



Unidade Didática

Uma Aula sobre o Conceito de Entropia no Ensino Médio

Ubaldo Fernandes de Almeida
&
Samuel Rodrigues Gomes Junior

Material instrucional associado à dissertação de mestrado profissional de Ubaldo Fernandes de Almeida, apresentada ao Programa de Pós-Graduação em Ensino de Física, Departamento de Física, do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Rio Grande do Norte.

Setembro de 2015

SUMÁRIO

1 INTRODUÇÃO	3
2 O CONCEITO DE ENTROPIA	3
2.1 Na perspectiva da Termodinâmica	3
2.2 Na perspectiva da Mecânica Estatística	8
2.3 O Significado de macroestado e microestado	10
2.4 Entropia: Sistema MACROSCÓPICO <i>versus</i> Sistema MICROSCÓPICO	18
2.5 A flecha do tempo	20
3 BIBLIOGRAFIA	21

1 INTRODUÇÃO

Antes de iniciarmos a discussão de mais um conceito referente à Termodinâmica, vamos analisar uma situação bastante interessante, ver figura 1.

Confira na web:

No endereço eletrônico <https://www.youtube.com/watch?v=QIFGL0v5SDc> (acesso em março/2015), assista ao vídeo e analise o sentido dos eventos que estão ocorrendo.



Figura 1. Imagem inicial do vídeo introdutório

Em nosso cotidiano nos deparamos com situações bastante sutis e não percebemos que estamos diante de alguma Lei Física. Muitas vezes, passamos tão despercebido que nem paramos para analisar um evento utilizando os conhecimentos adquiridos em nossas vidas acadêmicas. Dessa forma, por exemplo, um fenômeno físico, químico ou biológico torna-se algo irrelevante diante de outras coisas que temos que dar atenção em nosso dia-a-dia.

Os eventos no vídeo introdutório ocorrem na prática? Deixe aqui seu comentário!

2 O CONCEITO DE ENTROPIA

2.1 Na perspectiva da Termodinâmica.

A conversão espontânea de energia (seja ela mecânica, elétrica, química ou outra modalidade), em energia térmica, determina o sentido preferencial de realização de um processo natural. Essa transformação de energia, muitas vezes,

é integral. Por outro lado, a conversão de energia térmica em outras formas de energia é um processo que não ocorre de maneira integral. Uma máquina térmica, por exemplo, pode realizar essa conversão, porém com rendimento bem inferior quando comparamos com a máquina ideal proposta por Nicolas Léonard Sadi Carnot.

Por esse motivo à medida que advém os processos naturais, apesar de a energia total se conservar, ocorre uma diminuição na possibilidade de se obter energia para realizar trabalho, ou seja, uma parcela da energia disponível transforma-se em uma modalidade que não pode ser mais utilizada de maneira integral – a energia térmica. A partir dessa análise, podemos enunciar uma variação da segunda lei da termodinâmica a qual evidencia que a evolução do universo¹ leva a um aumento da indisponibilidade de energia para realizar trabalho.

A energia utilizável para realizar trabalho diminui à medida que o Universo evolui.

Na metade do século XIX, duas teorias conflitaram para explicar a obtenção de trabalho mecânico em uma máquina térmica: a primeira baseava-se no princípio de Carnot-Kelvin² e a segunda apoiava-se no princípio de Mayer-Joule³. Em 1850, o físico alemão Rudolf J. Clausius agregou essas duas teorias e apresentou pela primeira vez à Termodinâmica o **Conceito de Entropia** (grandeza física representada pela letra **S**). A palavra entropia é de origem grega que significa "**mudança de forma**". Clausius visava caracterizar essa tendência natural de evolução do universo bem como mostrar que a energia dele permanece constante. Sendo assim, Clausius, comparando o universo como um sistema fechado, divulgou, em 1865, as duas primeiras leis da termodinâmica numa forma generalizada. A primeira assegurava que a **energia total do universo é constante** e a segunda retificava que **a entropia do universo tende a um máximo**.

Para justificar o enunciado da Segunda Lei da Termodinâmica, Clausius interpretou a entropia como uma **grandeza que mede a irreversibilidade dos**

¹ O termo Universo corresponde a soma de sistema e vizinhança.

² O princípio de Carnot-Kelvin estabelecia que o trabalho obtido numa máquina térmica dependesse da diferença de temperatura entre a fonte quente e a fonte fria.

³ O princípio de Mayer-Joule defendia que o trabalho obtido era proporcional ao calor - equivalente mecânico do calor.

processos físicos, ou seja, a entropia de um sistema comporta-se de maneira diferente em processos irreversíveis e reversíveis. Como forma de ilustrar a diferença entre os processos reversíveis e irreversíveis vão observar algumas situações de nosso cotidiano as quais muitas vezes não nos damos conta, mas que exemplificam de modo mais concreto a ideia de irreversibilidade em sistemas físicos.

Confira na web:

No endereço eletrônico <https://www.youtube.com/watch?v=9XiJhPR-CXs> (acesso em abril/2015), Ele ilustra uma situação bastante comum quando vamos ao cinema ou até mesmo quando estamos em casa assistindo um filme.



