

Aula 17

CALOR E ENERGIA INTERNA

META

Definir os conceitos de calor e energia interna.

OBJETIVOS

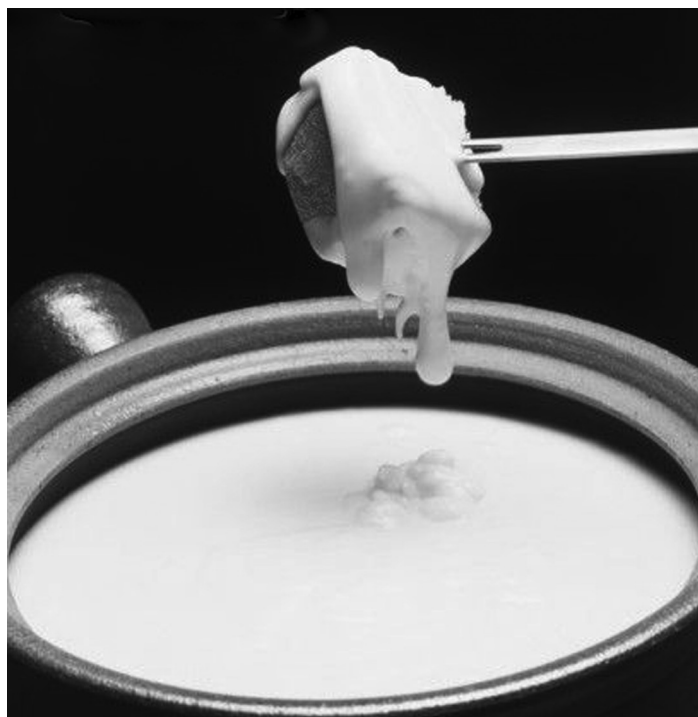
Ao final desta aula, o aluno deverá: relacionar conceitos de equilíbrio térmico com a Lei Zero da Termodinâmica;
listar com completeza e acurácia as características de calor e energia;
descrever as unidades utilizadas para medir calor e energia;
definir calor específico e efetuar cálculos calorimétricos simples; e
definir e quantificar calor latente.

PRÉ-REQUISITOS

Álgebra, escalas termodinâmicas.

INTRODUÇÃO

Uma importante ramificação da Termodinâmica é a calorimetria, onde são estudadas as transferências de calor entre os corpos. Sempre que um corpo a certa temperatura entra em contato com outro corpo com uma temperatura diferente ocorre a transferência de calor desde aquele que tem a temperatura mais alta até aquele que tem a temperatura mais baixa. A velocidade de transferência, assim como a sua eficiência é determinada por características intrínsecas dos materiais envolvidos. Estas características são representadas por duas grandezas empíricas conhecidas como calor específico e calor latente. No primeiro caso tem-se uma medida de como a temperatura do corpo varia quando energia lhe é fornecida ou retirada. A segunda grandeza mede a energia necessária para operar uma mudança de fase (fusão, ebulição, etc) em dada quantidade de matéria. As várias tabelas que serão encontradas no contexto da aula mostrarão que existe uma grande variação destes parâmetros, não sendo possível uma previsão teórica de seus valores sem um aprofundamento da teoria que foge ao escopo deste curso.



Exemplo de calorimetria (Fonte: <http://www.gettyimages.com>).

CALOR

Quando um copo de água fria é colocado sobre um aquecedor, a temperatura da água tende a subir. Dizemos que o calor flui do aquecedor para a água. Quando dois objetos que se encontram em diferentes temperaturas são colocados em contato, o calor flui espontaneamente daquele objeto mais quente para aquele objeto mais frio. O fluxo espontâneo de calor é sempre na direção que equalize as temperaturas. Se os dois objetos são mantidos em contato por um tempo suficiente para que as duas temperaturas se igualem, dizemos que eles estão em equilíbrio térmico e que não há mais fluxo de calor entre eles. Este é o caso do termômetro com uma coluna de mercúrio. Quando o equilíbrio térmico é alcançado o mesmo pára de se mover.

