

ENTROPIA E A 2ª LEI DA TERMODINÂMICA

META

Fazer com que o estudante comece a pensar no ensino de ciências como algo “orgânico” que está em profunda transformação. Fazer com que os alunos percebam, através de um texto básico complementado com atividades lúdicas, *applets* de ensino, vídeos, que o conceito de entropia pode ser apreendido de forma simples e divertida. Que os estudantes aprendam a ligar a física aprendida na escola à física das coisas.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:

estar cientes das novas possibilidades e dos desafios que envolvem o ensino de ciências em geral. Estes, também, devem ter compreendido que as ciências naturais estão baseadas na experimentação e que esta é feita de ensaios, experiências e medidas e que estas levam a compreensão e matematização dos conceitos físicos (naturais em geral). Que o conceito de entropia é de fundamental importância na compreensão dos fenômenos naturais e em aplicações tecnológicas.

PRÉ-REQUISITOS

Os alunos deverão ter cursado psicologia da educação física A e B

INTRODUÇÃO

A humanidade sempre se esteve perguntando por que temos que trabalhar tanto para por as coisas em ordem e porque as coisas estragam e envelhecem. Os físicos há muito tempo se perguntam por que só tomamos as soluções das equações que possuem soluções temporais positivas e descartamos as negativas.

A resposta para essas questões só veio depois que os físicos Clausius e Lorde Kelvin enunciaram o conceito de entropia. Esse conceito possui várias formas de apresentação que se complementam e ao mesmo tempo se equivalem. As formulações de Clausius e Lord Kelvin são muito importantes para a termodinâmica mais de difícil demonstração. Colocamos estas aqui como recordações para você e para embasar algumas sugestões de como podemos citá-las em um curso. Em seguida colocamos a definição de entropia de sistemas, entendendo por sistemas um conjunto de partículas, um baralho, informações, pessoas, etc... É nessa formulação que basearemos a maioria de nossas ilustrações, *applets* e experimentos. Veremos quão rico de exemplos e aplicações é esse ‘estranho’ conceito.

TEORIA

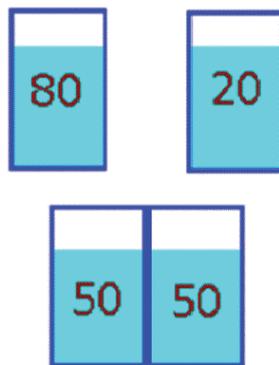
Na natureza temos dois tipos de processos termodinâmicos; os reversíveis e os irreversíveis. Os processos reversíveis ocorrem nos dois sentidos. Por exemplo, se soltarmos um pêndulo no vácuo ele se deslocará até a outra extremidade e depois voltará a sua posição inicial, oscilando de um lado para outro. Por outro lado, os processos irreversíveis só ocorrem espontaneamente num sentido. Se tomarmos um livro em pé e o deixamos cair, ele nunca mais voltará a ficar de pé sozinho.

Para descrever o sentido de uma transformação irreversível criou-se uma grandeza física denominada entropia, a qual é uma variável de estado extensiva, pois é proporcional à quantidade de matéria do sistema. Matéria no sentido de partículas e não de massa.

Como varia a entropia em processos irreversíveis?

Vamos citar abaixo vários fatos experimentais que implicam na formulação do conceito de entropia.

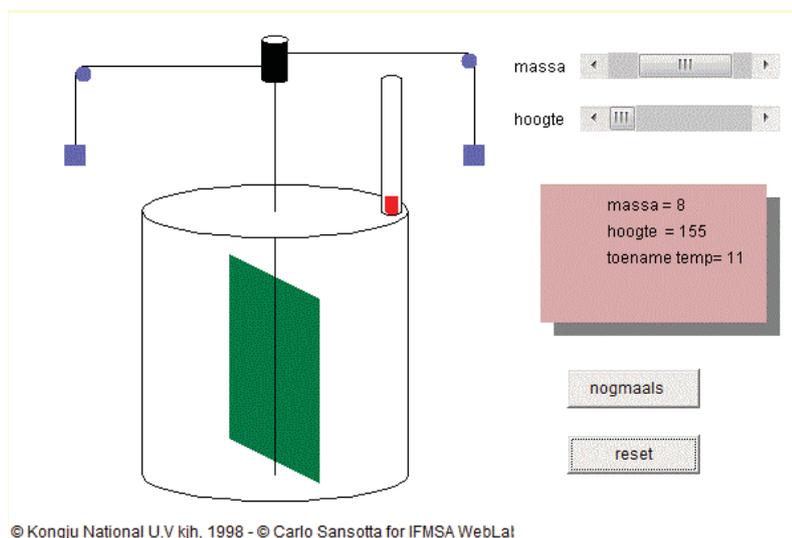
1. No caso do estabelecimento do equilíbrio térmico, que ocorre num sistema isolado constituído por dois objetos inicialmente a temperaturas diferentes, a entropia é por definição, maior no fim do que no início. O sistema evoluiu até a temperatura ser a mesma em ambos os lados, não ocorrendo mais nenhuma transformação. Nesse instante a entropia do sistema tem o valor máximo possível.



