



Por Que Não Estudar Entalpia no Ensino Médio

José Luis de Paula Barros Silva

O Ensino Médio tem como objetivo formar cidadãos alfabetizados cientificamente, ou seja, que possuam significados claros de conhecimentos científicos básicos, para que possam utilizá-los de modo consciente ao longo de sua vida no mundo atual, fortemente influenciado pelas ciências. Entretanto, nem todos os conceitos científicos podem ser transpostos didaticamente para o nível da Educação Básica sem substantivas modificações de significado. Neste artigo procura-se mostrar que a compreensão do conceito de entalpia - um conceito comumente estudado no Ensino Médio - requer conhecimentos que vão além da alfabetização científica e, portanto, não podem ser estudados neste nível de ensino.

► entalpia, ensino de Termoquímica, transposição didática ◀

Recebido em 5/5/04, aceito em 6/6/05

22

A definição dos conteúdos de Química a ensinar é um processo complexo, no qual intervêm numerosos fatores (Lopes, 1999). Nem sempre as razões para as escolhas efetuadas estão claramente associadas às finalidades do nível de ensino e o resultado da transposição didática exibe uma redução de significado tamanha que os conceitos podem perder seu valor educativo. Procurarei demonstrar que isto aconteceu com a entalpia, de modo que não se deveria estudar esse conceito no Ensino Médio. Meu argumento se desenvolve do seguinte modo: em primeiro lugar, apresentarei o conceito de entalpia como originalmente elaborado na construção da teoria termodinâmica; secundamente, discutirei o conceito de entalpia apresentado em livros didáticos dos ensinos Médio e Superior e seu reflexo na aprendizagem dos alunos; então, seguindo a pista das designa-

Uma substancial mudança do conceito de calor leva a entalpia escolar a possuir um potencial explicativo maior do que a entalpia científica, o que é um contra-senso

ções anteriores da entalpia, discutirei possíveis razões para sua identificação com o calor, concluindo que uma tão substancial mudança do conceito leva a entalpia escolar a possuir um potencial explicativo maior do que a entalpia científica, o que é um contra-senso.

A entalpia como conceito científico

Até a segunda metade do século 19, a medição e o cálculo da quantidade de calor baseava-se na teoria do calórico (Brown, 1950). Desde os trabalhos de Black, no século 18, a quantificação do calor estava bem estabelecida: desenvolveram-se aparelhos próprios para a medição de calores latentes e calores específicos, os calorímetros; as quantidades sensíveis de calor eram calculadas por uma expressão do tipo

$$Q = m c \Delta T$$

onde Q representa o calor, m repre-

senta a massa, c , o calor específico e ΔT a variação de temperatura do sistema sob estudo (Roller, 1957).

Com a elaboração da Termodinâmica, a partir de 1840-50, a teoria do calórico foi posta de lado e suas equações ficaram sob suspeita de incorreção. Estava criado um problema: como calcular a quantidade de calor? A estratégia adotada para resolver esse problema foi calcular o calor por intermédio de outras grandezas para as quais se tivesse a equação termodinâmica, a exemplo da energia interna e da entalpia.

A grandeza conhecida hoje como entalpia foi inicialmente definida por Gibbs (Haase, 1971), através da expressão

$$H = U + pV$$

onde U representa a energia interna e p e V representam a pressão e o volume do sistema, respectivamente¹. Decorre dessa definição que, em processo isobárico, a variação de entalpia é dada por

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V = \Delta U + W$$

onde W representa o trabalho. Como

$$\Delta U = Q - W$$

A seção 'Conceitos científicos em destaque' tem por objetivo abordar, de maneira crítica e/ou inovadora, conceitos científicos de interesse dos professores de Química. Neste número a seção apresenta dois artigos.

então,

$$\Delta H = Q$$

Portanto, conhecendo-se a equação para o cálculo da variação de entalpia pode-se calcular o calor trocado durante o processo. Essa equação é obtida com base na definição da entalpia como função de outras propriedades mensuráveis do sistema: de fato, como U , p e V são funções termodinâmicas, H terá de ser, necessariamente, uma função termodinâmica também. Historicamente, escolheu-se expressar a entalpia como função da temperatura, da pressão e da composição do sistema². Assim, a diferencial total da função H é:

$$dH = \left(\frac{dH}{dT}\right)_{p,n} dT + \left(\frac{\partial H}{\partial p}\right)_{T,n} dp + \sum_i \left(\frac{\partial H}{\partial n_i}\right)_{T,p} dn_i$$

Quando, durante uma transferência de energia como calor, a pressão e a composição forem mantidas constantes, a entalpia será função apenas da temperatura:

$$dH = \left(\frac{dH}{dT}\right)_{p,n} dT = C_p dT$$

Após integração (em um pequeno intervalo de temperaturas),

$$\Delta H = C_p \Delta T$$

donde, por igualdade de valor,

$$Q = C_p \Delta T$$

ou, fazendo-se $C_p = m c_p$,

$$Q = m c_p \Delta T$$

O procedimento descrito acima mostra, de modo parcial, como se resolveu o problema do cálculo do calor na termodinâmica. Um aspecto extremamente importante é que a nova equação possui a mesma forma da equação da teoria do calórico, embora o calor específico possua outro significado. Desse modo, os resultados de experiências anteriores calculados pela equação $Q = m c \Delta T$

mantiveram sua validade e não se tornou necessária a repetição de todo o trabalho experimental a fim de produzir as tabelas de dados termodinâmicos. O conhecimento sobre as quantidades de calor envolvidas nos fenômenos estudados foi preservado.

