

INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DO RIO GRANDE DO NORTE  
DIRETORIA ACADÊMICA DE CIÊNCIAS  
CURSO DE LICENCIATURA PLENA EM FÍSICA

# **SOBRE O CONCEITO DE ENTROPIA NOS LIVROS DIDÁTICOS BRASILEIROS PARA O ENSINO MÉDIO**

**Ubaldo Fernandes de Almeida**

Orientador: **Prof. Dr. Samuel Rodrigues Gomes Jr.**

Monografia apresentada como requisito parcial e obrigatório para a conclusão do curso de Licenciatura em Física do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Rio Grande do Norte.

Natal, maio de 2011

**UBALDO FERNANDES DE ALMEIDA.**

**SOBRE O CONCEITO DE ENTROPIA NOS LIVROS DIDÁTICOS  
BRASILEIROS PARA O ENSINO MÉDIO**

Monografia apresentada a Diretoria acadêmica de ciências do IFRN, em cumprimento às exigências legais como requisito parcial à obtenção do título de Licenciado em Física.

---

Calistrato Soares da Câmara Neto  
Coordenador do curso de Licenciatura em Física do IFRN – Campus Natal Central

Aprovada em \_\_\_\_ de \_\_\_\_\_ de \_\_\_\_\_

Apresentada à comissão examinadora integrada pelos seguintes professores:

---

Prof. Dsc. Samuel Rodrigues Gomes Jr.  
Orientador – IFRN

---

Prof. Msc. Manoel Leonel de Oliveira Neto  
Examinador 1 – IFRN

---

Prof. Dsc. Calistrato Soares da Câmara Neto  
Examinador 2 – IFRN

## **AGRADECIMENTOS**

Agradeço primeiramente a Deus que possibilitou-me saúde e disposição para concluir mais uma etapa de minha vida acadêmica.

Aos meus familiares: meu pai Wilson Fernandes Neto que com sua tranquilidade e perseverança esteve comigo me aconselhando em todos os momentos, minha mãe Maria do Socorro que orientou-me durante parte de minha caminhada, minha madrastra Maria Piedade de Lima que no papel de mãe me acolheu como um filho. Aos meus irmãos Karen, Miguel, Daniel e Ana Clara pelas suas companhias. A toda minha família, os meus agradecimentos.

A todos os professores do DIAC que me proporcionaram uma aprendizagem contribuindo para a minha formação acadêmica no curso de Licenciatura em Física.

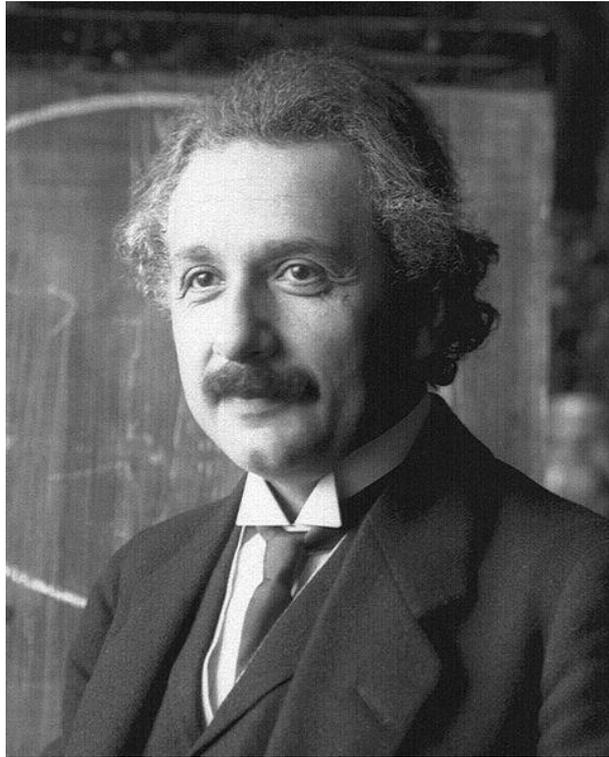
Agradeço em especial ao professor e orientador Prof. Dr. Samuel Rodrigues Gomes Jr., que durante os semestres finais do curso esteve orientando-me, em especial neste trabalho.

Aos meus companheiros de turma, que durante todo o curso estiveram comigo contribuindo na minha formação.

Aos meus companheiros de trabalho: Alexandre Amaral, Alexandre Barros e Rafael Medeiros que são como irmãos completando a minha família.

A minha namorada Jéssica Dutra Marinho e todos seus familiares que sempre estiveram comigo nos momentos bons e ruins orientando-me, motivando-me e sempre acreditando nas minhas decisões.

Por fim, a todos que direta ou indiretamente contribuíram para o sucesso de minha vida até aqui.



*"Insanidade é esperar coisas melhores, fazendo as mesmas coisas todos os dias." [Albert Einstein].*

# RESUMO

Ensinar conceitos de Termodinâmica para alunos do Ensino Médio, principalmente, aqueles relativos à Segunda Lei, não é tarefa trivial, tendo em vista as raras atividades propostas para a abordagem desses conceitos em sala de aula. Devido a essa complexibilidade, o presente trabalho vem, inicialmente, apresentar uma breve história da evolução do conceito de entropia desde Clausius, passando por Ludwin Boltzmann até a entropia de Tsallis. Em seguida, realizou-se uma pesquisa bibliográfica com alguns títulos de referência para o ensino médio e ensino superior na intenção de mostrar o seu modo de abordar o conceito de entropia. Com base na importância desse assunto no ensino de física, foi investigado por meio de uma análise desenvolvida através de uma pesquisa de campo, aplicando-se questionários à docentes da rede pública e privada. Ao final deste trabalho, concluiu-se que como é um assunto tão importante para o entendimento do comportamento da natureza, que transcende os limites da Física, a abordagem pelos docentes e pelos livros didáticos deveria ser mais rica em detalhes históricos em detrimento de informações simplistas. Por fim, questiona-se a necessidade e utilidade de apresentar o conceito de entropia no nível médio.

**Palavras-chave:** Ensino de Física; Termodinâmica; Entropia.

# ABSTRACT

Teaching concepts of thermodynamics for high school students, especially those related to the Second Law, it's no such trivial task, given the rare activities proposed to address these concepts in the classroom. Due to this complexity, this work initially presents an historical evolution of the entropy concept, from Clausius entropy, through Ludwin Boltzmann untill Tsallis entropy. After that, bibliographical research was done with some reference books for high school and higher education in order to show the way they address the concept of entropy. Based on the importance of this subject in Physics teaching, it was carried out a field research, applying questionnaires to teachers from public school and private school. At the end of this work, it is conclude that an important subject for Nature understanding, beyond the Physics limits, should have a more carefull and detailed approach from teachers and textbooks, avoiding simplistic formulation. In conclusion, it is questioned the real need and usefulness of presenting the entropy concept at high school level.

**Keywords:** Physics Teaching, Thermodynamics, Entropy.

## LISTA DE ILUSTRAÇÕES

|  |    |
|--|----|
| <b>Figura 1</b> - Motor a vapor de James Watt, alimentado principalmente com carvão, impulsionou a Revolução Industrial.....   | 16 |
| <b>Figura 2</b> - Representação esquemática da experiência de Joule.....   | 16 |
| <b>Figura 3</b> - Esquema de uma máquina frigorífica impossível devido a Segunda Lei da Termodinâmica.....   | 18 |
| <b>Figura 4</b> - Esquema de uma máquina frigorífica.....  | 19 |
| <b>Figura 5</b> - Esquema de uma máquina térmica. ....   | 21 |
| <b>Figura 6</b> - Esquema de uma máquina térmica impossível devido a Segunda Lei da Termodinâmica.....   | 22 |
| <b>Figura 7</b> - Esquema das etapas do ciclo de Carnot. ....  | 23 |
| <b>Figura 8</b> - Diagrama PV do ciclo de Carnot. ....   | 24 |
| <b>Figura 9</b> - Esquema da equivalência entre o enunciado de Kelvin e Clausius.....  | 26 |
| <b>Figura 10</b> - Esquema da equivalência entre o enunciado de Clausius e Kelvin.....   | 26 |
| <b>Figura 11</b> - Esquema da expansão livre de um gás.....  | 31 |
| <b>Figura 12</b> - Esquema do diagrama temperatura versus entropia (TS) do ciclo de Carnot. ....   | 33 |
| <b>Figura 13</b> - Esquema de um processo irreversível.....  | 34 |
| <b>Figura 14</b> - Esquema de um compartimento com uma abertura e do lado esquerdo duas esferas. ....  | 36 |
| <b>Figura 15</b> - Esquema de um macroestado.....  | 36 |
| <b>Figura 16</b> - Esquema de quatro microestados possíveis para duas esferas. ....  | 36 |
| <b>Figura 17</b> - Esquema do número de microestados para quatro esferas sem levar em conta a cor das esferas.....   | 36 |
| <b>Figura 18</b> - Esquema dos microestados associados a cada macroestado. Na figura (a) está representado dois microestados para o macroestado quatro esferas de um lado ou de outro. Na figura (b) está representado três microestados para o macroestado três esferas de um lado e uma do outro. Na figura (c) está representado seis microestados para o macroestado duas esferas de cada lado. .... | 37 |
| <b>Figura 19</b> - Esquema de um gás confinado de um lado do recipiente ocupando um volume $V_i$ .....   | 38 |

|  |    |
|--|----|
| <b>Figura 20</b> - Esquema de um gás ocupando todo o espaço do recipiente. ....  | 38 |
| <b>Figura 21</b> - Recipiente com água e óleo. ....  | 41 |
| <b>Figura 22</b> - Mistura heterogênea de água e óleo.....   | 41 |
| <b>Figura 23</b> - Dois fluidos simples separados por uma parede adiabática, fixa e impermeável. ....  | 44 |
| <b>Figura 24</b> - Os dois subsistemas caracterizados por $(N_1, V_1)$ e $(N_2, V_2)$ , onde $N_2 \gg N_1$ e $V_2 \gg V_1$ , estão em equilíbrio térmico a uma temperatura $T$ . Eles são postos em contato e trocam energia. .... | 45 |

## LISTA DE GRÁFICOS

|   |    |
|---|----|
| <b>Gráfico 1</b> - Resultado da análise em que se verifica, na visão do docente o melhor conceito de entropia..       | 68 |
| <b>Gráfico 2</b> - Gráfico que mostra as bibliografias mais utilizadas pelos docentes no ensino médio..               | 72 |
| <b>Gráfico 3</b> - Gráfico que mostra o interesse dos docentes em indicar outras fontes bibliograficas aos discentes. | 73 |
| <b>Gráfico 4</b> - Gráfico que mostra as principais dúvidas dos discentes acerca do conceito de entropia.             | 74 |

## SUMÁRIO

|   |           |
|---|-----------|
| <b>1 INTRODUÇÃO</b> .....   | <b>11</b> |
| 1.1 CALOR.....  | 12        |
| 1.2 A 2ª. LEI DA TERMODINÂMICA.....   | 17        |
| 1.2.1 Enunciado de Clausius .....   | 18        |
| 1.2.2 Enunciado de Kelvin .....   | 20        |
| 1.3 A ENTROPIA.....   | 27        |
| 1.3.1 A teoria dos Ensembles estatísticos.....  | 42        |
| 1.3.2 A entropia da informação .....  | 48        |
| 1.3.3 Entropia Não-Extensiva .....  | 51        |
| <b>2 A ENTROPIA NOS LIVROS DIDÁTICOS BRASILEIROS PARA O ENSINO MÉDIO</b> ...                              | <b>52</b> |
| 2.1 O CONCEITO NOS LIVROS DIDÁTICOS PARA ENSINO MÉDIO.....  | 54        |
| 2.2 O CONCEITO EM LIVROS DE FÍSICA CONCEITUAL.....  | 62        |
| <b>3 PERCEPÇÃO DOS PROFESSORES DE ENSINO MÉDIO DA GRANDE NATAL SOBRE<br/>O CONCEITO DE ENTROPIA</b> ..... | <b>63</b> |
| 3.1 ANÁLISE DO QUESTIONAMENTO OBJETIVO .....  | 64        |
| 3.2 ANÁLISE DO QUESTIONAMENTO SUBJETIVO .....   | 71        |
| <b>4 CONSIDERAÇÕES FINAIS</b> .....   | <b>75</b> |
| <b>REFERÊNCIAS</b> .....  | <b>78</b> |
| <b>APÊNDICE</b> .....   | <b>81</b> |
| <b>APÊNDICE 1 – QUESTIONÁRIO APLICADA PARA OS PROFESSORES</b> .....                                       | <b>82</b> |

## 1 INTRODUÇÃO

Podemos considerar a formulação do conceito de entropia (juntamente com a energia) como uma das grandes realizações da ciência. Permitiu formar o corpo teórico da termodinâmica de equilíbrio e de processos irreversíveis, constitui a pedra fundamental da mecânica estatística e também exerce papel central na teoria da informação. Além disso, encontrou terreno fértil em sua interpretação física, permitindo que outras áreas do conhecimento também se beneficiassem, tais como filosofia, economia e computação.

Diferentemente da Primeira Lei da Termodinâmica, cujo aspecto qualitativo, e até quantitativo, da Conservação da Energia é mais comumente debatido em sala de aula, existindo, inclusive, uma quantidade razoável de atividades didáticas para sua abordagem em contextos de ensino, a Segunda Lei carece de discussões na maioria dos livros didáticos e apresenta pouca ou quase nenhuma atividade de ensino que permita interações entre professores e alunos. Essa situação, aliada à abstração dos conceitos de irreversibilidade, entropia e a subjetividade da idéia de ordem e desordem, cria obstáculos para a abordagem desses conceitos com alunos do Ensino Médio.

Como forma de organizar o trabalho, primeiramente é apresentada à fundamentação teórica desde a evolução histórica do conceito de calor, passando pela revolução industrial e por fim discutimos a física clássica pautada na reversibilidade dos fenômenos, o que nos remete às leis da termodinâmica e às diferentes formas de abordar o conceito de entropia. Em um segundo momento, procura-se evidenciar o tratamento do conceito nos livros didáticos do ensino médio e livros do ensino superior abordam esses enunciados. Em seguida, e nessa ordem, apresentamos os dados da pesquisa realizada mediante aplicação de um questionário para professores acerca das concepções destes sobre o conceito de entropia. Por fim, são apresentadas as conclusões deste trabalho, que compreende ainda o problema central acerca do conceito de entropia tratado no ensino médio.

## 1.1 CALOR

A noção de calor faz parte da experiência humana desde da Antiguidade, sendo o resultado das suas observações dos fenômenos da natureza.

Os filósofos gregos entendiam o calor e seu oposto, o frio, como causadores da evolução do universo. Aristóteles vincula os atributos de quente e frio, assim como de úmido e seco, àqueles que eram considerados os quatro elementos canônicos: o fogo (quente e seco), a água (fria e úmida), o ar (quente e úmido) e a terra (fria e seca). Esta doutrina se estabelece no pensamento humano por milênios, tanto no oriente como no ocidente. Tal doutrina filosófica se fundou também nas observações de certos fenômenos nos seres vivos, tais como febre e calafrios. Com a revolução científica do século XVII, o estudo do calor passa a ser quantitativo e não somente especulativo. Já no século XVIII, retorna-se discussão acerca do conceito de calor que, apesar de ter um caráter qualitativo, se pauta em argumentos com base nas observações experimentais. (ROCHA, 2002)

Durante o século XVIII vários pesquisadores realizaram descobertas importantes ao observarem o comportamento da temperatura de diversas substâncias durante a mudança no estado de agregação. Diante dessas descobertas, foram estabelecidos os conceitos de calor latente de fusão e vaporização da água e além disso verificado quantitativamente com bastante precisão.

Em 1754, Deluc descobre que a temperatura do gelo durante a fusão não muda. Com base nisso, em 1761, J. Black estabelece o conceito de calor latente de fusão, como o calor necessário a um corpo para provocar a fusão, medindo-o pela primeira vez com bastante precisão. Em 1765, Black determina também experimentalmente o calor latente de vaporização da água. (ROCHA, 2002)

Ainda no século XVIII, químicos e físicos apresentaram à comunidade científica a relação entre o calor fornecido a determinada substância e sua respectiva variação de temperatura constatando que para quantidades iguais de materiais diferentes era

precisa certa quantidade de calor para elevar a temperatura. Dessa forma, surgiu o conceito de calor específico.

Em 1772, o físico alemão Johann Carl Wilche (1732-1796) observa que quantidades iguais de substâncias distintas necessitam de quantidades de calor diferentes para a mesma elevação de temperatura. Levando assim ao conceito que o químico sueco Johan Gadolin, em 1784, denomina de calor específico. Em 1783, os cientistas franceses Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) e Pierre Simon Laplace (1749-1827) medem os calores específicos de vários materiais e constroem o calorímetro de gelo. (ROCHA, 2002)

Outras evidências quantitativas do calor que marcaram o final do século XVIII e início do século XIX estão associadas aos processos de propagação em diferentes materiais. Essas evidências resultaram no estudo analítico de Jean-Baptiste Joseph Fourier e posteriormente Simeon Denis Poisson.

Outro aspecto quantitativo do calor refere-se aos processos de propagação. Ainda no século XVIII, investigações são feitas neste sentido: o cientista holandês Jan Ingenhousz (1730-1799), em 1784, observa a diversidade das condutividades caloríficas dos metais e o cientista amador americano B. Thomson (Conde de Rumford) investiga a condutividade dos corpos não metálicos. Em 1822, o matemático francês Jean-Baptiste Joseph Fourier (1768-1830), com o conhecimento matemático existente na época, é capaz de tratar analiticamente a condução de calor (cujo comportamento é semelhante ao fluxo de um fluido qualquer), estabelecendo suas leis e tendo seu trabalho sido continuado pelo matemático francês Simeon Denis Poisson (1781-1840). (ROCHA, 2002)

Paralelamente aos estudos qualitativos e quantitativos do calor durante os séculos XVIII e XIX, outras ideias tentaram explicar a sua natureza, pois ainda não se tinha a noção que temos hoje de que o calor é uma forma de energia. A teoria do flogístico e a do calórico marcaram esse período da evolução histórica do conceito de calor.

No que diz respeito à natureza do calor, ele seria uma substância que chamaram de calórico; esta ideia tem um antecessor semelhante, que considerava o fogo como uma espécie de substância que o químico e físico alemão George Stahl (1660-1734), no início do século XVIII, denominou flogístico. A teoria do flogístico foi negada por Lavoisier que mediu o aumento e a diminuição das massas e das substâncias durante a combustão, no interior de um recipiente fechado, e descobriu que a massa total das substâncias é constante e que a combustão significa simplesmente a combinação da substância com o oxigênio. A teoria do calórico baseia-se em alguns pressupostos básicos:

I) O calórico é um fluido elástico que permeia as outras substâncias, sendo as suas (do calórico) partículas atraídas pelas das substâncias e repelidas pelas dele mesmo.

II) O calórico é sensível às variações de temperatura, escoando de um corpo mais quente para um corpo mais frio, quando postos em contato térmico.

