

CEJA >>

CENTRO DE EDUCAÇÃO
de JOVENS e ADULTOS

**CIÊNCIAS DA
NATUREZA**

e suas **TECNOLOGIAS** >>

Física

Fascículo 4

Unidades 9 e 10

Edição revisada 2016

GOVERNO DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO

Governador

Luiz Fernando de Souza Pezão

Vice-Governador

Francisco Oswaldo Neves Dornelles

SECRETARIA DE ESTADO DE CIÊNCIA, TECNOLOGIA E INOVAÇÃO

Secretário de Estado

Gustavo Reis Ferreira

SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO

Secretário de Estado

Antônio José Vieira de Paiva Neto

FUNDAÇÃO CECIERJ

Presidente

Carlos Eduardo Bielschowsky

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.](http://www.sxc.hu/browse.phtml?f=download&id=1381517)

[phtml?f=download&id=1381517](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 Bem 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.

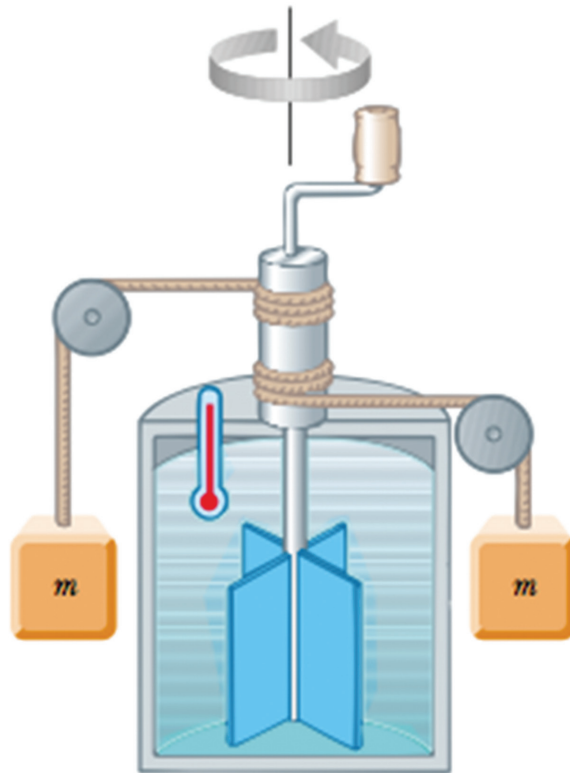
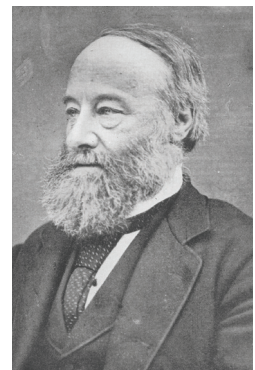


Figura 1: Aparato experimental de Joule. Um recipiente contém água que pode ser agitada pelo movimento das pás quando as massas caem. Um termômetro mede a variação da temperatura.

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: ΔU 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:

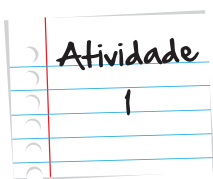
- **Calor é a energia transferida de um objeto a outro devido à diferença de temperatura entre eles.**
- **Trabalho é a transferência de energia que não se dá pela diferença de temperatura entre dois corpos.**

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:

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

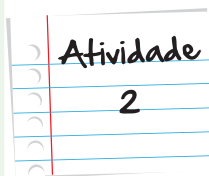
Essa relação é conhecida como o equivalente mecânico do calor.

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;
- ΔT (lê-se delta T) é a variação na temperatura do corpo, causada pela transferência de calor e
- c é o calor específico do material.

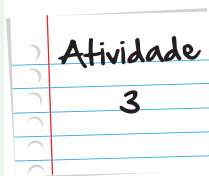
Pela fórmula, o calor específico deve ter a unidade $J/(kg \times ^\circ C)$. Observe que o calor específico também pode ser dado em $cal/(g \times ^\circ C)$, ou seja, calor pode ser dado em joules ou calorias e a massa em quilograma ou grama. Deve-se tomar cuidado com as unidades e utilizá-las de forma 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 cm^3 de café na temperatura de 95°C sejam derramados numa xícara que está à temperatura de 20°C e é feita de 150g 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°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°C no ponto b . De b a c o gelo se funde (ainda a 0°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°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.

