

A DEFINIÇÃO DE ENTALPIA EM LIVROS DIDÁTICOS

LA DEFINICIÓN DE ENTALPIA EN LIBROS DIDÁCTICOS

Jornandes Jesús Correia

Universidade Estadual do Sudoeste da Bahia - UESB
jornandes.correia@uesb.edu.br

Wanderson Costa Oliveira

Universidade Estadual do Sudoeste da Bahia - UESB
jwanderson36@gmail.com

Resumo

Este artigo apresenta uma análise da definição de Entalpia formulada pela Termodinâmica Clássica para sistemas fechados e tem como objetivo analisar as definições apresentadas pelos livros-textos de Termodinâmica tanto para Entalpia, quanto para a sua variação. Esta análise se baseará em três aspectos expositivos: a argumentação empírica, a citação histórica e a argumentação postulatória. Observou-se que a definição de Entalpia nos textos didáticos analisados é construída essencialmente a partir da discussão de uma relação matemática obtida para uma transformação adiabática, representada pela soma da Energia Interna de um sistema com o produto da Pressão pelo Volume desse sistema. Notou-se ainda que as abordagens dos textos ou são baseadas em resultados empíricos, obtidos de uma descrição experimental, ou são obtidas de forma direta, enfatizando a estrutura lógica formal na obtenção de identidades matemáticas. Em seguida os livros de texto apresentam uma interpretação física para Variação da Entalpia em uma transformação isobárica. Entretanto, nenhuma das obras analisadas apresentou uma discussão satisfatória para o significado físico para Entalpia. Por outro lado, apresentaram interpretações físicas satisfatórias para a variação da Entalpia em processos isobáricos.

Palavras-chave: Definição de Entalpia. Ensino da Termodinâmica. Funções Potenciais. Livros didáticos.

Resumen

Este artículo presenta un análisis de la definición de Entalpia formulada por la Termodinámica Clásica para sistemas cerrados y tiene como objetivo analizar las definiciones presentadas por los libros-textos de Termodinámica tanto para Entalpia, como para su variación. Este análisis se basará en tres aspectos expositivos: la argumentación empírica, la citación histórica y

la argumentación postulatória. Se observó que la definición de Entalpia en los textos didácticos analizados se construye esencialmente a partir de la discusión de una relación matemática obtenida para una transformación adiabática, representada por la suma de la Energía Interna de un sistema con el producto de la presión por el volumen de ese sistema. Se notó que los enfoques de los textos o se basan en resultados empíricos, obtenidos de una descripción experimental, o se obtienen de forma directa, enfatizando la estructura lógica formal en la obtención de identidades matemáticas. En seguida los libros de texto presentan una interpretación física para Variación de la Entalpia en una transformación isobárica. Sin embargo, ninguna de las obras analizadas presentó una discusión satisfactoria para el significado físico para Entalpia. Por otro lado, presentaron interpretaciones físicas satisfactorias para la variación de la Entalpia en procesos isobáricos.

Palabras clave: Definición de Entalpia. Enseñanza de la Termodinámica. Funciones Potenciales. Libros didácticos.

1- Introdução

Costa (1971b) e Nussenzveig (2002) afirmam que Entalpia está entre as Funções Potenciais mais importantes da Termodinâmica, em virtude das simplificações que ocorrem em determinadas transformações.

Estudos vêm sendo desenvolvidos objetivando investigar definições tanto de Funções de Estado da Termodinâmica, quanto de Funções de Transformação. O Grupo de Estudos e Pesquisas em Didática das Ciências Experimentais e da Matemática (GDICEM), vinculado ao Museu Pedagógico Casa Padre Palmeira (MP) iniciou suas pesquisas em 2008, balizado pelo Projeto de Pesquisa “Os conceitos em livros didáticos de Física - problemas relacionados as definições de fenômenos físicos”, cadastrado junto ao Departamento de Ciências Exatas e Tecnológicas (DCET), Campus de Vitória da Conquista, Bahia, da Universidade Estadual do Sudoeste da Bahia. Os artigos publicados que foram elaborados a partir dessa pesquisa são: As Definições de Calor (CORREIA; MAGALHÃES; LIMA, 2008) e (CORREIA; MAGALHÃES, 2009); A Definição de Trabalho de uma Força (CORREIA; JOSÉ, 2011); A Definição de Entropia (CORREIA; JOSÉ, 2013); A Conservação de Energia (CORREIA; ORTIGOZA, 2015); a definição de Temperatura (CORREIA, 2017); e a Definição de Energia Interna (CORREIA; OLIVEIRA, 2018). Em todos esses artigos foi constatado que cada definição da grandeza física pesquisada apresenta problemas que podem comprometer o

entendimento. Também foi observado que falta interpretação física aprofundada nas argumentações e que apresenta quebra de sequência lógica nas definições apresentadas.

A Física é uma ciência cujo campo de atuação abrange a Química, a Biologia e a Saúde, dentre outras áreas do conhecimento, corroborando com a necessidade de se ter uma definição clara das grandezas físicas, principalmente na área em que é discutida originalmente (CORREIA, 2017). É compreensível que as definições na Física sejam regidas por um rigor matemático, orientado por uma investigação experimental, embasado por uma evolução histórica e pautada por uma sequência lógica. Isso, por si só, constitui um desafio para professores e autores de textos didáticos. Discutir conceitualmente as propriedades das grandezas pode ainda não ser o bastante para tornar claro seu significado e suas utilidades. Moreira (1998, p. 6) defende que as grandezas fundamentais da Física encerram definições que são realmente compreendidas por meio “de sucessivos contatos com exemplos e analogias, e do contínuo relacionamento com outros conceitos que já se conhece”. Apesar de Moreira restringir apenas às grandezas fundamentais, a compreensão como descrita por ele é caracterizada pela extensão à toda Física, pois qualquer definição de nova grandeza tem como base as definições primitivas.

A grandeza a ser analisada é a Entalpia. Entalpia, etimologicamente, deriva do grego “Talpos” que significa “Calor”. Com o prefixo “En-” forma o significado “em aquecimento” ou “sobre aquecimento”. Em processos isobáricos, a Variação da Entalpia é igual ao Calor, justificando sua primeira denominação histórica de “função calor à pressão constante”. Observa-se algo comum nas funções potenciais como a Entalpia. Apesar dela ser uma Função de Estado, ao sofrer uma transformação isobárica, sua variação se comporta como uma Função de Transformação. Antes da definição de Entalpia ter sido cunhada pela linguagem da Termodinâmica, bem como no estudo das suas propriedades, o químico russo Germain Henri Hess (1802-1850) já desenvolvia uma série de experimentos em que media a energia liberada pelas reações de neutralização de ácidos e em outros tipos de reações. Hess publicou seus resultados em 1840, dois anos antes de Robert Mayer publicar seu trabalho sobre conservação da energia (KONDEPUDI; PRIGOGINE, 1999). Entretanto, a contribuição do trabalho de Hess para a Termodinâmica só foi reconhecida postumamente. Dos estudos de Hess pode-se destacar uma lei cujo resultado mais importante leva o seu nome (Lei de Hess), sob o seguinte enunciado: “O montante do Calor envolvido durante a formação de um dado composto é constante, independentemente se o composto é formado diretamente ou indiretamente em uma

ou em uma série de etapas”, (KONDEPUDI; PRIGOGINE, 1999). Essa Lei, contém o que mais tarde caracterizará a Entalpia com propriedades de uma Função Potencial, cuja variação é igual à Energia Térmica em estado de transferência envolvida em processos isobáricos.