Figura 2. Vídeo 1 - mostrar a diferença entre processo reversível e irreversível.

O vídeo 2, conforme figura 3, não retrata uma situação tão comum quanto o vídeo 1, mas também ilustra um evento que podemos utilizar para mostrar a diferença entre processos reversíveis e irreversíveis.

Confira na web:

No endereço eletrônico <https://www.youtube.com/watch?v=KXImFuECiyQ> (acesso em abril/2015), mais uma manifestação de processo irreversível em nosso cotidiano.



Figura 3. Vídeo 2 mostra a diferença entre processo reversível e irreversível.

O vídeo 3, ver figura 4, representa mais um exemplo utilizado para diferenciar os processos reversíveis e irreversíveis.

Confira na web:

No endereço eletrônico https://www.youtube.com/watch?v=PYCAIRED_r0 (acesso em abril/2015), mais uma manifestação de processo irreversível em nosso cotidiano. Confira mais essa situação.

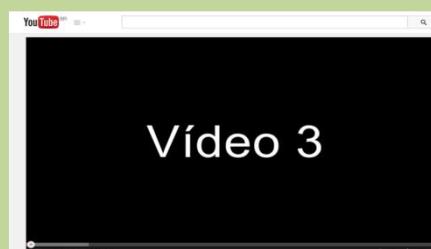


Figura 4. Vídeo três mostra a diferença entre processo reversível e irreversível.

Após visualização dos vídeos 1, 2 e 3, responda ao questionamento final de cada vídeo! Deixe aqui seu comentário!

Agora, na próxima vez que você for a um restaurante, pense em como a comida é preparada. Em seguida, tente imaginar o processo na ordem inversa. É fácil descascar uma fruta, mas impossível colocar a casca de volta no lugar. É fácil preparar ovos mexidos, mas impossível transformar ovos mexidos em ovos intactos. É fácil cozinhar legumes, mas impossível descozinhá-los. Depois de fazer pipoca, não é possível transformar a pipoca novamente em milho.

Além das situações apresentadas anteriormente, podemos discorrer de outras tais como: as comidas e bebidas que são servidas quentes tendem a esfriar e as que são servidas frias tendem a esquentar. Um copo de água gelada logo fica à temperatura ambiente; o mesmo acontece com uma xícara de café quente. O sorvete derrete e a calda de chocolate endurece. Estes eventos do cotidiano são tão familiares que não despertam nossa atenção, mas quando o milho de pipoca estoura e o café esfria estamos assistindo a manifestação de uma das leis mais sutis e fascinantes da física: a segunda lei da termodinâmica. De acordo com Borges (1999, p. 455), “Todos os processos naturais são, em diferentes graus, irreversíveis. Não é possível, por exemplo, obter, espontaneamente, gasolina a partir dos gases de combustão de um automóvel fazendo o motor funcionar ao contrário” e completa Nussenzveig (2002), a entropia de um sistema termicamente isolado nunca pode decrescer; não se altera quando ocorrem processos reversíveis, mas aumenta quando ocorrem processos irreversíveis. Assim, $\Delta S \geq 0$, para sistemas isolados.

Como podemos perceber nas bases teóricas da Termodinâmica apresentadas por Clausius, a grandeza física entropia ***está associada a uma indisponibilidade de energia para realizar trabalho quando se observa os***

processos irreversíveis. Levando-se em conta que a maioria dos processos naturais são irreversíveis a entropia do universo tende a um máximo conforme Clausius já havia mencionado.

Além da ideia qualitativa proposta por Clausius, ele também expressou quantitativamente a grandeza entropia para processos reversíveis. Para tanto, ele percebeu que assim como outras variáveis de estado - **pressão (P)**, **volume (V)**, **temperatura (T)** e **energia interna (U)** - a **entropia (S)** também é uma variável de estado de um sistema, isto é, quando analisamos um processo qualquer, o valor absoluto da entropia não é importante, mas sim a sua variação. Dessa forma, a variação ΔS da entropia de um sistema que passa de um estado inicial para um estado final é definida por:

$$\Delta S = \frac{\Delta Q_{rev}}{T} \quad [1]$$

Em que ΔQ_{rev} é a quantidade de calor trocada pelo sistema, num *processo reversível* que leva o sistema do estado inicial até o estado final e T corresponde a temperatura que está ocorrendo essa troca de calor. Para utilizar essa expressão, a temperatura em que esta ocorrendo a troca de calor deve ser constante. A partir dessa equação, também podemos perceber: Se ΔQ_{rev} for positiva, a variação de entropia do sistema também será positiva e se ΔQ_{rev} for nulo, a variação de entropia do sistema também será nula. Isso corrobora com o enunciado de Clausius ($\Delta S \geq 0$). Como a entropia é uma função de estado, a sua variação quando um sistema passa de um estado para outro depende somente desses estados, e não do processo pelo qual ocorre essa passagem.