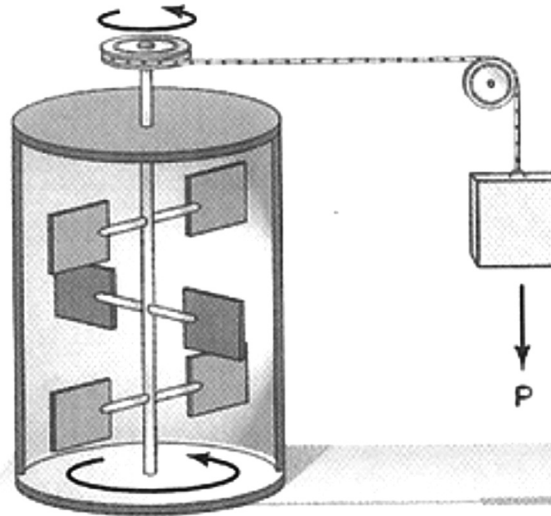
Calor e temperatura são muito facilmente e comumente confundidos, mas eles são conceitos profundamente diferentes e nos próximos parágrafos estabeleceremos claras distinções entre eles.

CALOR COMO TRANSFERÊNCIA DE ENERGIA

Nós usamos o termo “calor” em nosso dia a dia como se fizéssemos alguma idéia do que estamos falando. Mas o termo geralmente é utilizado de maneira equivocada, portanto é importante que definamos calor claramente, e esclareçamos os fenômenos e conceitos que estão relacionados com o calor.

Nós geralmente falamos sobre o “fluxo” de calor. O calor flui espontaneamente de um objeto que se encontra a uma temperatura mais alta para outro que se encontra a uma temperatura mais baixa. De fato, um modelo do século 18 sobre o calor previa a existência do calórico. No entanto tal fluido nunca pôde ser detectado. No século 19, descobriu-se que vários fenômenos associados com o calor poderiam ser consistentemente descritos sem a necessidade do modelo do fluido. O novo modelo via o calor como sendo relacionado com energia e trabalho, como veremos em seguida. Notemos primeiro que uma unidade comum para o calor, em uso até hoje, é chamado de caloria. A caloria é definida como a quantidade de calor necessário para elevar a temperatura de um grama de água por um grau Celsius. No sistema britânico de unidades, o calor é medido nas unidades britânicas de calor (BTUs), tão conhecidas no mercado de ar refrigerado. Um BTU é definido como o calor necessário para elevar a temperatura de uma libra de água por um grau Fahrenheit.

A idéia de que o calor está relacionado com a energia foi analisado por um número de cientistas nos 1800, particularmente pelo cervejeiro inglês James Prescott Joule. Joule realizou uma série de experimentos que foram cruciais para o estabelecimento de nossa visão atual de que o calor, assim como o trabalho, representa uma transferência de energia. Um dos experimentos mais famosos de Joule está ilustrado na figura ao lado.



A parte mais interessante do sistema consiste de água em um container termicamente isolado. Quando pesados pedaços de material são liberados para cair a uma velocidade constante, algumas pás são postas a girar. A temperatura da água agitada aumenta porque trabalho é realizado pelas pás. Se não levarmos em consideração a energia perdida pelas junções e através das paredes é negligenciada então a perda de energia potencial associada com os blocos se iguala ao trabalho realizado pelas pás na água. Se os dois blocos caem por uma distância h , a perda em energia potencial é igual a $2mgh$, onde m é a massa de um dos blocos; esta energia causa o aumento da energia. Ao variar as condições do experimento, joule descobriu que a perda em energia mecânica $2mgh$ é proporcional ao aumento da temperatura ΔT . A constante de proporcionalidade foi calculada como sendo aproximadamente $1 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$. Portanto, 4.18 J de energia mecânica aumenta a temperatura de 1 grama de água por 1°C .

ENERGIA INTERNA

Como o nosso assunto é calor, torna-se necessário que alguns conceitos sejam definidos com muita clareza para evitar confusão. Vamos então começar introduzindo o conceito de Energia Interna. A soma total de toda a energia presente em todas as moléculas que pertencem a um dado objeto recebe o nome de Energia Térmica ou Energia Interna. Calor, como nós já vimos, não é a energia que um corpo tem, mas se refere à quantidade de energia transferida de um corpo para outro a uma temperatura diferente. Quando tivermos estudado a teoria cinética dos gases, nós seremos capazes de fazer uma distinção bem clara entre temperatura, calor e energia interna. Podemos, no entanto apresentar o sabor do que vem pela frente dizendo que a temperatura (em Kelvins) representa a média da energia cinética das

moléculas individuais. A energia interna se refere à energia total de todas as moléculas no objeto. Podemos ver isto claramente quando notamos que dois pregos de aço poderão ter a mesma temperatura, mas estes dois pregos, juntos, terão o dobro da energia interna quando comparados com um apenas. O calor, finalmente, se refere à transferência de energia entre dois ou mais corpos devido à diferença em temperatura.