Considerando que a compreensão de uma grandeza composta é facilitada pela compreensão das suas partes é que propomos investigar a estrutura lógica da definição da Entalpia nos livros didáticos de Termodinâmica.

Este artigo¹ encontra-se estruturado da seguinte forma: na seção 2 apresentamos uma discussão sobre a definição para Entalpia. Na seção 3 descreve-se a estrutura com a qual os textos didáticos foram analisados; estrutura essa fundamentada nas duas principais aproximações da termodinâmica presentes na literatura: histórica e postulatória. Na seção 4 são feitas as análises dos textos didáticos com base na estrutura descrita, juntamente com algumas observações sobre as ideias que os textos-didáticos podem evocar no leitor no que se refere aos fundamentos da Termodinâmica. Finalmente, na seção 5 é apresentada uma tentativa possível de conclusão, retomado alguns pontos já discutidos em momentos anteriores.

2- A definição de entalpia

O fato da Entalpia ser uma grandeza fundamental da Termodinâmica, e por ser uma Função Potencial, constitui um desafio tanto definir suas propriedades físicas quanto interpretar a equação matemática que a representa. Vale a pena salientar que a discussão que ora apresentamos para Sistemas Fechados. Também não faremos considerações em nível microscópico, por estarem fora do escopo da Termodinâmica Clássica.

Entendemos que o significado físico de uma grandeza física é inseparável tanto da sua definição, quanto da sua relação matemática. Nessa perspectiva, a leitura da relação matemática que representa uma grandeza física deverá descrever um fenômeno da natureza. Sendo assim, vamos iniciar essa discussão propondo o seguinte questionamento: “qual a interpretação física para a Função Entalpia (H) e como abstrair esse significado da relação matemática ($H=U+PV$) que a representa?”

O Professor Dr. Jorge Simões de Sá Martins do Instituto de Física da Universidade Federal Fluminense, em uma de suas aulas de Termodinâmica disponíveis na *internet*, afirma

que a Entalpia é a energia gasta para criar um Sistema Termodinâmico, pois é preciso fornecer a esse sistema uma Energia Interna U e, além disso, realizar Trabalho contra a pressão do ambiente [atmosférica no exemplo da aula] para dar espaço ao sistema termodinâmico, que forma a quantidade PV (SÁ MARTINS, 2014). Com isso, a energia gasta durante a realização de Trabalho, é armazenada integralmente no Ambiente ao fim do processo. Vale ressaltar ainda que estamos considerando um ambiente muito maior que o sistema termodinâmico estudado e, além disso, impondo a condição de equilíbrio mecânico entre o sistema e o ambiente. Essa interpretação física, em termos de “energia gasta” e da “energia para criar um Sistema”, é, ao nosso ponto de vista, uma característica dos conceitos termodinâmicos que dá um toque de beleza a essa área de conhecimento da Física. Temos ainda que essa exposição faz uso de elementos defendidos por Moreira (1998) para compreensão de qualquer definição: a analogia da Energia Interna U e da energia PV com as “energias gastas” por um agente externo, além de conter um conceito subsunçor, representado pelo termo “armazenamento de energia” que é evocado para expressar para onde vai essa energia gasta, respeitando-se as regularidades da conservação da energia.

Do ponto de vista conceitual, a interpretação de uma grandeza composta pode ser dada pelo significado físico das partes que a compõe. Nessa lógica, necessita-se das interpretações físicas da Energia Interna tanto de U quanto do produto PV . Da Primeira Lei da Termodinâmica, já é sabido que existe uma Função de Estado U associada ao sistema cuja variação é dada pelo saldo das trocas de energia desse sistema ao interagir com outro sistema. Essa função é denominada por Energia Interna, que representa toda energia de um Sistema Termodinâmico devido à sua constituição interna. Se denominarmos a Energia Externa (E_{ext}) por toda energia associada ao sistema que não seja devido a sua constituição interna, a Energia Total (E) de um Sistema Termodinâmico será então a soma da Energia Interna com a Energia Externa ($E = E_{ext} + U$). Quando um sistema de energia Interna (U) está sendo inserido em um ambiente, exige um gasto de energia, cujo montante extra deverá ser acrescido à Energia Interna do sistema. Essa a premissa que leva ao entendimento de Entalpia.

Uma interpretação para Entalpia pode ser construída da seguinte forma: considere um Sistema contendo um gás a um Volume VI , com Energia Interna UI e submetido a uma

Pressão P_1 . Esse Sistema, após passar por uma transformação, a Energia Interna do Sistema, o seu Volume e a sua Pressão passam a ter os valores U_2 , V_2 e P_2 , respectivamente. A Entalpia, definida pela relação matemática $H=U+PV$, se conserva em uma transformação adiabática. A variação dessa equação, que antes fora desenvolvida para uma transformação isentálpica, passa a ter outro significado no campo da Termodinâmica. Sendo assim, pode-se mostrar que o módulo da Variação da Entalpia, em uma transformação isobárica, é numericamente igual ao Calor (troca de Energia Térmica entre o sistema e o ambiente). Logo, o produto PV , na equação da Entalpia $H (H=U+PV)$, só poderá ter o significado de Trabalho durante a troca de energia entre o Sistema e o Ambiente, principalmente enquanto o Sistema estiver evoluindo do estado inicial $U_1+P_1V_1$ para o estado final $U_2+P_2V_2$. Observe que o Trabalho não está na relação PV , porque Trabalho é uma Função de Transformação, enquanto que U e PV são Variáveis de Estado.

Temos então, por construção, uma característica notável da Função de Estado Entalpia, que a difere de outras Funções Potenciais, a exemplo da Energia Interna. Enquanto que a Energia Interna é uma Função Potencial, que possui sua interpretação física no próprio Sistema (U é toda energia do Sistema Termodinâmico devido a sua constituição interna), a Função Potencial Entalpia possui uma parcela de energia que é acrescentada à Energia Interna do Sistema devido à sua interação com o Ambiente. Essa parcela de energia acrescentada, depois de acrescentada e restabelecido o equilíbrio, é representada pelo produto PV .

Entretanto, do ponto de vista operacional, apenas a Variação da Entalpia pode ser obtida em laboratório. Muito frequentemente nos livros didáticos, conforme veremos, a Entalpia é de fato expressa matematicamente como $H=U+PV$. A sua variação em um processo isobárico é facilmente obtida matematicamente como $dH=dQ$ e também interpretada de forma clara. Entretanto, não há, nos livros didáticos, uma discussão do significado físico para a Entalpia. Com isso, podemos dizer que a variação da Entalpia é bem definida pelos textos, mas a Entalpia continua sendo uma incógnita.

