja, que todo o calor extraído do reservatório quente fosse transformado em trabalho e nenhum calor fosse desperdiçado no reservatório frio.

Define-se a eficiência de uma máquina térmica como sendo a razão entre o trabalho realizado e a quantidade de calor fornecido, da seguinte forma:

$$e = \frac{W}{Q_A}$$

Se a máquina fosse perfeita, ou seja, 100% eficiente, teríamos que  $e = 1$  (todo o calor fornecido seria utilizado para se realizar o trabalho). No entanto, tal eficiência não é possível, nem mesmo com a melhor das tecnologias.

Pela conservação da energia explicitada pela fórmula anterior, temos que  $W = Q_A - Q_B$  e, sendo assim:

$$e = \frac{W}{Q_A} = \frac{Q_A - Q_B}{Q_A} = \frac{Q_A}{Q_A} - \frac{Q_B}{Q_A} = 1 - \frac{Q_B}{Q_A}.$$

Portanto:

$$e = 1 - \frac{Q_B}{Q_A},$$

conforme demonstrado pelo engenheiro Sadi Carnot (1796-1832).

Aqui nos interessa especialmente uma máquina reversível. Esta máquina não tem atrito, ou seja, ela não desperdiça energia nem se aquece, quando está operando. Claro que esta máquina é ideal, uma abstração. Mas ela é útil para estabelecer o mais alto rendimento possível de uma máquina. Ela é denominada máquina de Carnot.

Clausius também mostrou que para uma máquina reversível pode-se escrever a equação anterior como

$$e = 1 - \frac{T_B}{T_A},$$

onde a temperatura é a chamada temperatura absoluta e medida em Kelvin.

A eficiência acima é a melhor eficiência possível de uma máquina térmica, seu limite teórico.

Outra propriedade da máquina térmica reversível é que ela pode ser operada ao contrário. Um motor operando ao contrário é denominado um refrigerador. Se uma quantidade de trabalho  $W$  for realizada na máquina, então  $Q_B$  pode ser extraído do reservatório à temperatura mais baixa e depositado no reservatório à temperatura mais alta, de modo que a relação

$$Q_A = W + Q_B$$

continua valendo. Para um refrigerador, a Figura 3 continua valendo, apenas agora todas as flechas (que simbolizam os fluxos de calor e trabalho) são invertidas. Mais à frente, vamos descrever com detalhes o funcionamento de um refrigerador real, um aparelho de ar condicionado.

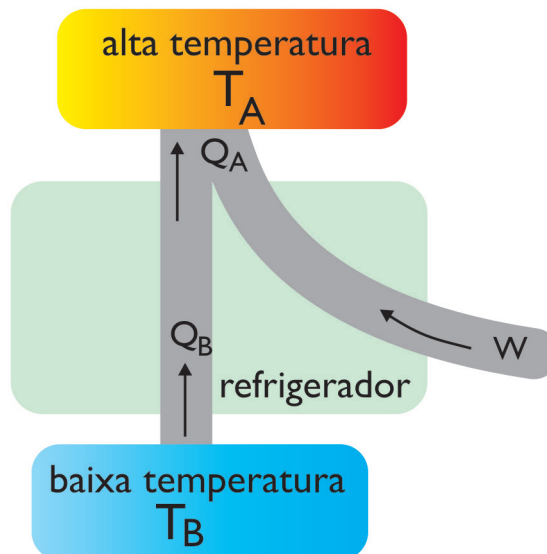
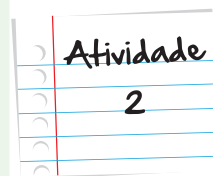


Figura 4: Diagrama de um refrigerador. Calor  $Q_B$  é extraído do reservatório térmico à temperatura baixa. Ele e o trabalho  $W$  são depositados no reservatório térmico a alta temperatura.

### Eficiência de um automóvel

Suponha que o motor de um automóvel tenha eficiência de 20% e que produza em média 15000J de trabalho mecânico por segundo, quando está em operação. Calcule quanto calor tem de ser fornecido ao motor por segundo e quanto calor é desperdiçado. Observe que aqui a “fonte quente” é o combustível do motor, queimando nas válvulas, e a fonte fria é o ar externo ao motor.



