

Aula 19

TRANSFERÊNCIA DE ENERGIA

META

Utilizar as leis da termodinâmica nos processos de transferência energia.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá
identificar os processos adiabáticos, isobáricos, isotérmicos e isovolumétricos;
descrever os processos físicos de transferência de calor;
e quantificar a troca de energia.

PRÉ-REQUISITOS

Álgebra, vetores, escalas termodinâmicas.

INTRODUÇÃO

Nesta aula verificaremos as aplicações das leis da termodinâmica para a resolução de problemas. Estudaremos como o trabalho pode ser comparado como sendo uma energia em trânsito, saindo do sistema em direção ao ambiente ou em sentido contrário. Um ponto que será repetidamente enfatizado será o problema dos sinais utilizados nas equações, uma vez que saibamos quem realiza trabalho em quem e em que direção flui o calor, quando estes processos são permitidos. Utilizaremos a aproximação do gás ideal para estudar vários processos de grande importância tecnológica, tais como os processos isotérmico, isobárico, isovolumétrico e adiabático. A aplicação de todos os conceitos estudados nas últimas aulas permitirá que a resolução de alguns problemas ilumine as relações entre as grandezas termodinâmicas. Um breve contato será estabelecido com o conceito de integral definida, apenas o suficiente para identificá-la com a área sob uma curva em um gráfico (ou diagrama PV).

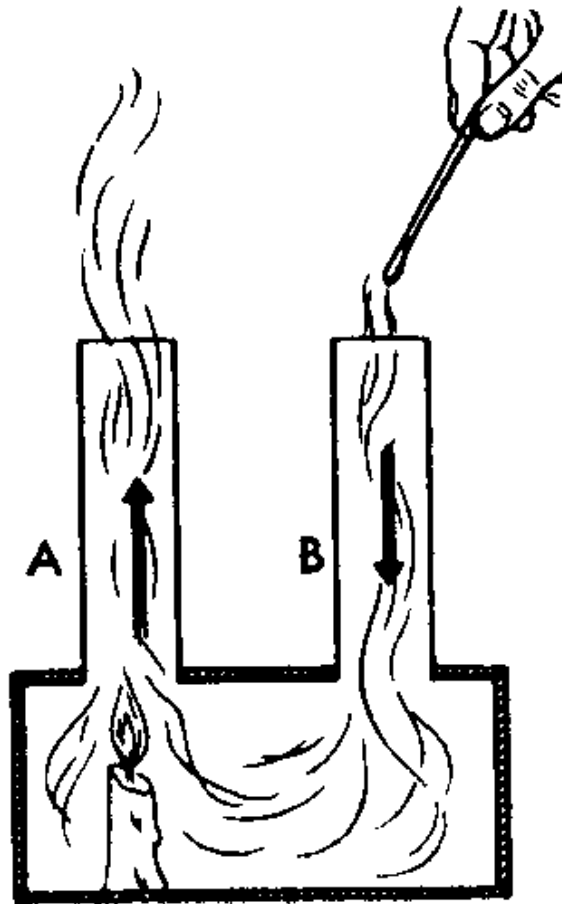


Diagrama representando a convecção do ar. O ar mais frio, mais denso, em B, desce, aumenta a pressão na caixa e força o ar quente a subir em A. (Fonte: www.colegiosaofrancisco.com.br).

Em nossas últimas aulas verificamos que os sistemas em geral dependem de algumas variáveis termodinâmicas que determinam o seu estado. Quando ocorre uma variação do estado do sistema sabemos que alguma interação com o ambiente ocorreu. Vamos nesta aula estudar os principais tipos de interação à luz da primeira lei da termodinâmica.