2.2 Na perspectiva da Mecânica Estatística⁴.

A entropia originalmente encontrou seu lugar na termodinâmica, entretanto sua importância cresceu acentuadamente à medida que o campo da física chamado mecânica estatística desenvolveu-se. Esse campo da física forneceu uma maneira alternativa de interpretar a entropia, pois o comportamento de uma

⁴ A mecânica estatística é um ramo da física que estuda os sistemas físicos compostos por um elevado número de partículas, em que são aplicados métodos estatísticos a essas mesmas partículas, com o objetivo de possibilitar um prognóstico das suas propriedades macroscópicas. Além disso, ela permite, com um número limitado de equações, relacionar variáveis de interesse prático. Este problema se fosse desenvolvido por métodos newtonianos, conduziria a um número ilimitado de equações.

substância é descrito em termos do comportamento estatístico de seu grande número de átomos e moléculas. Para Borges (1999, p. 456), “O objetivo da mecânica estatística é calcular propriedades macroscópicas a partir de informações microscópicas.”

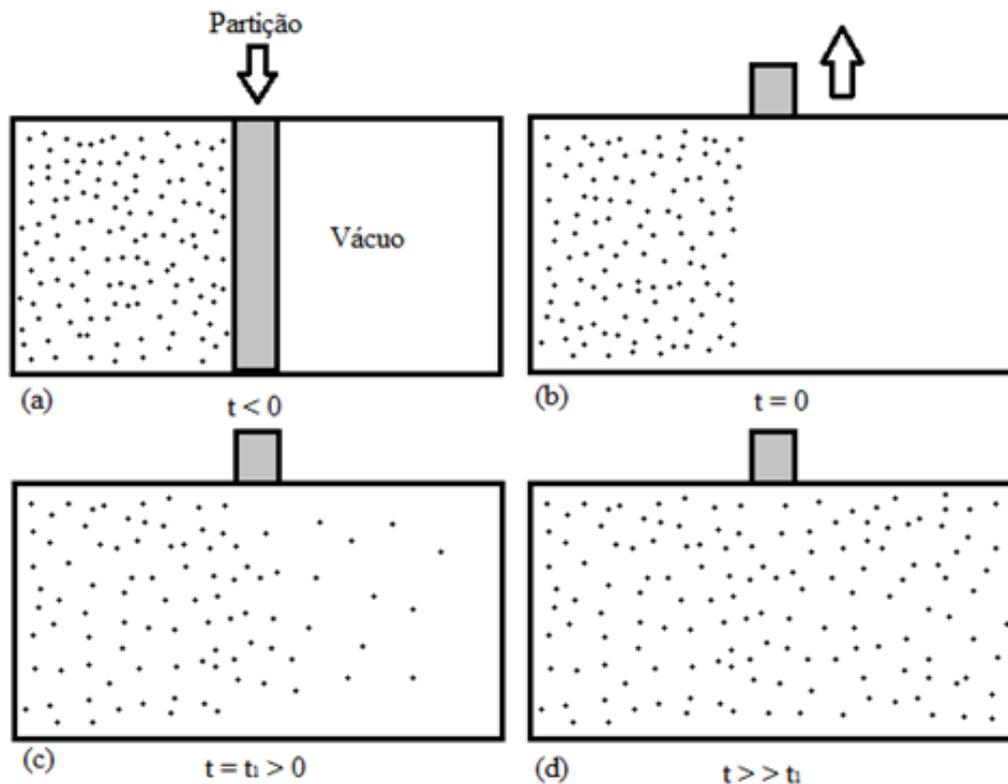
Além da mecânica estatística, a Teoria Cinética dos Gases (TCG)⁵ também contribuiu para uma nova interpretação do conceito de entropia e um dos principais resultados dessa teoria é o princípio da equipartição da energia no qual é estabelecido que.

Em sistemas isolados a energia se distribuí de maneira igual entre seus diversos graus de liberdade⁶ e a entropia mede essa distribuição da energia.

Para analisar o princípio da equipartição da energia, vamos considerar um exemplo simples de processos macroscópicos irreversíveis e examinar sua descrição microscópica. Considere um recipiente fechado dividido em duas partes iguais por uma partição (Figura 5). Para um $t < 0$, fez-se vácuo a direita da partição e há um gás em equilíbrio térmico à esquerda. Para $t = 0$, a partição é removida. Num instante posterior (Figura (5c)), o gás terá começado a difundir-se para o recipiente da direita. Finalmente, para tempos maiores, será atingido novo estado de equilíbrio térmico com o gás difundido uniformemente por todo o recipiente (Figura (5d)).

⁵ A Teoria Cinética dos Gases é uma teoria microscópica em que as leis da Mecânica Newtoniana são consideradas verdadeiras em escala molecular. Mas como uma amostra de gás é descrita como composta de um número extremamente grande de partículas não pode pretender especificar as posições e as velocidades de cada uma dessas partículas e tentar aplicar as leis de Newton para calcular os valores individuais das grandezas físicas de interesse. Ao invés disso, usamos procedimentos estatísticos para calcular valores médios. De qualquer forma, o que medimos experimentalmente são valores médios e os resultados da teoria concordam muito bem com os dados experimentais.

⁶ Grau de liberdade corresponde a uma variável necessária para descrever o sistema, sendo independente um grau de liberdade do outro. Por exemplo, analisando um gás monoatômico, esses graus são devido à translação, rotação e vibração.