III) Durante um processo físico, o calórico não pode ser criado nem destruído sendo, portanto, conservado.

O último pressuposto nada mais é do que uma consequência imediata da ideia de que o calórico possui massa e, mais uma vez, a massa será conservada num processo térmico. (ROCHA, 2002)

Esta teoria é aceita pela grande maioria da comunidade científica da época. No entanto, desde o início do século XVIII, alguns cientistas como Bacon, Newton e Hooke começaram a manifestar a sua discordância com a teoria, pois entendem que a mesma não explica, de modo satisfatório, certos fenômenos como, por exemplo, a produção de calor quando se atritam dois corpos.

Assim começa a ocorrer a derrocada da teoria do calórico e a tomar corpo à ideia de que o calor resulta do movimento das partículas. Desse modo, o calor deveria ser uma manifestação de energia; para comprovar isto, torna-se necessário evidenciar tal conclusão conforme sugestão do médico alemão Mayer, em 1842, e a confirmação experimental do cientista inglês Joule, na sua larga pesquisa a partir de 1843, que estabelece a equivalência entre calor e energia.

## **A revolução industrial**

Da segunda metade do século XVIII a primeira metade do século XIX foi o período no qual aconteceu um grande avanço das indústrias, o que resultou num aumento da produção e da qualidade dos produtos industrializados. Este período - passagem da manufatura a maquinofatura, do sistema doméstico para o de fábrica - é chamado de Revolução Industrial que teve como país pioneiro a Inglaterra. É importante frisar que esse avanço industrial surgiu na quase total ausência de fundamento científico, que só veio depois com o advento da Termodinâmica.



**Figura 1 - Motor a vapor de James Watt, alimentado principalmente com carvão, impulsionou a Revolução Industrial.**

A Inglaterra passou a ser a grande potência mundial. Ela era chamada de “Oficina do Mundo”. Outros países depois começaram a se industrializar. Primeiramente a Bélgica, Alemanha, França e os Estados Unidos, e, depois, outros como Espanha, Portugal e Japão. No Brasil este processo só chegou ao século XX.

No período da Revolução Industrial, os setores que mais se desenvolveram foram a indústria pesada (mineração e a metalúrgica), as máquinas a vapor e a indústria têxtil.

O desenvolvimento das máquinas passaria, necessariamente, pelo desenvolvimento das ciências afins. Sem dúvida, tal desenvolvimento era primordial a melhoria do funcionamento das diversas máquinas, ao aumento dos seus rendimentos de trabalho. A revolução industrial constituiu-se, sem dúvida, num dos principais fatores

para o desenvolvimento da física e, em particular, da termodinâmica nos séculos XVIII e XIX.

A Termodinâmica é o único caso da História da Ciência onde toda a evolução tecnológica e a consequente transformação social aconteceu antes das bases científicas terem sido criadas.

### **Equivalente mecânico do calor**

Os cientistas da época até então desconheciam o fator de conversão do trabalho em calor. Joule passou cerca de uma década analisando o calor a fim de relacionar essa forma de energia ao movimento mecânico. Em 1843, durante uma experiência, ele utilizou um recipiente com água, onde estavam imersas pequenas pás ligadas a um peso, este, ao cair, movimentava as pás, agitando a água e aquecendo-a.

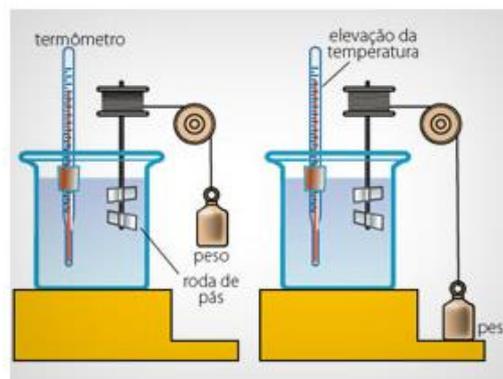


Figura 2 - **Representação esquemática da experiência de Joule.**

Nos experimentos, Joule preocupava-se com a precisão dos dados obtidos por meio das pesquisas, por isso utilizava medidas exatas. Ainda em 1843, o físico anunciou ter estipulado a quantidade precisa para produzir uma unidade de calor, conhecida como equivalente mecânico de calor.

A unidade Joule (J) equivale ao trabalho produzido ao deslocar-se um metro, um corpo com um Newton (1 N) de peso. Medindo a massa do corpo (m), a altura atingida por ele (h), a variação de temperatura ( $\Delta T$ ) e a massa da água (M), Joule

obtém experimentalmente o valor do equivalente mecânico do calor; após anos de trabalho com o fim de tornar o resultado mais preciso, ele conclui que:

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

A princípio a comunidade científica não reconheceu as pesquisas de Joule. Mas em uma palestra o físico escocês William Thomson (Lord Kelvin) interessou-se pelas descobertas, e com seu apoio, em 1850 Joules foi eleito membro da Sociedade Real de Londres para o Progresso do Conhecimento da Natureza.

## 1.2 A SEGUNDA LEI DA TERMODINÂMICA

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. Por quê? Nada nas leis de Newton ou na lei da gravidade diz que as coisas só podem acontecer em um sentido. Nada do que aprendemos a respeito da energia, incluindo a primeira lei da termodinâmica, diz que a natureza funciona em apenas um sentido.

No restaurante, você já deve ter reparado que 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 o princípio da conservação da energia, as conversões de energia de uma forma em outra devem ocorrer de tal modo que a energia total permaneça constante.

A primeira lei da termodinâmica é uma reafirmação de tal princípio, e, portanto deve sempre ser obedecida. Contudo a primeira lei da termodinâmica não prevê a possibilidade da realização ou não de um determinado processo.

Saindo do restaurante e verificando outras manifestações da segunda lei, tomemos como exemplo um bloco lançado sobre uma mesa, ele para após percorrer certa distância. Sua energia mecânica se converte em calor, o qual aquece o bloco e a mesa. Contudo, se fornecermos calor ao bloco em repouso, através de uma fonte, ele com certeza não se porá em movimento.

### 1.2.1 Enunciado de Clausius

A segunda lei pode ser enunciada de diversas maneiras diferentes, mas todos os enunciados podem ser mostrados como equivalentes. Segundo Rudolf Julius Emanuel Clausius,

**“O calor não passa espontaneamente de um corpo frio para um corpo quente.”**

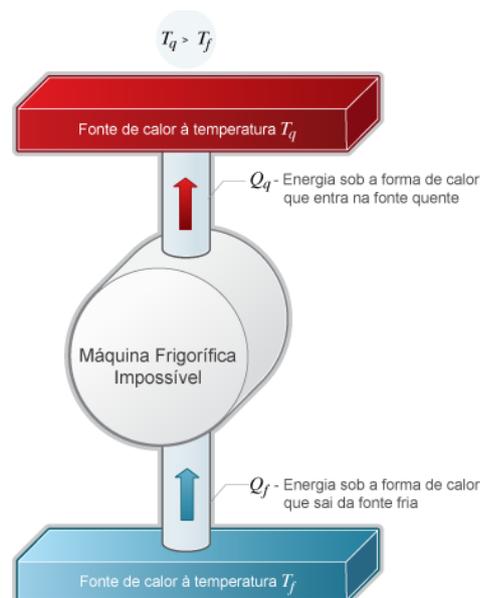


Figura 1 - Esquema de uma máquina frigorífica impossível devido a Segunda Lei da Termodinâmica.

O enunciado de Clausius **não** diz que o calor não pode passar de um corpo com menor temperatura para um corpo de maior temperatura. Na verdade, é exatamente o que acontece em uma geladeira. Por exemplo, Quando uma geladeira está funcionando, a energia térmica é removida do interior e transferida para o exterior, que se encontra a uma temperatura mais elevada. O que a 2ª lei afirma é que isto **não** acontece espontaneamente, ou seja, é preciso realizar trabalho para obter o efeito desejado. O enunciado leva em conta o fato de calor ser uma forma degradada<sup>1</sup> de energia. Sendo assim, sua conversão em energia mecânica, por exemplo, não é integral, ao contrario do que estabelece a primeira lei da termodinâmica quando aplicada a uma transformação cíclica. Na verdade, outro enunciado da segunda lei da termodinâmica poderia se o seguinte:

***“geladeiras não funcionam a não ser que estejam ligadas em uma tomada”.***

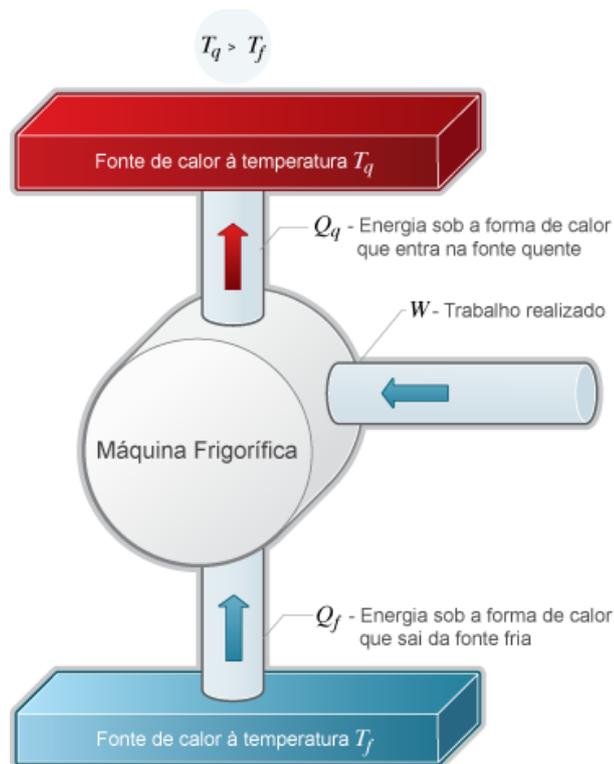


Figura 2 - **Esquema de uma máquina frigorífica.**

<sup>1</sup> O termo degradada corresponde a energia que não pode ser transformada integralmente em trabalho.

## 1.2.2 Enunciado de Kelvin

Lord Kelvin traduziu a irreversibilidade de um sistema postulando que:

***“não há nenhum processo no qual calor é extraído de uma fonte e convertido inteiramente em trabalho útil, sem nenhuma outra consequência para o resto do universo.”***

O termo ***“sem nenhuma outra consequência”*** indica que algum processo adicional deve acontecer em algum lugar do Universo<sup>2</sup>, ou seja, o processo deve ser reversível e, portanto está se falando de processos cíclicos e a formulação de Kelvin poderia ser enunciada assim:

***“não há nenhuma máquina térmica operando ciclicamente capaz de remover calor de um reservatório e convertê-lo integralmente em trabalho.”***

### Máquinas térmicas

Segundo o postulado de Lord Kelvin, é impossível transformar em trabalho toda a energia térmica extraída de uma única fonte, logo, a fração de energia térmica que não é utilizada para realizar trabalho é transferida para outra fonte a uma temperatura inferior. Assim, as máquinas térmicas apenas permitem obter trabalho, a partir de um fluxo de energia térmica entre duas fontes a temperaturas diferentes. A energia térmica transfere-se espontaneamente da fonte quente, isto é, a fonte com maior temperatura, para a fonte fria, ou seja, a fonte com temperatura inferior.

Por exemplo, na máquina a vapor, um cilindro move-se devido à expansão do gás no seu interior, causada pela energia proveniente do aquecimento de água numa caldeira (fonte de energia térmica - "fonte quente"). Parte desta energia não é transformada em trabalho, e passa por condução térmica para os arredores da máquina (fonte com temperatura inferior). O princípio de funcionamento de uma máquina térmica pode ser esquematizado pela figura abaixo.

---

<sup>2</sup> Universo é a soma de sistema e vizinhança.

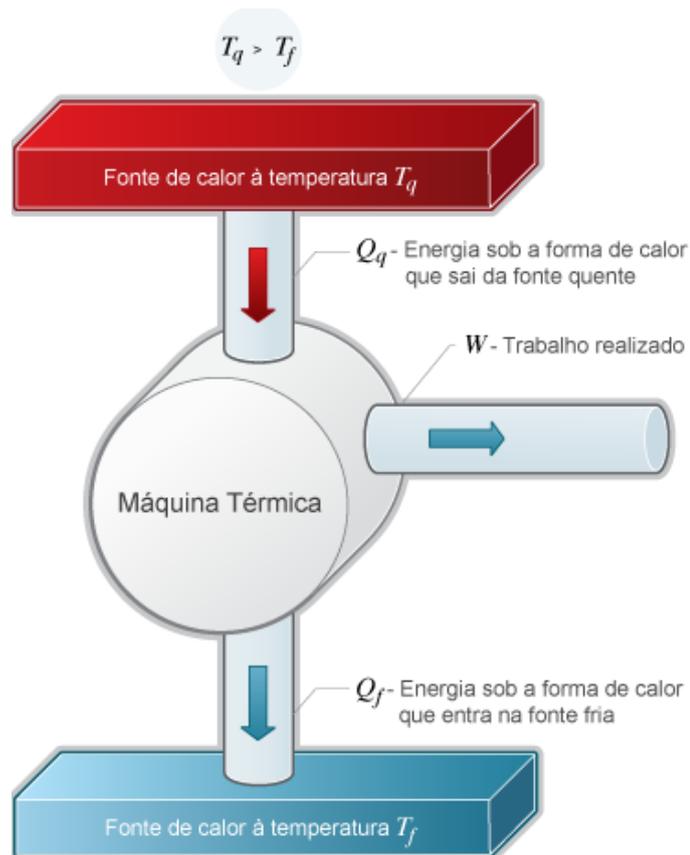


Figura 3 - Esquema de uma máquina térmica.

O reservatório de calor é um sistema que troca calor sem que suas temperaturas variem. A fonte fria mais comum é o ar atmosférico, enquanto as fontes quentes podem ser de vários tipos: a caldeira, numa máquina a vapor, ou a câmara de combustão, por exemplo, de um motor a explosão usado em automóveis.

Considerando em módulo as quantidades de energia envolvidas no processo, teremos, de acordo com o princípio da conservação da energia e a primeira lei da termodinâmica, na máquina térmica da figura acima:

$$W = Q_q - Q_f \quad [1]$$

Ou seja, a energia útil obtida por ciclo (trabalho  $W$ ) é igual à diferença entre a energia total recebida por ciclo (calor  $Q_q$ ) e a energia não transformada (calor  $Q_f$ ). Chamamos rendimento ( $\eta$ ) da máquina térmica à relação entre a energia útil e a

energia total recebida. Na máquina térmica, a energia útil é o trabalho realizado  $W$ , e a energia recebida é o calor  $Q_q$  recebido da fonte quente. Então o rendimento de uma máquina térmica é dado por

$$\eta = \frac{W}{Q_q} \quad [2]$$

Utilizando a equação 1, temos:

$$\eta = 1 - \frac{Q_f}{Q_q} \quad [3]$$

As máquinas térmicas cíclicas têm como finalidade gerar trabalho mecânico a partir de pelo menos duas fontes de calor em temperaturas diferentes. A cada ciclo de operação, uma quantidade de calor é retirada da fonte quente e parte rejeitada á fonte fria, essa última necessária para se estabelecer o ciclo.

Caso não houvesse uma quantidade de calor rejeitada para fonte fria ( $Q_f$ ), o rendimento de uma máquina térmica seria 100% de acordo com a expressão acima.

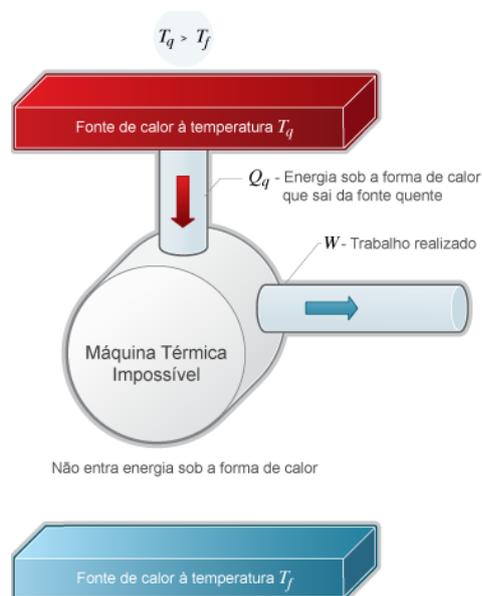


Figura 4 - Esquema de uma máquina térmica impossível devido a Segunda Lei da Termodinâmica.

Desse enunciado segue o seguinte teorema, conhecido como teorema de Carnot: **“nenhuma máquina térmica que opere entre duas fontes diferentes de calor pode ter rendimento superior ao de uma máquina de Carnot”**.

## Ciclo de Carnot

Um processo termodinâmico é um evento caracterizado pela variação de uma ou várias funções de estado de determinado sistema. Para um sistema termodinâmico, as funções de estado são volume, pressão e temperatura. Dessa forma, podemos identificar quatro processos: adiabático, isovolumétrico, isobárico e isotérmico. Quando um sistema sai de um estado inicial e retorna ao mesmo estado após uma série de transformações, temos a caracterização de um processo cíclico.

Nicolas Leonard Sadi Carnot (1796-1832), físico e engenheiro militar francês, analisando máquinas a vapor, descobriu que o rendimento de uma máquina térmica está relacionado com a diferença de temperatura entre a fonte quente e a fonte fria, entre as quais a máquina opera. Em 1824, Carnot descreveu seu conceito de máquina térmica perfeita - uma máquina térmica que operaria em ciclos proporcionando rendimento máximo.

No ciclo de Carnot, um fluido de trabalho sofre duas transformações adiabáticas alternadas com duas transformações isotérmicas, todas elas reversíveis, sendo o ciclo também reversível. A sequência de figuras seguintes mostra as transformações que integram um ciclo de Carnot.

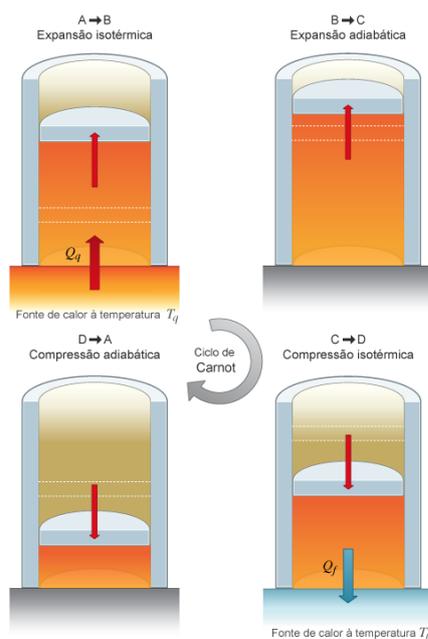


Figura 5 - Esquema das etapas do ciclo de Carnot.