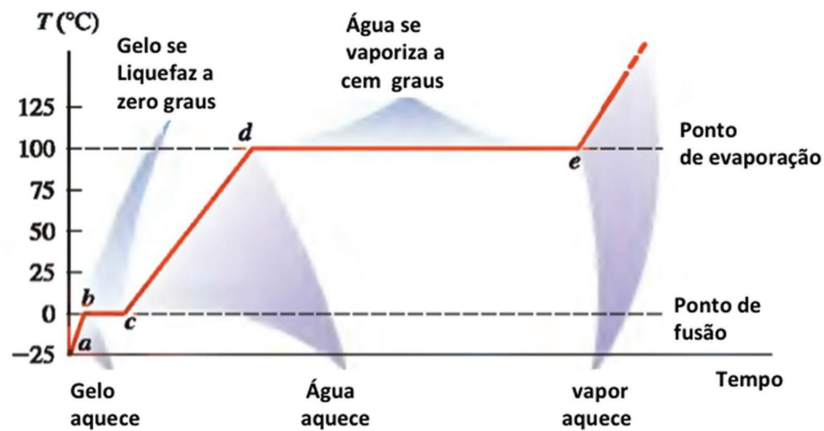
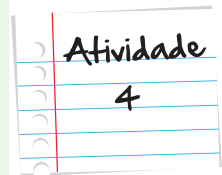


Figura 2: Gráfico da temperatura como função do tempo para certa quantidade de água inicialmente na forma de gelo.

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.

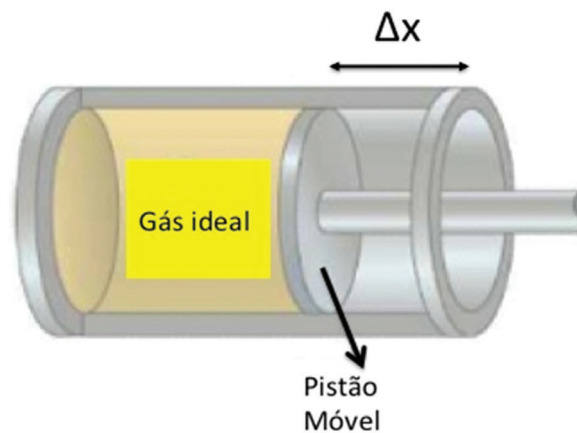


Figura 3: Cilindro contendo gás ideal com um pistão móvel que pode deslizar sem atrito. Na figura está indicado também um deslocamento Δx do pistão.

Podemos calcular o trabalho realizado pelo sistema quando o pistão avança uma distância infinitesimal Δx 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 ΔW causada pelo deslocamento Δx 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 Δx 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.

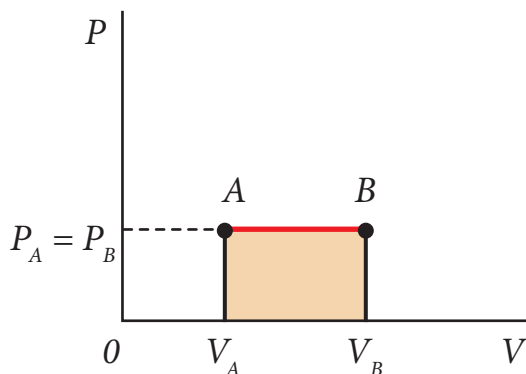


Figura 4: Diagrama PV para um processo isobárico. O sistema se movimentou do ponto A para o ponto B variando apenas o volume. A pressão continua a mesma durante o processo e é igual em A e B.

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.

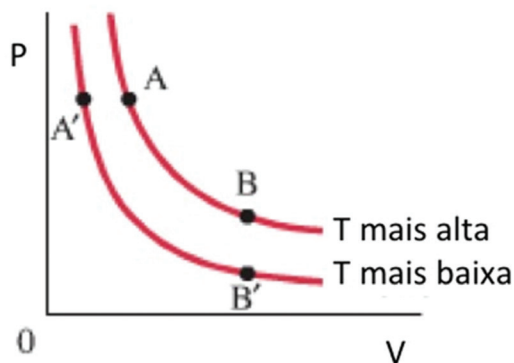


Figura 5: Diagrama PV de dois processos isotérmicos. Em cada uma das curvas, a temperatura é constante. O sistema sai de A e vai para B numa temperatura mais alta do que a temperatura que o sistema sai de A' para B'.