Note que a direção do fluxo de calor entre dois objetos depende das suas temperaturas, não de quanta energia interna cada um deles contem. Portanto, se 50g de água a 30°C é misturada com 250 g de água a 25°C, o calor irá fluir da água mais quente para aquela mais fria, apesar de que a água mais fria têm muito mais energia interna que a água mais quente.

Energia Interna de um Gás Ideal. Para começarmos a ter uma idéia das grandezas envolvidas nestes cálculos, vamos calcular a energia interna de um certo número n de moles de um gás ideal monoatômico. A energia interna, U , é definida como sendo a soma das energias cinéticas translacionais de todos os n átomos. Mas então esta soma é apenas igual à energia cinética média por molécula multiplicada pelo número de moléculas, N .

$$U = N\left(\frac{1}{2}mv^2\right)$$

Se as moléculas de gás são compostas de mais que um átomo, então aparecem mais dois outros termos conhecidos como Energia Rotacional e Energia Vibracional. A energia interna será maior a uma dada temperatura para um gás monoatômico, mas ainda será uma função apenas da temperatura para um gás ideal. As energias internas dos gases reais também dependem fundamentalmente da temperatura, mas quando o seu comportamento se desvia daquele esperado para um gás ideal, então a sua energia interna também depende da pressão e do volume.

CALOR ESPECÍFICO E CALORIMETRIA

Quando se adiciona energia a um sistema e não há variação na energia cinética ou potencial do sistema, então geralmente a temperatura do sistema aumenta. Se o sistema consiste de uma amostra de uma substância, nós descobrimos que a quantidade de energia necessária para aumentar a sua temperatura depende do tipo de material. Para aumentar a temperatura de 1 kg de água, por exemplo, com uma variação de apenas um grau, nós precisamos gastar uma energia equivalente a 4186 J, mas para obter o mesmo efeito em uma amostra de cobre nós precisamos de apenas 387 J. Trocando em miúdos, a quantidade de energia necessária para aquecer os materiais depende de quais são estes materiais. Na discussão que se seguirá iremos nos referir ao calor como sendo nosso exemplo de transferência de energia, mas não se esqueça de que nós poderíamos variar a temperatura de nosso sistema utilizando qualquer outro método de transferência de energia. A Capacidade Calorífica (nomezinho feio!) C de uma amostra em particular

de certa substância é definida como a quantidade de energia necessária para aumentar a temperatura dessa amostra por 1°C. A partir desta definição nós podemos ver que se certa quantidade de energia Q causa uma variação DT na temperatura de uma amostra, então:

$$Q = C\Delta T$$

A partir desta definição podemos partir para outra mais útil. O Calor Específico c de uma substância é equivalente à sua capacidade calorífica por unidade de massa. Isto nos informa que se uma quantidade de energia Q for transferida para uma amostra de massa m , e a amostra sofre uma variação de DT , então o calor específico da substância é dado por

$$Q = mc\Delta T$$

Em termos simples, o calor específico nos dá uma idéia de quão insensível é uma dada substância quando adicionamos energia. Quanto maior o calor específico do material, mais energia precisa ser fornecida para que uma dada massa do material sofra uma dada variação de temperatura.

Apenas para ilustrar o tipo de variação encontrado, apresentamos uma pequena lista com o calor específico de algumas substâncias.

	Calor Específico (J/kg.°C)	Calor Específico (kcal/kg.°C)
Alumina	900	0,22
Álcool etílico	2400	0,58
Cobre	3960	0,093
Vidro	840	0,20
Ferro	450	0,11
Chumbo	130	0,031
Mercúrio	860	0,033

Vamos estudar algumas aplicações para que o assunto fique mais claro.



ATIVIDADES

1. Quanto calor é necessário para elevar a temperatura de um balde vazio feito de ferro, cuja massa é 20 kg, desde uma temperatura inicial de 10 °C até uma temperatura final de 90 m °C? Qual seria esta energia se o balde estivesse cheio com 20 kg de água? ($c_{\text{H}_2\text{O}} = 4186 \text{ J/kg} \cdot ^\circ\text{C}$).
2. Se 200 cm³ de água a 95 °C é adicionada a um copo de vidro, de massa 150 g, que se encontra à temperatura de 25 °C, qual a temperatura final do sistema?