Analisando o ciclo de Carnot, temos as seguintes etapas:

- A → B: Partindo do estado A, o gás sofre uma expansão isotérmica AB, à temperatura  $T_q$  da fonte quente, recebendo uma quantidade de calor  $Q_q$  dessa fonte quente;
- B → C: A partir do estado B, o gás continua se expandindo, agora adiabaticamente, até atingir o estado C; durante a expansão adiabática não ocorre troca de calor, mas o gás se resfria até a temperatura  $T_f$ ;
- C → D: A partir do estado C, o gás é comprimido isotermicamente, à temperatura  $T_f$  da fonte fria, até o estado D, enquanto rejeita uma quantidade de calor  $Q_f$  para a fonte fria;
- D → A: A partir do estado D, o gás retorna ao estado inicial A através de uma compressão adiabática, durante a qual o gás se aquece até a temperatura inicial  $T_q$  sem trocar calor com o meio.

Essas transformações podem ser visualizadas num diagrama de Clapeyron,

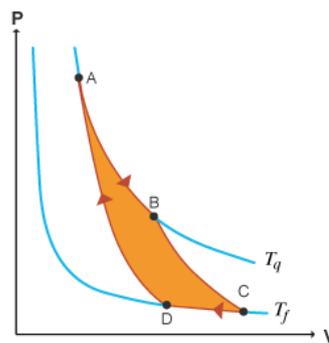


Figura 6 - Diagrama PV do ciclo de Carnot.

Podemos demonstrar que no ciclo de Carnot a quantidade de calor trocada é diretamente proporcional à temperatura da fonte  $Q \propto T$ . Então, no ciclo de Carnot:

$$\frac{Q_q}{Q_f} = \frac{T_q}{T_f} \quad [4]$$

O rendimento de qualquer máquina térmica é calculado por:

$$\eta = 1 - \frac{Q_f}{Q_q} \quad [5]$$

No caso de uma máquina térmica que opera segundo o ciclo de Carnot, temos:

$$\eta_{\text{Carnot}} = 1 - \frac{T_f}{T_q} \quad [6]$$

A partir dessa expressão, podemos concluir que o rendimento do ciclo de Carnot não depende do fluido de trabalho e é uma função exclusiva das temperaturas das fontes quente e fria.

Carnot demonstrou também que o rendimento térmico de sua máquina atingia o valor máximo possível de ser atingido por uma máquina térmica operando entre as temperaturas  $T_q$  (fonte quente) e  $T_f$  (fonte fria).

Pelo teorema de Carnot, nenhuma máquina térmica, operando entre as mesmas temperaturas  $T_q$  e  $T_f$ , pode apresentar rendimento maior do que o previsto para a máquina de Carnot.

$$\eta_{\text{máx}} = \eta_{\text{Carnot}} = 1 - \frac{T_f}{T_q} \quad [7]$$

É importante ressaltar que, embora o ciclo de Carnot seja aquele que apresenta máximo rendimento ao operar entre duas temperaturas, na prática esse rendimento nunca pode atingir 100% ( $\eta = 1$ ), pois isso exigiria uma fonte fria no zero absoluto ( $T_f = 0 \text{ K}$ ) e, em consequência, teríamos a completa conversão de calor da fonte quente em trabalho ( $W = Q_q$ ), o que contraria a segunda lei da termodinâmica.

## Relação entre os enunciados de Clausius e Kelvin

O enunciado de Kelvin afirma a impossibilidade de realização de um moto-perpétuo<sup>3</sup> de segunda espécie<sup>4</sup>, isto é, de um dispositivo que, operando em ciclos, recebe calor de um corpo, transforma este calor, integralmente, em trabalho, e não causa nenhuma outra modificação no sistema ou no exterior. É o que torna impossível, por exemplo, o aproveitamento da energia interna da água do mar para movimentar o motor de um navio utilizando como única fonte térmica a água do mar.

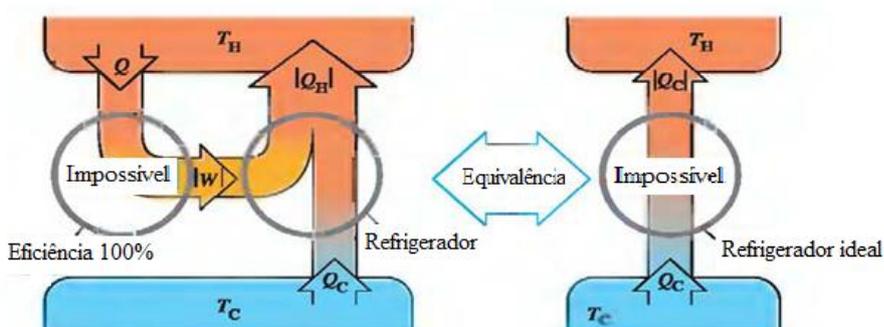


Figura 7 - Esquema da equivalência entre o enunciado de Kelvin e Clausius.

O enunciado de Clausius também afirma a impossibilidade de outro moto-perpétuo de segunda espécie, neste caso, o que retira calor de uma fonte fria e a transfere a uma fonte quente, sem nenhuma interferência no sistema ou no exterior.

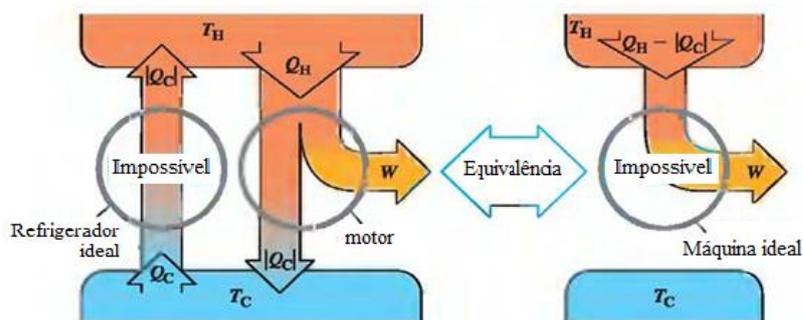


Figura 8 - Esquema da equivalência entre o enunciado de Clausius e Kelvin.

<sup>3</sup> Moto-perpétuo é uma máquina cujo funcionamento é auto-alimentado, sem a necessidade de um agente externo. Ou seja, é uma máquina que operaria indefinidamente, sem consumo de energia ou ação externa, apenas por conversões internas de energia.

<sup>4</sup> Um moto-perpétuo de segunda espécie é uma máquina de movimento perpétuo que viola a Segunda Lei da Termodinâmica, tendo um rendimento de 100%.

Os enunciados de Kelvin e Clausius são equivalentes e é possível demonstrar qualquer um deles a partir do outro. Por exemplo, se pudéssemos construir um refrigerador sem usar trabalho, violando o enunciado de Clausius, poderíamos usá-la em conjunto com uma máquina térmica, bombeando o calor rejeitado pela máquina e fazendo-o retornar para o reservatório quente para ser usado novamente. Essa máquina composta (Figura 10) violaria o enunciado de Kelvin porque seu efeito resultante seria retirar uma quantidade líquida de calor  $Q_H - |Q_C|$  do reservatório quente e convertê-la integralmente em trabalho  $W$ .

Alternadamente, se pudéssemos construir uma máquina térmica com rendimento igual a 100%, violando o enunciado da Kelvin, poderíamos operar a máquina usando calor de um reservatório quente e aproveitando o trabalho obtido na saída da máquina para fazer funcionar um refrigerador que bombeasse calor de um reservatório frio para um reservatório quente (Figura 9). Esse dispositivo composto violaria o enunciado de Clausius porque seu efeito resultante seria retirar calor  $Q_C$  de um reservatório frio e transferi-lo para um reservatório quente sem que fosse necessário nenhum consumo de trabalho. Portanto, se negarmos a existência de um, pode-se mostrar, que, necessariamente, nega-se a existência do outro.

### 1.3 A ENTROPIA

A conversão espontânea de energia (seja ela mecânica, elétrica, química ou de outro tipo), em energia de agitação molecular, determina o sentido preferencial de realização de um processo natural. Essa conversão de energia, muitas vezes, é integral.

Por outro lado, a conversão de energia de agitação molecular em outras formas de energia é um processo que nunca é integral. Uma máquina térmica pode realizar essa conversão, porém com rendimento inferior.

Por esse motivo à medida que ocorrem os processos naturais, apesar de a energia total se conservar, ocorre uma diminuição na possibilidade de se obter energia útil. Ou seja, a energia utilizável degrada-se para uma forma menos nobre de energia, a

energia de agitação molecular.

Podemos enunciar, então, o princípio da degradação da energia, uma variação da segunda lei da termodinâmica:

**A energia utilizável diminui à medida que o Universo evolui.**

Sendo assim, pelo princípio da degradação da energia, a evolução do universo leva a um aumento da indisponibilidade de energia para realizar trabalho.

Em 1860, Clausius criou o conceito de entropia (palavra de origem grega que significa "mudança de forma") visando caracterizar essa tendência natural de evolução do universo. A exemplo da pressão  $P$ , do volume  $V$ , da temperatura  $T$  e da energia interna  $U$ , a entropia  $S$  é uma função de estado de um sistema. Quando analisamos um processo qualquer, o valor absoluto da entropia não é importante – mas sim a sua variação. A variação  $dS$  da entropia de um sistema que passa de um estado para outro se define por:

$$dS = \frac{dQ_{rev}}{T} \quad [8]$$

Em que  $dQ_{rev}$  é a quantidade de calor trocada pelo sistema, num *processo reversível*, que leva o sistema do estado inicial até o estado final. Se  $dQ_{rev}$  for negativa, a variação de entropia do sistema também é negativa. 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.

### **A entropia de um gás ideal**

Imaginemos um processo quase estático, reversível, arbitrário, em que o sistema, um gás ideal, absorve certa quantidade de calor  $dQ$ . Pela primeira lei da

termodinâmica,  $dQ$  está relacionada com a variação da energia interna  $dU$  e com o trabalho  $dW = P \cdot dV$  por.

$$dQ = dU + dW = dU + PdV$$

Para um gás ideal  $dU = C_v dT$  e  $P = nRT/V$ , logo.

$$dQ = C_v dT + nRT \frac{dV}{V} \quad [10]$$

Dividindo os dois membros da equação por T, temos.

$$\frac{dQ}{T} = C_v \frac{dT}{T} + nR \frac{dV}{V} \quad [11]$$

Como  $C_v$  depende somente da T, a primeira parcela do segundo membro pode ser integrada e a segunda parcela também. Assim,  $dQ/T$  é a diferencial de uma função, a função entropia S:

$$dS = \frac{dQ}{T} = C_v \frac{dT}{T} + nR \frac{dV}{V} \quad [12]$$

Admitindo que  $C_v$  seja constante, integrando a Eq. 12, vem.

$$\Delta S = \int \frac{dQ}{T} = C_v \ln \frac{T_2}{T_1} + nR \ln \frac{V_2}{V_1} \quad [13]$$

A Eq. 13 nos permite determinar a variação de entropia de um gás ideal numa transformação em que passa do estado inicial com o volume  $V_1$  e a temperatura  $T_1$  para o estado com o volume  $V_2$  e a temperatura  $T_2$ .

## Variações de Entropia em Diversos Processos

### 1 – Expansão Isotérmica de um Gás Ideal

Numa expansão isotérmica de um gás ideal, não há variação de temperatura, ou seja,  $T_2 = T_1$ . Dessa forma, a variação de entropia é dada por.

$$\Delta S = \int \frac{dQ}{T} = nR \ln \frac{V_2}{V_1} \quad [14]$$

A variação de entropia do gás é positiva, pois  $V_2$  é maior do que  $V_1$ . Nesse processo, uma quantidade de calor  $|Q|$  sai de uma fonte térmica e entra no gás.

Essa quantidade de calor é igual ao trabalho realizado pelo gás

$$Q = W = \int_1^2 P dV = nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = nRT \ln \frac{V_2}{V_1} \quad [15]$$

Como a mesma quantidade de calor que o gás absorve sai da fonte térmica, está apresentará variação de entropia negativa. A variação líquida da entropia do gás mais a da fonte é nula. Considerando o conjunto formado pelo sistema e suas vizinhanças de “universo”. Então:

**Num processo reversível, a variação de entropia do universo é nula.**

## 2 – Expansão Livre de um Gás Ideal

Na expansão livre, um volume inicial  $V_i$  de gás encontra-se inicialmente do lado esquerdo de um recipiente enquanto que do lado direito faz-se vácuo. O recipiente contém paredes rígidas e encontra-se termicamente isolado, de modo que não há trabalho sobre o exterior nem trocas térmicas com o exterior (Fig. abaixo). Ao retirarmos a parede, o gás se precipita no compartimento vazio. Depois de certo tempo, o gás atinge o equilíbrio ocupando um volume  $V_f$ . Como não houve trabalho no processo, nem troca de calor, a energia interna final do gás é igual à energia interna inicial. Dessa forma a temperatura final  $T_f$  é igual à temperatura inicial  $T_i$ .

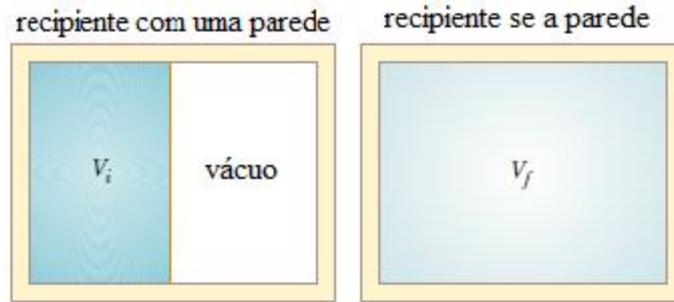


Figura 9 - Esquema da expansão livre de um gás.

A variação de entropia do sistema, em qualquer processo, depende somente dos estados iniciais e finais do sistema, a variação de entropia do gás na expansão livre é igual à variação de entropia na expansão isotérmica. Se  $V_i$  for o volume inicial e  $V_f$  o volume final, a variação de entropia do gás é dada pela Eq. 14:

$$\Delta S_{gás} = nR \ln \frac{V_2}{V_1}$$

Nesse processo, as vizinhanças do gás não sofrem alterações, portanto a variação de entropia do gás é igual à variação de entropia do universo:

$$\Delta S_{universo} = nR \ln \frac{V_2}{V_1} \quad [16]$$

Como o  $V_2$  é maior do que  $V_1$ , a variação de entropia do universo, neste processo irreversível, é positiva. Ou seja, a entropia do universo aumenta. Então:

**Num processo irreversível, a entropia do universo aumenta.**

Caso o volume final na expansão livre fosse menor do que o inicial, a entropia do universo sofreria uma diminuição. Está situação, porém, jamais acontece. Um gás não se contrai espontaneamente para ocupar um volume menor. Essa observação nos leva a outro enunciado da segunda lei termodinâmica. Segundo 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,  $\Delta S \geq 0$ , sistema isolado.

### 3 – No ciclo de Carnot

Como o ciclo de Carnot é um ciclo reversível, a variação de entropia do universo, em cada ciclo, é igual a zero. Em cada ciclo, a variação de entropia do universo é igual à soma das variações de entropia dos reservatórios.

A variação de entropia do reservatório quente é dada por

$$\Delta S_{quente} = -|Q_q|/T_q \quad [17]$$

Em que  $|Q_q|$  é a quantidade de calor removida.

A variação de entropia do reservatório frio é dada por

$$\Delta S_{frio} = -|Q_f|/T_f \quad [18]$$

Em que  $|Q_f|$  é a quantidade de calor rejeitada.

Estas quantidade de energias estão relacionadas pela Eq. 4.

$$|Q_f| = |Q_q| \frac{T_f}{T_q}$$

A variação de entropia do universo é então

$$\Delta S_{universo} = \Delta S_{quente} + \Delta S_{frio} = -\frac{|Q_q|}{T_q} + \frac{|Q_f|}{T_f} = -\frac{|Q_q|}{T_q} + \frac{|Q_q|(T_f/T_q)}{T_f} = 0$$

## O diagrama T x S

O ciclo de Carnot pode ser representado por outro diagrama utilizando para isso duas variáveis de estado conjugadas. O diagrama T-S torna mais fácil perceber que o ciclo de Carnot é a combinação de processos termodinâmicos que maximiza o rendimento.

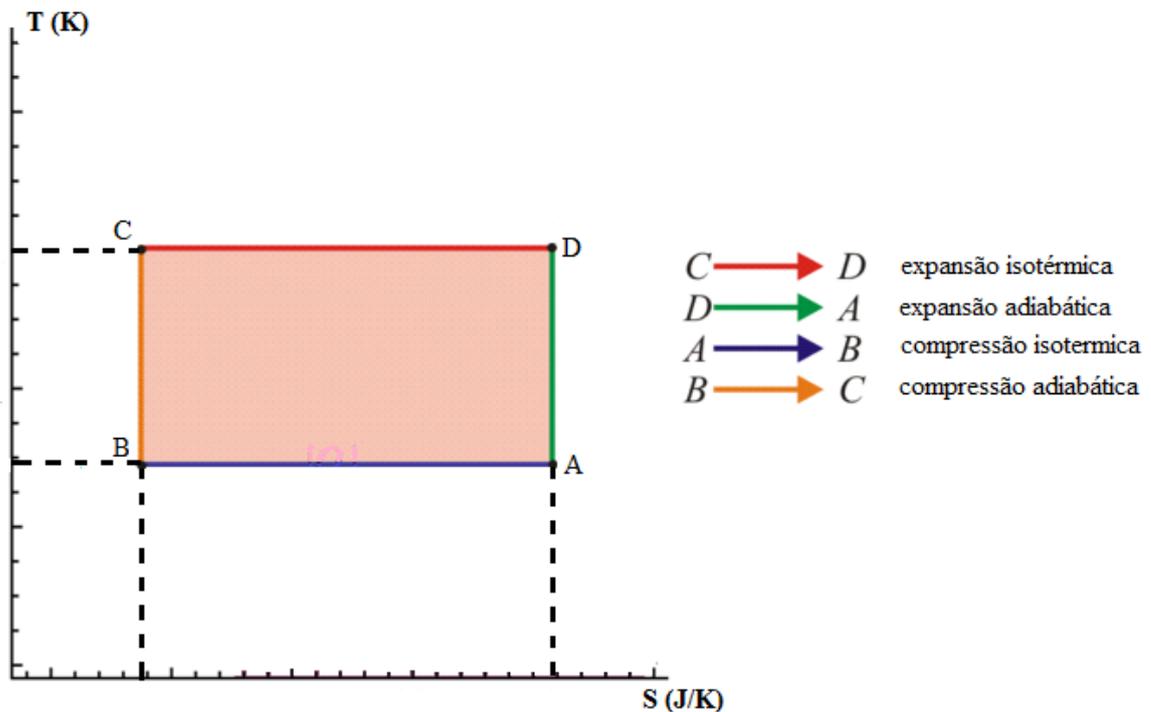


Figura 10 - Esquema do diagrama temperatura versus entropia (TS) do ciclo de Carnot.

Observando o diagrama (TS), verifica-se que no ciclo de Carnot a variação da entropia é nula, como foi mostrado anteriormente. Lembrando que num processo termodinâmico para uma função de estado, o que importa são os estados inicial e final e não o caminho realizado no processo.