3- Materiais e métodos

Entalpia é estudada na Termodinâmica Clássica em um conjunto de Funções de Estado denominado por Funções Potenciais. De acordo com Pádua et al (2008), a Termodinâmica Clássica pode ser estruturada por meio tanto da aproximação histórica quanto da aproximação postulatória:

Quase todas as aproximações estabelecidas para a Termodinâmica Clássica seguem uma das duas alternativas: a *aproximação histórica*, que faz um estreito paralelo entre a evolução cronológica dos conceitos corretos e dos falsos juízos e, a *aproximação postulatória*, na qual são formulados postulados que não são demonstrados “a priori”, mas que podem ter suas veracidades confirmadas “a posteriori” (PÁDUA et al, 2008, p. 58, grifo dos autores).

Inspirados nessas duas aproximações é que propomos analisar alguns livros didáticos com base em três aspectos: a argumentação empírica; a citação histórica; e a argumentação postulatória. Chamamos de argumentação empírica as discussões que apresentam inicialmente a descrição de um aparato experimental em funcionamento e que a partir desses resultados observados os autores apresentam as suas definições. Os textos caracterizados quanto à evolução histórica são aqueles que apresentam uma evolução cronológica das ideias. E, por fim, os textos caracterizados pela argumentação postulatória priorizam o enfoque teórico-matemático, estruturando-o segundo uma lógica. Esses três aspectos podem estar juntos em um mesmo texto ou em parte dele.

Os livros analisados foram publicados entre 1966 e 2006 a saber: Bianchi, Albrecht e Maia (2005); Ciência (1972); Costa (1971a); Costa (1971b); Fouillé (1970); Güémez, Fiolhais e Fiolhais (1998); Macedo e Luiz (1976); Magalhães, Zambrano e Sieczkowski (1973); Nussenzveig (2002); Oliveira (2005); Pádua e Pádua (2006); Rey (1970); Sears (1966); Sears e Salinger (1979); Wylen e Sonntag (1973); Wylen, Sonntag e Borgnakke (1995); e Zemansky (1978).

4- Resultados e discussão

Alguns livros de Termodinâmica não apresentam Entalpia entre os conteúdos abordados, a exemplo de Fouillé (1970) e de Sears (1966). A omissão do primeiro livro é devido ao fato do autor priorizar a abordagem de Física das Vibrações. A ausência de Entalpia no segundo livro é atribuída ao fato do autor priorizar aspectos gerais da Termodinâmica Clássica, não abordando as funções potenciais. A fonte pesquisada Wylen e Sonntag (1973) aborda Entalpia para sistemas abertos. Entretanto, dados os objetivos da proposta investigativa para este artigo, optamos por analisar a definição de Entalpia e a sua variação para Sistemas Fechados, porém não-isolados.

Magalhães, Zambrano e Sieczkowski (1973, p. 238) afirmam que “Entalpia é uma função potencial da Termodinâmica que representa a soma da energia interna com o equivalente ao trabalho mecânico de deslocamento...”. Essa definição é uma leitura direta da expressão matemática $H=U+PV$. Neste sentido podemos dizer que o texto define a Entalpia com uma argumentação postulatória. O texto pretende apresentar uma interpretação física para H , mas a expressão “equivalente ao trabalho mecânico de deslocamento”, embora não esteja totalmente incoerente pelo uso da palavra “equivalente”, continua sem significado físico para a Entalpia, uma vez que só faz sentido afirmar que há Trabalho durante uma transformação. Entendemos que pelo fato da Entalpia ser uma grandeza cuja definição apresente uma complexidade, mereceria um texto com maior discussão. Em seguida os autores comentam que Entalpia é a função calorífica de Gibbs. Entendemos que a definição apresentada por estes autores está incompleta e que as Funções Potenciais Entalpia e de Gibbs devem ser enfatizadas como grandezas distintas.

Bianchi, Albrecht e Maia (2005) apresentam Entalpia de uma forma muito interessante:

Existe uma propriedade atribuída às substâncias cujo valor independe da reação da qual elas participam. Essa propriedade é a entalpia (H) e sua variação em uma reação dependerá dos reagentes e dos produtos. A definição de entalpia foge aos interesses de nosso curso, porém, é-nos útil saber que a variação da entalpia (ΔH) independe do caminho da reação. Assim, podemos calcular a variação de entalpia para reações químicas sem ter que realizá-las na prática (BIANCHI; ALBRECHT; MAIA, 2005, p. 384).

Esses autores ainda advertem:

É importante ressaltar que os valores de entalpia (H) não são conhecidos e não têm significado quando isolados. Durante a reação, observa-se o ΔH , ou a variação da entalpia, comparando-se com reagentes e produtos. (BIANCHI; ALBRECHT; MAIA, 2005, p. 384).

Bianchi, Albrecht e Maia (2005), por ser uma obra de autores com graduação em Química, têm uma discussão mais prática. Podemos afirmar que o interesse do estudo apresentado pelo texto são as propriedades da Entalpia e não a própria Entalpia, uma vez que essas propriedades é que são observadas diretamente em laboratório. Embora o texto não comente, as afirmações “a Variação da Entalpia independe do caminho de reação” e “os valores para a Entalpia não são conhecidos e não têm significado quando isolados” possuem características de Funções Potencias. Por fim, os comentários “uma reação química pode ser analisada como um rearranjo de átomos que se organizam para forma novas moléculas” e “o saldo da energia de resultante da diferença entre o consumo de energia para romper ligações das moléculas reagentes e a energia liberada na formação de ligações das moléculas do produto tem um valor muito próximo ao ΔH da reação” (BIANCHI; ALBRECHT; MAIA, 2005, p. 398), relacionam Entalpia com Energia de Ligação. Este livro analisado, embora destaque aspectos importantes da Entalpia, não apresenta a sua definição. Mesmo assim, dado os objetivos dos autores para esse livro analisado, a definição da Variação da Entalpia foi bastante clara.

Para definir Entalpia, o livro Nussenzveig (2002) considera o experimento de Joule-Thomson. Na descrição do experimento, o texto considera um recipiente com paredes adiabáticas, cujo volume é dividido em duas regiões; uma a uma Pressão P_i , contendo um gás no volume V_i e a outra região, inicialmente sem gás, à uma pressão P_f , cuja parede de separação é um tampão poroso. Dadas as condições, em que P_i é maior que P_f , o gás é obrigado a passar da primeira região para a segunda a região através da parede porosa. O processo continua até que sejam estabelecidas as condições de equilíbrio. Com isso, a porção do gás na segunda região assume um volume V_f , mantido à uma pressão P_f . O texto segue

argumentando que o “Trabalho realizado sobre o gás” é igual à variação do produto PV , ou seja

$$W = PfVf - PiVi.$$

Como as paredes são adiabáticas, a Primeira Lei da Termodinâmica garante que

$$Uf - Ui = PiVi - PfVf.$$

Após esses resultados, o autor observa que $Uf + PfVf = Ui + PiVi$ e que, portanto, a grandeza definida como $H = U + PV$ se conserva e, com isso, constitui uma Função de Estado. Nas palavras do autor:

Como U , P e V são funções de estado, H é também uma função de estado, que se chama a *entalpia* do sistema. A (9.2.12) [$Uf + PfVf = Ui + PiVi$] mostra que a *entalpia de um gás não se altera quando ele é submetido a um processo de Joule-Thomson* (expansão através de um tampão poroso). (NUSSENZVEIG, 2002, p. 195, grifo do autor).