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

1. Como $c_{\text{Fe}} = 450 \text{ J/kg} \cdot ^\circ\text{C}$, podemos aplicar diretamente a equação calorimétrica acima:

$$Q = mc\Delta T = 20 \times 450 \times (90 - 10) = 720 \text{ kJ}$$

No caso do balde com água devemos calcular a energia necessária para aquecer a água e somar a esta energia usada para aquecer o balde:

$$Q = 20 \times 4186 \times (90 - 10) = 6700 \text{ kJ}$$

Portanto, a energia total necessária para aquecer os dois é:

$$Q = 720 + 6700 = 7420 \text{ kJ.}$$

2. Para resolver este problema precisamos fazer duas suposições: a primeira é de que um equilíbrio se estabelece entre o copo e a água. Isto de fato ocorre, mas necessita de tempo para ser atingido. Assumiremos que tal tempo foi aguardado. É absolutamente necessário que não ocorra troca de calor entre este sistema e o meio ambiente, ou seja, precisamos isolar termicamente o copo com água. Vamos assumir que isto é possível e efetivamente feito. Sendo estas premissas satisfeitas, podemos assumir que calor fluirá de um corpo para o outro. Sendo a temperatura da água mais alta, calor fluirá dela para o copo. Como não há perdas para o meio ambiente, então todo o calor perdido pela água quando abaixa a sua temperatura será utilizado pelo copo enquanto sobe a sua temperatura. Matematicamente falando:

$$Q_{\text{água}} = -Q_{\text{vidro}}$$

$$(mc\Delta T)_{\text{água}} = -(mc\Delta T)_{\text{vidro}}$$

3. Onde o sinal negativo aparece porque enquanto um corpo perde energia o outro ganha. Como a densidade da água é simplesmente 1 g/cm^3 , podemos concluir que a massa de água é igual a 200 g, ou 0,2 kg

$$0,2 \times 4186 \times (T - 95) = -0,15 \times 840 \times (T - 10)$$

$$837,2T - 79534 = -126T + 1260$$

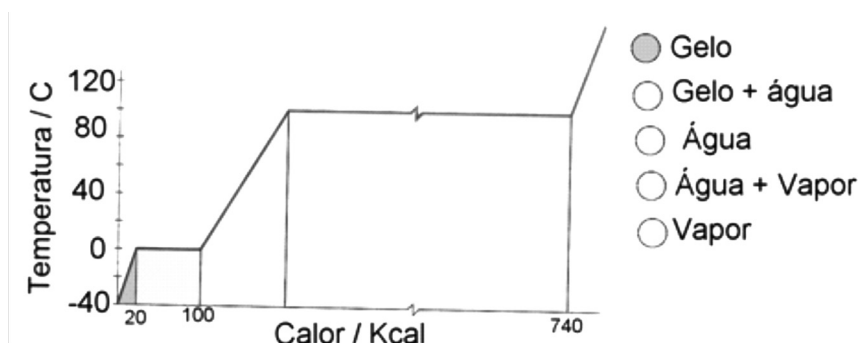
Resolvendo as contas chegamos finalmente a: $T=89 \text{ }^\circ\text{C}$.

CALOR LATENTE

Os estudos calorimétricos que fizemos até agora lidaram apenas com variação da temperatura dos corpos. O que não foi mencionado, e alguns de vocês já perceberam, é que não discutimos o que ocorre quando um corpo sofre uma mudança de fase, ou seja, quando ele sofre uma das seguintes transformações:



Quando ocorre uma mudança de estado, ou mudança de fase, não há mudança na temperatura dos corpos, mas energia é absorvida ou doada durante o processo. Para estudar este processo, vamos olhar o gráfico abaixo:



Este gráfico nos mostra como varia a temperatura de cerca de 1,0 kg de água quando um bloco de gelo inicialmente a $-40 \text{ }^\circ\text{C}$ recebe calor externo a uma taxa fixa. Pelo gráfico podemos ver que os primeiros 20 Kcal de energia são utilizados para elevar a temperatura do gelo de $-40 \text{ }^\circ\text{C}$