Ilustrações: Almeida, U. F.

Figura 5. Esquema de um processo irreversível.

Esse processo é irreversível, ou seja, a sequência inversa não ocorra espontaneamente, da Figura (5d) para a Figura (5b)⁷.

Como destaca Nussenzveig (2002), “considerando a Lei de Conservação da Energia seria possível reverter o processo, desde que houvesse a inversão da velocidade de todas as moléculas do gás, pois, a rigor, não há nenhum Princípio ou regra teórica que justifique essa impossibilidade.” Contudo, como aponta Nussenzveig, apesar das Leis da Mecânica não apresentarem argumentos que impossibilitem a reversão do processo, isso seria muito improvável, tendo em vista a baixa probabilidade de restituirmos às condições iniciais um número elevado de moléculas.

⁷ Os vídeos 1, 2 e 3 assistidos anteriormente retratam de maneira concreta a irreversibilidade que ocorre na figura 5.

2.3 Significado de macroestado e microestado

Pelo Princípio da Conservação da Energia, sabemos que, em qualquer transformação, a energia total do universo se mantém constante, entretanto, parte dessa energia fica indisponível para a realização de trabalho. Dessa forma, por exemplo, quando uma bola que é abandonada de uma determinada altura sobre uma cama elástica, transforma (figura 6), inicialmente, parte da energia potencial gravitacional em energia cinética. Em seguida, parte dessa energia cinética é convertida em energia potencial elástica e na sequência, parte dessa energia potencial elástica converte-se em cinética e potencial gravitacional fazendo a bola subir até uma posição inferior à posição inicial.

Durante todas as etapas de transformação de energia, uma parcela é transformada em energia térmica devido às colisões da bola com as partículas do ar. Essa parcela de energia dissipada é indisponível para a realização de trabalho, por isso que a bola não retorna à mesma posição inicial.

Essa indisponibilidade da energia para a realização de trabalho ocorre devido à existência de processos irreversíveis, ou seja, não há como, espontaneamente, a energia térmica se transformar em energia potencial novamente, como ocorre com a energia cinética. Essas conclusões levaram Rudolf J. Clausius a propor o conceito de entropia.

Com o advento da Mecânica Estatística e da Teoria Cinética dos Gases, algumas grandezas físicas passaram a ser analisadas numa escala microscópica e, assim sendo, outras variáveis deveriam ser levadas em conta, sobretudo devido aos sistemas serem compostos por um número muito elevado de partículas. A partir dessa tentativa de visualizar o comportamento de algumas grandezas físicas num universo de milhares de partículas em sistemas isolados ou não é que surge a concepção de microestado e macroestado os quais foram definidos quantitativamente por Ludwig Boltzmann (1844-1896), que descreveu a entropia em termos probabilísticos.

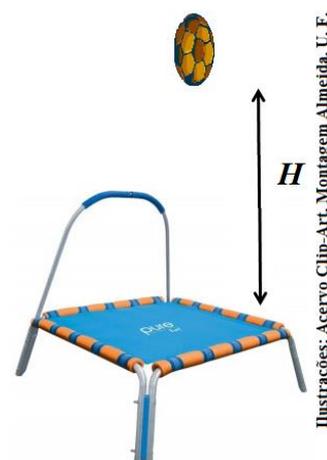


Figura 6. Bola sendo abandonada de uma altura H sobre uma cama elástica.

Vamos considerar dois compartimentos sendo que apenas um deles está ocupado por duas esferas, que se comunica por um orifício, como indicado na figura 7.

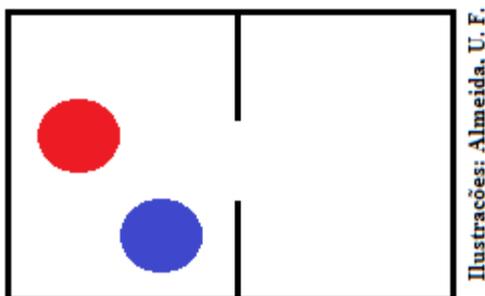


Figura 7. Esquema de um compartimento com uma abertura. O lado esquerdo contém duas esferas (uma azul e outra vermelha) e o lado direito não contém nenhuma esfera.

Confira na web:

No endereço eletrônico https://www.youtube.com/watch?v=Mqnf-xi0I_c (acesso em abril/2015). Para tornar a situação apresentada na figura 7 mais concreta e real, vamos assistir ao vídeo 4⁸ (figura 8). Confira!

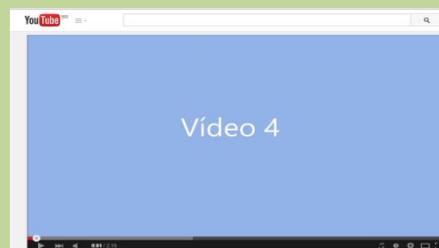


Figura 8. Vídeo 4 utilizado para evidenciar um macroestado e um microestado levando em conta a cor das partículas.

Após assistir ao vídeo 4 o que podemos inferir sobre **MACROESTADO** e **MICROESTADO**?