Para obter uma propriedade interessante relacionada à variação da Entalpia, o texto diferencia a equação $H = U + PV$ e usa $dU = d'Q - PdV$ para obter $dH = d'Q + VdP$. Assim, para processos isobáricos tem-se

$$dH = d'Q,$$

e a Variação da Entalpia (dH) é a Energia Térmica em transferência entre o Sistema e o Ambiente, para manter constante a temperatura desse sistema. Nessas condições, essa quantidade de Energia Térmica em transferência, é denominada de Calor (Q), cuja quantidade em transferência é representada por $d'Q$.

O texto destaca ainda que processos isobáricos são muito comuns e que por isso a Entalpia desempenha um papel importante na Química e na Engenharia. Por fim, o texto apresenta uma generalização da Equação de Bernoulli, adaptando ao caso de um fluido em regime estacionário. Nesse caso, a variação da Entalpia é nula, uma vez que não há transferência de Energia Térmica:

O mesmo raciocínio que levou à conservação da entalpia no fluxo estacionário de um gás através de um tampão poroso, na ausência de um fluxo de calor, se generaliza ao fluxo estacionário de um fluido de densidade $\rho=M/V$ (M = massa). Para a unidade de massa do fluido, temos $V=1/\rho$, e a entalpia é $u+P/\rho$, onde u é a energia interna por unidade de massa. Se o fluido se desloca no campo gravitacional, é preciso acrescentar ainda as energias cinéticas ($1/2v^2$) e potencial (gz) por unidade de massa. O resultado é que a grandeza

$$h=u+P/\rho+1/2v^2+gz \quad (9.2.16)$$

se conserva, ao longo de um filete de corrente, o que é uma *generalização da equação de Bernoulli* (2.4.6) [$1/2\rho v^2+P+\rho gz=C$]. No caso particular de um fluido *incompressível*, a energia interna u é constante e recaímos na (2.4.6) [$1/2\rho v^2+P+\rho gz=C$] (NUSSENZVEIG, 2002, p. 195 – 196, grifo do autor).

Essa maneira de definir Entalpia, aproveitando resultados empíricos de experimentos consagrados pela história, faz parte do estilo do autor e encontramos o mesmo procedimento em relação a outras grandezas físicas estudadas nessa mesma obra. Ao contrário das elaborações teóricas abstratas prezando apenas resultados lógicos e naturais, muitas vezes baseadas em idealizações demasiadamente distantes do contexto do laboratório, o texto enfatiza o método experimental como base para a construção dos argumentos, fazendo uso de uma matemática simples e direta.

Todavia, a base para discussão dessa definição da Entalpia não difere muito, em essência, dos outros textos. Por fim, o autor aplica a Primeira Lei da Termodinâmica para obter uma identidade para a Variação da Entalpia.

Para definir Entalpia Wylen, Sonntag e Borgnakke (1995) argumentam que na Termodinâmica sempre encontramos identidades que são propriedades do sistema e que por

isso são definidas de modo a caracterizar sua descrição. Nas palavras do próprio texto: “Ao se analisar tipos específicos de processos, frequentemente encontramos certas combinações de propriedades termodinâmicas que são, portanto, também propriedades da substância que sofre a mudança de estado” (WYLEN; SONNTAG; BORGNACK, 1995, p. 81). Para mostrar uma situação que exemplifique esse argumento, o texto toma um cilindro com gás que sofre um processo isobárico ao receber uma energia térmica, quantificada por Q , realizando Trabalho, quantificado por W . Nesse caso, sendo V_2 e V_1 os volumes final e inicial do gás confinado, temos que o Trabalho será dado por $W=P(V_2-V_1)$ e da Primeira Lei da Termodinâmica:

$$U_2-U_1=Q-P(V_2-V_1),$$

donde:

$$Q=U_2+PV_2-U_1+PV_1$$

Assim, o texto segue observando que, no processo específico em que a pressão é constante, o Calor Q é dado pela variação da quantidade $U+PV$. Como as grandezas U , P e V são propriedades termodinâmicas do sistema, a quantidade $U+PV$ também o será e por isso é definida como Entalpia. Nas palavras dos próprios autores:

Como todos os elementos dessa expressão são propriedades termodinâmicas, funções apenas do estado do sistema, a combinação dos mesmos deve apresentar obrigatoriamente as mesmas características. Torna-se, portanto, conveniente definir uma nova propriedade extensiva chamada Entalpia,

$$H=U+PV,$$

ou por unidade de massa,

$$h=u+Pv.$$

(WYLEN; SONNTAG; BORGNACK, 1995, p. 81).

O texto não faz citações históricas e também não define a Entalpia de modo postulatório. A mais próxima das classificações definidas nessa pesquisa seria a argumentação empírica. Porém, apesar dessa estrutura didática estar totalmente coesa, nesse caso específico, não é o que se observa em um laboratório. Pois, um gás, sofrendo uma transformação à pressão constante, inicialmente em um cilindro, não é conveniente para definir a Entalpia H , dadas as condições da transformação em questão. Transformações à pressão constante é uma idealização desafiadora. Entendemos também que a transformação isobárica seria necessária para preparar a equação da variação da Entalpia, de modo que o resultado seja igual à energia térmica em transferência. Mas, considerando que um gás esteja confinado em um sistema muito pequeno, comparado a outro sistema muito grande, torna conveniente supor que a outra pressão não sofra alteração após a transformação, por considerar que o gás inicialmente confinado não altera a pressão após passar para o ambiente maior. A esse tipo de transformação é dita “isobárica”. Embora o texto perca a oportunidade de explorar ideias empíricas reais, não seria por isso que a Entalpia esteja mal definida nesse texto. As ideias mais importantes da definição da Entalpia foram abordadas. Nessa perspectiva, a Variação da Entalpia também foi apresentada de forma satisfatória, como o “Calor” durante o processo e, por depender das variáveis U , P e V , a quantidade $U+PV$, caracterizada como uma “Função de Estado” (também chamada de “Função de Ponto”), foi distinguida a Entalpia do Calor e do Trabalho.

A exploração de ideias empíricas reais, ao invés das construções abstratas didáticas para se definir grandezas como a Entalpia, se justifica perante a natureza fenomenológica tão característica do escopo da Termodinâmica, uma vez que é um grande desafio, quiçá impossível, realizar um processo isobárico em um sistema em laboratório, tal como apresentado pelo texto, enquanto que, na prática, tais sistemas abertos e submetidos à pressão atmosférica ou as substâncias estão em uma transição de fase.