Anote suas  
respostas em  
seu caderno

## Seção 3

### Entropia e a segunda lei

Vamos agora discutir o conceito de entropia. De forma bem qualitativa, vamos identificar entropia como desordem. Se compararmos a matéria e a energia num gás com a matéria e a energia num cristal, vemos que a entropia é alta num gás e baixa num cristal: o gás é mais desordenado.

A entropia vai quantificar a “qualidade” da energia disponível. Energia sob uma forma ordenada e energia térmica não são iguais. Pode-se facilmente converter energia ordenada em energia térmica, mas o contrário é bem mais complicado. Por exemplo, se queirmos um tronco de madeira, convertemos a energia química de ligação das moléculas em energia térmica das moléculas, mas é claro que recriar o tronco a partir da energia térmica das moléculas é impossível, embora esteja de acordo com a lei de conservação da energia.

Dessas observações pode-se afirmar que a entropia de um sistema isolado jamais decresce. Usualmente, a entropia é representada pela letra S.

A definição matemática de entropia é a seguinte:

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T},$$

ou seja, a variação da entropia num certo processo é dada pela quantidade de calor fornecida de modo irreversível dividido pela temperatura (kelvin).

Se imaginarmos uma biblioteca bem silenciosa, ela pode representar um sistema de baixa temperatura com pouco movimento térmico desordenado. Em oposição, uma rua cheia de carros barulhentos vai representar um sistema de alta temperatura, com muito movimento térmico desordenado. Se pensarmos num espirro como sendo uma transferência de energia na forma de calor, vemos que a ação do espirro na biblioteca é muito maior no sentido de aumentar a desordem do que a ação do espirro na rua barulhenta. Observe que essa conclusão está de acordo com a fórmula acima: a mesma quantidade de calor trocada produz mais entropia onde a temperatura é menor.

Agora vamos pensar num outro exemplo. Suponha que você queira resfriar sua casa (que está na temperatura  $T_A$ ), usando um lago cuja água está fria na temperatura  $T_B$ ). Bombeando a água do lago para um recipiente na sua casa – por exemplo, a banheira – ela seria aquecida e retornada ao lago. Assim você estaria transferindo calor para o lago. E como fica o balanço de entropia? A entropia da sua casa diminui, pois o calor está saindo dela a uma temperatura mais alta (na fórmula anterior, o calor é negativo quando sai e portanto a variação de entropia também). Mas a variação de entropia do lago é positiva, pois o mesmo calor que saiu da casa é transferido para o lago que está a uma temperatura menor e, portanto, a sua variação de entropia será maior (mesmo numerador e denominador menor):

$$\Delta S_{\text{casa}} = \frac{-\Delta Q}{T_A} \text{ e } \Delta S_{\text{lago}} = \frac{\Delta Q}{T_B}.$$

Aqui ilustramos um aspecto importante da entropia: ela pode diminuir num determinado sistema (aqui: a casa), mas tem de aumentar no universo como um todo (aqui: casa e lago).

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{casa}} + \Delta S$$

Observe que calor é trocado (quanto de calor a casa perde o lago ganha) e estamos supondo que nenhum calor é trocado com o ar (estamos simplificando bastante o problema). Como o calor é o mesmo e as temperaturas são diferentes, a entropia sempre cresce, pois o calor sempre flui de um lugar (ou um corpo) com temperatura maior para outro de temperatura menor. Sendo o calor o mesmo, a entropia sempre cresce!

Assim, uma outra forma de enunciar a segunda lei da termodinâmica é a seguinte:



Nenhum processo é possível no qual a entropia do universo decresça, quando todos os sistemas que participam do processo são levados em conta.

### Cálculo da entropia

Calcule a variação de entropia num processo simples. Suponha que um quilograma de gelo a  $0^{\circ}\text{C}$  seja derretido e convertido em água a  $0^{\circ}\text{C}$  também. Calcule a variação em entropia, supondo que o processo seja reversível. O calor de fusão da água é  $L_f = 3,34 \times 10^5 \text{ J/kg}$ .