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.

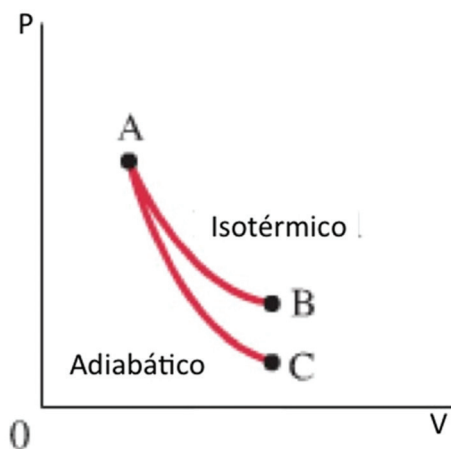


Figura 6: O sistema evolui do estado A para o estado B por uma transformação isotérmica ou do estado A para o estado C por uma transformação adiabática. Como a área embaixo da curva representa o trabalho realizado pelo sistema no processo (área com o sinal negativo), vemos que o trabalho realizado no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

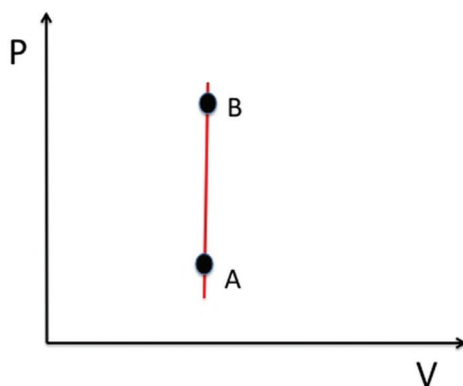


Figura 7: Processo isovolumétrico (volume constante). O sistema mantém o volume inicial e varia a pressão.

Lei dos Gases

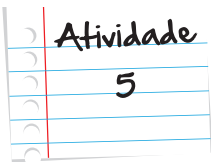
Uma transformação gasosa é toda alteração provocada em uma quantidade fixa de gás. Suponha um dado gás, encerrado em um recipiente fechado que é tampado por um êmbolo móvel, sendo assim possível a variação do seu volume. Visto que o recipiente é fechado, o número de mols presente nesse gás é constante.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

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

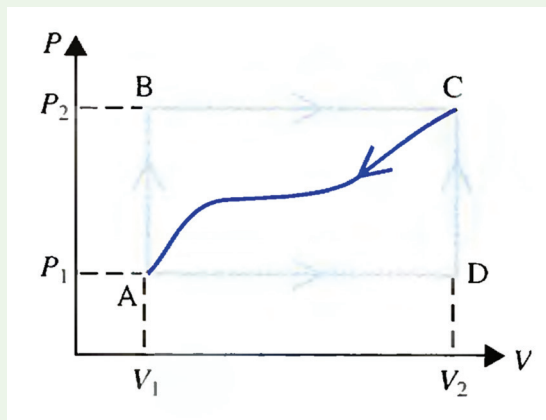
Como queríamos demonstrar, se

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

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.