O livro Sears e Salinger (1979) inicia a discussão da definição de Entalpia evocando a definição do Calor de Transformação l . Para isso, toma o diagrama $P-v-T$ e sugere ao leitor que considere um processo isotérmico de uma substância em uma região tal que o estado sólido passe para o estado líquido, do líquido para o vapor ou do sólido para vapor. Esse contexto é para elucidar uma situação em que uma massa m de certa substância esteja mudando de fase. Nessa situação, que depende das condições de pressão, temperatura e

volume, a energia térmica absorvida pela substância não varia a sua temperatura, mas provoca a mudança de fase. Dessa forma, l é definido como a energia térmica absorvida pela substância por unidade massa. Nas palavras dos próprios autores, “o sistema, então, absorve Calor e o *calor de transformação* l é definido como a razão do Calor absorvido para a massa m que sofre a mudança de fase” (SEARS; SALINGER, 1979, p. 75). Os autores seguem afirmando que uma mudança de fase de uma substância implica sempre em uma variação de Volume e, portanto, há sempre um Trabalho associado, com exceção no ponto crítico, em que os volumes específicos do líquido e do vapor são iguais. Tem-se ainda que se a Temperatura for constante, implica que a pressão também é constante, e por isso o trabalho específico (o Trabalho por unidade de massa) será o produto da Pressão pela variação do volume específico. Nesse ponto, o texto aplica a Primeira Lei da Termodinâmica na forma em que a variação da energia interna específica seja dada pela diferença entre o calor e o trabalho específicos. Mas o Calor nessa situação é justamente o calor de transformação l e, portanto,

$$u_2 - u_1 = l - P(v_2 - v_1)$$

Com isso, o calor de transformação l pode ser expresso como

$$l = u_2 + Pv_2 - (u_1 + Pv_1)$$

Nesse momento o texto argumenta que a soma $u + Pv$ aparece com frequência no estudo da Termodinâmica e como u , P e v são propriedades do sistema, essa soma também o será e, por isso, recebe um nome especial entalpia específica ($h = u + Pv$). Dessa forma, pode se expressar o Calor de transformação l como a variação da Entalpia específica do sistema: “O Calor de Transformação em qualquer mudança de fase é igual à diferença entre as entalpias do sistema nas duas fases” (SEARS; SALINGER, 1979, p. 75).

A abordagem do texto claramente faz uso da argumentação empírica e evidencia um aspecto interessante que faz da Termodinâmica uma estrutura coesa: a partir de grandezas

passíveis de medição em laboratório (o Calor de transformação l) pode-se obter identidades que relacione as variáveis de estado (u , v , e P). Com essa estrutura, tem-se a flexibilidade de se definir grandezas conforme a necessidade do estudo. O fato de o texto tratar da Entalpia específica ao invés da Entalpia é uma característica presente em toda a obra analisada, que busca tratar com definições independentes da massa integral do sistema.

Entalpia foi tratada por Calor de Reação por Ciência (1972, p. 4.377), podendo induzir o leitor a confundir, devido à forma como foi grafada, “Entalpia” com “Potencial Químico”. Logo, vimos sugerir que não tratemos Calor de Reação e Entalpia como sinônimos, uma vez que para que o Potencial Químico se iguale à Entalpia, seria necessário que a Temperatura Absoluta do Sistema fosse nula. O que é uma incoerência.

Rey (1970, p. 84) associa “Entalpia” a “Conteúdo Calorífico”. Essa denominação é coerente, pois a Entalpia, apesar de ser uma Variável de Estado, teoricamente ela pode ser transformada em Energia Térmica (Calorífica) em transferência sob dadas condições. Entretanto, o uso da palavra “conteúdo” pode dar um significado de “propriedade do Sistema” ao Calor. O que é uma incoerência.

Luiz e Macedo (1976) apresentam no seu índice “Função de Estado e Entalpia Livre”. No corpo do texto, os autores apresentam como sinônimos a “Função de Estado Entalpia Livre”, a “Energia Livre de Gibbs” e o “Potencial isotérmico-isobárico”, além da inconsistência de tratar Entalpia como “Entalpia Livre”, uma vez que as Energias Livres estão mais associadas às funções potenciais de Gibbs e de Helmholtz.

O livro Zemansky (1978) inicia o texto remetendo a um capítulo anterior onde a soma das grandezas U e PV aparecem com frequência. Segue a discussão sobre Entalpia definindo-a como $U+PV$ e aplica a Primeira Lei da Termodinâmica para mostrar que a variação da Entalpia é igual à Energia Térmica em transferência (Calor) em processos isobáricos:

Ao estudarmos no Capítulo 4 algumas das propriedades dos gases, apareceu várias vezes a soma de U e PV (ver Problemas 4.8, 4.9 e 4.11). Tem sido muito útil definir uma nova função H , denominada *entalpia*, pela relação

$$H=U+PV. \quad (11.1)$$

Para estudar as propriedades desta função, consideremos a variação de entalpia que ocorre quando um sistema experimenta um processo infinitesimal, desde um estado de equilíbrio inicial até outro de equilíbrio final. Temos

$$dH = dU + PdV + VdP;$$

Porém

$$\delta Q = dU + PdV.$$

Portanto,

$$dH = \delta Q + VdP. \quad (11.2)$$

Donde se conclui imediatamente que em um processo isobárico tem-se $dP=0$ e, portanto, “a variação na entalpia durante um processo isobárico é igual ao calor transferido” (ZEMANSKY, 1978, p. 251). O texto destaca que os processos à pressão constante são muito mais importantes na Engenharia e na Química que os processos à volume constante e por isso a Entalpia, na forma como é definida, é extremamente útil. Seguindo com a análise das propriedades da Entalpia, o autor mostra que para processos reversíveis, pode se fazer $\delta Q = TdS$ então obtém-se as identidades

$$\frac{\partial H}{\partial S} \Big|_P = T \quad \text{e} \quad \frac{\partial H}{\partial P} \Big|_S = V.$$

O autor argumenta ainda que as propriedades de uma substância pura se tornam mais evidentes e diretas em um gráfico de H como função de S e P , uma vez que a temperatura e o volume são dados simplesmente pelas retas tangentes. Por fim, o texto apresenta mais uma propriedade interessante da função Entalpia. tal como no *Processo de Estrangulação*. Esse

processo consiste de um fluido em um cilindro com paredes adiabáticas no qual é separado internamente em duas regiões por uma parede porosa imóvel. Cada uma dessas duas regiões é limitada externamente por um êmbolo que permite variar o volume do fluido confinado em cada região. Esta exposição experimental coincide com a descrição do experimento de Joule–Thomson, descrito na análise feita por nós do livro Nussenzveig (2002). O processo denominado estrangulação ocorre quando o fluido de uma das regiões é obrigado com a pressão do êmbolo a passar pela região porosa até a outra região, saindo de um estado inicial, caracterizado por V_i e P_i , em direção ao estado final, caracterizado por V_f e P_f . O texto comenta que o Processo de Estrangulação é um processo irreversível pois é constituído pela passagem de estados de não–equilíbrio, mas os estados extremos, inicial e final, são estados de equilíbrio. Com isso, pode-se chegar a uma conclusão interessante aplicando a Primeira Lei da Termodinâmica, considerando que não haja Calor. Então

$$U_f - U_i = -P_f V_f + P_i V_i,$$

donde

$$U_i + P_i V_i = U_f + P_f V_f$$

e a Entalpia inicial é a mesma da final em um Processo de Estrangulação. Essa apresentação é claramente postulacional. Inicialmente o autor define de forma direta $H=U+PV$ e a partir disso estuda suas propriedades. Ao invés de destacar a necessidade e a conveniência em se definir Entalpia como uma Função de Estado para descrever sistemas em certos processos específicos, o texto parte da definição direta de Entalpia como $H=U+PV$. Em seguida busca mostrar as propriedades úteis dessa definição. Não houve referência ao experimento de Joule–Thomson, apesar de o mesmo ter usado aparato experimental para estudar as propriedades da Entalpia.