Atividade

3

Anote suas  
respostas em  
seu caderno

## Seção 4

### Um exemplo de máquina térmica: o aparelho de ar condicionado

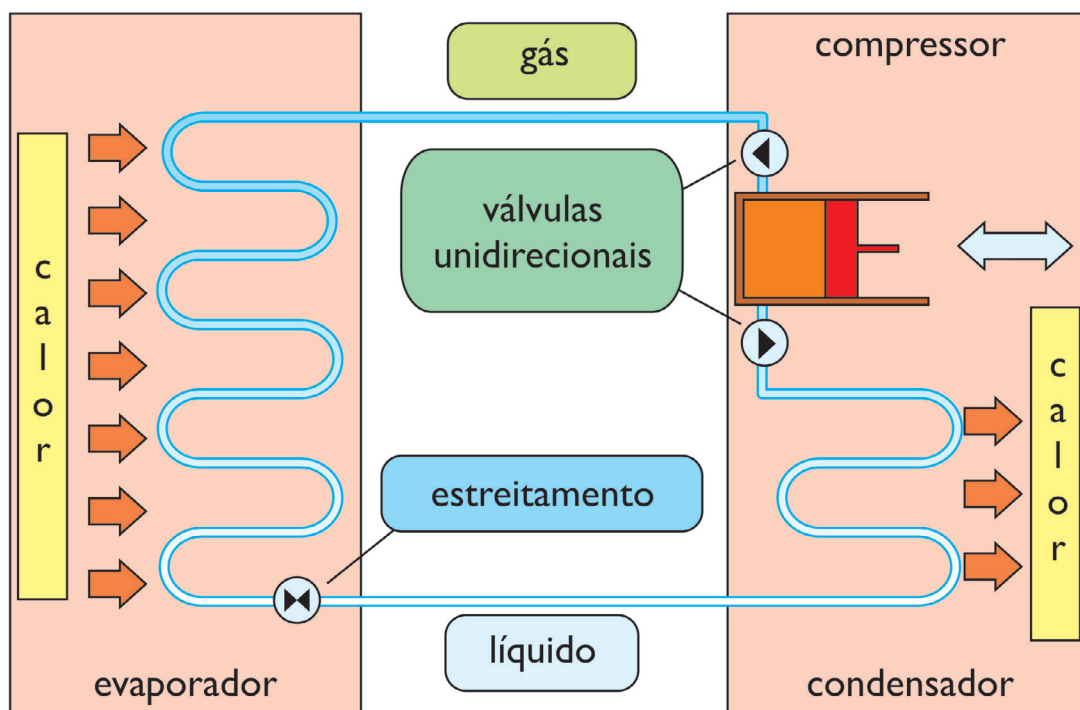


Figura 5: Esquema de um aparelho de ar condicionado. Ele é projetado para transferir calor de uma região mais fria para outra mais quente.

Vamos discutir em detalhe o funcionamento de uma máquina térmica: um aparelho de ar condicionado. Esse aparelho transfere calor de um corpo frio (seu quarto) para um corpo quente (o exterior da casa). Se lembrarmos o exemplo do lago, aqui parece que ocorre algo estranho. O calor sai de um corpo a temperatura mais baixa (ou seja, grande entropia) e é transferido para um corpo a temperatura mais alta (baixa entropia). Lembre que a temperatura está no denominador e o calor é o mesmo nos dois ambientes. Neste caso, parece que a entropia do universo diminuiu! Mas isso não é possível. Na realidade, temos de contar o aumento de entropia devido ao consumo de energia pelo ar condicionado (na Figura 4, o trabalho que é realizado no refrigerador pelo compressor, como veremos em seguida).

Conforme a Figura 5, o aparelho de ar condicionado possui três componentes fundamentais: o evaporador, o condensador e o compressor. O condensador fica na parte de fora do quarto (ou ambiente que se deseja esfriar), assim como o compressor, já o evaporador fica no interior do recinto que será resfriado.

Na serpentina, mostrada na figura, corre um fluido (denominado fluido de trabalho) que se liquefaz no condensador e se evapora no evaporador e nesse processo absorve calor no interior do quarto (no evaporador) e o transfere para fora (no condensador). Como discutido anteriormente, a transferência de calor de um corpo mais frio (o quarto) para um mais quente (o exterior do quarto) só é possível porque o compressor fornece a energia necessária para que o balanço de entropia seja o correto.

O evaporador é basicamente um longo cano de metal (bom condutor de calor e parecido com uma serpentina) por onde circula o fluido de trabalho. Sempre que esse fluido estiver mais frio que o ambiente (dentro do quarto) ele vai absorver calor (conforme a Figura 5).

Durante o processo de funcionamento do ar condicionado, o fluido sai do condensador como um líquido a alta pressão e temperatura próxima à temperatura do exterior do quarto. Ao passar por um estreitamento do cano que impede o fluxo do fluido, sua pressão cai muito (depois do estreitamento). Essa queda brusca de pressão, ocasionada pela passagem no estreitamento, faz com que o líquido se evapore ao entrar no evaporador.