até 0 °C. Note que o calor específico da água na forma de gelo é 0,5 kcal/kg. °C, e portanto a temperatura sobe a uma taxa de 2 °C/kcal (você deve fazer as contas e confirmar esta informação). Chegando a zero grau de temperatura, pode-se notar que a adição de energia não causa aumento de temperatura. Toda esta energia, neste caso 80 kcal, é utilizada para derreter o gelo. Durante este período o gelo e a água em sua forma líquida convivem em equilíbrio à mesma temperatura. Você pode se perguntar o que acontece, realmente, quando colocamos algumas pedras de gelo em um copo com suco. A temperatura obviamente não chega a zero imediatamente e, no entanto o gelo consegue se manter durante um bom tempo. Neste caso não há equilíbrio, o gelo mantém uma fina camada de água à mesma temperatura ao seu redor. Esta temperatura sobe conforme a distância até a pedra de gelo aumenta. Isto nos diz que existem várias temperaturas ao mesmo tempo, desde o zero do gelo até a temperatura do suco no fundo do copo. Este é um sistema complexo e que não se encontra em equilíbrio. Apenas depois de muito tempo, quando todo o gelo tiver derretido e o suco alcançado uma temperatura uniforme nós poderemos falar em equilíbrio. Este é um sistema real, o sistema apresentado no gráfico é um sistema ideal, onde não há troca de calor com o meio ambiente além daquela quantidade de calor que é adicionada ao sistema artificialmente. Neste caso ideal, após a adição de 80 kcal, todo o gelo se derreteu e agora temos 1 kg de água líquida a uma temperatura de 0 °C. Mantendo o fornecimento de energia constante, a água passa a ser aquecida a uma taxa de 1 °C/kcal até atingir a temperatura de 100 °C (porque será que esta taxa se alterou se o fornecimento de energia se manteve constante?). Chegando a este ponto ocorre o início da evaporação da água que consome 540 kcal para terminar o serviço, sendo que nesta mudança de fase existe a co-existência de água e vapor, e com a temperatura se mantendo constante (por completeza, é preciso informar que a pressão precisa se manter constante no valor de 1 atmosfera). Logo em seguida, quando toda a água já foi transformada em vapor, ocorre o contínuo aumento da temperatura. Vamos notar em primeiro lugar que as três retas inclinadas, correspondentes aos processos de aumento de temperatura, têm inclinações diferentes. Esta diferença de inclinação corresponde a uma diferente taxa de aumento de temperatura com a mesma variação de energia fornecida. O motivo desta diferença é a variação do calor específico da água conforme o estado em que ela se encontra. Verifique na tabela abaixo esta variação (e que variação!).

Água/estado	Calor Específico (J/kg.°C)	Calor Específico (kcal/kg.°C)
Sólido / -5°C	2100	0,5
Líquido / 15°C	4186	1,0
Gás / 110°C	2010	0,48

Isto já deve estar claro, mas estamos interessados agora naquelas regiões onde ocorre a mudança de estado, correspondentes às áreas onde a reta é horizontal. Neste caso não há mudança da temperatura (idealmente), mas apenas a mudança de fase. Uma simples inspeção do gráfico, no entanto mostra que é necessário utilizar muito mais energia para evaporar a água quando comparado à energia necessária para derreter o gelo. A explicação para esta diferença é a variação do calor latente correspondente a cada mudança de fase. O calor latente de um dado material é definido como sendo a energia necessária para efetuar a mudança de fase de 1 kg do material. No caso da água temos os calores latentes de fusão e evaporação, que não são iguais, e podem ser encontrados na tabela abaixo, juntamente com alguns outros materiais.

Substância	Ponto de Fusão (°C)	Calor Latente de Fusão (kJ/kg)	Ponto de Ebulição (°C)	Calor Latente de Ebulição (kJ/kg)
água	0	333	100	2260
Oxigênio	-218,8	14	-183	210
Nitrogênio	-210,0	26	-195,8	200
Álcool Etílico	-114	104	78	850
Amônia	-77,8	33	-33,4	137
Chumbo	327	25	1750	870
Prata	961	88	2193	2300

Como você pode ver existe muita variação entre os materiais, sendo que a água tem valores particularmente altos (você consegue imaginar uma razão para isto?). Como tudo em física, precisamos agora equacionar as variáveis para que saibamos calcular qual a energia necessária para provocar uma mudança de fase em uma certa quantidade de material. Sendo L o calor latente de uma certa mudança de fase e m a massa de material utilizada, podemos obter a energia (ou calor) necessário para completar a mudança de fase através da seguinte equação:

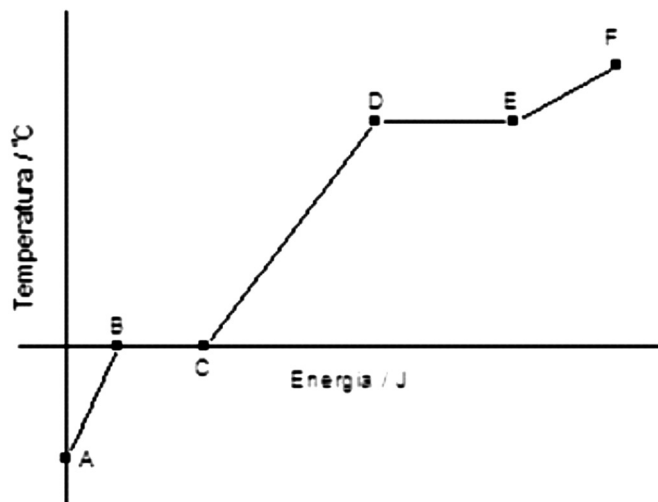
$$Q = mL$$

Agora passaremos para alguns exercícios de aplicação, mas é importante que você mantenha sempre em mente que os sinais utilizados nas equações devem ser cuidadosamente escolhidos para descrever corretamente o fenômeno estudado.



ATIVIDADES

Sob pressão atmosférica transfere-se calor gradativamente a um corpo de água inicialmente em estado sólido bem abaixo de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. A temperatura do corpo varia segundo o gráfico abaixo:



Caracterize o sistema e o processo que ocorre nele em cada um dos segmentos do gráfico. Por que são diferentes os coeficientes angulares dos trechos AB, CD e EF?

I. Determine a massa de gelo (a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$) necessária para baixar a temperatura de 8,5 litros de água desde $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ até $5\text{ }^{\circ}\text{C}$.

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

1. Trecho AB: simples aquecimento do material sólido; trecho BC: fusão do material; trecho CD: aquecimento do material líquido; trecho DE: ebulição do material; trecho EF: aquecimento do material em sua forma gasosa. A diferença de coeficiente angular é devida apenas ao fato dos calores específicos (do material) serem diferentes dependendo do seu estado. Uma simples inspeção da tabela de calor específico do início da aula mostra o fato. E os trechos BC e DE? Não deveriam ser iguais??? Consulte os valores do calor latente e responda...

2. A solução deste problema exige que o dividamos em dois: no primeiro determinamos quanta energia é liberada ao baixar a temperatura de toda a água líquida. Esta energia corresponde àquela utilizada no processo de fusão do gelo e aumento de sua temperatura até $5\text{ }^{\circ}\text{C}$. Sabendo que

a densidade da água é 1 kg/l, a massa de água líquida corresponde a 8,5 kg. Utilizando agora o valor do calor específico da água líquida: $c = 4186 \text{ J/kg} \cdot ^\circ\text{C}$, obtemos:

$$Q = mc\Delta T = 8,5 \times 4186 \times (20 - 5) = 533,7 \text{ kJ}$$

Esta energia será utilizada para a fusão do gelo e o aumento de sua temperatura. Sendo o calor latente de fusão da água 333 kJ/kg, obtemos:

$$Q = 533,7 \text{ kJ} = 333 \times m + m \times 4,186 \times (5 - 0) = 354 \times m$$

$$m = \frac{533,7}{354} = 1,5 \text{ kg}$$



RESUMO

Nesta aula discutimos os conceitos de energia interna e calor. O calor necessário para aquecer um dado corpo depende das características deste corpo, sendo sua massa e calor específico os mais importantes. Para a mudança de estado dos materiais é necessária a troca de energia na forma de calor (pelo menos até agora) e a grandeza que media este processo é o calor latente, que é uma das características físicas do material.



PRÓXIMA AULA

Na próxima aula estudaremos a primeira lei da Termodinâmica, onde relacionaremos o trabalho mecânico com a troca de calor entre os corpos.

REFERÊNCIAS

Giancoli, Douglas C. **Physics for Scientists and Engineers**, 3 ed. Editora Prentice Hall, New Jersey, 2000.

Young, Hugh D.; Freedman, Roger A. **Física I – Mecânica**, 10 ed. Tradução de Adir Moysés Luiz. Editora Addison Wesley, São Paulo, 2003.

Frederick, J. Keller; Gettys, W. Edward; Skove, Malcolm J. **Física**, v. 1, 1 ed. Tradução de Alfredo Alves de Farias. Editora Makron Books, São Paulo, 1997.

Resnick, Robert; Halliday, David; Krane, Kenneth S. **Física 1**, 5 ed. Tradução de Pedro M. C. L. Pacheco, Marcelo A. Savi, Leydervan S. Xavier, Fernando R. Silva. LTC Editora, Rio de Janeiro, 2003.