2. Na experiência de *Joule*, quando no final a água no recipiente fica a uma temperatura superior, a entropia da água é por definição maior. A transformação é irreversível, um objeto cai, causando a agitação das pás, que por sua vez provocam o aumento da temperatura da água. No estado final, quando já não acontece mais nada, a entropia do sistema é a maior possível.

Nestes dois processos termodinâmicos, os respectivos sistemas consideram-se isolados e verifica-se sempre o aumento de entropia quando os processos são irreversíveis.

Isto leva a se considerar que: pela 2ª Lei da Termodinâmica, em sistemas isolados onde ocorrem processos irreversíveis, a entropia sempre aumenta.



Pode se verificar que quando ocorre uma transformação reversível num sistema isolado, a entropia não aumenta nem diminui. Exemplo:

No caso da compressão lenta de um gás contido num contentor cilíndrico com um êmbolo móvel, quando no final da compressão se deixa de aplicar uma força externa, o gás começa a expandir-se lentamente até voltar ao estado inicial. Neste processo, tanto a energia interna como a entropia do sistema mantiveram-se constantes.

Em resumo, a 2ª lei da termodinâmica:

2ª Lei da Termodinâmica

A entropia, que se denota pela letra S , de um sistema isolado nunca diminui, uma vez que aumenta nos processos irreversíveis e mantém-se constante nos processos reversíveis.

Deste modo, sendo a variação de entropia dada por $\Delta S = S_{\text{final}} - S_{\text{inicial}}$ tem-se para um sistema isolado:

- $\Delta S > 0$ - processo irreversível

- $\Delta S = 0$ - processo reversível

O aumento de entropia num processo irreversível indica assim, o sentido temporal do sistema isolado, ou seja, estabelece a ordem com que acontecem as várias etapas de um processo irreversível.

Num sistema não isolado

A 2ª lei da termodinâmica não refere o que acontece com a variação de entropia de um sistema não isolado.

Em sistemas não isolados a entropia pode aumentar, diminuir ou manter-se constante. É esse fato que nos permite entender porque em certos sistemas a entropia parece diminuir principalmente nos sistemas biológicos.

Por exemplo, num ser vivo a sua entropia pode diminuir já que não é um sistema isolado, uma vez que está em contato com o ambiente. No entanto, tal só é possível porque se fornece energia proveniente dos arredores. Por exemplo, o ser vivo utiliza energia vinda do exterior através dos alimentos para produzir trabalho, e a sua entropia diminui à custa do aumento da entropia do ambiente.

Quando um sistema não está isolado, é possível considerar um sistema maior que se encontra isolado. Assim, mesmo que a entropia de um certo sistema não isolado diminua, é sempre possível encontrar um outro sistema maior, formado pelo sistema inicial e pelos seus arredores, no qual a entropia aumenta, sempre que hajam processos irreversíveis. Isto significa que quando há uma diminuição de entropia no sistema não isolado, a entropia dos seus arredores aumenta muito mais, de tal forma que a variação de entropia do sistema total é sempre positiva.

Existem outras forma de enunciar a 2ª lei da termodinâmica. Para tal, considere os dois exemplos de processos irreversíveis mencionados anteriormente.

No estabelecimento do equilíbrio térmico entre dois objetos, o processo inverso consistiria em dois objetos à mesma temperatura (em equilíbrio térmico), passarem a ter temperaturas diferentes. Neste processo existiria a transferência de energia sob a forma de calor do objeto a temperatura inferior para o objeto com temperatura superior, de modo a aumentar a diferença de temperatura entre ambos. A entropia do sistema iria diminuir violando a 2ª lei da termodinâmica.

Assim, podemos enunciar a 2ª lei da termodinâmica de outra forma:

Postulado de *Clausius*

Uma transformação num sistema isolado, cujo único resultado final seja transferir energia sob a forma de calor de um corpo, a uma dada temperatura, para outro corpo a temperatura superior é impossível.