PROCESSOS ISOTÉRMICOS ($\Delta T=0$)

Os processos isotérmicos são aqueles onde a temperatura do sistema se mantém constante. É fácil imaginar um sistema em equilíbrio termodinâmico onde a temperatura é constante, mas você consegue imaginar um sistema real que sofre uma variação de estado e a sua temperatura se mantém constante? Uma particularidade das leis da termodinâmica é que elas são aplicadas apenas para sistemas em equilíbrio; elas só podem ser aplicadas para processos que ocorrem muito lentamente. Você pode se perguntar o que significa “lentamente”, comparado com o que. Este lentamente significa que o sistema em equilíbrio sofre uma pequena variação e antes de sofrer uma segunda variação tem tempo suficiente para entrar em equilíbrio. Pode-se imaginar uma panela cheia de água onde colocamos um termômetro que lê inicialmente 25 °C. Acendemos o fogão por 10 segundos e o desligamos em seguida. Algum calor foi transferido para a panela. Serão necessários alguns minutos para que o metal da panela e a água entrem em equilíbrio térmico em, digamos, 26 °C. Com um termômetro de precisão é possível acompanhar a variação da temperatura da água. Quando ela pára de variar encontramos o equilíbrio e estamos autorizados a acender o fogo novamente por mais 10 segundos. Se aumentarmos a temperatura desta maneira, mantendo o sistema sempre em equilíbrio, as leis da termodinâmica poderão ser aplicadas. Tal processo recebe um nome todo especial: “quase-estático”. Em sistemas reais estas aplicações são bastante complexas, mas existem alguns casos especiais que podem ser úteis no nosso aprendizado. Começamos com o “*gás ideal*”. Este gás ideal obviamente não existe, é uma simplificação dos gases reais e pode ser definido pelas seguintes características: um gás imaginário cujas moléculas não têm volume nem forças de repulsão ou atração. O seu calor específico é constante, independente da temperatura. Gases reais como o hidrogênio e o hélio apresentam comportamento bem próximo do gás ideal. Outros gases (ou misturas como o ar), em pressões menores que 300 MPa e temperaturas usuais, oferecem também uma razoável aproximação. Neste gás perfeito as variáveis de estado termodinâmicas não são independentes; a variação de uma delas leva à alteração das outras. A relação funcional entre estas variáveis é dada pela equação de estado do gás ideal:

$$PV = nRT$$

Onde as variáveis são as seguintes:

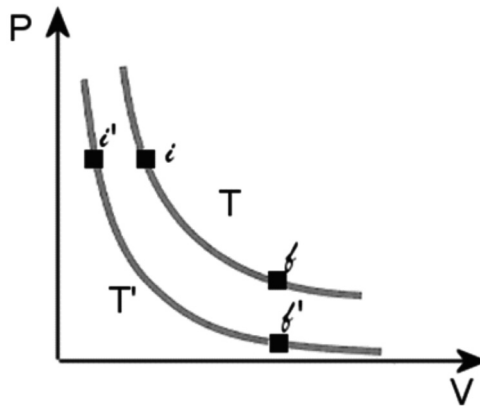
- P – pressão;
- V – volume;
- n – número de moles de gás;
- R – constante do gás ideal = 8,314472 J /K mol;
- T – temperatura.

Vemos então que para o gás ideal que sofre um processo isotérmico que vai de um estado inicial até um estado final:

$$P_i V_i = n_i R T_i$$

$$P_f V_f = n_f R T_f$$

Mas, como $T_i = T_f$, obtemos $PV = constante$. Este é um resultado importante. Ele pode ser visualizado em um sistema real que esteja em contato com um “reservatório de calor”. Um reservatório de calor é um segundo sistema cuja massa seja muito maior que a massa do sistema em estudo e que mantém a sua temperatura constante, independente da variação da temperatura do nosso sistema. Como eles estão em contato, se adicionamos calor ao nosso sistema ele não terá sua temperatura elevada, pois ele transferirá este calor para o reservatório, que não se altera. Este tipo de alteração no sistema é tipicamente representado por um diagrama PV como o mostrado abaixo:



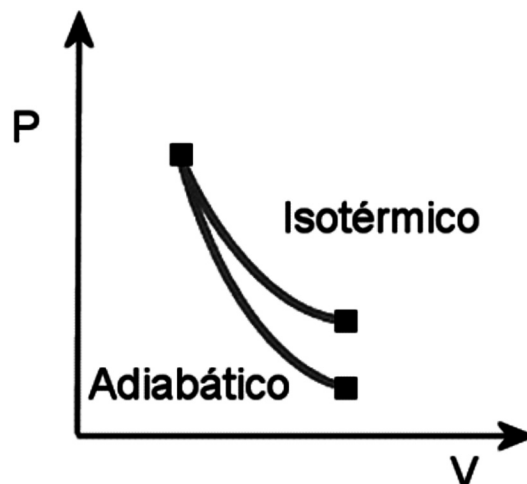
Neste diagrama vemos duas curvas que mostram a evolução de dois sistemas, um à temperatura T e outro à temperatura T' (mais baixa que T). As curvas representadas são aquelas em que o produto PV é constante para uma dada temperatura e por isto são chamadas de Isotermas. Se o sistema está no ponto inicial e recebe certa quantidade de calor ele pode passar para o ponto final da curva. Mas, se a temperatura deve permanecer constante, então o gás deve se expandir aumentando o volume e realizando trabalho sobre o ambiente. Uma boa maneira de visualizar este processo é observando uma panela de pressão (apesar de ser um sistema mais complexo onde esta equação de estado não pode ser aplicada).



Quando uma panela como esta é aquecida no fogão a sua temperatura (e conseqüentemente a pressão interna) sobe até certo limite quando a pressão interna é suficiente para exercer trabalho sobre a válvula, fazendo-a subir. Neste ponto a temperatura se estabiliza e a pressão continua a subir até que a válvula esteja em seu ponto máximo equilibrando assim a pressão. O ponto inicial em um diagrama PV seria quando a válvula está prestes a começar a subir e o ponto final seria quando a válvula está em pleno vapor. Os dois pontos têm a mesma temperatura e todo o calor introduzido pelo fogo é utilizado para manter a temperatura e a pressão constante. Note que, ao subir, a válvula efetivamente aumenta o volume da panela, sendo esta variação correspondente ao volume do cilindro (tubo) onde se encaixa a válvula.

PROCESSO ADIABÁTICO

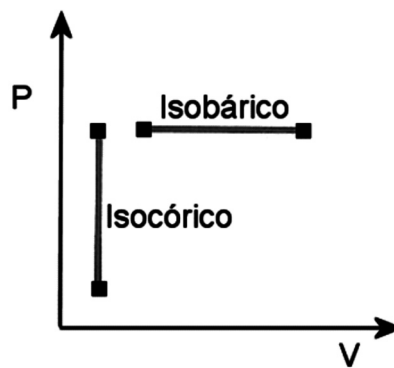
Um processo adiabático é aquele onde nenhum calor é trocado entre o sistema e o ambiente: $Q = 0$. Esta situação pode ocorrer se o sistema for muito bem isolado ou se o processo ocorre tão rápido que não há tempo para a transferência de calor (que pode ser muito lenta). No diagrama abaixo colocamos lado a lado curvas de um processo isotérmico e um adiabático para mostrar a diferença:



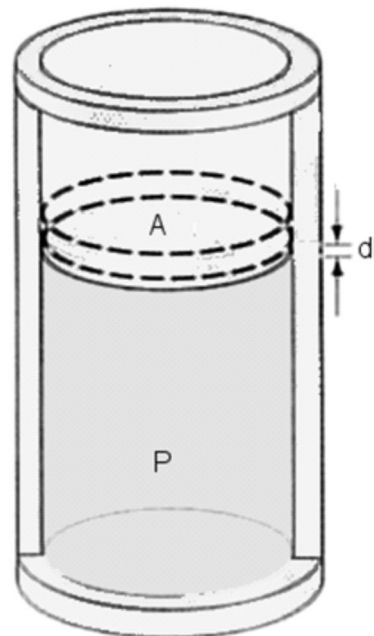
Como $Q = 0$, temos que $\Delta U = -W$. Esta última equação nos diz que o gás perde energia interna quando se expande e esta perda de energia se manifesta pela queda da temperatura e por isto o produto PV não se mantém constante. Em uma compressão adiabática, o trabalho é realizado sobre o sistema e por isto a energia interna aumenta e conseqüentemente a temperatura também aumenta.