## A entropia e a mecânica estatística

A entropia originalmente encontrou seu lugar na termodinâmica, mas sua importância cresceu tremendamente à medida que o campo da física chamado mecânica estatística se desenvolveu, porque este método de análise forneceu uma

maneira alternativa de interpretar a entropia. Na mecânica estatística, o comportamento de uma substância é descrito em termos do comportamento estatístico de seu grande número de átomos e moléculas. Um dos principais resultados da teoria cinética é o princípio da equipartição da energia no qual é estabelecido que ***em sistemas isolados a energia se distribui de maneira igual entre seus diversos graus de liberdade e a entropia mede essa distribuição.***

Para analisar esse princípio, 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 (Fig. abaixo). 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 (Fig. (c)), 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 (Fig. (d)).

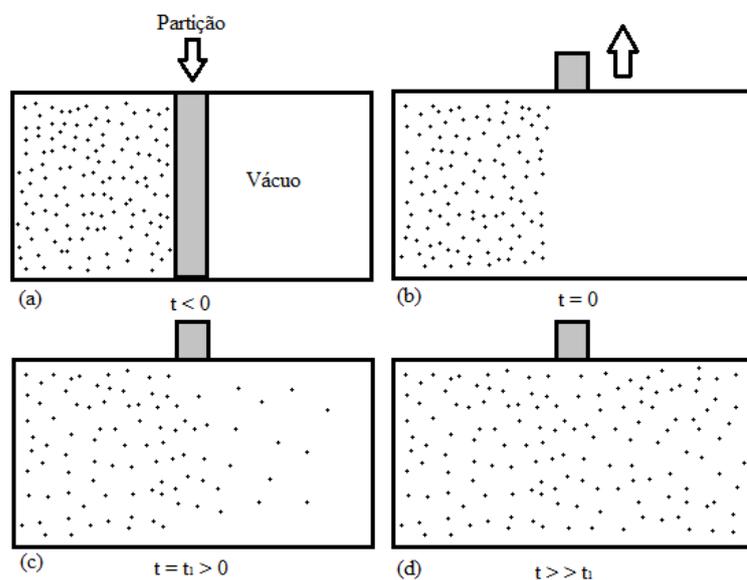


Figura 11 - Esquema de um processo irreversível.

Esse processo é irreversível: não esperamos que ocorra espontaneamente na sequência inversa, da Fig. (d) para a Fig. (b).

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 destaca o autor, 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 gigantesco de moléculas.

### **Entropia, macroestado e microestado.**

Pelo Princípio da Conservação da Energia, sabemos que, em qualquer transformação, a energia total do universo se mantém inalterada, entretanto, parte dessa energia fica indisponível para a realização de trabalho. Dessa forma, por exemplo, uma bola que é abandonada, de uma determinada altura, sobre uma cama elástica, transforma grande parte da energia potencial em energia cinética, contudo, parte dessa energia é transformada em energia térmica que fica indisponível para a realização de trabalho.

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.

### **Entretanto, com podemos definir o termo *desordem*?**

O conceito de desordem foi definido quantitativamente por Ludwin Boltzmann (1844-1896), que descreveu a entropia em termos probabilísticos. Vamos considerar dois compartimentos sendo que apenas um deles está ocupado por duas esferas, que se comunica por um orifício, como indicado na figura a seguir.

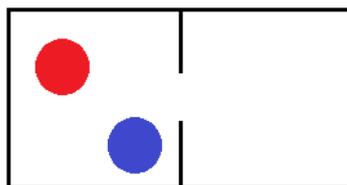


Figura 12 - **Esquema de um compartimento com uma abertura e do lado esquerdo duas esferas.**

Se agitarmos aleatoriamente o recipiente, de forma a permitir que as esferas possam passar de um compartimento para o outro, podemos imaginar as seguintes configurações.

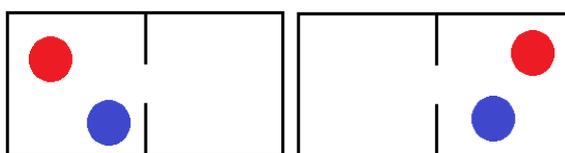


Figura 13 - **Esquema de um macroestado.**

Ou seja, para duas esferas poderíamos pensar em dois macroestados possíveis. Porém, se pensarmos nas configurações possíveis para todas as esferas, teremos:

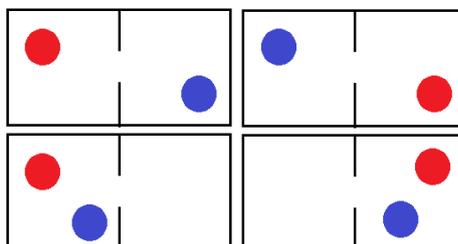


Figura 14 - **Esquema de quatro microestados possíveis para duas esferas.**

Dessa forma, para duas esferas podemos obter quatro microestados possíveis. Se aumentarmos o número de esferas para quatro, teremos a seguinte configuração. Ou seja, para quatro esferas teremos cinco configurações possíveis. Portanto, teremos cinco macroestados diferentes.

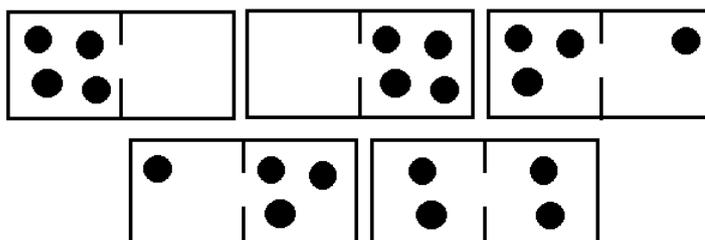


Figura 15 - **Esquema do número de microestados para quatro esferas sem levar em conta a cor das esferas.**

Entretanto, se levarmos em conta que as esferas são coloridas, teremos diferentes microestados associado a cada macroestado.

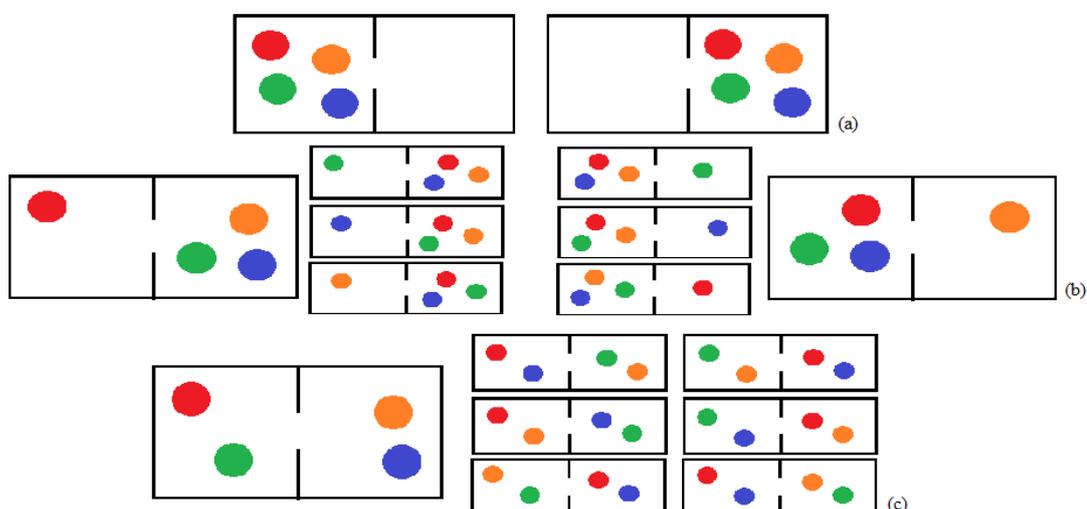


Figura 16 - Esquema dos microestados associados a cada macroestado. Na figura (a) estão representados dois microestados para o macroestado quatro esferas de um lado ou de outro. Na figura (b) estão representados três microestados para o macroestado três esferas de um lado e uma do outro. Na figura (c) estão representados seis microestados para o macroestado duas esferas de cada lado.

Observe nas figuras acima que o maior número de microestados acontece para o macroestado no qual o mesmo número de esferas 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 esferas, maior será o número de microestados associados ao macroestado no qual o número de esferas é igual para ambos os compartimentos.

Como já vimos, a entropia pode ser definida utilizando os conceitos macroscópicos de calor e temperatura. 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 livre de um gás ideal. Na teoria cinética dos gases, as moléculas do gás são consideradas como partículas que se deslocam de forma aleatória. Suponha uma quantidade de gás ocupando um volume inicial  $V_i$ .

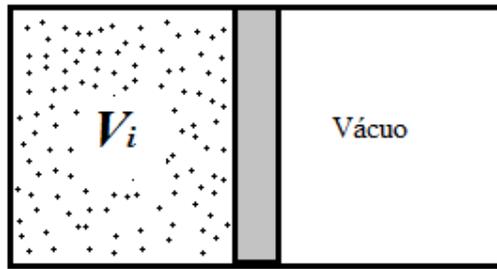


Figura 17 - **Esquema de um gás confinado de um lado do recipiente ocupando um volume  $V_i$ .**

Quando a divisória que separa os dois lados do recipiente maior é removida, as moléculas eventualmente serão distribuídas de alguma forma por todo o volume maior  $V_f$  (Figura). A natureza exata da distribuição é uma questão de probabilidade.

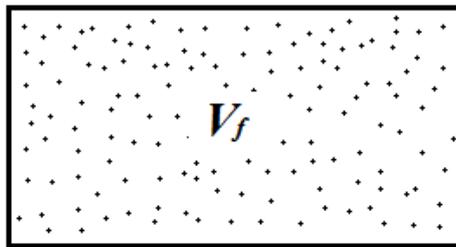


Figura 18 - **Esquema de um gás ocupando todo o espaço do recipiente.**

Essa probabilidade poder ser determinada primeiramente encontrando-se a probabilidade para a variedade das posições moleculares envolvidas no processo da expansão livre. Logo depois que a divisória é removida (e antes que as moléculas tenham uma chance de rapidamente ocupar a outra metade do recipiente), todas as moléculas estão no volume inicial  $V_i$ . Vamos estimar a probabilidade das moléculas chegando a uma determinada configuração com os movimentos aleatórios naturais dentro de um volume maior  $V_f$ . Suponha que cada molécula ocupa um volume microscópico  $V_m$  e cada posição desta molécula é igualmente provável. Assim, o número total de posições desta molécula em um volume inicial macroscópico  $V_i$  é a razão.

$$\omega_i = \frac{V_i}{V_m} \quad [19]$$

Nesta expressão, utilizamos  $\omega$  para representar o número de maneiras de encontrar as moléculas no volume. Cada maneira é um microestado.

À medida que mais moléculas são adicionadas ao sistema, os números de microestados possíveis se multiplicam juntos. Ignorando a pequena probabilidade de duas moléculas ocuparem a mesma posição, cada molécula pode ir para qualquer uma das  $(V_i / V_m)$  Posições. Assim,  $n$  número de microestados possíveis para  $N$  moléculas é.

$$W_i = \omega_i N = N \left( \frac{V_i}{V_m} \right) \quad [20]$$

Embora um grande número de microestados possíveis possa ser considerado incomum (por exemplo, todos as moléculas em um canto do espaço disponível), o número total de microestados é tão grande que esses microestados incomuns representam uma fração infinitesimal de todos os microestados possíveis. Similarmente, se o volume for aumentando para  $V_f$ , o número de microestados aumenta para.

$$W_f = \omega_f N = N \left( \frac{V_f}{V_m} \right) \quad [21]$$

A probabilidade de um determinado macroestado é proporcional ao número de microestados que correspondem ao macroestado. Assim, as probabilidades de ocorrência de determinados macroestados iniciais e finais são  $P_i = cW_i$  e  $P_f = cW_f$ , onde a constante  $c$  foi deixada indeterminada. A razão entre essas probabilidades é:

$$\frac{P_f}{P_i} = \frac{cW_f}{cW_i} = \frac{W_f}{W_i} = \frac{\left( \frac{V_f}{V_m} \right)^N}{\left( \frac{V_i}{V_m} \right)^N} = \left( \frac{V_f}{V_i} \right)^N \quad [22]$$

Tomando o logaritmo natural desta equação, sua multiplicação pela constante de Boltzmann  $k_B$  nos fornece:

$$k_B \ln \left( \frac{W_f}{W_i} \right) = nN_A k_B \ln \left( \frac{V_f}{V_i} \right) \quad [23]$$

Onde escrevemos o número  $N$  das moléculas como  $nN_A$ , o número de moles vezes o número de Avogadro. Sabendo que  $N_A k_B$  é a constante universal dos gases  $R$  e, assim, a equação pode ser escrita como.

$$k_B \ln W_f - k_B \ln W_i = nR \ln \left( \frac{V_f}{V_i} \right) \quad [24]$$

Sabemos que, quando um gás realiza uma expansão livre de  $V_i$  a  $V_f$ , a variação da entropia é  $\Delta S$  é dada pela Eq.14

$$S_f - S_i = nR \ln \left( \frac{V_f}{V_i} \right)$$

Observe que os lados direitos das equações 14 e 22 são idênticos. Fazemos assim a seguinte conexão entre a entropia e o número de microestados associados a um determinado macroestado:

$$S \equiv k_B \ln W \quad [25]$$

Como os macroestados mais prováveis são os com maioria de microestados e os maiores números de microestados estão associados a mais desordem, a Eq. 25 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**. Por exemplo, consideremos inicialmente um recipiente que contém certa quantidade de água e em seguida mistura-se óleo.



Figura 19 - Recipiente com água e óleo.

Após certo intervalo de tempo, a mistura água óleo apresenta um aspecto visual descontínuo possuindo duas fases. Nessa situação, houve uma maximização da entropia e o sistema se encontra, aparentemente, mais ordenado.



Figura 20 - Mistura heterogênea de água e óleo

### 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 e outras não acontecem. 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 caso 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 examinar o significado de processo 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, precisamos de uma segunda lei.

### **1.3.1 A teoria dos Ensembles estatísticos**

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.

Como já foi discutido neste trabalho, a primeira aplicação deste ramo da mecânica foi à tentativa que o físico austríaco Ludwig Eduard Boltzmann (1844-1906), efetuou para explicar as propriedades termodinâmicas dos gases com base nas propriedades estatísticas de uma grande quantidade de moléculas. A esta estatística dá-se o nome mecânica estatística clássica.

Na mecânica estatística clássica, cada partícula é encarada como ocupando um ponto no espaço de fase, isto é, como tendo uma posição e um momento linear exatos em qualquer instante. A probabilidade de este ponto ocupar qualquer volume pequeno do espaço de fase é tomada como sendo diretamente proporcional ao volume. A lei que indica a distribuição mais provável das partículas no espaço de fase é a lei de Maxwell-Boltzmann.

As propriedades termodinâmicas de alguns sistemas simples de interação fraca pode ser obtido pela contagem de estados microscópicos possíveis para os sistemas em uma dada energia, assumindo que todos os estados microscópicos têm igual peso (são igualmente prováveis). Este pressuposto permitiu atribuir distribuições de probabilidade para os estados macroscópicos que surgem devido às leis de conservação de energia e para calcular a média dessas propriedades quantidades macroscópicas. Este pressuposto de que todos os estados microscópicos com a mesma energia são igualmente prováveis pode ser justificada em termos da dinâmica newtoniana que regem o sistema, desde que a dinâmica é ergódica.

Em Física e Termodinâmica, a **hipótese ergódica** diz que, durante longos períodos de tempo, o tempo gasto por uma partícula em alguma região do espaço de fase de micro com a mesma energia é proporcional ao volume desta região, ou seja, que todos acessíveis microestados são equiprováveis durante um longo período de tempo. Um longo período de tempo vai depender das constantes de tempo dos processos e o número de diferentes componentes, tanto iniciais quanto possível.

### **Ensemble Microcanônico**

Em física estatística, define-se **ensemble microcanônico** como um **sistema fechado**, de composição constante, adiabático e rígido, de modo que não efetua trocas de calor nem de trabalho com o seu redor, sendo a sua energia interna constante.

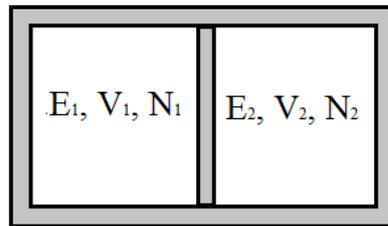


Figura 21 - **Dois fluidos simples separados por uma parede adiabática, fixa e impermeável.**

O número de estados microscópicos acessíveis ao sistema (1) é dado por  $\Omega_1(E_1, V_1, N_1)$  e ao sistema (2), por  $\Omega_2(E_2, V_2, N_2)$ , onde  $E_1$  e  $E_2$  correspondem à energia de cada porção;  $V_1$  e  $V_2$  representam os volumes de cada parte e  $N_1$  e  $N_2$  a quantidade de partículas. Portanto, o número de estados microscópicos acessíveis ao sistema composto, constituído pelos dois sistemas simples totalmente independentes, é dado pelo produto.

$$\Omega = \Omega_1(E_1, V_1, N_1) \Omega_2(E_2, V_2, N_2) \quad [26]$$

Supondo que, num determinado instante, a parede divisória interna se torne diatérmica. A energia total permanece constante, mas as energias de cada sistema,  $E_1$  e  $E_2$ , podem flutuar no tempo, contando que  $E_1 + E_2 = E_0$ , onde  $E_0$  é a energia total do sistema e os outros parâmetros macroscópicos dos subsistemas ( $V_1, V_2, N_1, N_2$ ) permanecem constantes. Para esse sistema, a entropia é dada por:

$$S(E) = k_B \ln \Omega(E) \quad [27]$$

Onde  $k_B$  é a constante de Boltzmann. Aplicando a condição termodinâmica de equilíbrio térmico  $T_1 = T_2$ . Portanto, a **maximização da probabilidade corresponde diretamente à maximização da entropia termodinâmica.**

### Ensemble Canônico

Um **ensemble canônico** é um conjunto de réplicas de um sistema, identicamente preparados, onde cada um tem valores definidos de massa ( $m$ ), volume ( $V$ ) e temperatura ( $T$ ). No conjunto canônico o número de partículas é fixo, mas o sistema

se encontra em um banho térmico, ou seja, há troca de calor (energia) com o ambiente.

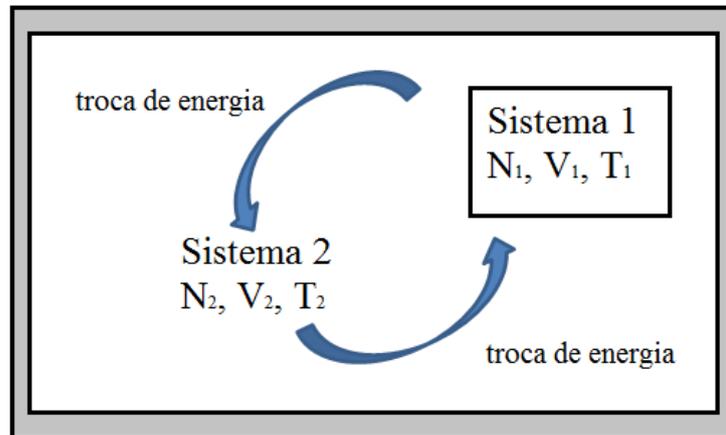


Figura 22 - Os dois subsistemas caracterizados por  $(N_1, V_1)$  e  $(N_2, V_2)$ , onde  $N_2 \gg N_1$  e  $V_2 \gg V_1$ , estão em equilíbrio térmico a uma temperatura  $T$ . Eles são postos em contato e trocam energia.