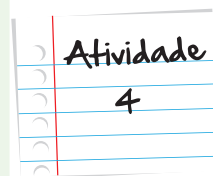
Ao evaporar dentro do cano, o fluido fica bem mais frio, pois para que as moléculas do líquido se separem ele necessita absorver energia térmica. Esse gás frio esfria o evaporador e o calor do interior do quarto é absorvido por ele. O fluido de trabalho sai do evaporador na forma de um gás a baixa pressão e se encaminha pelo cano para o compressor (na Figura 5, a parte de cima da serpentina).

O compressor então recebe esse fluido como um gás a baixa pressão e o comprime de modo que sua densidade fique muito maior. A compressão requer que haja trabalho e é nesse momento que o ar condicionado aumenta a sua conta de eletricidade. No processo de compressão o gás aumenta muito a sua temperatura. Ele a seguir vai para o condensador, que nada mais é do que um longo cano de metal na forma de serpentina (algo como o que se vê atrás da geladeira). Aqui o calor do fluido de trabalho é transferido para o meio ambiente, fora do quarto. O condensador está na temperatura ambiente e o fluido de trabalho se condensa de novo e volta a ser líquido. Quando o fluido de trabalho sai do condensador ele está na forma de um líquido frio a alta pressão.

## Ar condicionado e o enunciado da segunda lei

Um aparelho de ar condicionado viola a segunda lei como enunciada por Clausius?

Justifique.



Anote suas  
respostas em  
seu caderno



### A seta do tempo

Um aspecto muito interessante da segunda lei da termodinâmica é que ela especifica em que direção o tempo flui. Imagine que você esteja assistindo a um filme no qual todos os pedaços de um vaso que caiu no chão se juntam para formar o vaso de novo. Imediatamente, você percebe que o filme está rodando ao contrário. Este seria um processo típico no qual a segunda lei seria violada, ou seja, a entropia do universo diminuiria. Muitos outros processos semelhantes poderiam ser mencionados. Eles são impossíveis (ou melhor,

dizendo incrivelmente improváveis) no universo. É por isso que se diz que a segunda lei da termodinâmica fornece a "seta do tempo". Todos os processos que acontecem fazem com que a entropia do universo aumente.

Saiba Mais

## Resumo

Vimos as várias formulações da segunda lei. Definimos o conceito de entropia, que de forma bem qualitativa pode ser relacionado ao grau de desordem de um sistema. A entropia sempre cresce (ou, na melhor das hipóteses, fica constante) no universo. O exemplo de máquina térmica estudado foi um aparelho de ar condicionado, que transfere calor de um ambiente frio para um ambiente quente.

## Veja Ainda

### O choro da energia abandonada

A primeira lei da termodinâmica expressa algo que aprendemos ainda no Ensino Fundamental: a energia conserva-se. Eis um pequeno enunciado com grandes implicações sociais, econômicas e... biológicas.

A revolução industrial precisava converter calor (energia) em trabalho das máquinas para mover pistões, fábricas e trens. O engenheiro e físico francês Sadi Carnot (1796-1832) mostrou a ineficiência intrínseca dessa conversão: um motor transforma calor em trabalho, mas uma fração da energia é sempre perdida nessa transformação. Ou seja, é impossível construir uma máquina 100% eficiente.



Figura 6: Sadi Carnot.

Essa impossibilidade é consequência da segunda lei da termodinâmica – cujas implicações são ainda mais impactantes que as da primeira: corpos quentes esfriam-se, mas corpos frios não se esquentam espontaneamente; uma gota de tinta que cai na água se espalha e jamais se reagrupa. Essa assimetria da natureza tem uma implicação funesta para os seres vivos: o tempo corre sempre para frente.

#### Funesto

lamentável, infeliz, cruel, aterrador.



A segunda lei pode ser enunciada em termos de entropia, fenômeno que pode ser entendido como o grau de desorganização de um sistema: os estados de entropia alta de um sistema (perda de calor e tinta espalhada, em nossos exemplos) são mais prováveis que os de entropia baixa (corpo se aquecendo e tinta reagrupada).

Lição da segunda lei: a entropia sempre cresce no universo.