Entendemos que o livro Güémez, Fiolhais e Fiolhais (1998) seja o exemplo mais claro de uma exposição baseada na argumentação postulatória. Os autores iniciam a discussão de

Entalpia de um ponto de vista bastante amplo dentro do conjunto das Funções Potenciais. E justifica a necessidade de se definir essas funções com base na conveniência com que se pode medir certas grandezas em laboratório quando comparadas a outras:

Como muitos processos naturais não ocorrem em sistemas isolados, deve encontrar-se um *critério de espontaneidade e de equilíbrio* que seja aplicável quando um sistema *interage com a sua vizinhança*. Além disso, esse critério não deve fazer referência a alterações no exterior do sistema. Embora a Equação Fundamental de um sistema contenha toda a informação sobre o mesmo, as variações de grandezas extensivas como a entropia, a energia interna e o volume não são adequadas para descrever experiências de laboratório.

Por esta razão é necessário obter outras equações fundamentais que preservem a informação sobre o sistema, mas cujas variáveis são medidas no laboratório com relativa facilidade, como a temperatura e a pressão. (GÜÉMEZ; FIOLHAIS; FIOLHAIS, 1998, p. 253, grifo dos autores).

Dada a justificativa, o texto segue com um breve comentário do Princípio da Entropia Máxima e do Princípio da Energia Interna Mínima, argumentando que os Potenciais Termodinâmicos podem ser vistos como consequência direta e natural de qualquer desses dois princípios quando estendidos a sistemas não-isolados. O texto destaca também que embora os dois princípios sejam equivalentes, existe uma assimetria entre eles: “No primeiro caso, não há maneira de fazer diminuir a entropia, ao passo que no segundo caso a energia interna tanto pode ser aumentada como diminuída” (GÜÉMEZ, FIOLHAIS; FIOLHAIS, 1998, p. 258). Nesse momento, o texto inicia a exposição que culminará na definição de Entalpia como uma aplicação do Princípio da Entropia Máxima. Para isso, pede-nos para considerarmos um sistema isolado formado por dois corpos *A* e *B* e uma fonte de Trabalho que exerce sobre *A* e *B* uma pressão P_0 . Como exigência do equilíbrio, as pressões dos corpos *A* e *B* são iguais a P_0 ($P_0 = P_A = P_B$). Se ΔU_A , ΔU_B e ΔU_F são as variações da Energia Interna dos corpos *A* e *B* e da fonte de trabalho, respectivamente, então

$$\Delta U_A + \Delta U_B + \Delta U_F = 0$$

uma vez que o sistema como um todo está isolado. Considera ainda que os corpos A e B variem sua temperatura de T_{Ai} a T_A e de T_{Bi} a T_B , respectivamente. Isso é garantido pelo Princípio da Entropia Máxima na condição de contato diatérmico. Tomando a Energia Interna como função de P e T , pode-se expressar a igualdade anterior na forma

$$T_{Ai}T_A\partial U_A\partial T PdT + T_{Bi}T_B\partial U_B\partial T PdT + \Delta U_F = 0,$$

uma vez que a pressão é constante. A quantidade ΔU_F pode ser determinada pelo Trabalho obtido da pressão P_0 conjuntamente com a variação de volume ΔV_F da fonte. Este, por sua vez, é simétrico a variação dos volumes dos corpos A e B , portanto

$$\Delta U_F = -P_0\Delta V_F = P_A V_A - V_{Ai} + P_B V_B - V_{Bi}$$

Os autores seguem com a aplicação da Primeira Lei da Termodinâmica e usam os dois últimos resultados para obter uma relação para Calor na Fronteira do Sistema. Para isso, escrevem $dU_A = \delta Q_A - P_0 dV_A$ e $dU_B = \delta Q_B - P_0 dV_B$, então:

$$T_{Ai}T_A\delta Q_A dT - P_0 dV_A dT PdT + T_{Bi}T_B\delta Q_B dT - P_0 dV_B dT PdT + P_A V_A - V_{Ai} + P_B V_B - V_{Bi} = 0$$

$$\Rightarrow T_{Ai}T_A\delta Q_A dT PdT + T_{Bi}T_B\delta Q_B dT PdT = 0$$

Em seguida os autores definem a Função de Estado Entalpia como $H = U + PV$ e concluem que essa grandeza, assim definida, é o Calor (Energia Térmica em transferência), para processos isobáricos:

A variação da entalpia em processos isobáricos, supondo que o único trabalho é de expansão, é o calor trocado. Para ver esse facto, escreve-se

$$dH_P = dU_P + PdVP = \delta Q_P, \quad (10.34)$$

donde, para processos finitos,

$$\Delta H_P = Q_P. \quad (10.35)$$

Do mesmo modo que em um sistema a volume constante a variação da energia interna é igual ao calor trocado (desde que o trabalho seja só de expansão), em um sistema a pressão constante a *variação da entalpia é igual ao calor trocado* (nas mesmas condições). (GÜÉMEZ; FIOLETTI; FIOLETTI, 1998, p. 261, grifo dos autores).

Finalmente, usando (10.35) na expressão obtida da aplicação da Primeira Lei da Termodinâmica obtém-se

$$T_A \int_{T_A}^T \delta Q_A + T_B \int_{T_B}^T \delta Q_B = 0$$

$$\Rightarrow T_A \int_{T_A}^T \delta H_A + T_B \int_{T_B}^T \delta H_B = 0$$

$$\Rightarrow \Delta H_A + \Delta H_B = \Delta H = 0,$$

e a Entalpia do Sistema como um todo se conserva.

A abordagem utilizada pelo texto destaca o desenvolvimento teórico-matemático orientado pelo objetivo de obter identidades que expressem relações úteis à compreensão do comportamento do sistema. Em nenhum momento, da mesma forma que ocorreu nas outras fontes analisadas, o texto se preocupou em apresentar uma interpretação física para a Entalpia (H). Ela é evocada como um artifício matemático para obter uma identidade a qual possa ser medida em laboratório, que é expressa pela equação (10.35) no texto ($\Delta H = Q_P$). A partir disso, obtém a propriedade da conservação, que é um resultado útil. Observe que uma definição de Entalpia surge como um elemento figurante e o resultado principal são suas propriedades. Com isso, vemos claramente que os autores fazem uso da abordagem postulatória, uma vez que define Entalpia de forma direta sem derivá-la de uma discussão anterior. Esse estilo está presente em toda obra e, inclusive, os próprios autores o expressam logo na introdução do livro-texto:

[...] Embora à cabeça de todo desenvolvimento da Termodinâmica estejam observações experimentais, o empirismo absoluto é infértil. Só uma teoria prévia permite fazer observações com sentido, porque só uma teoria permite efectuar previsões que a experiência pode confirmar ou refutar. (GÜÉMEZ, FIOLEAIS; FIOLEAIS, 1998, p. 9).

É sendo fiel a essa visão que o texto define Entalpia a partir da teoria (definição de uma Função Potencial) fazendo previsões que podem ser confirmadas em laboratório sob determinadas condições (Conservação da Entalpia).