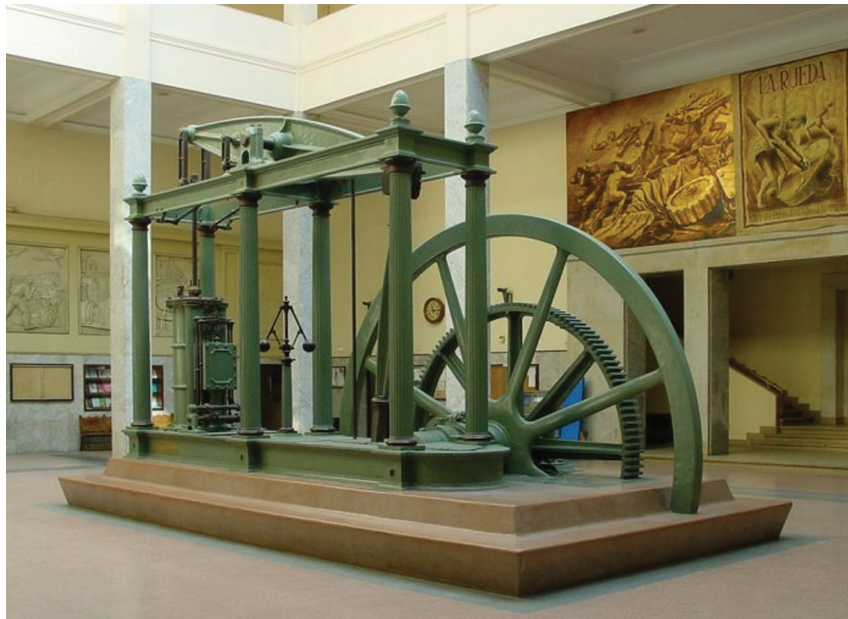


Figura 8: Máquina a vapor criada por James Watt.

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.

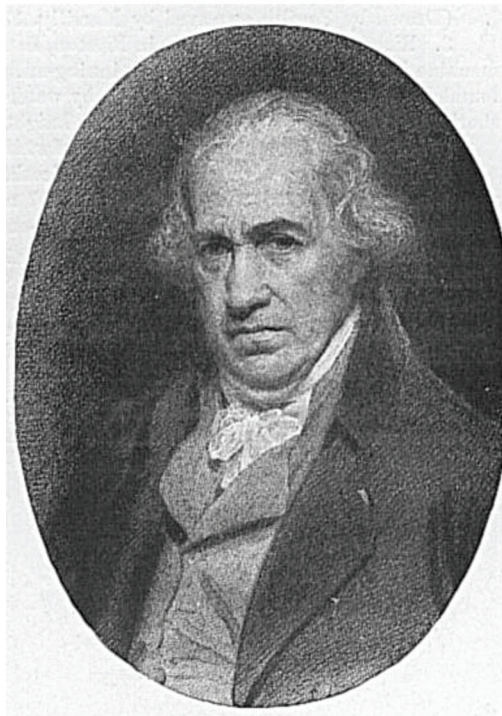


Figura 9: James Watt.

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.

Respostas
das
Atividades

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:

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

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^3 correspondem a $100 \text{ g} = 0.1 \text{ kg}$. 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, $T = 77,5 \text{ }^\circ\text{C}$. 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 Q no processo 2, pois temos o valor do trabalho e do calor. Assim,

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

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,

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

- 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, $\Delta U = -5,1 \text{ J}$ e da segunda lei: $Q = -5,1 - 2,5 = -7,6 \text{ kJ}$.

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_ETSIIIM.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

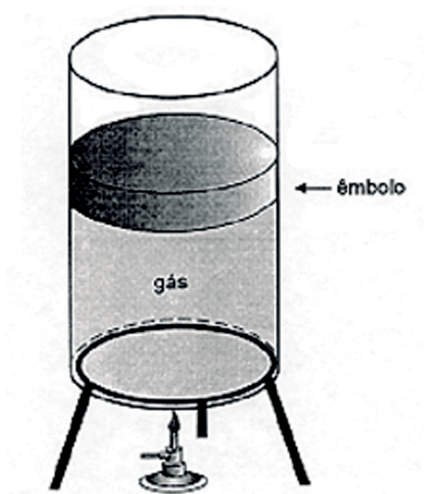
1. A. Calor e temperatura se referem a conceitos bem distintos em termodinâmica e normalmente diferem do significado usual do dia a dia. Por exemplo, na frase “O calor de um dia de verão” faz um mal uso da palavra “calor”, pois na realidade deveria ser “A temperatura de um dia de verão”. Se na questão “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.