O processo inverso na experiência de *Joule* consistiria na subida de um corpo até à altura de onde este caiu, enquanto que a temperatura da água diminuía, ou seja, estar-se-ia a remover calor da água, de modo a produzir-se trabalho. No entanto, neste processo fictício a entropia do sistema iria diminuir indo contra a 2ª lei da termodinâmica.

Este fato permite obter outro enunciado para a 2ª lei da termodinâmica:
Postulado de *Lord Kelvin*

Uma transformação num sistema isolado, cujo único resultado final seja transformar em trabalho toda a energia extraída de uma fonte sob a forma de calor, que tem todos os seus pontos à mesma temperatura, é impossível.

A 2ª lei da termodinâmica é de extrema importância, uma vez que *estabelece* limitações na possibilidade de transformar energia de uma forma noutra.

Por exemplo, com base apenas na 1ª lei, é sempre possível transformar energia sob a forma de calor em trabalho ou trabalho em energia sob a forma de calor, desde que a quantidade de energia sob a forma de calor seja igual à quantidade de trabalho.

Isto apenas é verdadeiro para a transformação de trabalho em energia sob a forma de calor. Um corpo pode ser sempre aquecido por fricção independentemente da sua temperatura, recebendo uma certa quantidade de energia sob a forma de calor, a qual é exatamente igual ao trabalho realizado.

No entanto, existem limitações bem definidas quanto à possibilidade de transformar energia sob a forma de calor em trabalho. Se tal não se verificasse, seria possível construir uma máquina térmica que poderia, por diminuição de temperatura dos arredores, transformar em trabalho a energia assim absorvida sob a forma de calor.

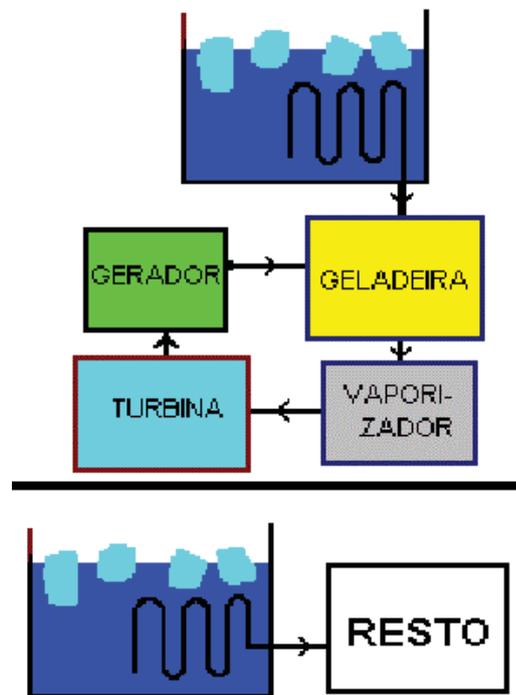
Como a reserva de energia térmica da Terra é praticamente ilimitada, tal máquina poderia produzir uma quantidade infinita de trabalho (estaria sempre a produzir trabalho), e teríamos uma máquina de movimento perpétuo de segunda espécie. Mas a 2ª lei, nomeadamente o postulado de *Lord Kelvin*, não permite que tal máquina possa realmente existir.

Exemplo [2]: Observe a condição “espontânea”. Em sua geladeira, a todo instante passa calor de dentro para fora, resfriando o interior e aquecendo o exterior. Mas, isso só acontece se a geladeira estiver ligada na tomada e funcionando, isto é, consumindo energia elétrica. O processo, portanto, não é espontâneo, tem de ser induzido.

Contra-exemplo [seara da ciência]: Veja esse maravilhoso projeto de um engenhoso engenheiro para uma hipotética fábrica de gelo. Para não ter de pagar a conta da luz no fim do mês, nosso engenheiro pretende aproveitar o calor que sai da geladeira para produzir vapor; esse vapor é usado para mover uma turbina; a turbina aciona um gerador elétrico que, finalmente, produz a corrente elétrica necessária para manter a geladeira funcionando.

Calculando cuidadosamente todas as trocas de energia nas várias partes do projeto ele observa que há um balanço perfeito. A energia é conservada e o gelo foi produzido de graça!