Para o sistema isolado e fechado, a entropia é determinada pelo número de estados microscópicos possível para o sistema, e é definida pela Eq. 27, onde  $k_B = 1,38 \times 10^{-23} \text{ J/K}$  é a constante de Boltzmann e  $\Omega(E)$  é o número de estados microscópicos de energia. A entropia deve ser uma função aditiva de variáveis extensivas, deve ser positiva e deve ter um valor máximo em equilíbrio. Também podemos escrever a entropia em termos do operador densidade de probabilidade e, desta forma, ele é chamado a entropia de Gibbs e é dada por.

$$S = -k_B \sum_{n=1}^{N(E)} P_n \ln(P_n) \quad [28]$$

Podemos determinar o conjunto de probabilidades,  $\{P_n\}$ , que maximize a entropia para a restrição,

$$\sum_{n=1}^{N(E)} P_n = 1$$

A maneira mais simples de fazer isso é usar multiplicadores de Lagrange. Uma vez que temos uma restrição, precisamos de um multiplicador de Lagrange, que chamamos  $\alpha_0$ . Em seguida, vamos considerar a variação igual a zero. Já que a variação,  $\delta P_n$  é arbitrária, devemos ter  $\alpha_0 - k_B - k_B \ln(P_n) = 0$  ou  $P_n = \exp[\alpha_0 / k_B - 1] = \text{constante}$ . O multiplicador de Lagrange é determinado pela condição de normalização,

$$\sum_{n=1}^{N(E)} P_n = 1.$$

Nós achamos que a probabilidade,  $P_n$ , é dada por:

$$P_n = \frac{1}{N(E)} \quad [29]$$

Assim, a distribuição de probabilidade que maximiza a entropia de Gibbs é aquela para a qual todos os estados da mesma energia são prováveis. Dessa forma, obtemos o ensemble microcanônico substituindo a Eq. 29 na Eq. 28, obtemos que a entropia é dada pela Eq. 27.

$$S(E) = k_B \ln \Omega(E)$$

Como nós esperamos para os sistemas fechados.

Se quisermos obter quantidades termodinâmicas sob uma variedade de diferentes restrições externas, devemos ter a capacidade de descrever o comportamento de sistemas microscópicos com essas restrições. Sistemas isolados apresentam quantidade de energia e número de partículas fixas. Os sistemas fechados têm um número fixo de partículas, mas varia a energia de forma que apenas a energia média é especificada. Os sistemas abertos podem ter um número variável de partículas e energia.

## Ensemble grân-canônico

Quando um sistema encontra-se aberto ao mundo exterior, mas em equilíbrio com ele, tanto o número de partículas e de energia pode variar, mas a temperatura e o potencial químico de cada tipo de partícula no sistema deve ser igual ao potencial de temperatura e químico das partículas no mundo exterior. A distribuição de probabilidade e as propriedades termodinâmicas de sistemas abertos são dadas pelo ensemble gran canônico,

O ensemble gran canônico é especialmente adequado para descrever sistemas com simetria de calibre quebrado, porque o número de partículas pode variar. Nós usaremos o ensemble gran canônico para calcular as propriedades termodinâmicas de gases quânticos ideais, tanto de Bose-Einstein e Fermi-Dirac.

Um gás ideal de Bose-Einstein é composto por bósons indistinguíveis. Em temperatura muito baixa, podem apresentar uma transição de fase (embora as partículas não interagem), na qual um número macroscópico de partículas se condensam no estado de energia mais baixo. Um gás ideal de Fermi-Dirac não apresenta uma fase de transição, porque dois férmions não podem ter o mesmo conjunto de números quânticos (princípio da exclusão de Pauli). Portanto, a baixa temperatura dos férmions preenchimento de todos os estados de baixa energia e até mesmo a  $T = 0K$  algumas partículas podem ter uma energia muito alta.

Um sistema aberto pode trocar matéria com o seu entorno fazendo com que tanto o número de energia e de partículas sofram modificações. Para obter a densidade de probabilidade de equilíbrio em um ambiente flutuante, usamos o método dos multiplicadores de Lagrange para maximizar a entropia de Gibbs.

Apesar de não ter escrito, explicitamente, o grande potencial dependerá, em um deslocamento generalizado,  $X$ , cuja forma é determinada pelas propriedades mecânicas do sistema a ser considerado. Para um gás,  $X = V$  é o volume e, por um sistema magnético,  $X = M$  é a magnetização. Uma vez que sabemos que a grande

função partição, podemos calcular o potencial grande, e a partir dele podemos obter todas as quantidades termodinâmicas. A entropia é dada por

$$S = -\left(\frac{\partial \Omega}{\partial T}\right)_{X,\mu} \quad [30]$$

A força generalizada é dada por

$$Y = -\left(\frac{\partial \Omega}{\partial X}\right)_{T,\mu} \quad [31]$$

O número médio de partícula é dado por

$$\langle N \rangle = -\left(\frac{\partial \Omega}{\partial \mu}\right)_{T,X} \quad [32]$$

### 1.3.2 A entropia da informação

Como nós sabemos tudo é feito de energia. Contornos, formas e movimentos de tudo que existe representam concentrações e transformações de energia. Tudo o que existe no mundo, do mais simples ao mais complexo, tenha ou não sido criado pelo homem – plantas, animais, os próprios seres humanos, sistemas, máquinas, pedras, edifícios, monumentos etc. – representam transformações de energia de um estado para o outro.

Destruição ou morte dessas entidades representa, também, transformação de energia de um estado para o outro, ou seja, a energia neles contida é conservada e transformada: não desaparece. A primeira lei da termodinâmica estabelece, simplesmente, que não se gera nem se destrói energia. É o seu complemento, isto é, a segunda lei, que dá os fundamentos para a impossibilidade de se usar a mesmíssima energia repetidas vezes. Esta segunda lei estabelece que, a cada vez

que a energia é transformada de um estado para outro, há certa penalidade imposta ao processo, quer dizer, haverá menos energia disponível para transformação futura. Esta penalidade chama-se entropia. Entropia é uma medida da quantidade de energia não mais capaz de ser convertida em trabalho. A nível microscópico, a **entropia é uma medida da desordem microscópica**. Como já foi discutido neste trabalho, o físico austríaco Ludwig Boltzmann definiu entropia de acordo com a Eq. 25.

$$S \equiv k_B \ln W$$

Em que  $k_B$  é uma constante (positiva) de ajuste dimensional e  $W$  é número de macroestados do sistema. A 'desordem' (denotada por  $W$ ) está diretamente relacionada ao número de macroestados. Portanto, se  $S$  mede a desordem,  $-S$  (uma entropia negativa) mede a ordem do sistema.

### **A teoria da informação**

É um ramo da teoria da probabilidade e da matemática estatística que lida com sistemas de comunicação, transmissão de dados, criptografia, codificação, teoria do ruído, correção de erros, compressão de dados.

A teoria de Shannon foi a primeira a considerar comunicação como um problema matemático rigorosamente embasado na estatística e deu aos engenheiros da comunicação um modo de determinar a capacidade de um canal de comunicação em termos de ocorrência de bits (é a menor unidade de informação que pode ser armazenada ou transmitida. Um bit pode assumir somente dois valores, por exemplo: 0 ou 1, verdadeiro ou falso). A teoria não se preocupa com a semântica dos dados, mas pode envolver aspectos relacionados com a perda de informação na compressão e na transmissão de mensagens com ruído no canal.

Foi Shannon quem primeiro ligou os conceitos de entropia e informação. Em seu modelo de comunicação (fonte-emissor-canal-receptor), a quantidade de informação transmitida em uma mensagem é uma função da previsibilidade da mensagem. A noção de entropia está ligada ao grau de desorganização existente na fonte. **Quanto**

**maior a desorganização (entropia, incerteza), maior o potencial de informação dessa fonte.** Uma fonte que responda com a única e mesma mensagem a toda e qualquer pergunta não transmite informação, já que não há redução de incerteza. A **entropia de Shannon** é definida como:

$$S(X) = -k \sum_{i=1}^n P_i \ln P_i \quad [33]$$

Onde  $k$  é uma constante arbitrária que expressa a unidade de medida. Esta medida calcula a quantidade de informações por sinal de um repertório, o que pressupõe que a soma de todas as probabilidades  $P_i$  é igual a 1.

Shannon nota que expressões desta forma (soma de probabilidades por seus logaritmos) têm papel fundamental na Teoria da Informação, e que esta forma da quantidade  $S(X)$  seria reconhecida como a da entropia da mecânica estatística. Assim, o termo entropia passa a designar a quantidade de informação.

A teoria da informação diz que quanto menos informações sobre um sistema, maior será sua entropia. Sendo assim, quanto maior o número de arranjos possíveis, maior será a entropia.

A quantidade de informação de uma mensagem é definida na teoria da informação como sendo o menor número de bits necessários para conter todos os valores ou significados desta mensagem.

Caso esta mesma informação fosse representada pelos caracteres ASCII (Código Padrão Americano para Intercâmbio de Informações), o número de bits necessários seria bem maior. A informação, no entanto, seria a mesma.

A entropia de uma mensagem também mede a sua incerteza, que é expressa pelo número de bits que precisam ser recuperados quando a mensagem está cifrada para obter novamente o texto claro.

### 1.3.3 Entropia Não-Extensiva

A termodinâmica interpreta a entropia como uma medida da irreversibilidade dos processos físicos. Imaginemos um processo no qual um sistema vai de um estado inicial I a um estado Final F, enquanto troca matéria e energia sob as formas de calor e trabalho com as vizinhanças. Se for reversível, poderá ser operado de modo inverso ( $F \rightarrow I$ ), e as quantidades de matéria, calor e trabalho no processo inverso serão as mesmas, em sentido contrário. Já um processo irreversível ou não pode ser operado de modo inverso ou, se puder, as quantidades de matéria, calor e trabalho não se compensarão uma parte da energia sob a forma de trabalho e transformada em energia sob a forma de calor, e com isso ocorre uma perda definitiva (irreversível) da capacidade do sistema produzir trabalho. A esta geração de calor é associado um aumento da entropia.

É possível ocorrer um aumento (ou diminuição) da entropia de um sistema num processo reversível, desde que ocorra também nas vizinhanças uma diminuição (ou aumento) exatamente igual, de modo que sua variação total (sistema + vizinhanças) seja nula. Particularmente não há variação de entropia num processo reversível operado em ciclo ( $I \rightarrow F \rightarrow I$ ). Num processo irreversível, a variação total de entropia é sempre positiva. Não existe processo com variação total de entropia negativa. Esta é a segunda lei da termodinâmica ( $\Delta S \geq 0$ ). Todos os processos naturais são, em diferentes graus, irreversíveis. Não é possível, por exemplo, obter gasolina a partir dos gases de combustão de um automóvel fazendo o motor funcionar ao contrário.

Uma proposta que pretenda generalizar o conceito de entropia deve manter este caráter de irreversibilidade. A entropia de Tsallis mantém esta interpretação e é dada por

$$S_q(p) = \frac{1}{q-1} \left( 1 - \int (p(x))^q dx \right) \quad [34]$$

No caso discreto

$$S_q(p) = \frac{1}{q-1} \left( 1 - \sum_x (p(x))^q \right) \quad [34]$$

Onde  $S$  denota a entropia,  $p$  a distribuição de probabilidade de interesse, e  $q$  é um parâmetro real. No limite quando  $q \rightarrow 1$ , o normal de Boltzmann-Gibbs, a entropia é recuperada. O parâmetro  $q$  é uma medida da não-extensividade do sistema de interesse.

## 2 A ENTROPIA NOS LIVROS DIDÁTICOS BRASILEIROS PARA O ENSINO MÉDIO

A utilização em sala de aula dos livros didáticos é uma ferramenta de extrema importância para contribuir no ensino-aprendizagem dos alunos. Levando em conta que na maioria das escolas a única forma de transmitir o conhecimento seja o livro, o mesmo se torna peça essencial formação do conhecimento. Segundo Oliveira (2008):

O livro didático é uma importante ferramenta utilizada pelos professores para a transmissão do conhecimento científico. Tendo em vista que na maior parte das escolas não existe laboratório em bom estado; que a quantidade de aluno por sala é grande; que a formação docente da maior parte dos professores do Ensino Médio ainda é deficitária, assim como as poucas ferramentas educacionais que o professor de Física possui, o livro torna-se central no processo de ensino.

Com o desenvolvimento de novas tecnologias, o livro didático pode possibilitar ao aluno ter a indicação de sites e objetos de aprendizagens voltados para o ensino de Física, assim como o acesso a outros textos com linguagem não formal de determinados tópicos e a indicação de livros paradidáticos. (Oliveira, 2008 p.10).

Entretanto, nem sempre as informações são expostas de maneira “didática” e muitas vezes até para os professores compreenderem e transmitirem tais informações se torna tarefa complexa, o que resultando na omissão de alguns conceitos.

Devido à importância da Segunda Lei da Termodinâmica e do conceito de entropia, a proposta do presente trabalho é mostrar a maneira pela qual os conceitos a respeito da Segunda Lei da Termodinâmica são expostos nos principais livros didáticos do Ensino Médio e em dois livros conceituais do Ensino Superior.

Para essa análise selecionei alguns livros didáticos, optando por dois volumes para o ensino superior (visando nortear nosso olhar sobre ao assunto) e dez para o ensino médio. A escolha desses exemplares reflete somente o nosso interesse em identificar o tratamento conceitual dado ao assunto Segunda lei da termodinâmica e entropia. Desse modo, optei por não analisar um número elevado de exemplares, mas eleger somente alguns aspectos conceituais que se mostraram necessários para uma discussão conceitual. Nesse sentido, escolhi os dez exemplares do ensino médio por representarem abordagens semelhantes e também porque, numa primeira análise, identifiquei aspectos que dariam suporte para nossa discussão. No caso do ensino superior, selecionei os volumes conceituais utilizados em cursos de graduação.

Dentre os exemplares de referência para o ensino médio, a tabela abaixo fornece as referências utilizada neste trabalho:

---

#### LIVROS DIDÁTICOS NO ENSINO MÉDIO

---

- ✚ Física (Física, volume único: Livro do professor / Alberto Gaspar; ilustrações Sidnei Moura, Exata, Paulo Manzi. - - 1. ed. - - São Paulo: Ática. 2004. Pag. 390, 391 e 392)
- ✚ Física (Física: volume 2 / Antônio Máximo Ribeiro da Luz, Beatriz Alvarenga Álvares. – São Paulo: Scipione, 2007. Pág 151, 152 e 153).
- ✚ Física – ciência e tecnologia (Física – ciência e tecnologia / Paulo César M. Penteado, Carlos Magno A. Torres. – São Paulo: Moderna, 2009. Pág. 92 e 93).
- ✚ Fundamentos da Física (Os Fundamentos da Física / Francisco Ramalho Junior, Nicolau Gilberto Ferraro, Paulo Antônio de Toledo Soares. – 10. ed. – São Paulo: Moderna. 2010. Pág. 207)
- ✚ Física Clássica (Termologia, fluidodinâmica, análise dimensional / Caio

---

Sérgio Calçada, José Sampaio. – São Paulo: Atual, (1998), pag. 305 e 306).

✚ Harbra (Física 2: Física 2: volume 2 / Fernando Cabral e Alexandre Lago. – São Paulo: Ed: HARBRA. 2002).

✚ Greef (Física 2: Física Térmica / Óptica / GREEF. 5ª. ed. 1. reimpr. – São Paulo: Editora da Universidade de São Paulo, 2002. Pág. 117 e 118).

✚ Tópicos de Física (Tópicos de física, 2: termologia, ondulatória e óptica / Newton Villas Boas, Ricardo Helou Doca, Gualter José Biscuola. – 18. ed. reform. Em ampl. – São Paulo: Saraiva 2007. Pag. 130).

✚ Universo da Física (Universo da Física, 2: hidrostática, termologia, óptica / José Luiz Sampaio, Caio Sérgio Calçada. – 2. ed. – São Paulo: Atual. 2008. Pág. 317 e 319).

✚ Física história e cotidiano (Física: história & cotidiano: termologia, óptica, ondulatória, hidrodinâmica, 2 / José Roberto Bonjorno. . . [et al.]. – São Paulo: FTD. Pág. 114).

---

## 2.1 O CONCEITO NOS LIVROS DIDÁTICOS PARA O ENSINO MÉDIO

A 2ª lei da termodinâmica pode ser enunciada de diversas formas. Nos livros didáticos, cada uma dessas formas não tem explicitado as suas equivalências o que contribui para uma visão fragmentada do assunto. Das diversas formas de tratar o assunto nos livros didáticos, nos deteremos na (I) eficiência das máquinas térmicas, (II) irreversibilidade e desordem e (III) abordagem estatística.

Vale lembrar que os livros de referência traçam caminhos distintos para chegar ao assunto entropia. Desse modo, somente procurei evidenciar os principais conceitos abordados em cada enunciado sem preocupar em reconstruir fielmente a linha de raciocínio de cada autor. Também é importante ressaltar que as formas de enunciar a entropia podem se sobrepor em diversos momentos, no entanto apenas preocupar-me-ei em identificar os diferentes espaços onde o conceito é abordado.

Por exemplo, alguns autores podem começar a discussão sobre entropia mostrando a irreversibilidade dos processos (usando como exemplo um copo que se quebra) e, em seguida, partir para a relação matemática sobre a eficiência das máquinas térmicas.

A primeira forma de enunciar a entropia considera a eficiência limitada das máquinas térmicas, afirmando a não existência de uma máquina térmica que tenha como único produto a transformação de calor em trabalho. Essa forma de enunciar parte da consideração de duas variáveis importantes para analisar o comportamento de um sistema: a temperatura e a energia (recebida ou cedida na forma de calor). Nos livros de ensino superior, a discussão segue apresentando situações irreversíveis (gases confinados em dois recipientes conectados), colocando como ‘boa aproximação’ a substituição de processos irreversíveis fechados por outros reversíveis com mesmo estado final e inicial (visando justificar os estados intermediários que não são de equilíbrio).