PROCESSOS ISOBÁRICOS E ISOCÓRICOS

Os nomes são singelamente feios, mas correspondem a processos muito simples. Um processo isobárico é aquele onde a pressão não varia e em um processo isocórico (ou isovolumétrico) o volume não varia. O diagrama destes processos pode ser visto na figura abaixo:



Muitas vezes precisamos calcular o trabalho realizado por um sistema durante um processo. Nós já vimos na aula passada que o caso de um cilindro em expansão, mas não levamos em consideração o caminho que o processo ocorreu, ou seja, se foi um processo isotérmico, adiabático, etc. Agora devemos levar esta discussão adiante. Para começo de conversa precisamos determinar cuidadosamente quem é o sistema, para isto verifique a figura ao lado:



Este desenho representa um pistão com gás em seu interior. Consideremos o gás como sendo o nosso sistema e o cilindro como parte do ambiente. Se a pressão não é muito alta podemos tratar o gás como sendo ideal (alguns o chamam de perfeito). Se aquecemos lentamente este cilindro transmitimos calor para o gás e podemos calcular o trabalho que o gás realiza para se expandir levantando o pistão quase estaticamente, de tal modo que P e T se mantenham constantes em todos os instantes. Dizer que o trabalho ocorre quase estaticamente é o mesmo que dizer que o volume aumenta em incrementos muito pequenos. Como a área da base e do êmbolo do cilindro é constante, o aumento do volume se dá pelo deslocamento dl do êmbolo. Note que este deslocamento é diferencial (dê uma nova olhada na definição de derivada das primeiras aulas) o que significa que é muito pequeno, quase zero. Se fizermos uma série de tais deslocamentos chegamos a um deslocamento significativo do êmbolo com um aumento significativo do volume. Precisamos então somar estes deslocamentos. Matematicamente falando nós temos a seguinte situação:

$$dW = \vec{F} \cdot d\vec{l}$$

Esta equação nos diz que quando a força exercida pelo gás provoca um deslocamento infinitesimal (quase zero), realiza um trabalho também infinitesimal, dW . Para um deslocamento significativo será realizado um trabalho significativo e por isto precisamos somar os deslocamentos e os trabalhos. Aqui aparece a temida integral! Não faz parte de nosso assunto tratar de integrais, que nada mais são do que somas, mas neste caso vamos precisar dela. Mas não se preocupe com ela, pois só aparecerá agora, e nunca mais. Vamos lá:

$$W = \int_i^f dw = \int_i^f \vec{F} \cdot d\vec{l}$$

Esta curvinha toda torta é a integral. As letras i e f que aparecem acima e abaixo da integral indicam os limites de integração (ou soma), indicam que o sistema sai de um estado inicial e através de um processo qualquer chega a um estado final. Note que o último termo desta equação tem um produto escalar, conforme definido em aulas anteriores. Vamos dar sumiço a ele visualizando quem são estes vetores. F é a força que o gás exerce sobre o êmbolo do pistão e, portanto aponta verticalmente para cima. dl é o deslocamento que o êmbolo sofre quando sobe forçado pelo gás e, portanto também aponta verticalmente para cima. O ângulo formado então entre estes dois vetores é 0° fazendo com que tenhamos:

$$W = \int_i^f F dl \cos 0 = \int_i^f F dl$$

Como já vimos na aula passada, o volume é dado pela área da base multiplicada altura do cilindro e a força pode ser representada por $F = PA$, onde P é a pressão e A é a área. Obtemos então:

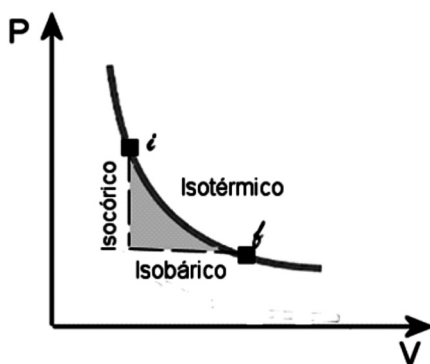
$$W = \int_i^f F dl = \int_i^f P A dl = \int_i^f P dV$$