Mas, em partes do universo (ou de outro sistema qualquer), a entropia pode diminuir. Vejamos: o Sol é uma fonte quente em um fundo frio e isso torna possível o uso de sua energia. A luz solar, em temperatura alta (entropia mais baixa), é absorvida pelas plantas, que fazem fotossíntese e baixam sua entropia. A energia é, depois, irradiada de volta ao espaço, em temperatura mais baixa (maior entropia).

Assim, a Terra basicamente não absorve energia do Sol, mas sim a usa para baixar sua entropia: comemos as plantas – ou animais que as comem – e respiramos o oxigênio que elas produzem e, com isso, baixamos nossa entropia. Em outras palavras, mantemo-nos organizados.



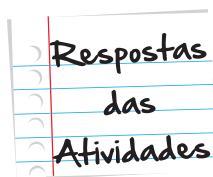
Figura 7: A segunda lei, desde o meio do Século XIX, perturba cientistas, filósofos e inspira visões pessimistas sobre o futuro: o universo, em média, se dissipa, se desorganiza, inexoravelmente. “O fim do mundo para completar uma evolução inevitável: esse é o Crepúsculo dos Deuses. A doutrina da entropia é a versão última não religiosa do mito”, escreveu o historiador e filósofo alemão Oswald Spengler (1880-1936), em O declínio do Ocidente, no qual devota um capítulo à entropia.

Hoje, a segunda lei é um dos pilares da física e um conceito fundamental para químicos, engenheiros e bioquímicos, entre outros.

O poeta brasileiro Augusto dos Anjos (1884-1914), em trecho de “O lamento das coisas”, traz sua versão da segunda lei: “Ouço, em sons subterrâneos, do Orbe oriundos / O choro da Energia abandonada! / É a dor da Força

desaproveitada / – O cantochão dos dínamos profundos, / Que, podendo mover milhões de mundos, / Jazem ainda na estática do Nada!”

Adaptado de texto do autor publicado originalmente na revista Ciência Hoje, 294, Julho de 2012.



### Atividade 1

- A) Um choque elástico é reversível, foi o exemplo das bolas de bilhar citado no texto.
- B) Um choque inelástico não é reversível, pois um tanto da energia cinética das bolinhas foi utilizada para aquecer e deformar a massa de moldar. Um filme da colisão passado ao contrário mostraria duas bolas grudadas que se separariam de forma espontânea, claramente algo que não acontece.
- C) O processo é reversível pois a força causada pelo gás no interior do pistão é balanceada pela força externa (as pressões são quase iguais). Assim, o gás se expande lentamente, sem trocar calor com o ambiente externo, e pode ser comprimido de volta da mesma forma.
- D) A expansão livre de um gás não é um processo reversível, pois não é um processo onde haja transformações infinitesimais.

### Atividade 2

Da expressão

$$e = \frac{W}{Q_A},$$

podemos calcular  $Q_A$ , pois temos  $W = 15000 \text{ J}$  e  $e = 0,2$ . Assim  $Q_A = 75000 \text{ J}$  por segundo.

Sabemos também que  $Q_A - Q_B = W$ , portanto  $Q_B = 60000 \text{ J}$  por segundo.

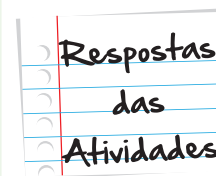
### Atividade 3

Temos que calcular o calor absorvido pelo gelo. Da aula anterior, temos que  $\Delta Q = mL_f$ , ou seja, como  $m = 1\text{kg}$ ,  $\Delta Q = 1 \times 3,34 \times 10^5 = 3,34 \times 10^5\text{J}$ . Daí, como  $\Delta S = \frac{\Delta Q}{T} = \frac{3,34 \times 10^5}{273} = 1,22 \times 10^3\text{ J/K}$ .

Observe que a temperatura absoluta deve ser sempre utilizada nos cálculos de entropia. A temperatura na qual o gelo derrete ( $0^\circ\text{C}$ ) é  $273\text{ K}$ .

### Atividade 4

Clausius enunciou a segunda lei com a afirmação de que o calor não flui espontaneamente de um corpo frio para o um corpo quente. Num aparelho de ar condicionado o compressor (que é um pequeno motor) força essa transferência, que não é espontânea. Sendo assim, um aparelho de ar condicionado não viola a segunda lei como enunciada por Clausius.