Nos livros de ensino médio, essa abordagem aparece após discussão sobre processos reversíveis e irreversíveis (GASPAR, 2004), rendimento de uma máquina térmica (MÁXIMO e ALVARENGA, 2007), transformações gasosas e cíclicas (PENTEADO e TORRES, 2009), transformações reversíveis e irreversíveis (NICOLAU, RAMALHO E TOLEDO, 2010), transformações reversíveis e irreversíveis (CALÇADA E SAMPAIO, 1998), entropia e segunda lei (CABRAL E LAGO, 2002), a energia mecânica e o calor (NEWTON, HELOU E GUALTER, 2007), transformação adiabática (CALÇADA E SAMPAIO, 2008), transformações reversíveis e irreversíveis (BONJORNO, 2008) e os refrigeradores como máquinas térmicas (GREFF, 2002, p.118)

“Nenhuma máquina térmica, operando em ciclos, pode retirar calor de uma fonte e transformá-lo integralmente em trabalho”. (GASPAR, 2004, p. 361)

“É impossível construir uma máquina térmica que, operando em ciclo, transforme em trabalho todo o calor a ela fornecido.” (MÁXIMO e ALVARENGA, 2007, p. 316).

“É impossível à construção de uma máquina térmica que opere em ciclos, tendo como efeito único retirar calor de uma fonte térmica e convertê-lo integralmente em trabalho.” (PENTEADO e TORRES, 2009, p. 85).

“É impossível construir uma máquina, operando em ciclos, cujo único efeito seja retirar calor de uma fonte e convertê-lo integralmente em trabalho.” (NICOLAU, RAMALHO E TOLEDO, 2010, p.197).

“É impossível à construção de qualquer dispositivo que, operando em ciclicamente, tenha como único efeito retirar calor de um sistema e convertê-lo integralmente em energia mecânica (trabalho).” (CALÇADA E SAMPAIO, 1998, p. 295).

“Uma máquina térmica transforma parte do calor recebido da fonte quente ( $Q_1$ ) em trabalho ( $\tau$ ), e descarta o calor restante ( $Q_2$ ) para a fonte fria:  $Q_1 = Q_2 + \tau$ .” (CABRAL E LAGO, 2002, p. 215).

“É impossível construir uma máquina que, operando em transformações cíclicas, tem com único efeito transformar completamente em trabalho a energia térmica recebida de uma fonte quente.” (NEWTON, HELOU E GUALTER, 2007, p. 126).

“Uma máquina térmica nunca consegue transformar todo o calor recebido ( $Q_q$ ) em trabalho. Sempre existe uma parcela de calor enviada para a fonte fria ( $Q_f$ ), isto é, teremos  $Q_f \neq 0$ . Portanto, o rendimento será sempre menor que 1.” (SAMPAIO E CALÇADA, 2008, p. 308).

“É impossível construir uma máquina térmica que operando em ciclos converta integralmente calor em trabalho”. (BONJORNNO, 2008, p.100).

“É impossível construir uma máquina térmica que operando em ciclos transforme toda energia em trabalho, ou seja, ao se realizar trabalho com uma máquina térmica que opera em ciclos, parte da energia empregada é dissipada na forma de calor.” (GREFF, 2002, p.118).

A segunda forma de enunciar a entropia refere-se à **irreversibilidade e desordem**, sinalizando um sentido preferencial para que os processos ocorram. Essa formulação procura evidenciar como um sistema evolui. A discussão conduz ao aumento da entropia do Universo, levando-o à ‘morte’. Ainda nessa linha, em

especial procurando olhar a evolução dos processos, há discussões sobre a irreversibilidade pautadas em situações cotidianas como a queda de um copo que se quebra e a impossibilidade de voltar ao passado.

Nos livros de ensino médio, essa discussão aparece geralmente no início do capítulo, como forma de introduzir o problema.

“O sentido da passagem do tempo está sempre orientado para o aumento da desordem. Quando a taça de vinho cai da mesa e se quebra, a disposição ordenada da taça e de seu conteúdo se desfaz. Não precisamos ter presenciado o processo para saber que “a taça quebrada no chão” vem depois da “taça sobre a mesa”. (...) A desordem é sempre a tendência irreversível dos fenômenos naturais. (...) Em qualquer sistema físico, a tendência natural é o aumento da desordem; o restabelecimento da ordem só é possível mediante o dispêndio de energia.” (GASPAR, 2008).

“Suponha que uma massa de água quente seja misturada com uma porção de água fria. Como sabemos, este sistema, resultante da mistura, termina por alcançar uma temperatura de equilíbrio, que tem o mesmo valor em qualquer ponto do sistema. (...) Outra maneira de analisar este processo consiste em observar que o sistema inicialmente encontrava-se em condições mais organizadas, isto é, de maior ordem, com as moléculas de maior energia cinética média (água quente) separadas das moléculas de menor energia cinética (água fria). Depois que ocorre a mistura, o sistema torna-se mais desorganizado, com as moléculas distribuídas aleatoriamente, havendo uma uniformidade da temperatura.” (MÁXIMO e ALVARENGA, 2007:316).

“Para melhor caracterizar a irreversibilidade dos processos naturais, que ocorrem num sentido preferencial, o físico alemão Rudolf Clausius (1822-1888) criou a grandeza entropia, propositadamente com nome semelhante ao da energia. (...) Se colocarmos 100 bolinhas brancas na parte de baixo de um recipiente e 100 bolinhas pretas na parte de cima, ao agitarmos o recipiente, as bolinhas se misturam. Por maior que seja o número de vezes que agitamos o sistema, dificilmente obteremos a ordem inicial. Outra analogia: se colocarmos uma gota de tinta na água ela se espalha espontaneamente e provavelmente não mais irá refazer-se a gota inicial.” (PENTEADO e TORRES, 2009, p. 92).

“As transformações naturais ocorrem preferencialmente num sentido caracterizando-se pela irreversibilidade. Embora ocorra sempre conservação da energia, à medida que o Universo evolui, diminui a possibilidade de se conseguir energia útil ou trabalho de um sistema. (...) Coloquemos, num recipiente, cem esferas vermelhas na parte de baixo e cem esferas azuis sobre elas. Fechando o recipiente e agitando-o, as esferas irão se misturar. Seria possível voltarmos à situação inicial, com todas as esferas vermelhas embaixo e todas as azuis em cima? Pela lei das probabilidades, não é impossível, mas é um evento de baixíssima probabilidade, isto é, altamente improvável. (...) Ao conceito estatístico de desordem Clausius associou o conceito matemático de entropia. Assim, a entropia é uma propriedade intrínseca dos sistemas, caracterizada pelo fato de seu valor aumentar quando aumenta a desordem nos processos naturais. Nessa perspectiva, podemos afirmar: as transformações naturais sempre levam a um aumento da entropia do Universo.” (NICOLAU, RAMALHO E TOLEDO, 2009, p. 205 e 206).

“Vimos que a Segunda Lei da Termodinâmica tem caráter estatístico, estabelecendo que os processos naturais tenham um sentido preferencial de realização, caracterizando-se por serem irreversíveis. A transformação espontânea de todas as formas de energia (elétrica, mecânica, química, etc.) em energia de agitação molecular faz parte dessa tendência natural. (...). Para caracterizar matematicamente essa tendência, Clausius criou o conceito de entropia, definindo-se como uma propriedade termodinâmica dos sistemas cujo valor aumenta quando aumenta a desordem nos fenômenos naturais. Então: À medida que ocorre os processos naturais, aumenta a entropia do Universo.” (CALÇADA E SAMPAIO, 1998, p. 305 e 306).

“O conceito de processo reversível ou irreversível pode ser descrito matematicamente usando-se conceito de entropia. A entropia de um sistema (S) é uma medida do seu grau de desorganização. Quanto maior a organização, menor a entropia. A entropia é uma característica do estado termodinâmico, assim como a energia interna, o volume e o número de mols.” (CABRAL E LAGO, 2002, p.209).

“Sabemos que a temperatura e a energia interna são duas variáveis de estado utilizadas na descrição do estado termodinâmico de um sistema. Em 1865, Rudolf Clausius usou pela primeira vez outra variável, que denominou entropia (S). Clausius observou que, se as Leis da Natureza puderem atuar em um sistema sem interferências, o mais provável é que os integrantes desse sistema tendam a uma disposição desordenada. Se, por exemplo, em uma viagem

passamos num bosque e encontramos árvores alinhadas e separadas por distâncias praticamente iguais, vamos concluir que elas foram plantadas por alguém. Se, no entanto, esse bosque, em sua formação, ficou apenas sob as leis naturais, uma “desordem” no posicionamento das arvores é o que devemos esperar. Na sua mesa de estudo, o normal é encontrarmos seus objetos de uma forma desordenada, e o natural é que essa desordem aumente durante o seu estudo. A partir de observações como essas Clausius estabeleceu a ideia de entropia como sendo uma medida dessa desordem.” (NEWTON, HELOU E GUALTER, 2007, p. 130).

“Em 1865, Clausius introduziu o conceito de entropia para medir a desordem de um sistema. Esse conceito tem uma expressão matemática que não daremos aqui, pois envolve o calculo diferencial e integral. Para nós, basta saber que a entropia mede a desordem de um sistema. Com a introdução desse conceito, foi proposta uma nova formulação para a Segunda Lei da Termodinâmica. A total de um sistema isolado nunca diminui: ou ela fica constante ou aumenta.” (SAMPAIO E CALÇADA, 2008, p. 319).

No livro Física historia e cotidiano, a discursão sobre o conceito de entropia inicia-se de uma maneira bem diferente em relação aos outros livros pesquisados neste trabalho. Apesar dos autores iniciarem associando a entropia como uma nova grandeza para caracterizar a irreversibilidade dos processos naturais, através de exemplos e figuras ilustrativas eles vão mostrando uma visão diferente e bem próxima da proposta deste trabalho acerca do conceito de entropia.

“A irreversibilidade dos processos naturais é associada a uma grandeza denominada entropia, interpretada como algo que aumenta e uma transformação irreversível e se mantém constante numa transformação reversível”.

O aumento da entropia esta associado à quantidade de calor trocada e à temperatura em que ocorre essa troca de calor. Se os sistemas tiverem temperaturas muito próximas, a troca de calor entre eles será muito lenta. Nesse caso, a variação da entropia  $\Delta S$  é dada por:

$$\Delta S \equiv \frac{Q}{T}$$

Nas trocas de calor muito rápido podemos escrever:

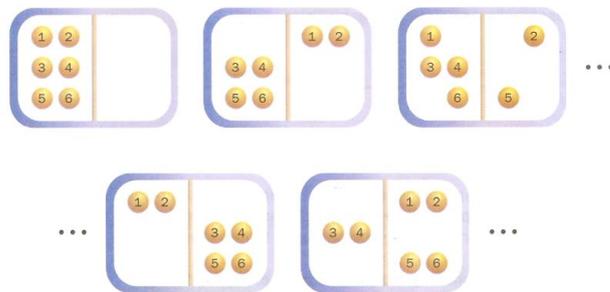
$$\Delta S > Q / T$$

Podemos fazer uma interpretação microscópica do conceito de entropia: considere um gás contido num dos lados de um recipiente com uma parede móvel, tendo no outro lado o vácuo.



Retirando-se a parede móvel, o gás passa a ocupar todo o volume disponível, realizando uma expansão livre, pois não há realização de trabalho contra forças exteriores. As partículas ficam com mais possibilidade de se acomodarem no espaço maior disponível. Decorrido certo tempo teremos parte das partículas num lado e parte no outro. É pouco provável que após a remoção da parede o gás se localize apenas de um lado do recipiente.

Observe que quando o gás ocupa metade do volume do recipiente, o espaço à sua disposição é metade das posições que possui em relação a quando ocupam ambos os lados do recipiente. Por isso, é mais provável encontrar o sistema num estado caracterizado por maior numero de posições e, portanto, de configurações.



Cada modo possível de as partículas se distribuírem é denominado *configuração*.

A natureza tende a evoluir no sentido dos estados que lhe proporcionem mais possibilidades de organização, maior numero de configurações, ou seja, uma maior desordem das moléculas.

“O estado final do gás caracteriza-se por ter maior entropia que o estado inicial, pois a entropia de um sistema está relacionada com o numero de configurações que ele pode assumir.” (BONJORNNO, 2008).

O Greef pretende aliar o caráter prático da física com a sua exigência teórica partindo de conteúdos do cotidiano dos alunos com relação à física térmica. Dessa forma, o livro expõe a Segunda Lei da Termodinâmica de um modo bem

contextualizado com uma linguagem bem acessível. Diferentemente de outros livros, o conceito de entropia não está associado aos termos ordem e desordem.

“(…) Tanto a transformação da energia mecânica em energia térmica (interna) como a troca de calor entre sistemas mais quentes para sistemas mais frios são exemplos típicos de processos denominados irreversíveis, ou seja, há um sentido preferencial determinado nos processos naturais, não previsto na Primeira Lei da Termodinâmica. O sentido inverso, para tais transformações, não ocorre espontaneamente. (...) À irreversibilidade dos processos naturais é associada uma grandeza denominada entropia, interpretada como “algo” que aumenta em um processo irreversível e se mantém constante em um processo reversível.” (GREFF, 2002, p. 118).

Essa introdução geralmente conduz à **abordagem estatística** (microscópica) de Ludwig Boltzmann. A teoria baseada nos trabalhos de Boltzmann traz uma visão estatística para analisar os microestados (arranjos das moléculas) de um sistema. Essa discussão parte da distribuição de um gás no interior de dois recipientes conectados, mas isolados do meio. Segundo essa abordagem, todos os microestados são igualmente prováveis, mas nem todas as configurações são igualmente prováveis. A partir dessas considerações, Boltzmann chega à formulação de que entropia está relacionada à multiplicidade de estados de um sistema e à probabilidade de determinados estados específicos. Nos livros de ensino médio, uma aproximação a essa abordagem pode ser evidenciada nos trechos:

“De todos os enunciados da Segunda Lei da Termodinâmica apresentados até aqui, o de Boltzmann é o mais fácil de compreender, principalmente por professores e donas-de-casa. Sua justificativa também é muito simples. A ordem, seja do que for, é sempre um estado muito particular e estatisticamente pouco provável. (...) O grande feito de Boltzmann foi perceber que o aumento da desordem no nível atômico está diretamente relacionada ao sentido da transferência de calor, o que lhe permitiu relacionar a estatística às leis da termodinâmica.” (GASPAR, 2008).

“Ordem e desordem são conceitos estatísticos. Associado a eles, Clausius criou o conceito físico-matemático de entropia. Os sistemas têm, então, uma propriedade intrínseca, a entropia, que se caracteriza por ter um valor que

aumenta quando aumenta a desordem nos processos naturais.” (PENTEADO e TORRES, 2009).

## 2.2 O CONCEITO EM LIVROS DE FÍSICA CONCEITUAL

Para o ensino superior, utilizei como referência os livros *Física viva, v.1: uma introdução à física conceitual / James Trefil, Robert M. Hazen; tradução Ronaldo Sérgio de Biasi. – Rio de Janeiro: LTC, 2006 3 v.: il. e Física conceitual / Paul G. Hewitt; trad. Trieste Freire Ricci e Maria Helena Gravina – 9. ed. – Porto Alegre: Bookman, 2002, p. 321 e 324.* Vale ressaltar que os livros de ensino superior utilizados neste trabalho são de cunho conceitual e, portanto o que nos interessa é a abordagem teórica e não a matemática envolvida no conceito de entropia.

A importância da análise desses livros para este trabalho é balizar nossas reflexões a respeito das discussões realizadas nos livros de ensino médio verificando se nos livros de ensino superior há muita diferença na abordagem dos conceitos ou se seguem o mesmo caminho.

Assim como os livros do Ensino Médio, a discussão do conceito de entropia aparece geralmente no início do capítulo, como forma de introduzir o problema.

“Entropia é a medida da desordem de um sistema”. Em termos da entropia, o enunciado da segunda lei da termodinâmica é o seguinte:

A entropia de um sistema isolado permanece constante ou aumenta.

Em outras palavras, todo sistema, quando deixado entregue à própria sorte, evolui para estados mais desordenados. “Na ausência de controles químicos, os átomos e moléculas tendem a se misturar; da mesma forma, na falta de sinais de trânsito, o tráfego tende a se tornar caótico.” (TREFIL e HAZEN, 2006).

“A primeira lei da termodinâmica estabelece que a energia não pode ser criada nem destruída. Ela se refere à quantidade de energia. A segunda lei qualifica isso, acrescentando que a forma que a energia assume nas diversas transformações de que participa acaba se “deteriorando” em formas menos úteis de energia. Ela se refere à “qualidade” da energia, quando a energia torna-se

mais difusa e finalmente acaba degenerando em dissipação. Outra forma de expressar isso é dizer que a energia “organizada” (concentrada e, portanto, energia de alta utilidade ou qualidade) acaba degenerando em energia “desorganizada” (com baixa utilidade ou qualidade). Uma vez que a água já fluiu sobre a queda d’água. Ela perdeu seu potencial para realizar trabalho útil. Da mesma forma a gasolina, onde a energia organizada se degrada quando queima dentro do motor de um carro. (...) A ideia de um rebaixamento na “qualidade” da energia está embutida na ideia de entropia, uma medida da quantidade de desordem em um sistema. A segunda lei estabelece que a entropia, afinal de contas, sempre aumenta. As moléculas de gás que escapam de um vidro de perfume movem-se de um estado relativamente ordenado para um estado desordenado. A desordem aumenta, a entropia cresce.” (HEWITT, 2002).

### **3 PERCEPÇÕES DOS PROFESSORES DE ENSINO MÉDIO DA GRANDE NATAL SOBRE O CONCEITO DE ENTROPIA**

O objetivo deste questionário é investigar o entendimento de professores de Ensino Médio em relação à Segunda Lei da Termodinâmica. Como relatado anteriormente, os resultados de estudos realizados sobre este tema revelam o pouco entendimento desta lei e de conceitos correlatos por parte de estudantes de ensino médio. Assim, a escolha de professores de ensino médio para a realização deste estudo é baseada no fato de que estes são os responsáveis pelo ensino deste tópico e que a maneira de entenderem e explicarem este conteúdo refletirá diretamente no modo de ensiná-lo.

O questionário foi respondido por vinte (20) docentes dos quais apenas seis lecionam somente na rede pública, enquanto que dois lecionam apenas na rede privada e o restante leciona tanto da rede pública quanto da rede privada. Além disso, no universo de pesquisados, três já passaram por experiência no ensino superior.

#### **O Questionário**

O questionário, em sua parte inicial, contém as informações pessoais do professor e na parte seguinte, as informações científicas acerca do entendimento dos

professores sobre a Segunda Lei da Termodinâmica. Esta é composta por quatro questões de múltipla escolha com espaço para outras respostas caso necessário e duas questões abertas, onde os professores foram questionados, de forma indireta, sobre seus conhecimentos a respeito do conceito de Entropia.

### **3.1 ANÁLISE DO QUESTIONÁRIO OBJETIVO**

O questionário objetivo procurou verificar a ideia que os docentes têm acerca do conceito de entropia; as fontes bibliográficas utilizadas para transmitir o assunto, bem como se eles indicavam outras fontes para pesquisas por parte dos discentes. Além disso, também foi questionado sobre as principais dúvidas dos alunos quando o professor ministrou o assunto referente à entropia. Segue abaixo as perguntas e suas análises.