No entanto, esse projeto está *furado*. Simplificando o desenho podemos observar que todo esse processo se resume em retirar calor de um tanque e passar esse calor para o resto da engenhoca sem apelar para nenhum recurso externo. Isso contraria a Segunda Lei da Termodinâmica e, portanto, não funciona. É o que se chama de “moto perpétuo de segunda espécie”, dispositivo ardentemente buscado por malucos de vários tipos, mas proibido pelas leis da natureza.



O projeto da parte de cima equivale a congelar a água de um tanque sem receber energia externa.

ATIVIDADES



1. Por que a produção industrial gera mais calor?
2. Por que os nossos eletrodomésticos aquecem a Terra?
3. Por que não podemos usar o ar que sai de dentro do motor do carro para refrigerar o ambiente interno do carro?
4. Do ponto de vista da 2ª Lei e da ecologia qual é um dos maiores objetivos da tecnologia moderna?

ENTROPIA, PROBABILIDADE E DESORDEM

Agora vejamos outra definição de entropia [seara da ciência]. Lembremos que pela teoria cinética dos gases a matéria é composta de inúmeras partículas denominadas átomos ou moléculas. A pergunta que nos faremos agora é: de quantos modos as moléculas de um gás podem estar dispostas ou colocadas dentro de um recipiente? Vejamos um jogo de cartas chamado sete e meio (parecido com vinte e um).

Para começar comecemos nos lembrando que um baralho possui 4 naipes e cada naipe possui 13 cartas. Sendo as cartas numeradas de um a dez mais três figuras – Dama, Valete e Rei. Essas últimas são denominadas de figuras e possuem valor meio.

Regra (versão bem simples):

O baralho é embaralhado e os participantes apenas deviam adivinhar e apostar que a primeira carta a ser virada seria um sete, em seguida deveriam apostar e adivinhar que a carta seguinte seria uma figura.



Qual é a chance de se tirar o sete e meio?

Resposta: Temos 4 setes no baralho que possui 52 cartas. Então temos $4/52$ chance de sair um sete na primeira carta. Na segunda carta temos 12 figuras em 51 cartas (tiramos uma), fazendo que temos $12/51$ chance de obter uma figura. Logo a probabilidade é de

$$\text{Probabilidade} = \frac{4}{52} \times \frac{12}{51}$$

Por que isso? Porque toda vez que embaralhamos, misturamos as cartas, as cartas ficam arrumadas de uma forma diferente. Dizemos que elas ficam dispostas, arranjadas, de forma aleatória.

Por que sete e meio? Porque com duas cartas o número de vezes que sai sete e meio é maior que um número inteiro. Temos 12 figuras contra 4 números (1,2,...10). Assim, temos 56 formas de tirar sete e meio,

$$4 (\text{sete}) \times 12 (\text{figuras}),$$

Dentre $51 \times 52 = 2652$ modos de tirar duas cartas.

Para facilitar nossa conversa, vamos usar os termos microestado e macroestado, como Boltzmann fazia [2]. Qualquer uma dessas 2562 mãos será um microestado do macroestado correspondente a soma inteiro. Isto é, o macroestado soma inteiro tem 2562 microestados, enquanto o macroestado soma 7,5 tem apenas 48 microestados. Agora, é fácil entender porque uma mão soma inteiro é mais provável que uma mão de muitos pontos: ela tem muito mais microestados.

Podemos, agora, definir a ENTROPIA de uma pontuação no sete e meio como sendo o número de mãos diferentes com essa soma. Ou, equivalentemente, essa entropia será o número de microestados em um macroestado. A entropia da mão soma zero (macroestado) é cerca de 2562 (número de microestados), enquanto a entropia da mão soma 7,5 é apenas 4.

Como veremos a seguir, essa definição de entropia serve, com alguma modificação, para ser usada em qualquer sistema físico, seja uma mão de baralho, um motor de carro, um balde com água, uma estrela ou até mesmo o Universo, com U maiúsculo. Antes, vamos resumir o que vimos até aqui [2].

1. Um macroestado de um sistema é composto de um certo número de microestados.
2. Todos os microestados de qualquer macroestado são igualmente prováveis.
3. Quanto mais microestados um macroestado tiver, mais provável ele é.
4. A entropia de um macroestado é proporcional ao número de microestados que ele tem.

A definição de "ENTROPIA" que apresentei na acima precisa ser modificada para corresponder melhor com a definição técnica usada pelos físicos. Como vimos, a entropia de um macroestado é proporcional ao número de microestados nesse macroestado. E sabemos que a probabilidade de um macroestado ocorrer é proporcional ao número de microestados que ele contém. Basta lembrar o exemplo das mãos do sete e meio para entender

isso. No entanto, há um problema. A entropia pode ser definida de outras maneiras e nessas maneiras ela é uma quantidade aditiva. Isso significa o seguinte. se um sistema A tem entropia S_A e um sistema B tem entropia S_B , um sistema C, composto dos sistemas A e B, deve ter entropia $S_C = S_A + S_B$.