Costa (1971a, p. 60), faz uso do termo “Entalpia Livre de Gibbs”. Há dois problemas nessa denominação. Um deles é que Energia Livre exige que a energia seja máxima e o outro problema é que “Entalpia” e “Energia Livre de Gibbs” são grandezas distintas, apesar de serem “Funções Potenciais”. Sendo assim, é prudente que deva evitar que se seja feita uma analogia Entalpia como “Entalpia Livre de Gibbs”.

Costa (1971b, p. 92) também apresenta uma abordagem diferente em relação à maioria das fontes pesquisadas. Ele define que “a variação da Entalpia que se verifica em uma transformação adiabática qualquer é igual ao trabalho mecânico utilizável externo (com o sinal trocado em vista das convenções de sinais)”.

Ainda em relação à Entalpia, Costa (1971b, p. 91) relata: “Tomando como variáveis arbitrárias as grandezas de estado ‘ p ’ e ‘ S ’, podemos estabelecer a expressão de uma nova função potencial, talvez a mais importante, pelas simplificações que introduz na resolução na maioria dos problemas da Termodinâmica Técnica”.

Pádua e Pádua (2006) abordam Entalpia por meio da sua variação, apenas quando propõem que seja encontrada uma relação matemática para a variação da Entalpia em relação ao Volume, para a Temperatura e Número de moles constantes no caso específico do gás ideal. Por ser um livro de coletânea de problemas, não teve como meta a definição de grandezas física, mas de fazer aplicações em forma de exercícios.

Oliveira (2005) apresenta apenas a relação matemática na página 59. Porém, na página 63 obtém a equação que relaciona variação da Entalpia com o “calor recebido”. Ou seja, associa Entalpia com a Energia Térmica recebida para uma transformação isobárica e estende a equação para um sistema aberto, fugindo do escopo deste trabalho.

Tanto Pádua e Pádua (2006) quanto Oliveira (2005) definem Entalpia por meio da Transformada de Legendre da função Energia Interna. A Transformada de Legendre de uma função $y(x)$ é definida como:

$$\psi p = yx - px,$$

em que $p = dy/dx$. Para uma função com várias variáveis, $y(x_0, x_1, \dots, x_n)$, a sua Transformada de Legendre com relação a uma variável específica x_i , $\psi(p_i)$ é:

$$\psi p_i = y - p_i x_i,$$

em que $p_i = \partial y / \partial x_i$. Com isso, os textos já mencionados definem a entalpia como a Transformada de Legendre da Função Potencial Energia Interna com relação a variável volume V :

$$HP = U - \partial U / \partial V = U + PV,$$

pois $P = -\partial U / \partial V$.

5- Considerações finais

Nenhum dos livros analisados apresentou uma interpretação física precisa para Entalpia. Das três categorias de análise, (a argumentação empírica, a citação histórica e a argumentação postulatória), os autores apresentaram Entalpia como uma construção matemática convenientemente elaborada para destacar propriedades úteis à descrição do sistema. De fato, os textos estão mais preocupados em apresentar as propriedades úteis da função Entalpia que apresentar uma interpretação física.

Percebemos essa preocupação manifestada de duas formas distintas. A primeira delas é a obtenção da definição de Entalpia por meio de resultados empíricos, notando que a soma U com PV aparece com frequência em algumas identidades. Assim, desenvolvem um texto onde é apresentado um experimento destacando o processo isobárico, tal que a variação dessa soma ($U+PV$) é igual ao Calor envolvido no processo, ou apresentam um experimento em que ocorre a conservação dessa soma. Esses experimentos podem ser reais ou fictícios e, para o primeiro caso, costumam conter uma citação histórica. A segunda forma para discutir Entalpia é por meio da definição direta $H=U+PV$ e a partir disso obter propriedades que possam ser comprovadas experimentalmente. Nessa argumentação, os textos trazem a discussão de um ponto de vista lógico, enfatizando a obtenção de identidades e relações matemáticas que serão úteis em estudos futuros.

A equação matemática da Entalpia de um Sistema em um Ambiente contém duas parcelas. Uma dessas parcelas é a Energia Interna do Sistema, enquanto que a outra parcela é dada pelo produto PV . Nesse caso, P representa a Pressão que o Sistema exerce sobre o Ambiente e V representa volume do Sistema do próprio Sistema.

Essas duas formas distintas apresentadas pelos livros são complementares, pois a expressão matemática para Entalpia foi construída sugestivamente a partir das regularidades presentes na descrição experimental. Usando somente a Função de Estado U , que representa toda Energia do Sistema Termodinâmico devido a sua constituição interna, não conseguimos expressar elegantemente muitas das identidades envolvidas em processos não-isolados. Com isso, observou-se que incluindo a parcela de energia PV , que é uma energia devido a interação do Ambiente com o Sistema, obtemos com naturalidade identidades que já levam em conta essas iterações, justificando, portanto, a expressão matemática $H=U+PV$.

Nesse sentido, a compreensão da noção da grandeza Entalpia amplia o significado da Energia de um sistema. Correia e Oliveira (2018) já apresentaram uma dificuldade para definir Energia Interna, porque é um desafio encontrar a “soma de todas as energias de um sistema” composta pelas suas partes. Embora essa definição de Energia Interna seja verdadeira, não é elementar (CORREIA; OLIVEIRA, 2018). Finalizando, entendemos que definir Entalpia de modo simplificado é um desafio ainda maior, porque mesmo definindo as suas partes, o todo ainda pode continuar obscuro na mente do estudante.

Observou-se ainda que as fontes pesquisadas propuseram definir Entalpia, mas observamos tais explicações não foram suficientes para que um estudante tenha um entendimento completo do que venha a ser Entalpia. Por outro lado, as fontes pesquisadas definem, de forma bastante satisfatória, a Variação da Entalpia. Finalmente, é aceitável a dificuldade quanto à apresentação da definição da Entalpia, por se tratar de uma Grandeza Potencial.

Em suma, é esperado que sejam encontradas dificuldades para definir qualquer grandeza potencial, porém é esperado também que não sejam encontradas dificuldades para definir a variação de uma grandeza potencial.

6- Referências

Ciência Ilustrada, v. 10. São Paulo: Editora Abril Cultural, 1972. p. 4377-4378.

BIANCHI, J. C. A.; ALBRECHT, C. H.; MAIA, D. J. **Universo da Química** – Química Ensino Médio. São Paulo: Editora FTD, 2005, p. 680.

CORREIA, J. J. Definições de Temperatura em Fontes Didáticas. **Revista Binacional Brasil – Argentina**. v. 6, n. 1, p. 201-220, jun. 2017.

CORREIA, J.J.; MAGALHÃES, L. D. R.; LIMA, L. S. Obstáculos Epistemológicos e o Conceito de Calor. **Scientibus Série Ciências Físicas** 04: 1-10, 2008. Disponível em: <<http://dfis.uefs.br/sitientibus/vol4/Jornandes-Main-SPSS2008.pdf>>. Acesso em: 05 set. 2016.

CORREIA, J.J.; MAGALHÃES, L. D. R. Obstáculos Epistemológicos na transposição didática do Calor. In: IX CÓLÓQUIO DO MUSEU PEDAGÓGICO. (ISSN 2175-5493), Vitória da Conquista (BA), **Anais**. Vitória da Conquista. MUSEU PEDAGÓGICO CASA PADRE PALMEIRA. 2009. v. 8, n. 1. p. 727-740, 2009. Disponível em: <<http://periodicos.uesb.br/index.php/cmp/article/viewFile/3574/3265>>. Acesso em: 05 set. 2016.