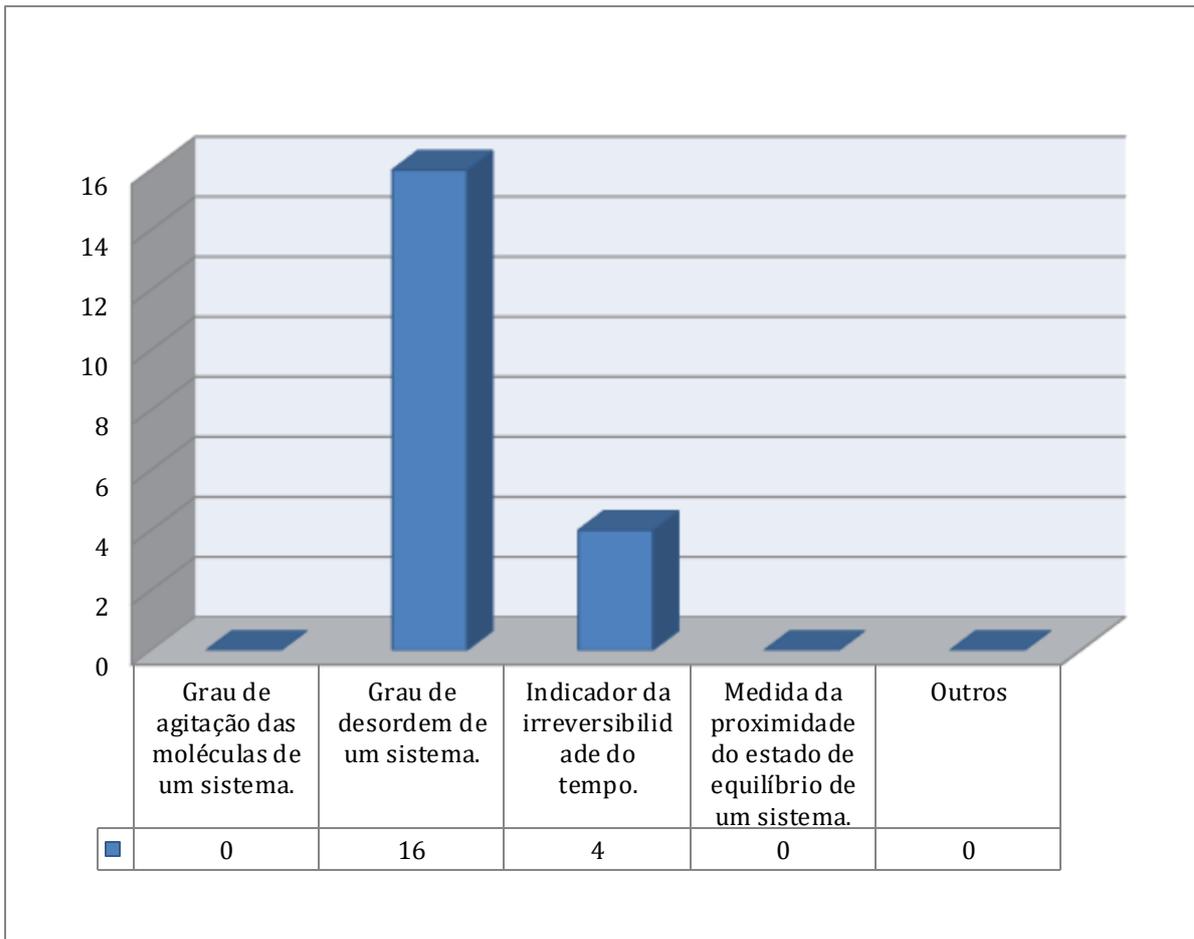
#### **QUESTÃO 01**

**01) Qual o item abaixo melhor define o conceito de Entropia.**

- ( ) Grau de agitação das moléculas de um sistema.**
- ( ) Grau de desordem de um sistema.**
- ( ) Indicador da irreversibilidade do tempo.**
- ( ) Medida da proximidade do estado de equilíbrio de um sistema.**
- ( ) Outros**

Essa questão tem a finalidade de verificar a visão que os professores têm acerca do conceito de entropia e, conseqüentemente, o que é passado para os alunos durante o processo ensino-aprendizagem. Segue abaixo a análise dos dados obtidos:

Fonte: pesquisa de campo (Maio/2011)



**Gráfico 1** - Resultado da análise em que se verifica na visão do docente o melhor conceito de entropia.

Ao analisarmos os dados, podemos verificar que dos conceitos expostos na questão 01, dois são os mais optados. O primeiro com 80% da preferência estão associados ao grau de desordem de um sistema, conceito esse que o presente trabalho mostra que não é adequado quando se trata de entropia. Já o segundo com apenas 20%, indica a irreversibilidade do tempo, o qual foi mencionado no trabalho de modo a indicar uma indisponibilidade de energia para realizar trabalho.

Além disso, podemos inferir que todos os docentes não confundem entropia com temperatura, uma vez que nenhum optou pela opção grau de agitação das moléculas de um sistema.

## QUESTÃO 02

Qual (ais) a(s) fonte(s) bibliográfica(s) que você utiliza em sala de aula para expor o conceito de Entropia?

( ) Termologia, fluidodinâmica, análise dimensional / Caio Sérgio Calçada, José Sampaio. – São Paulo: Atual, 1998. – (Física Clássica)

( ) Aulas de física: termologia, óptica e ondas: volume 2 / Nicolau Gilberto Ferraro, Paulo Antônio de Toledo soares. – 7. ed. reform. – São Paulo: Atual, 2003.

( ) Física 2: Física 2: volume 2 / Fernando Cabral e Alexandre Lago. – São Paulo: Ed: HARBRA. 2002

( ) Física 2: Física Térmica / Óptica / GREEF. 5ª. ed. 1. reimpr. – São Paulo: Editora da Universidade de São Paulo, 2002.

( ) Física, volume único: Livro do professor / Alberto Gaspar; ilustrações Sidnei Moura, Exata, Paulo Manzi. -- 1. ed. -- São Paulo: Ática. 2008

( ) Física: volume 2 / Antônio Máximo Ribeiro da Luz, Beatriz Alvarenga Álvares. – São Paulo: Scipione, 2005.

( ) Tópicos de física, 2 : termologia, ondulatória e óptica / Newton Villas Boas, Ricardo Heloi Doca, Gualter José Biscuola. – 18. ed. reform. Em ampl. – São Paulo: Saraiva, 2007

( ) Universo da Física, 2 : hidrostática, termologia, óptica / José Luiz Sampaio, Caio Sérgio Calçada. – 2. ed. – São Paulo: Atual. 2005. – (Coleção Universo da física)

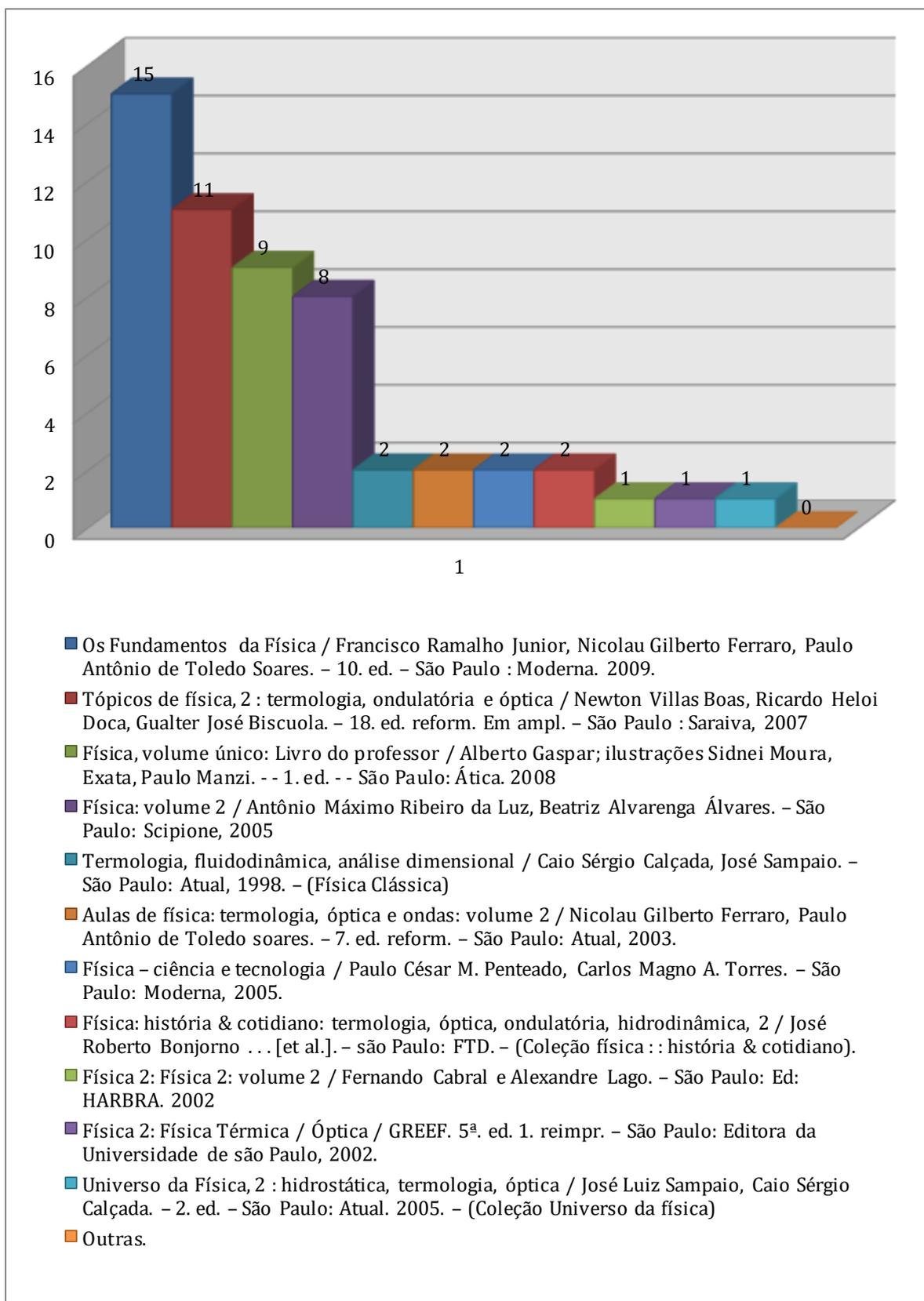
( ) Física – ciência e tecnologia / Paulo César M. Penteado, Carlos Magno A. Torres. – São Paulo: Moderna, 2005.

( ) Física: história & cotidiano: termologia, óptica, ondulatória, hidrodinâmica, 2 / José Roberto Bonjorno. . . [et al.]. – São Paulo: FTD. – (Coleção física: história & cotidiano).

( ) Os Fundamentos da Física / Francisco Ramalho Junior, Nicolau Gilberto Ferraro, Paulo Antônio de Toledo Soares. – 10. ed. – São Paulo: Moderna. 2009.

( ) Outras.

Esta questão procura verificar dentre os exemplares de referência para o ensino médio e que foram utilizados neste trabalho quais deles são utilizadas como fonte de estudo para que os docentes abordem o conceito de entropia durante suas aulas.



**Gráfico 2** - Gráfico que mostra as bibliografias mais utilizadas pelos docentes no ensino médio.

De todas as referências do ensino médio mencionadas neste trabalho, as quatro primeiras, de acordo com o gráfico, são as mais utilizadas como fonte de estudo. Esses dados são importantes, pois podemos interligar com a questão 01, uma vez que as bibliografias mais utilizadas referem-se à entropia como uma grandeza que mede o grau de desordem de um sistema.

É importante destacar que embora os livros ***Física: história e cotidiano e Greff*** apresentem uma abordagem diferente dos demais como foi mostrado neste trabalho, poucos docentes utilizam essas fontes como recurso no processo ensino-aprendizagem.

Diante dessa análise, podemos inferir que a

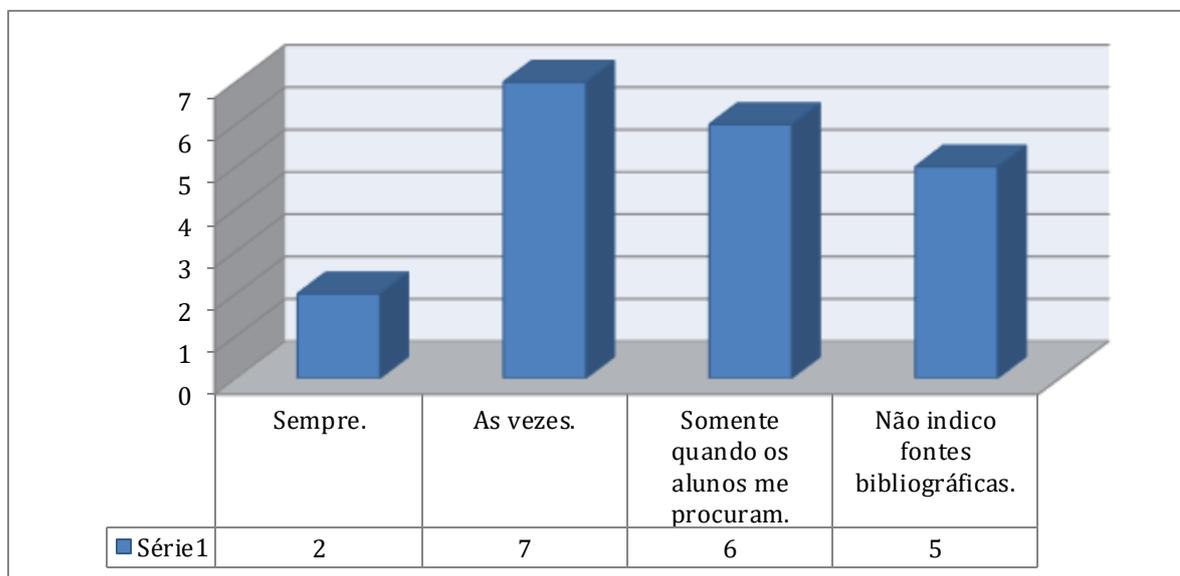
### **QUESTÃO 03**

**Você indica outras fontes bibliográficas para os seus alunos?**

- A)  sempre.
- B)  às vezes.
- C)  somente quando os alunos me procuram.
- D)  não indico fontes bibliográficas.

Esta pergunta visa perceber dois pontos importantes: o primeiro é verificar se os docentes têm interesse em que os discentes aprofundem os seus conhecimentos acerca da Segunda Lei da Termodinâmica. Já o segundo e mais importante é inferir se os docentes ficam restritos apenas ao livro didático utilizado em sala de aula.

Fonte: pesquisa de campo (Maio/2011)



**Gráfico 3** - Gráfico que mostra o interesse dos docentes em indicar outras fontes bibliográficas aos discentes.

De acordo com os dados do gráfico, apenas 10% (dois questionados) dos docentes pesquisados apresentam interesse em fornecer outras fontes de pesquisa para seus alunos de modo que não fique somente restrito ao que é exposto em sala de aula.

Outro ponto importante, é que 25% (cinco questionados) dos docentes não fornecem outras fontes de pesquisa para os alunos. Diante desse dado, podemos inferir que, como a maioria das fontes quando expõe o conceito de entropia utilizam-se das mesmas definições é indiferente indicar uma fonte ou outra.

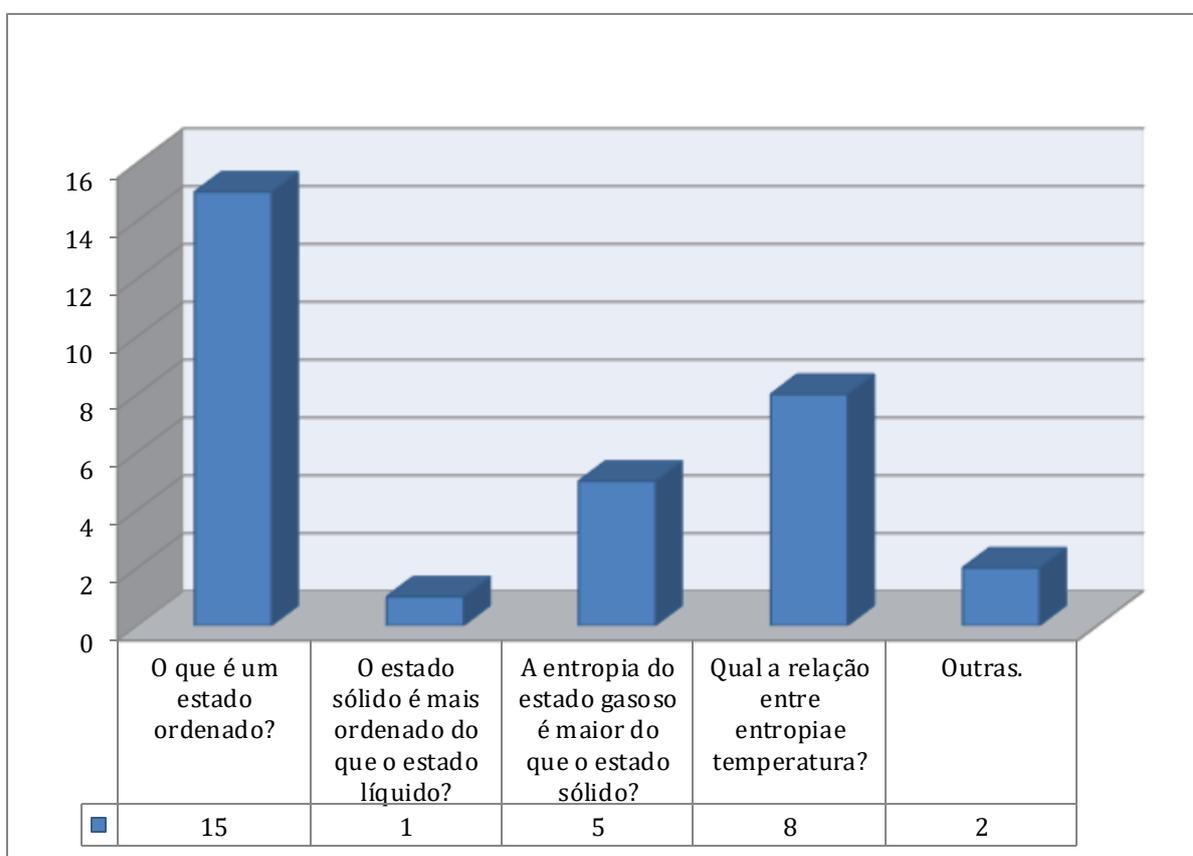
## QUESTÃO 05

**05) Quando você vai ministrar esse assunto, qual a dúvida mais frequente dos alunos?**

- ( ) O que é um sistema ordenado?
- ( ) O estado sólido é mais ordenado que o estado líquido?
- ( ) A entropia do estado gasoso é maior que a entropia do estado sólido?
- ( ) Qual a relação entre entropia e temperatura?
- ( ) outras

Essa questão busca observar a partir da experiência do docente em sala de aula, quais são as dúvidas mais frequentes acerca do conceito de entropia.