No entanto, probabilidades são quantidades multiplicativas. Por exemplo, a probabilidade de obtermos um CINCO, ao lançarmos um dado, é $1/6$. Se lançarmos dois dados, a probabilidade de obtermos dois CINCOs consecutivos é $1/6 \times 1/6 = 1/36$.

Entropias se somam, mas, probabilidades se multiplicam. Como, então, relacionar a entropia de um estado com a probabilidade desse estado? Para contornar essa dificuldade, Boltzmann optou por definir a Entropia como proporcional ao logaritmo da probabilidade do macroestado.

Lembre da matemática que aprendeu no colégio: se tivermos $C = A \times B$, teremos

$$\log C = \log A + \log B.$$

Portanto, se um sistema tem um macroestado A, com probabilidade W_A e entropia S_A , e outro sistema tem um macroestado B, com probabilidade W_B e entropia S_B , a probabilidade de achar o conjunto dos dois sistemas nesses estados, simultaneamente, será $W = W_A \times W_B$, que corresponde à entropia total S.

Tomando os logaritmos nos dois lados, temos $\log W = \log W_A + \log W_B$.

Então, se dissermos que a entropia do macroestado A é $S_A = k \times \log W_A$, e a entropia do macroestado B é $S_B = k \times \log W_B$, teremos

$S = S_A + S_B$, onde $S = k \times \log W$ é a entropia dos estados A e B juntos.

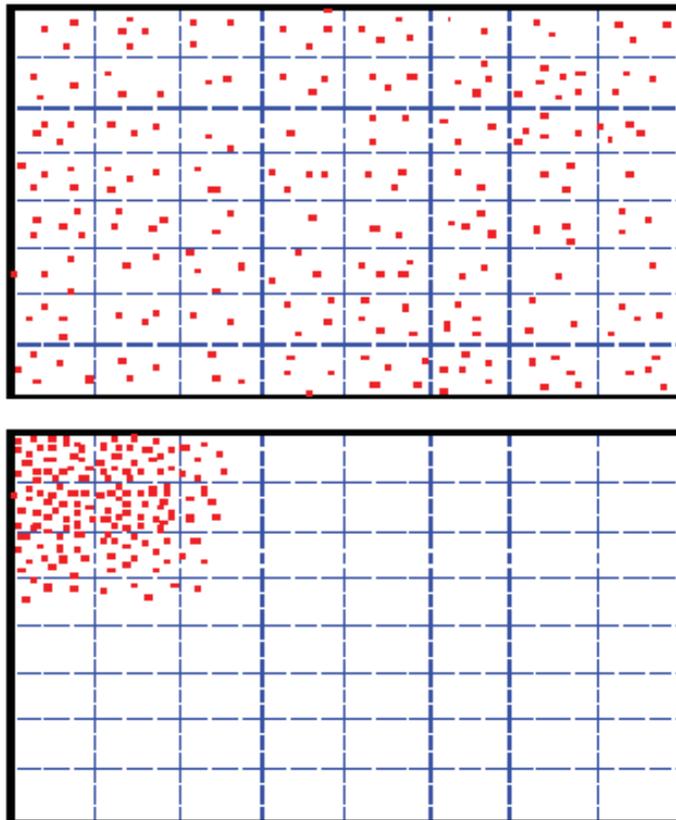
Desse modo, segundo Ludwig Boltzmann, a entropia S de um sistema que está em um estado cuja probabilidade é W, é escrita como $S = k \times \log W$. Essa constante de proporcionalidade k é chamada de constante de Boltzmann. Outra vantagem de usar essa definição da entropia ligada ao logaritmo da probabilidade decorre do fato de que, em geral, estaremos lidando com números muito grandes. Melhor que manusear um número como 100.000.000.000, por exemplo, é usar seu logaritmo que vale 11 (igual ao número de zeros), bem mais doméstico. Nos casos reais da física, o número de microestados costuma ser gigantesco.

O logaritmo usado na fórmula de Boltzmann é o logaritmo natural (base e), e não o decimal (base 10), mas, o argumento é o mesmo.