Onde dV é o aumento infinitesimal do volume. Esta equação é bastante geral e, para ser integrada precisamos saber qual é o caminho que o sistema vai do estado inicial até o estado final. Você pode estar se perguntando se o caminho é relevante. Veremos. Começemos pelo caso de uma expansão isotérmica desde um volume inicial até um volume final. Quando este processo foi descrito, ainda nesta aula, foi apresentado um gráfico com as isotermas. A integral acima também pode ser visualizada como a área sob a curva, mas como faremos esta integral? Primeiramente nos valeremos da equação de estado do gás ideal: .

$$W = \int_i^f \frac{nRT}{V} dV = nRT \int_i^f \frac{dV}{V} = nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$

Este último passo, onde foi realizada a integral, ou seja, a soma pode parecer misteriosa e assim continuará. O cálculo de integrais pertence ao curso de cálculo I, que não faz parte do seu curso e não nos preocuparemos mais com ele! Saiba apenas que a equação acima mostra como calcular o trabalho quase estático realizado por um gás para aumentar o volume de um sistema à temperatura constante (é por isto que ela pôde sair da integral...).

Vamos agora estudar o caso em que o sistema sai do mesmo estado inicial e chega ao mesmo estado final, mas sem manter a temperatura constante. Existem infinitos meios, ou processos, pelos quais esta mudança pode ocorrer. Naturalmente que vamos buscar a mais simples. Veja a figura abaixo:



Começamos com o sistema no estado inicial, com pressão, volume e temperatura iniciais. O sistema passa por um processo isocórico (ou isovolumétrico) até uma posição intermediária onde a pressão já assumiu o seu valor final, mas onde não ocorreu mudança de volume. Como o trabalho depende diretamente da variação de volume, $dw = PdV$, concluímos

que o trabalho é igual a zero neste ponto. Quando vai começar o processo isobárico o sistema já se encontra com o valor da pressão final e o trabalho então é dado por:

$$W = \int PdV = P_f \int dV = P_f \Delta V = P_f(V_f - V_i)$$

Novamente, não se preocupe com a integral. Utilizando a equação de estado do gás ideal podemos escrever:

$$W = \frac{nRT_f}{V_f}(V_f - V_i)$$

Esta equação nos mostra que de fato o trabalho depende do caminho ou processo que levou o sistema do estado inicial ao estado final. No caso isotérmico, o trabalho corresponde à área sob a curva isotérmica. No caso que acabamos de discutir, o trabalho corresponde à área do retângulo sob a reta isobárica. Portanto o processo isotérmico exige um trabalho a mais que corresponde à área inscrita entre as três curvas e que aparece ligeiramente escurecida na figura. Finalmente, vamos resolver alguns exercícios para esclarecer um pouco mais estes pontos que foram discutidos agora.



1. Um gás ideal está contido em um cilindro com um êmbolo móvel. Este êmbolo tem uma massa de 8,0 kg e uma área de 5,0 cm² que pode se mover livremente para cima ou para baixo, mantendo a pressão do gás constante. Quanto trabalho é realizado sobre o gás quando a temperatura de 0,2 moles de gás são aquecidos de 20 a 300 °C?
2. Um cilindro metálico com um êmbolo móvel está preenchido com 1 mol de nitrogênio gasoso a uma pressão de 120 kPa. Um trabalho externo é realizado lentamente sobre o êmbolo até que o volume interno seja duplicado. Se o cilindro está em contato com um reservatório de calor que mantém a temperatura em 280K, quanto deste calor é adicionado ao gás?
3. (para judiar dos gordinhos) Para não engordar e ao mesmo tempo se deliciar, você devora um sorvete imenso cujo valor calórico corresponde a 1000 calorias. Para compensar você decide subir as escadas de um edifício, calcule a altura que você terá que chegar para gastar toda essa comilança.