CORREIA, J. J.; OLIVEIRA, W. C. A definição de Energia Interna e o enunciado da Primeira Lei da Termodinâmica nos Livros Didáticos. **Revista Binacional Brasil – Argentina**. v. 2, n. 7, p. 184-215, dez. 2018.

CORREIA, J.J.; ORTIGOZA, L. V. O conceito de conservação de energia em livros didáticos: Uma análise histórico-didática, **Revista Binacional Brasil-Argentina**. v. 4, n. 2, p. 91-103, 2015. Disponível em: <<http://periodicos.uesb.br/index.php/rbba/article/view/5649/5377>>. Acesso em: 05 set. 2016.

CORREIA, J.J; JOSÉ, W. D. O conceito de entropia e as leis da termodinâmica em livros didáticos de física. *In*. X CÓLÓQUIO DO MUSEU PEDAGÓGICO (ISSN 2175-5493), vol. 10, Nº 1, 2013. Vitória da Conquista (BA). MUSEU PEDAGÓGICO CASA PADRE PALMEIRA. 2013. **Anais**. Vitória da Conquista Disponível em: <<http://periodicos.uesb.br/index.php/cmp/article/viewFile/3008/2717>>. Acesso em: 05 set. 2016. 199-212p.

CORREIA, J.J; JOSÉ, W. D. O conceito de trabalho de uma força em livros didáticos, *In*: IX COLÓQUIO DO MUSEU PEDAGÓGICO (ISSN 2175-5493), Vitória da Conquista (BA), **Anais**. Vitória da Conquista. MUSEU PEDAGÓGICO CASA PADRE PALMEIRA. 2011. v. 9, n. 1, p. 727-740, 2011. Disponível em: <<http://periodicos.uesb.br/index.php/cmp/article/viewFile/2663/2330>>. Acesso em: 05 set. 2016.

COSTA, E. C. **Física Industrial – Enciclopédia Técnica Universal**. Tomo I, termodinâmica, I Parte. Porto Alegre: Globo, 1971a.

COSTA, E. C. **Física Industrial – Enciclopédia Técnica Universal**. Tomo II, termodinâmica, I Parte. Porto Alegre: Editora Globo, 1971b.

FOUILLÉ, A. **Física das Vibrações**. Tomo II – Radiações. Porto Alegre: Editora Globo, 1970.

GÜÉMEZ, J.; FIOLEAIS, C.; FIOLEAIS, M. **Fundamentos de Termodinâmica do Equilíbrio**. Coimbra: Fundação Calouste Gulbenkian, 1998.

KONDEPUDI, D; PRIGOGINE, I. **Modern Thermodynamics**: from heat engines to dissipative structures. New York: John Wiley & Sons, 1999. p. 49 – 51.

MACEDO, H.; LUIZ, A. M. **Problemas de Termodinâmica Básica**. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 1976.

MAGALHÃES, A.; ZAMBRANO, R. S.; SIECZKOWSKI, R. P. S. **Dicionário de Física**. Porto Alegre: Editora Globo, 1973, p. 668.

SÁ MARTINS, J. S de. **Aula 5.2** – [Termodinâmica] Processos a pressão constante, calor latente e entalpia. Instituto de Física da Universidade Federal Fluminense. Rio de Janeiro. Youtube, videoaulas UFF, 2014. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=2CkJ1iJ3nBI&list=PLJHqUYUf9YoopjoVLIuc1jj3YSiT9yzpl&index=5>>. Acesso em: 25 de jan. de 2019.

MOREIRA, M. A. **Energia, Entropia e Irreversibilidade**. Porto Alegre: Instituto de Física – UFRGS, 1998.

NUSSENZVEIG, H. M. **Curso de Física Básica 2**: fluidos, oscilações e ondas e calor. 4ª ed. rev. Rio de Janeiro: Editora Edgard Blücher, 2002. p. 195-196.

- OLIVEIRA, J. M. **Termodinâmica**. São Paulo: Editora Livraria da Física, 2005.
- PÁDUA, A. B. et al. Termodinâmica clássica ou termodinâmica do equilíbrio: aspectos conceituais básicos. **Semina: Ciências Exatas e da Terra**, Londrina, v. 29, n. 1, p. 57-84, jan./jun. 2008.
- PÁDUA, A. B.; PÁDUA, C. G. **Termodinâmica**: Uma coletânea de Problemas. São Paulo: Editora Livraria da Física, 2006.
- REY, A. B. **Física/Química Modernas**: Físico-química Básica. v. 4, São Paulo: Edições Fortaleza (Crédito brasileiro de Livros S/A), 1970. p. 82-86.
- SEARS, F.W. **Física**: Mecânica, Movimento Vibratório e Calor. Volume único, Rio de Janeiro: Ao Livro Técnico, 1966.
- SEARS, F.W; SALINGER, G.L. **Termodinâmica, Teoria Cinética e Termodinâmica Estatística**. Traduzido de Sergio Murilo Abrahão. 3ª ed. São Paulo: Guanabara Dois S.A, 1979. p. 74 – 77.
- WYLEN, G. J. V.; SONNTAG, R. E. **Fundamentos da Termodinâmica Clássica**. 4ª ed. Tradução de Euryale de Jesus Zerbini e Ricardo Santilli Ekman Simões. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 1973.
- WYLEN, G. J. V.; SONNTAG, R. E.; BORGNACKE, C. **Fundamentos da termodinâmica clássica**. 4. ed. Tradução de Euryale de Jesus Zerbini e Ricardo Santilli Ekman Simões. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 1995. p. 81-84.
- ZEMANSKY, M.W. **Calor e Termodinâmica**. 5ª ed. Rio de Janeiro: Guanabara Dois S.A, 1978. p. 250-253.

Sobre os autores

Jornandes Jesús Correia. Licenciado e Bacharel em Física pela Universidade Federal da Bahia (UFBA) e concluiu a Pós-Graduação Lato Sensu em Matemática Superior pela Fundação Educacional Severino Sombra. É Mestre em Meteorologia Agrícola, pela Universidade Federal de Viçosa (UFV), na Área de Radiação Solar e Terrestre e Doutor em Física pela Universidade Federal de São Carlos (UFSCar), na Área de Física Atômica e Molecular. Desenvolve trabalhos na Área de Ensino de

Física no Grupo de Pesquisa DIDÁTICA DAS CIÊNCIAS EXPERIMENTAIS E DA MATEMÁTICA (GDICEM), junto ao Museu Pedagógico Casa Padre Palmeira (MP). É Professor Pleno vinculado ao Departamento de Ciências Exatas e Tecnológicas (DCET), Campus de Vitória da Conquista, da Universidade Estadual do Sudoeste da Bahia (UESB).

Wanderson Costa Oliveira. Estudante de graduação do curso de Licenciatura em Física na Universidade Estadual do Sudoeste da Bahia, Campus de Vitória da Conquista.

Notas

ⁱ Agradecemos ao Professor Dr. Jorge Simões de Sá Martins pelos gentis e simpáticos esclarecimentos.