Considere, por exemplo, o problema de contar os microestados possíveis em uma caixa com um gás como o ar. Para isso, podemos imaginar a caixa dividida em seções e contar quantas moléculas tem cada seção. Um macroestado A, como na figura de cima, seria aquele em que a seção 1 tem 3 moléculas, a seção 2 tem 4, e assim por diante. A probabilidade desse macroestado seria dada pelo número de maneiras distintas (microestados) de distribuir as moléculas mantendo a configuração. Por exemplo, trocando uma molécula da seção 1 com outra da seção 2, teríamos um microestado

diferente, correspondente ao mesmo macroestado.

Duas coisas são claras. Primeiro, se o número de moléculas for grande, o número de microestados correspondentes a um dado macroestado é enorme. Segundo, é fácil ver que um macroestado como o de cima é muito mais provável que um macroestado como o de baixo, pois o de cima tem muito mais microestados.



Se o gás fosse colocado na caixa do jeito mostrado na figura de baixo, em um instante ele se espalharia e teria um jeito parecido com a figura de cima. Agora, veja: a probabilidade de se encontrar o gás nos dois jeitos é exatamente a mesma! Lembre do caso das mãos de sete e meio. Entretanto, o número de jeitos (microestados) de distribuir as moléculas de modo a ter o mesmo número em cada seção (macroestado) é diferente, nos dois casos. Esse número é muito maior para a configuração da figura de cima. Isto é, a entropia do gás na figura de cima é muito maior que a entropia na figura de baixo. Isso nos leva a outra maneira (mais uma!) de enunciar a Segunda Lei da Termodinâmica:

"Todo sistema físico sempre evolui, espontaneamente, para situações de máxima entropia."

O número de microestados pode, também, ser usado como uma medida da desordem do sistema. Nesse contexto, a desordem do gás na figura de

cima é maior que a desordem na figura de baixo. E isso nos leva a mais uma forma de enunciar a Segunda Lei da Termodinâmica:

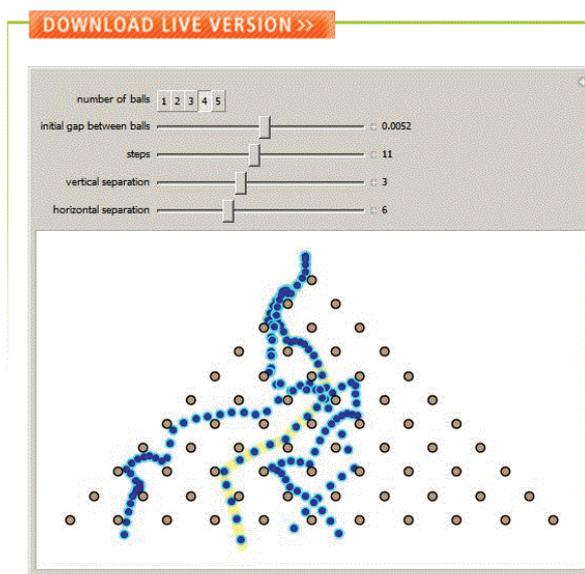
"Todo sistema natural, quando deixado livre, evolui para um estado de máxima desordem, correspondente a uma entropia máxima."

Agora, pense em alguns eventos naturais, desses que ocorrem a todo instante. Um copo que cai e se quebra, um papel que se queima, uma xícara de café que esfria, uma pilha que descarrega, a gente que envelhece, "a vida inteira que poderia ter sido e que não foi". Nada disso precisaria acontecer, ou, se acontecesse, poderia sempre ser revertido, se não existisse a danada da Segunda Lei da Termodinâmica.