### Bibliografia

- Hewitt, Paul G. Física Conceitual. Bookman, Porto Alegre, 2000.
- Cassidy, David; Holton, Gerald; Rutherford, James. Understanding Physics. Springer, 2002.
- Giancoli, D. C. Physics, Principles with Applications. 6a. Edição, Prentice Hall, 2005.
- Atkins, P. The Laws of Thermodynamics - A very short introduction, Oxford University Press, 2010.

### Imagens



- André Guimarães



- <http://www.sxc.hu/photo/456134>.



- <http://www.sxc.hu/photo/1344508>



• <http://www.sxc.hu/photo/32647>



• <http://www.sxc.hu/photo/1396991>



• [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Sadi\\_Carnot.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Sadi_Carnot.jpg)



• <http://www.sxc.hu/photo/517386> • David Hartman.



# O que perguntam por aí?

## Questão 1 (Enem 2011)

Um motor só poderá realizar trabalho se receber uma quantidade de energia de outro sistema. No caso, a energia armazenada no combustível é, em parte, liberada durante a combustão para que o aparelho possa funcionar. Quando o motor funciona, parte da energia convertida ou transformada na combustão não pode ser utilizada para a realização do trabalho. Isso significa dizer que há vazamento da energia em outra forma. CARVALHO, A. X. Z. *Física Térmica*. Belo Horizonte: Pax, 2009 (adaptado).

De acordo com o texto, as transformações de energia que ocorrem durante o funcionamento do motor são decorrentes de:

- a) a liberação de calor dentro do motor ser impossível.
- b) a realização de trabalho pelo motor ser incontrolável.
- c) a conversão integral de calor em trabalho ser impossível.
- d) a transformação de energia térmica em cinética ser impossível.
- e) a utilização de energia potencial do combustível ser incontrolável.

## Gabarito

1. Letra C. Como vimos, não é possível ser construída uma máquina perfeita, cuja eficiência seja de 100%. A conversão total de calor em trabalho é até possível mas não numa máquina que opera ciclicamente. A máquina sempre vai desperdiçar QB.





# Atividade extra

## Questão 1

Uma máquina térmica retira calor de uma fonte quente, utilizando parte desse calor na realização de trabalho e liberando o calor restante para uma fonte fria. Esse processo ocorre devido à:

- a. conservação da energia no sistema;
- b. diminuição da energia interna;
- c. manutenção do equilíbrio térmico;
- d. variação da entropia na máquina.

## Questão 2

Em uma panela de pressão, usada para cozimento de alimentos, existe uma válvula que gira quando a temperatura no interior da panela aumenta em função da energia recebida da chama do fogão. Essa válvula possui furos convenientemente instalados que fazem com que o vapor aquecido saia tangencialmente, fazendo-a girar. Esse fenômeno ocorre devido à:

- a. dilatação térmica da válvula;
- b. diminuição da pressão no interior da panela;
- c. transferência de calor da chama para a válvula;
- d. transformação do calor em trabalho.

### Questão 3

A cada ciclo, uma máquina térmica extrai 45000 J de calor da sua fonte quente e descarrega 36000 J de calor na sua fonte fria. O rendimento máximo, em porcentagem, que essa máquina pode ter é de:

- a. 20;
- b. 25;
- c. 80;
- d. 100.

### Questão 4

Um motor de avião consome 10.000 J de calor e realiza 3000 J de trabalho mecânico por ciclo. O rendimento do motor é de:

- a. 45 %;
- b. 60 %;
- c. 70 %;
- d. 90 %.

### Questão 5

Uma máquina térmica realiza, em cada segundo, quatro ciclos. Em cada ciclo, a máquina recebe 1000J da fonte quente e cede 600J para a fonte fria. Qual a eficiência da máquina?



## Gabarito

### Questão 1

- A** **B** **C** **D**
- ☒ ☐ ☐ ☐

### Questão 2

- A** **B** **C** **D**
- ☐ ☐ ☐ ☒

### Questão 3

- A** **B** **C** **D**
- ☒ ☐ ☐ ☐

### Questão 4

- A** **B** **C** **D**
- ☐ ☐ ☒ ☐

### Questão 5

Temos  $Q_1 = 1000 \text{ J}$  e  $|Q_2| = 600 \text{ J}$ .

O rendimento a cada ciclo é dado por:  $\eta = 1 - \frac{Q_2}{Q_1}$ .

Logo,  $\eta = 1 - \frac{600}{1000}$ .

Então,  $\eta = 0,4 = 40\%$ .