➤ Macroestado:

➤ Microestado:

⁸ No vídeo 4, as partículas são representadas por baratinhas movidas à bateria. Esse movimento representa o movimento caótico das partículas de um gás confinadas em um recipiente.

Se aumentarmos o número de esferas para quatro (macroestado “**quarto esferas**”) e não levarmos em conta a cor das esferas, teremos a seguinte configuração (figura 9).

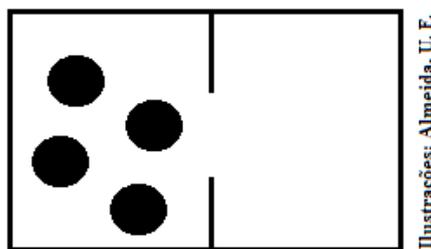


Figura 9. Esquema de um compartimento com uma abertura. O lado esquerdo contém quatro esferas pintadas de preto e o lado direito não contém nenhuma esfera.

Confira na web:

No endereço eletrônico <https://www.youtube.com/watch?v=t2MECHIVMjU> (acesso em abril/2015). Para essa nova configuração expressa na figura 9, vamos visualizar o vídeo 5 (figura 10) e na sequência responder aos questionamentos do quadro a seguir. Confira!

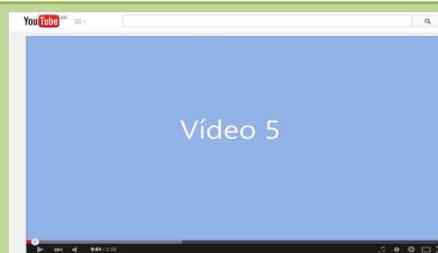


Figura 10. Vídeo 5 Utilizado para evidenciar um macroestado e um microestado não levando em conta a cor das baratinhas.

APÓS ASSISTIR AO VÍDEO 5, DEIXE AQUI SEU COMENTÁRIO!!!

- Qual o Macroestado considerado?

- Quantos microestados são possíveis para esse macroestado?

- Um microestado foi atingido mais de uma vez?

- Se você fizer seu próprio vídeo, os microestados serão atingidos na mesma sequência do vídeo 5? Justifique.

Vamos agora analisar outra situação (figura 11). Com a mesma quantidade de esferas, porém, levando em conta que elas serão pintadas utilizando as seguintes cores: vermelho, amarelo, verde e azul. Nesse caso, teremos diferentes microestados associado a cada macroestado escolhido.

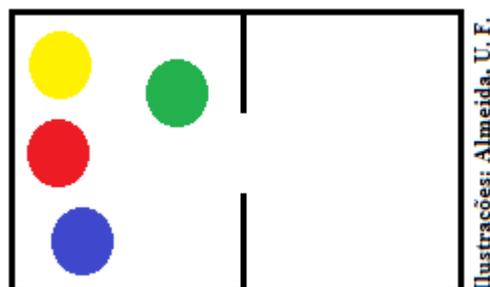


Figura 11. Esquema de um compartimento com uma abertura. O lado esquerdo contém quatro esferas pintadas de vermelho, amarelo, verde e azul e o lado direito não contém nenhuma esfera.

Vejamos que, diferentemente da **primeira situação** (figura 7 ↔ vídeo 4), estamos aumentando a quantidade de partículas e da **segunda situação** (figura 9 ↔ vídeo 5), estamos atribuindo mais características a essas partículas. Diante disso, vamos analisar com mais detalhes o vídeo 6 (figura 12).

Confira na web:

No endereço eletrônico https://www.youtube.com/watch?v=pQ_fz1qq634 (acesso em abril/2015). Análise esse vídeo com mais detalhes. Assista!

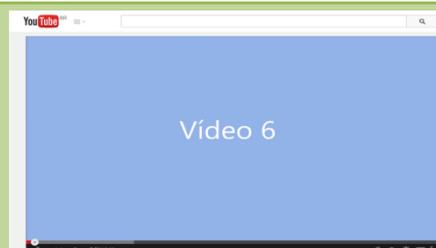


Figura 12. Vídeo 6 Utilizado para evidenciar um macroestado e um microestado levando em conta a cor das baratinhas.

Finalizando o estudo de macroestado e microestado os quais serão importantes para o entendimento do conceito de entropia na perspectiva da mecânica estatística, usaremos mais uma possibilidade. Mas, nesse caso, iniciaremos a análise do evento de maneira diferente. Como podemos perceber na figura 13, inicialmente teremos duas esferas no compartimento esquerdo e duas esferas no compartimento direito.

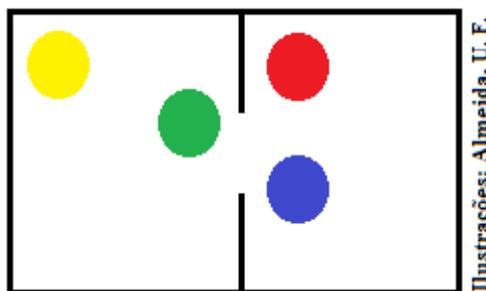


Figura 13. Esquema de um compartimento com uma abertura. O lado esquerdo contém uma esfera amarela e outra verde e o lado direito contém uma esfera vermelha e outra azul.