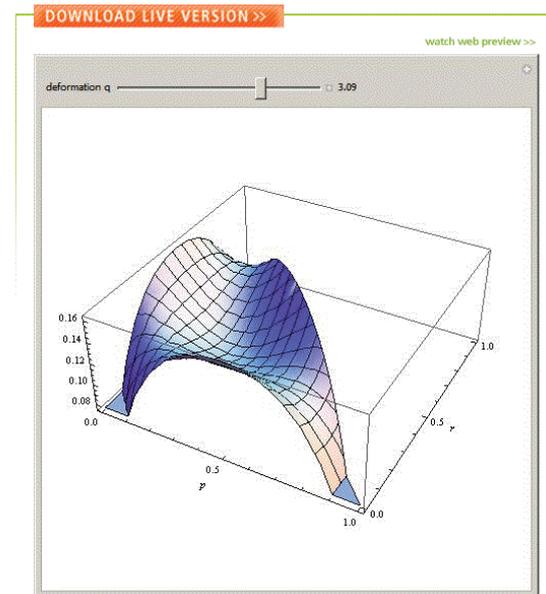
Applets de Ensino

1. Projeto Wolfram - <http://demonstrations.wolfram.com/topic.html?topic=Physics&start=21&limit=20&sortmethod=recent>

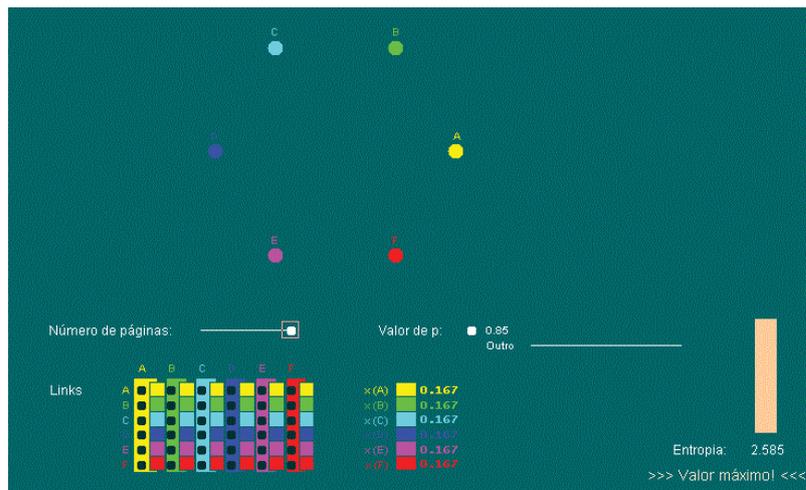
Paths of Balls Bouncing Off Pegs



Mixing Entropy for Three Letters

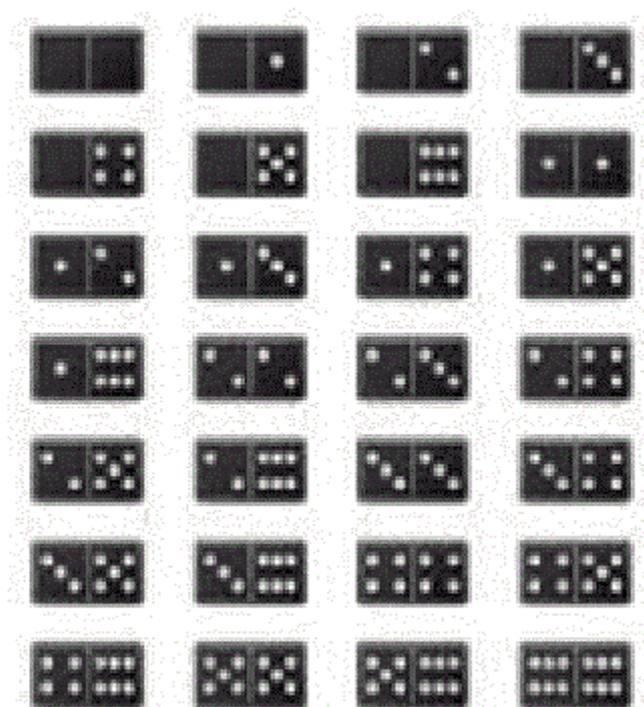


2. <http://www.atractor.pt/mat/pagerank/entropia.htm>



EXPERIMENTOS DE BAIXO CUSTO.

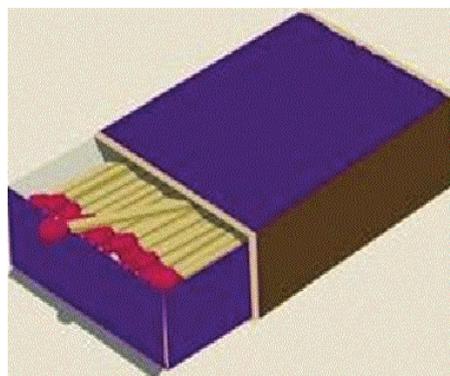
5. Tome um dominó e coloque-o em ordem de modo que a primeira pedra seja o zero-zero. Em seguida seja o zero-um e assim por diante até o seis-seis (ordem crescente se podemos falar assim). Espalhe-o e depois ajunte todos novamente de forma casual. Como eles ficaram? Eles apresentaram algum arranjo definido? Por quê?



6. Tome dois dados. Coloque os dois seis para cima na palma de sua mão. Agora os jogue para cima e veja quais as fases que estão para cima. Repita isso várias vezes e discuta por que o par de seis é difícil de sair.