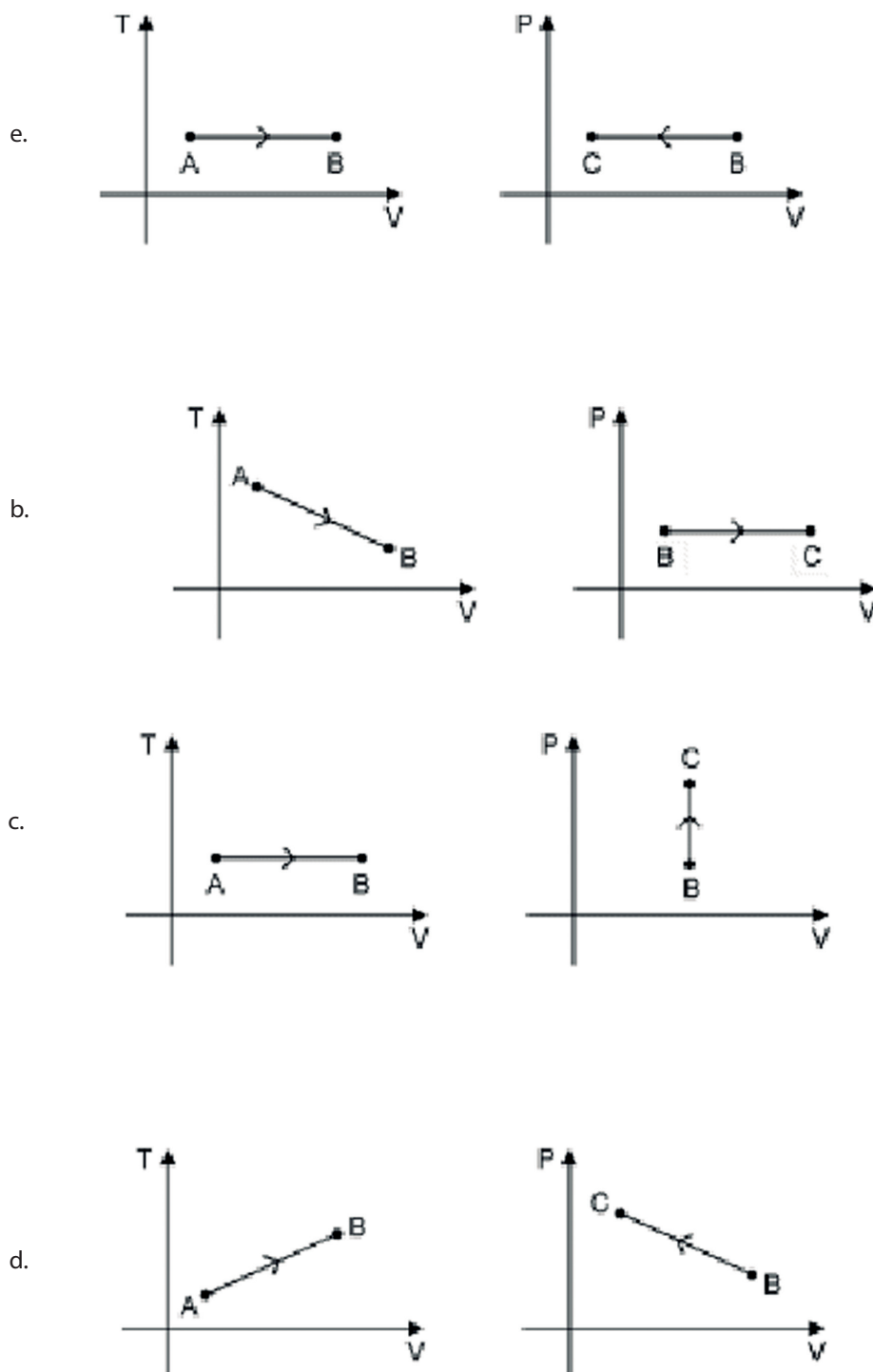
O processo que melhor descreve a transformação sofrida pelo gás é :

- 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

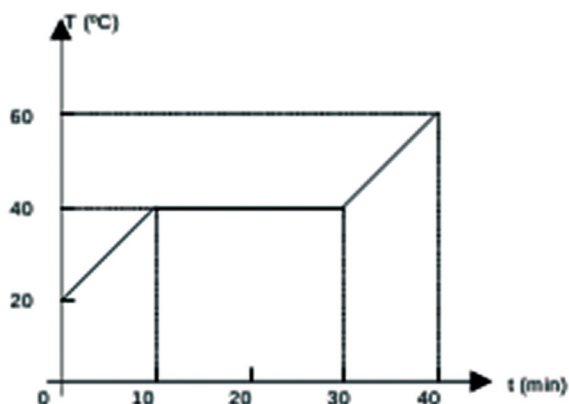
O calor latente de fusão do gelo é 80cal/g .

Isso significa que:

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

Questão 4

No instante inicial $t = 0$, a temperatura de um corpo sólido homogêneo é de 20°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 (ΔU).

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)

$$\Delta U = Q - W$$

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

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