Fonte: pesquisa de campo (Maio/2011)



**Gráfico 4** - Gráfico que mostra as principais dúvidas dos discentes acerca do conceito de entropia.

O gráfico vem mostrar que, a maior parte das dúvidas dos discentes está relacionada ao **que é um estado ordenado**. Isso vem corroborar com a maneira pela qual os livros didáticos do Ensino Médio expõem o conceito de entropia.

Analisando com mais detalhes, os discentes também confundem os conceitos de entropia e temperatura, pois na maioria dos livros eles são bem parecidos: Entropia – grandeza que mede o grau de desordem de um sistema. Temperatura – grandeza que mede o grau de agitação de um sistema.

### **3.2 ANÁLISE DO QUESTIONÁRIO SUBJETIVO**

O questionário subjetivo procurou verificar a maneira pela qual os docentes utilizam para expor o conceito de entropia. Além disso, foi questionado também o que poderia ser feito para que esse conceito fosse mais bem trabalhado no Ensino Médio.

#### **QUESTÃO 04**

**Qual a ideia que você passa para os alunos acerca dos termos ordem e desordem ao definir o conceito de Entropia?**

Nesta questão buscamos verificar a ideia que os professores apresentam quando definem os termos ordem e desordem associados à entropia.

Foi verificado que, dos vinte questionários analisados, quinze associam ordem e desordem à configuração espacial das moléculas de um gás no espaço que lhe é destinado (75% dos docentes), ainda que quando um gás sofre expansão a desordem aumenta e quando ele é comprimido a ordem aumenta. Abaixo temos alguns comentários:

*“Quando as moléculas de um gás ocupam um espaço maior o sistema encontra-se mais desorganizado e vice-versa”*

*“Um gás inicialmente em um lado de um recipiente tem certa ordem ao expandir a desordem aumenta”*

*“Associo os termos ordem e desordem a configuração das moléculas no espaço. Por exemplo, no estado gasoso as moléculas estão mais desorganizadas”.*

*“A ordem de um sistema está associado à proximidade de suas moléculas. Quando um gás sofre uma expansão, o sistema ficará desorganizado”.*

*“Desordem é desorganização”*

(Professores da rede pública e privada, dos quais dois já lecionaram no Ensino Superior).

A pesquisa mostrou ainda que, em cinco questionários analisados (25% dos docentes), a ideia que os docentes apresentam acerca do conceito de ordem e desordem é bem diferente dos demais e a que mais se aproxima da proposta do presente trabalho. Abaixo, temos alguns comentários:

*“Medida da indisponibilidade de energia para realizar trabalho”*

*“A entropia tem relação com a organização energética”*

*“Associação com os estados energéticos do gás”*

(Professores da rede pública e privada, dos quais um já lecionou no Ensino Superior).

Assim, é possível concluir que poucos professores expõem o conceito de entropia sem mencionar a expressão **grau de desordem de um sistema**. Conceito esse, que o presente trabalho vem mostrar que é puramente estético e subjetivo e não é correto utilizar para explicar uma grandeza tão sutil e relevante para a natureza.

## QUESTÃO 06

**Em sua opinião, o que poderia ter sido feito para que o conceito de entropia fosse mais bem abordado em sala de aula?**

A sexta questão tem como objetivo relatar as sugestões dos professores para melhorar o entendimento dos alunos em sala de aula, bem como a respeito dos materiais didáticos utilizados.

A referida questão só foi respondida por apenas dezesseis docentes (80%). Desses que responderam seis (37,5%) justificaram que como é um conceito muito complexo, não deveria se abordado no ensino médio e, além disso, o conceito só é abordado pelo professor em sala de aula porque está no programa curricular. Abaixo temos alguns comentários:

*“Esse conceito não deveria ser abordado no ensino médio pela sua complexibilidade”*

*“Na minha opinião o conceito de entropia é bastante complexo para o nível de compreensão dos alunos de ensino médio. Logo, não vejo a necessidade de se trabalhar esse conteúdo de forma aprofundada. Mesmo assim, procuro abordar o assunto e esclarecer possíveis questionamentos, pois faz parte do nosso programa curricular”*

(Professores da rede pública e privada)

Foi sugerido por oito docentes (50 %), que os livros deveria expor os conceitos de maneira mais clara, com exemplos mais próximos da compreensão do aluno e de sua realidade como também, com mais exercícios para que o aluno fixe mais o conteúdo. Abaixo alguns comentários:

*“Melhorar o conceito expresso nos livros apresentando algumas demonstrações práticas para melhor entendimento”*

*“Os conceitos deveriam ser expressos de maneira mais clara e com exemplos menos abstratos”*

*“Os livros deveriam trazer mais questões sobre o assunto e mais exemplos do conceito de entropia”*

(Professores da rede pública e privada)

Por fim, apenas 2 docentes (12,5%) argumentaram que como o conceito de entropia está em formação, não deveria ser abordado no ensino médio. Abaixo os comentários:

*“É um conceito em formação, portanto não é simples encontrar novos métodos para ser abordado em sala”*

*“Como é um conceito em formação, não deveria ser abordado no ensino médio”*

(Professores da rede pública e privada, dos quais um já lecionou no ensino Superior)

Diante das sugestões relatadas pelos docentes, fica claro que sendo um assunto tão importante e complexo os livros didáticos deveriam esclarecer mais o conceito com exemplos menos abstratos e com mais questões. Dessa forma, tornar-se-a útil para ser abordado no Ensino Médio.

## 4 CONSIDERAÇÕES FINAIS

A proposta que apresentamos neste trabalho seguiu uma linha de raciocínio com a finalidade de traçar um caminho mostrando a evolução do conceito de entropia, numa visão inicial, ausente de aspectos estatísticos, visão esta encadeado por Rudolf Julius Emanuel Clausius. Com o advento da mecânica estatística, Ludwig Boltzmann visualizou um método probabilístico para medir a entropia de um determinado número de partículas de um gás ideal, na qual ele definiu entropia como proporcional ao logaritmo neperiano do número de microestados que um gás pode ocupar.

Nesse caminho, também mostramos a teoria dos ensemble, particularizando para os três casos de interesse: o ensemble microcanônico, canônico e grã canônico. Começamos com o ensemble microcanônico, que nos permitiu introduzir o conceito de entropia, procurando estabelecer uma relação entre a teoria microscópica, oferecida pela mecânica estatística, e o conceito macroscópico, oferecido pela termodinâmica. Em seguida, mostramos o ensemble canônico, um sistema em equilíbrio onde há troca de energia, mas não partículas. E por fim, no ensemble grã canônico discutimos sistemas em equilíbrio térmico e “químico”, ou seja onde o número de partículas não é constante.

Finalizando essa linha de raciocínio, mostramos também as novas abordagens sobre entropia. Na área de comunicação, tem-se a **entropia da informação** que é definida como sendo uma forma de medir a quantidade de informação. Ou seja, uma mensagem tem certa quantidade de informação quanto maior for o seu grau de incerteza ou imprevisibilidade. Constantino Tsallis propôs uma generalização da relação entre entropia e probabilidade incorporando sistemas não-extensivos.

Diante disso, queremos chamar a atenção a maneira pela qual os livros didáticos do ensino médio utilizados neste trabalho abordam o conceito de entropia. Dos 10 exemplares citados, oito (80%) refere-se a entropia como uma grandeza associada ao **grau de desordem de um sistema** sem, no entanto, explicar o que vem a ser essa **“desordem”**. Neste ponto, a entropia torna-se uma grandeza com uma definição vaga e imprecisa, pois de acordo com as informações apresentadas nos

livros, essa desordem está associada a configuração das moléculas num determinado espaço, ou seja, essa desordem é puramente estética.

Considera-se necessário, primordialmente nos livros didáticos do ensino médio (LDEM) a apresentação de *boxes*, com cunho histórico e denotativo sobre algumas palavras-chave (desordem e indisponibilidade) que são extremamente necessárias para se inferir uma noção adequada do conceito entropia.

Como foi dito anteriormente, os autores muitas vezes não apresentam o cuidado com a linguagem utilizada, ou seja, não conceituam palavras primordiais para um bom entendimento do conceito de entropia. Essas peculiaridades podem originar concepções alternativas, que surgirão como obstáculos na compreensão científica dos conceitos.

No questionário aplicado aos docentes, percebeu-se que 80% dos questionados utiliza-se do termo **desordem** para definir entropia. Esse dado corrobora com os conceitos expressos nos LDEM. Isso nos mostra que sendo o livro uma das ferramentas utilizadas em sala de aula pelos docentes e discentes, ou até mesmo antes da aula como fonte de estudo dos docentes, não seria novidade alguma o conceito de entropia ser trabalhado de outra forma a não ser o que vem expresso nos livros.

Outro ponto importante, verificado na pesquisa pode ser representado por uma operação bem simples: a maior parte dos livros expõe o conceito de entropia associando a **desordem** e os docentes quando expõem também utilizam desse termo, o resultado dessa soma reside na principal dúvida que os alunos apresentam: **“o que é um sistema ordenado?”**, fica evidente que, com essa ocorrência, o problema do conceito de entropia existe por causa de definições precoces, ou seja, não considera-se o contexto, juntamente com o significado de outros conceitos que muitas vezes atrapalham mais que ajudam.

Por fim, o problema que queremos mostrar neste trabalho configura-se em considerar que, o conceito de entropia não sendo definido com precisão, deve ser objeto de estudo no ensino médio?

Como sugestão para resolver esse problema, queremos mostrar com este trabalho que definir entropia de maneira estética e subjetiva como a maioria dos LDEM e os docentes o fazem não vem acrescentar em nada no entendimento da Segunda Lei da Termodinâmica e nem no entendimento da grandeza entropia, como podemos destacar abaixo:

“Entropia é uma propriedade intrínseca dos sistemas, caracterizada pelo fato de seu valor aumentar quando aumenta a desordem nos processos naturais. Nessa perspectiva, podemos afirmar: as transformações naturais sempre levam a um aumento da entropia do Universo.” (NICOLAU, RAMALHO E TOLEDO, 2009, p. 205 e 206).

“Na sua mesa de estudo, o normal é encontrarmos seus objetos de uma forma desordenada, e o natural é que essa desordem aumente durante o seu estudo. A partir de observações como essas Clausius estabeleceu a ideia de entropia como sendo uma medida dessa desordem.” (NEWTON, HELOU E GUALTER, 2007, p. 130).

“Um gás inicialmente em um lado de um recipiente tem uma certa ordem ao expandir a desordem aumenta”

“Associo os termos ordem e desordem a configuração das moléculas no espaço. Por exemplo, no estado gasoso as moléculas estão mais desorganizadas”

(Professores da rede pública e privada)

Um aspecto que desejamos enfatizar, é que apesar desse problema, devido à sua importância e à utilidade do conceito de entropia para outras áreas do conhecimento somos favoráveis que o termo seja abordado no ensino médio, utilizando a matemática como suporte no tema probabilidade. Dessa maneira, haverá um fortalecimento do conceito.

## REFERENCIAS

Rocha, José Fernando M. **Origens e evolução das idéias da física**. Salvador: EDUFBA, 2002. p.374.;il

YOUNG, Hugh D.; FREEDMAN, Roger A. **Física II: TERMODINÂMICA E ONDAS**. Tradução revisão técnica: Adir Moysés Luiz; colaboradores: T. R. Sandin, A. Lewis Ford. – 10ª ed. – São Paulo: Addison Wesley, 2003.

Princípios de física: movimento ondulatório e termodinâmica / Raymond A. Serway, John W. Jewett, Jr. ; tradução Leonardo Freire de Mello, Tânia M. V. Freire de Mello. Revisão técnica André Koch Torres Assis. – São Paulo: Piodeira Thonson Learning, 2004.

Física viva, v.1: uma introdução à física conceitual / James Trefil, Robert M. Hazen; tradução Ronaldo Sérgio de Biasi. – Rio de Janeiro: LTC, 2006 3v. : il.

TIPLER, Paul A. **Física - Mecânica, Oscilações e Ondas, Termodinâmica**. 4 ed. Rio de Janeiro: LTC, 1999 1v. : il.

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

Física Clássica: Termologia, fluidodinâmica, análise dimensional / Caio Sérgio Calçada, José Sampaio. – São Paulo: Atual, 1998. – (Física Clássica)

LAGO, A.; CABRAL, F. **Física 2**. São Paulo: Harbra, v.2, 2002.

GRAF - Grupo de Reelaboração do Ensino de Física. **Física Térmica e Óptica 2**. 5ª ed. São Paulo: Ed. Univ. de São Paulo, 2002.

GASPAR, A. **Física, volume único: Livro do Professor**. São Paulo: Editora Ática, 2000. 414p.

Física, volume único: Livro do professor / Alberto Gaspar; ilustrações Sidnei Moura, Exata, Paulo Manzi. - - 1. ed. - - São Paulo: Ática. 2008

ALVARENGA, B.; MÁXIMO, A. **Curso de Física**. São Paulo: Scipione, v.2, 2007.

Tópicos de física, 2 : termologia, ondulatória e óptica / Newton Villas Boas, Ricardo Heloi Doca, Gualter José Biscuola. – 18. ed. reform. Em ampl. – São Paulo : Saraiva, 2007

Universo da Física, 2 : hidrostática, termologia, óptica / José Luiz Sampaio, Caio Sérgio Calçada. – 2. ed. – São Paulo: Atual. 2008. – (Coleção Universo da física)

Física – ciência e tecnologia / Paulo César M. Penteado, Carlos Magno A. Torres. – São Paulo: Moderna, 2010.

BONJORNO, J.R. **Física: história & cotidiano fundamental**. São Paulo: FTD. 1999.

RAMALHO JUNIOR, F.; FERRARO, N. G.; TOLEDO, P. A. **Os Fundamentos da Física**: São Paulo: Moderna, 10 ed., v.2, 2010.

Oliveira, Manoel de Araújo **Uma proposta de análise de livros didáticos de ensino de física** / Manoel de Araújo Oliveira. -- São Paulo; SP: [s.n], 2008. 99 p. : il. ; 30 cm.

*Física conceitual* / Paul G. Hewitt; trad. Trieste Freire Ricci e Maria Helena Gravina – 9.ed. – Porto Alegre: Bookman, 2002, p. 321 e 324.

TIPLER A. P. **Física - Mecânica, Oscilações e Ondas, Termodinâmica**. 4 ed. São Paulo: Blucher, 2002.

Reichl, L. E. **A modern course in statistical physics**. 3 ed. [S.l.]: Wiley, John & Sons, 2009, p. 121 e 122.

Portal de ciências básicas e engenharia do Instituto Superior Técnico. Disponível em [http://www.e-escola.pt/index.asp?pg=quem\\_somos&area=quem\\_somos](http://www.e-escola.pt/index.asp?pg=quem_somos&area=quem_somos). Acessado em: 15/04/2011.

## APÊNDICES

## APÊNDICE 1 – QUESTIONÁRIO APLICADO PARA OS PROFESSORES.



IFRN – Campus Natal Central  
Diretoria Acadêmica de Ciências - DIAC  
LICENCIATURA EM FÍSICA



### QUESTIONÁRIO SOBRE CONCEPÇÕES ACERCA DO CONCEITO DE ENTROPIA.

Orientador: Prof. Dr. Samuel Rodrigues Gomes Jr.

Autor: Ubaldo Fernandes de Almeida

#### Informações Pessoais:

(01) Qual a Instituição que você concluiu o Ensino Superior?

---

---

(02) Quanto tempo você Leciona **no ensino médio**?

---

---

(03) Você já lecionou ou leciona no Ensino Superior?

sim     não

(04) Qual o tipo de escola que você Leciona?

pública     particular     ambas

---

#### Informações Científicas:

(01) Qual o item abaixo melhor define o conceito de Entropia.

- Grau de agitação das moléculas de um sistema.
- Grau de desordem de um sistema.
- Indicador da irreversibilidade do tempo.
- Medida da proximidade do estado de equilíbrio de um sistema.
- Outros

---

---

---

(02) Qual (ais) a(s) fonte(s) bibliográfica(s) que você utiliza em sala de aula para expor o conceito de Entropia?

- Termologia, fluidodinâmica, análise dimensional** / Caio Sérgio Calçada, José Sampaio. – São Paulo: Atual, 1998. – (Física Clássica)
- Aulas de física: **termologia, óptica e ondas**: volume 2 / Nicolau Gilberto Ferraro, Paulo Antônio de Toledo soares. – 7. ed. reform. – São Paulo: Atual, 2003.
- Física 2: **Física 2**: volume 2 / Fernando Cabral e Alexandre Lago. – São Paulo: Ed: HARBRA. 2002
- Física 2: **Física Térmica / Óptica / GREEF**. 5ª. ed. 1. reimpr. – São Paulo: Editora da Universidade de São Paulo, 2002.
- Física, **volume único**: Livro do professor / Alberto Gaspar; ilustrações Sidnei Moura, Exata, Paulo Manzi. - - 1. ed. - - São Paulo: Ática. 2008
- Física**: volume 2 / Antônio Máximo Ribeiro da Luz, Beatriz Alvarenga Álvares. – São Paulo: Scipione, 2005.
- Tópicos de física, 2: termologia, ondulatória e óptica / Newton Villas Boas, Ricardo Heloi Doca, Gualter José Biscuola. – 18. ed. reform. Em ampl. – São Paulo : Saraiva, 2007
- da Física, 2: hidrostática, termologia, óptica / José Luiz Sampaio, Caio Sérgio Calçada. – 2. ed. – São Paulo: Atual. 2005. – (Coleção Universo da física)
- Física – ciência e tecnologia / Paulo César M. Penteado, Carlos Magno A. Torres. – São Paulo: Moderna, 2005.
- Física: história & cotidiano: termologia, óptica, ondulatória, hidrodinâmica, 2 / José Roberto Bonjorno . . . [et al.]. – São Paulo: FTD. – (Coleção Física: história & cotidiano).
- Os Fundamentos da Física / Francisco Ramalho Junior, Nicolau Gilberto Ferrero, Paulo Antônio de Toledo Soares. – 10. ed. – São Paulo: Moderna. 2009.
- Outras.

---



---



---

03) Você indica outras fontes bibliográficas para os seus alunos?

- sempre.
- às vezes.
- somente quando os alunos me procuram.
- não indico fontes bibliográficas.

04) Qual a ideia que você passa para os alunos acerca dos termos ordem e desordem ao definir o conceito de Entropia?

---



---



---

05) Quando você vai ministrar esse assunto, qual a dúvida mais frequente dos alunos?

- O que é um sistema ordenado?
- O estado sólido é mais ordenado que o estado líquido?

- ( ) A entropia do estado gasoso é maior que a entropia do estado sólido?
- ( ) Qual a relação entre entropia e temperatura?
- ( ) outras

---

---

---

---

06) Em sua opinião, o que poderia ter sido feito para que o conceito de entropia fosse mais bem abordado em sala de aula?

---

---

---

---

---

---

---

### Agradecimentos:

Desde já, agradeço sua colaboração que será de grande importância para que o ensino de ciência, em particular: Física, possa se tornar uma atividade divertida e de fácil compreensão.