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

1. Para que o gás seja aquecido algum calor deve ser adicionado a ele. Este aumento de temperatura leva a um aumento de pressão que é suprimido pelo aumento do volume, ou seja, a pressão se mantém constante (como enunciado!). Temos então um caso clássico de expansão isobárica e a equação de trabalho para este tipo de processo já foi vista:

$$W = P\Delta V$$

Nós não temos o valor do volume, mas isso não é problema, pois dispomos da equação de estado do gás ideal: $PV = nRT$. Sendo a pressão constante, podemos escrever:

$$P\Delta V = \Delta PV = \Delta nRT = nR\Delta T = W$$

Podemos agora obter facilmente o trabalho realizado utilizando os valores fornecidos no problema:

$$W = 0,2 \times 8,314 \times (300 - 20) = 465,6 \text{ J}$$

Este trabalho é positivo porque é realizado pelo sistema sobre o ambiente

2. Como a temperatura não varia, temos um processo isotérmico onde a energia interna não varia: $\Delta U = 0$. Sendo assim, o calor fornecido ao gás deve ser igual ao trabalho realizado para puxar o êmbolo:

$$W = \Delta U + Q = Q = nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) = 1 \times 8,31 \times 280 \times \ln 2 = 1,6 \text{ kJ}$$

3. Para começar, uma informação um tanto triste: as calorias que são declaradas para a ingestão de alimentos têm uma pequena diferença com a unidade energética de calorias: estas calorias correspondem na realidade a kcal... Seu consumo foi na realidade de 1000 kcal que correspondem a 4,99 MJ! Sim, quase 5 milhões de Joules. Isto entrou no seu corpo na forma de calor, e para manter a energia interna constante (não engordar e nem emagrecer), prepare-se para transpirar. Pela primeira lei da termodinâmica, se a energia interna não varia então o trabalho realizado pelo sistema é igual ao calor fornecido a esse mesmo sistema. O seu trabalho será carregar toda essa massa até certa altura. Sendo este trabalho realizado contra a força gravitacional multiplicada pela distância só precisamos da sua massa (vejamos o meu caso: 77 kg).

$$W = Q = 4,99 \times 10^6 \text{ J} = mgh = 77 \times 9,8 \times h \rightarrow h = 6613 \text{ m}$$

Assustador? Imagine agora que no ano de 2008 o edifício mais alto do mundo é o Taipei 101 Tower, cuja altura é apenas 509 metros. Você precisaria subir suas escadas 12 vezes para se livrar daquele sorvete...



Não se preocupe, este é apenas um exercício para utilizar a primeira lei da termodinâmica. Seu organismo gasta muito mais energia do que isto para manter seu coração batendo, sua temperatura estável, seus pulmões se enchendo, etc. Pode ir tomar o seu sorvete sem (muita) culpa.

CONCLUSÃO

Com pudemos ver, a aplicabilidade da equação do gás ideal pode ser bastante grande. Uma série de sistemas físicos reais pode ser descritos por esta equação e, através das leis da termodinâmica, podemos estudar e prever os processos que levam os sistemas de um estado inicial até um estado final. Uma conclusão de grande importância é tirada quando verificamos que a energia utilizada para levar qualquer sistema de um estado a outro depende do caminho, ou seja, do processo termodinâmico. Isto é um fator relevante na escolha dos processos industriais de transformação de matéria prima em produtos finais.



RESUMO

Nesta aula estudamos a equação de gás ideal e a sua aplicação nos seguintes processos:

- Isotérmico;
- Adiabático;
- Isobárico;
- Isocórico.



PRÓXIMA AULA

Na próxima, que será nossa última, aula nós estudaremos alguns conceitos mais avançados relacionados ao comportamento de um gás monoatômico a baixa pressão. Veremos como se relacionam grandezas de nomes estranhos como livre caminho médio, velocidade molecular média, etc. Será excitante e muito agradável, até lá.

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 Moyses 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.