Do mesmo modo que fizemos anteriormente, para simular a situação expressa na figura 13, vamos assistir o vídeo 7 (figura 14). Durante a execução desse vídeo, tente fazer uma conexão com os vídeos 4, 5 e 6.

Confira na web:

No endereço eletrônico <https://www.youtube.com/watch?v=zqtXHwhGtSo> (acesso em abril/2015). Durante a execução desse vídeo, tente fazer uma conexão com os vídeos 4, 5 e 6. Assista!

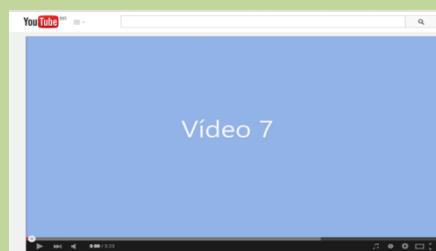


Figura 14. Vídeo 7 Utilizado para evidenciar um macroestado e um microestado levando em conta a cor das baratinhas.

Após análise dos vídeos 4, 5, 6 e 7, podemos perceber que o maior número de microestados acontece para o macroestado no qual o mesmo número de baratinhas nos dois compartimentos é igual. Logo, essa será a configuração de maior probabilidade de acontecer. Além disso, podemos deduzir também que, quanto maior for o número de baratinhas (partículas), maior será o número de microestados associados ao macroestado no qual o número de baratinhas é igual para ambos os compartimentos.

✚ **AGORA FAÇA VOCÊ!!!** → Obtenha o número de microestados possíveis para o macroestado “*quatro esferas de um lado e uma esfera do outro lado*”.

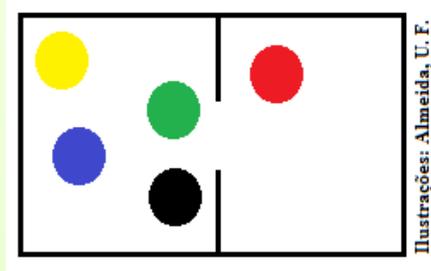


Figura 15. Ilustração para responder a atividade proposta.

OBS: A quantidade de espaços destinados acima não corresponde necessariamente a quantidade de microestados possíveis para o macroestado considerado!!!

Como vimos na seção 2.1, a entropia pode ser definida utilizando os conceitos macroscópicos de calor e temperatura como foi proposto por Rudolf J. Clausius. Entretanto, a partir da compreensão de macroestado e microestado

proposto por Ludwig Boltzmann e analisada nesta seção, a entropia também pode ser tratada de um ponto de vista microscópico com a análise estatística de movimentos moleculares.

Utilizaremos um modelo microscópico para investigar a expansão livre⁹ de um gás ideal confinado em um sistema termodinamicamente isolado por paredes adiabáticas¹⁰. Na TCG¹¹, as moléculas do gás são consideradas como partículas que se deslocam de forma aleatória. Suponha uma quantidade de gás ocupando um volume inicial V_i (figura 16).

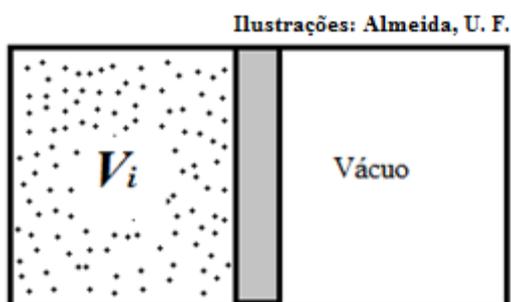


Figura 16. Esquema de um gás confinado de um lado do recipiente ocupando um volume V_i .

Quando a divisória que separa os dois lados do recipiente maior é removida, as moléculas espontaneamente serão distribuídas de alguma forma por todo o volume maior V_f (Figura 17).

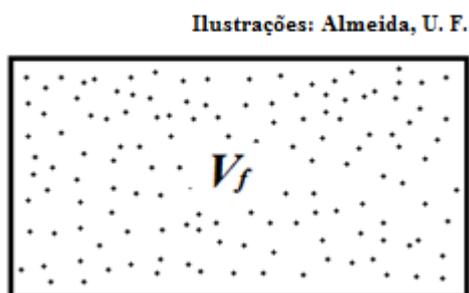


Figura 17. Esquema de um gás ocupando todo o espaço do recipiente.

⁹ A expansão livre corresponde a um processo onde um sistema físico - geralmente um gás ideal - tem seu volume instantaneamente aumentado, ou tem seu volume aumentado de forma que este aumento no volume não se dê em virtude da pressão que este exerce sobre as fronteiras móveis do sistema, pressão que, durante a expansão, reduz-se a zero. Não há, pois dispêndio de energia por parte do sistema para se realizar tal expansão. Portanto, nessa expansão não há realização de trabalho; não há variação da energia interna, não há trocas de calor entre o sistema e a vizinhança. Entretanto, ocorre um aumento da entropia do sistema.

¹⁰ Paredes adiabáticas são paredes que não ocorre trocas de calor com o ambiente externo.

¹¹ Sigla que representa - TEORIA CINÉTICA DOS GASES.