7. O que tem a ver os conceitos de entropia, energia e desordem na sala de aula.
8. De onde a Terra tira energia para sustentar a sua ordem interna?
9. Como o petróleo é formado? De onde sai a energia para sua formação?
10. Pegue uma caixa de fósforos e pergunte aos seus alunos por que eles estão todos arrumados. Pergunte o que acontecerá se deixar os fósforos cair.



COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

Alguns de nossos alunos e futuros professores devem ter sentido dificuldade em fazer o experimento, pois não estão acostumados a jogar dados ou baralho. Mas eles têm que vencer esses obstáculos se quiserem entender melhor o mundo das probabilidades. Mas devem ter observado pelos experimentos aqui propostos que podemos fazer muita coisa de forma simples e engenhosa. Que não precisamos ficar presos à literatura.

Os futuros professores devem ter ficado cientes que a segunda lei da termodinâmica está na base das explicações do porque envelhecemos, por que as coisas estragam e por que temos que nos esforçar para manter as coisas em ordem.

Eles devem ter percebidos que existe muito material de apoio na *internet*, principalmente *applets* de ensino. Que o tema entropia pode ser muito bem explorado em sala de aula.

Estes devem, através de vídeo aulas, perceberem que mesmo alguns projetos sérios não conseguem se afastar do conceito das aulas teóricas baseadas na exposição de conceitos e na resolução de exercícios.

Respostas as questões

1. Porque pelo enunciado de Lord Kelvin não podemos transformar todo calor em trabalho, assim, parte deste é despejado no ambiente.
2. Porque eles não são máquinas ideais. Elas têm que satisfazer a 2ª lei da termodinâmica.
3. Porque pela 2ª lei da termodinâmica não podemos retirar espontaneamente calor de um ambiente mais frio para um mais quente.
4. Produzir máquinas termodinamicamente mais eficientes. Ou seja, que transformem maior quantidade de calor em trabalho ou que produzam menos entropia.
5. Eles têm que fazer os experimentos e perceber que o sistema, peças de dominó, saem de um estado mais ordenado para um mais desordenado.
6. Eles têm que fazer os experimentos e verificar que o estado seis-seis possui entropia muito baixa. Ou seja é um estado ordenado.
7. Tudo. A tendência natural das coisas é estar em estado desordenado.
8. Ela retira do Sol e da força da gravidade.
9. A energia vem da força da gravidade e da metabolização das bactérias.
10. Os fósforos estão arrumados porque uma máquina ou trabalhadores os arrumaram. Se deixarmos cair eles vão se espalhar segundo a 2ª lei.

CONCLUSÃO

Mostramos através de um texto simples complementado com alguns experimentos de baixo custo e vários *applets* de ensino, que o conceito de entropia pode ser ensinado de forma lúdica e menos teórica. Também ficou claro que esta lei é um tema que envolve muitos fatos (experiências) corriqueiros e cotidianos e que podemos torná-lo um tema mais atraente e menos decorativo para os alunos.

Deve ter ficado claro para o futuro professor que os conceitos e paradigmas envolvidos na 2ª lei da termodinâmica são usados nas explicações e na construção dos modelos dos fenômenos termodinâmicos.

Estes devem ter ficado cientes que existem diversos materiais de apoio ao ensino de física, como ludotecas e vídeos aulas, que podem ser usados como reforço no aprendizado.



RESUMO

Apresentamos aqui um texto simples sobre a 2ª lei da termodinâmica recheado de *applets* de ensino. Complementamos este com alguns experimentos de baixo custo elaborados por nós mesmos e por outros retirados de diversos *sites* de ensino. Mostramos que existem vários vídeos aulas, alguns feitos de forma profissional, que devem ser sugeridos aos seus futuros alunos.

Mostramos que, devido a sua grande importância, existem vários sites de ensino com *applets* sobre esse tema. Que este tema não deve ser negligenciado em um curso de física.

REFERÊNCIAS

1. e-escola. <http://www.e-escola.pt/topico.asp?id=573>
2. Seara da Ciência. <http://www.searadaciencia.ufc.br/donafifi/entropia/entropia5.htm>
3. Halliday, D., Resnick, R., Walker, J.; **Física**, Vol. 2, Livros Técnicos e Científicos Editora, Rio de Janeiro, 1996
4. Tipler, P.A.; **Física (Para Cientistas e Engenheiros), Vol.2 , Gravitação Ondas e Termodinâmica**, 3a Ed., Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., 1995.