Para simular a expansão livre representada nas figuras 16 e 17, vamos assistir ao vídeo 8 (figura 18).

Confira na web:

No endereço eletrônico <https://www.youtube.com/watch?v=792xDaQbYU> (acesso em abril/2015). Esse vídeo tem a finalidade de tornar a situação mais concreta e, sobretudo fazer uma conexão entre os conceitos de macroestado, microestado visto nos vídeos 4, 5, 6 e 7 com o conceito de entropia. Confira!



Figura 18. Vídeo 8 utilizando para fazer uma conexão entre macroestado, microestado e o conceito de entropia.

Inicialmente, as baratinhas ocupam um volume inicial V_i do lado direito da caixa de papelão. Quando a tira de papelão que separa os dois lados da caixa é removida, as baratinhas espontaneamente ocuparam de alguma forma o volume maior V_f . Essa probabilidade poder ser determinada primeiramente encontrando-se a probabilidade para a variedade das posições de cada partícula envolvidas no processo da expansão livre. Logo depois que a divisória é removida e antes que as partículas tenham uma chance de rapidamente ocupar a outra metade do recipiente, todas as elas estão no volume inicial V_i . Vamos estimar a probabilidade das partículas chegando a uma determinada configuração com os movimentos aleatórios naturais dentro de um volume maior V_f . Suponha que cada partícula ocupa um volume microscópico V_m e cada posição desta é igualmente provável.

$$\omega_i = \frac{V_i}{V_m} \quad [2]$$

Na expressão 2, utilizamos w para representar o número de maneiras de encontrar as partículas no volume. Cada maneira é um **microestado**. À medida que mais baratinhas são adicionadas ao sistema, os números de microestados possíveis se multiplicam juntos. A partir da ideia de **macroestado** e **microestado**, Boltzmann apresentou quantitativamente a definição de entropia:

$$S \equiv k_B \ln W \quad [3]$$

2.4 Entropia: SISTEMA MACROSCÓPICO versus SISTEMA MICROSCÓPICO

Como vimos anteriormente, Boltzmann definiu o conceito de entropia numa escala microscópica fazendo uma conexão com o número de microestados associados a um determinado macroestado. Para tanto, ele utilizou a equação três. Como os macroestados mais prováveis são os com maioria de microestados e os maiores números de microestados estão associados a mais partículas confinadas num sistema, a expressão três nos mostra que a **entropia é uma medida do número de microestados possíveis que um sistema pode assumir.**

Utilizando esse raciocínio para um sistema microscópico, podemos ilustrar um sistema macroscópico no qual se verifica que a entropia não está associada à **desordem.**

Confira na web:

No endereço eletrônico <https://www.youtube.com/watch?v=R79EGup4dS8> (acesso em abril/2015). Consideremos inicialmente um recipiente que contém certa quantidade de água e em seguida mistura-se óleo, confira o vídeo 8 (figura 19).

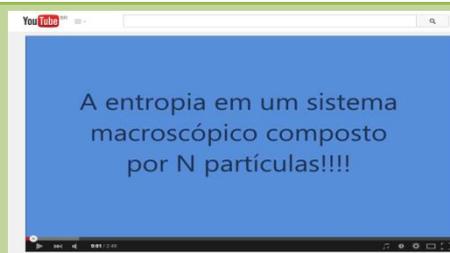


Figura 19. Vídeo 8 Utilizado com a intenção de desvincular o conceito de entropia com o termo desordem.

Como podemos perceber pelo vídeo 8, após certo intervalo de tempo, a mistura água óleo apresenta um aspecto visual descontínuo possuindo duas fases. A figura 20 ilustra esquematicamente o que ocorre no vídeo 8.

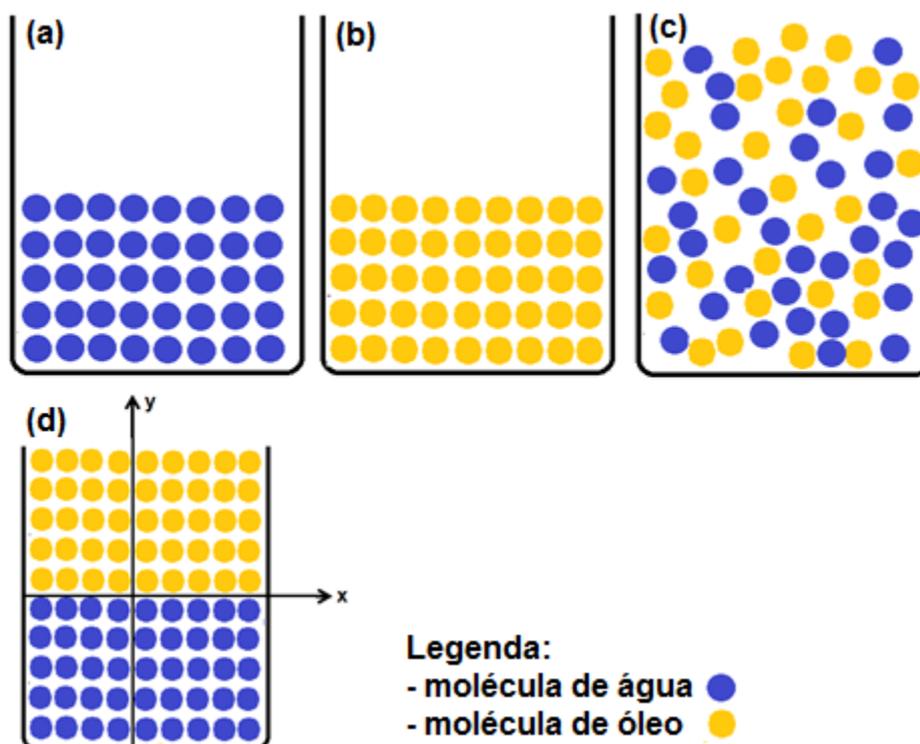


Figura 20. Etapas ilustrativas da mistura de água e óleo. (a) porção de água. (b) porção de óleo. (c) instantes iniciais após a mistura. (d) alguns instantes após mistura.

Nessa mistura água óleo ilustrada na figura 20, houve uma **maximização da entropia**, pois após certo intervalo de tempo, cada partícula de água e de óleo ocupará os microestados prováveis e possíveis. Como podemos observar na figura 20d, os estados mais prováveis e possíveis para as moléculas de água estão abaixo do eixo da abscissa, enquanto os estados mais prováveis e possíveis para as moléculas de óleo estão acima do eixo da abscissa. Dessa forma, a mistura não retornará ao seu estado inicial e o sistema encontra-se mais **“ordenado”**.

2.5 A flecha do tempo

A primeira lei da termodinâmica afirma que a quantidade total de energia é constante, mas nada diz a respeito das transformações que a energia pode sofrer. A experiência cotidiana nos mostra que algumas transformações da energia acontecem em ambos os sentidos e outras transformações ocorrem preferencialmente em um sentido.

Pense novamente no comportamento de uma xícara de café. O café tende a esfriar, até atingir a temperatura ambiente, dissipando calor para o ambiente, mas jamais esquenta espontaneamente absorvendo calor do ambiente aumentando sua temperatura inicial. Nos dois casos a energia é conservada, mas o primeiro caso é observado com frequência, enquanto o segundo, não.

Vejamos outro exemplo. Você sabe que a gasolina é queimada no motor do seu carro e libera calor e gases que fazem o carro se mover. Entretanto, o calor e os gases jamais se combinam para formar gasolina. Mais uma vez, os dois processos são permitidos pela primeira lei da termodinâmica, mas a natureza parece preferir somente alguns tipos de transferência de energia.

Para compreendermos essas transferências de energia que ocorrem na natureza devemos retomar os significados de processos reversíveis e irreversíveis. Um processo **reversível** é aquele no qual o sistema pode retornar a suas condições iniciais pelo mesmo caminho e no qual cada ponto ao longo da trajetória é um estado de equilíbrio. Um processo que não satisfaça a essas exigências é **irreversível**. Uma xícara cai no chão e se parte em mil pedaços. Tintas de duas cores se misturam para formar uma terceira cor. Todas as formas de vida envelhecem. É evidente que existem restrições para a conversão de energia. Como a primeira lei da termodinâmica não explica estas restrições, a Segunda Lei da Termodinâmica evidencia essa tendência preferencial para as transformações de energia.

3 BIBLIOGRAFIA

A ENTROPIA DO TEMPO. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=QIFGL0v5SDc>>. Acesso em 30 mar. 2015

A ENTROPIA EM UM SISTEMA MACROSCÓPICO. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=3aHFPgM_5XU>. Acesso em: 02 abr. 2015.

BORGES, Ernerto P. *Irreversibilidade, Desordem e Incerteza: Três Visões da Generalização do Conceito de Entropia*. **Revista Brasileira do Ensino de Física**, São Paulo, v. 21, n. 4, p. 454-455, Dezembro. 1999.

MACROESTADO E MICROESTADO – VÍDEO 4. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=QoAPSQc6oPQ>>. Acesso em: 02 abr. 2015.

MACROESTADO E MICROESTADO – VÍDEO 5. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=rtW_G7o0TDI>. Acesso em: 02 abr. 2015.

MACROESTADO E MICROESTADO – VÍDEO 6. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=TNSg88PZw54>>. Acesso em: 02 abr. 2015.

MACROESTADO E MICROESTADO – VÍDEO 7. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=dNHBfaq1TnU>>. Acesso em: 02 abr. 2015.

NUSSENZVEIG, M. **Curso de Física Básica 2 - Fluidos, Oscilações e Ondas, calor**. 4 ed. São Paulo: Blucher, 2002.

OCUPAÇÃO DE ESTADOS. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=2zmsvM-ZrR8>>. Acesso em: 02 abr. 2015.

PROCESSO IRREVERSÍVEL – VÍDEO 1. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=JS-sYhlcW5o>>. Acesso em: 01 abr. 2015.

PROCESSO IRREVERSÍVEL – VÍDEO 2. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=BsFOMD6I7bw>>. Acesso em: 01 abr. 2015.

PROCESSO IRREVERSÍVEL – VÍDEO 3. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=gVF6UuKjjol>>. Acesso em: 02 abr. 2015.