Como a discussão precedente mostra, a entalpia é um instrumento - uma função termodinâmica - que possibilita o cálculo do calor envolvido em transformações isobáricas, porque a variação de entalpia nessas transformações é numericamente igual à quantidade de calor transferida entre sistema e vizinhança.

O mapa conceitual abaixo sintetiza o conceito científico de entalpia.

Ensino e aprendizagem da entalpia

É freqüente que sejam atribuídos à entalpia os significados de *calor trocado entre sistema e vizinhanças* e de *conteúdo energético de um sistema*. De fato, em vários dos livros didáticos de Química para o Ensino Médio utilizados no País, a entalpia é identificada com energia ou calor ou ambos. Expressões tais como conteúdo de energia, conteúdo de calor, conteúdo calorífico, conteúdo térmico, calor de reação, calor liberado ou

absorvido são comuns nos textos examinados (Carvalho, 1997; Feltre, 2000; Fonseca, 2001; Maldaner e Zambiasi, 1997; Novais, 1999; Peruzzo e Canto, 2002; Usberco e Salvador, 1999). Nesses livros, a entalpia é importante apenas por seu emprego nos cálculos termoquímicos.

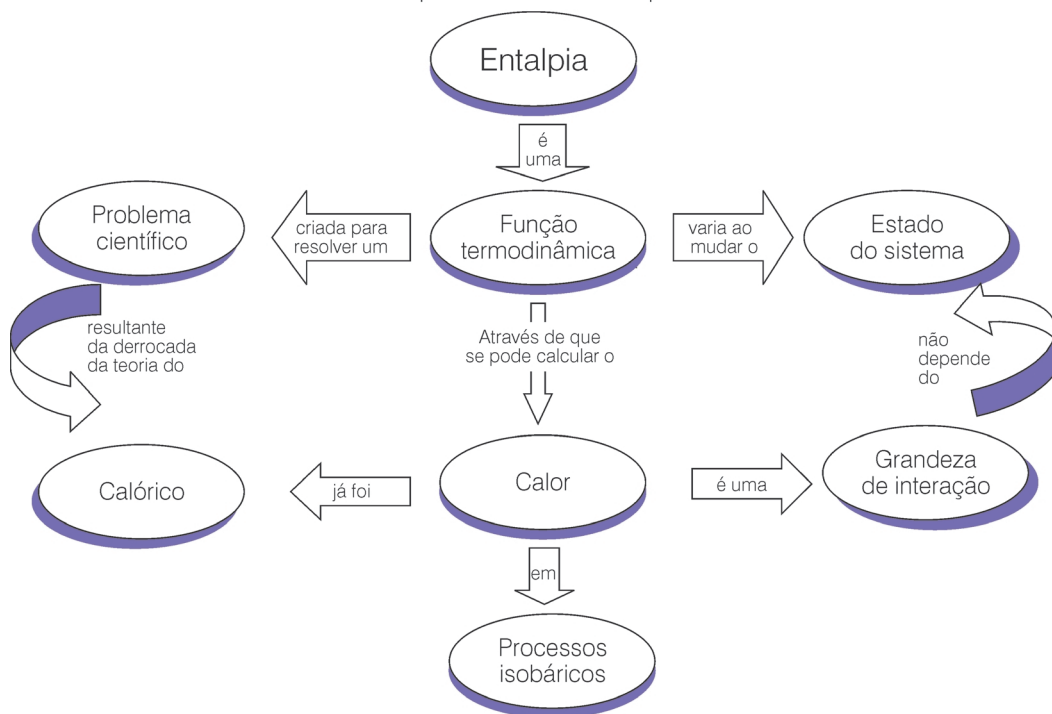
A confusão entre os significados de calor e entalpia avança pelo nível superior de ensino: livros-textos de Química Geral de circulação nacional e internacional conceituam entalpia através da igualdade de sua variação com o calor transferido em processos a pressão constante (Russel, 1994; Bueno *et al.*, 1978; Brady e Humiston, 1998).

Essas concepções de entalpia veiculadas pelos livros didáticos são bem aprendidas pelos alunos. Verificou-se, entre estudantes de cursos universitários de Química, que a entalpia era majoritariamente identificada com energia/calor liberada(o)/absorvida(o) nas reações químicas. Com menor freqüência, comparava a idéia de energia/calor de um corpo/sistema/substância³.

Relações entre entalpia e calor

Há algumas razões de ordem histórica para a confusão que se faz

Mapa conceitual da entalpia



entre entalpia e calor. Ao definir a grandeza $U + pV$, Gibbs (1961, p. 91-92) denominou-a “função calor à pressão constante” já que “a diminuição da função representa, em todos os casos em que a pressão não varia, o calor cedido pelo sistema”.

Mais tarde, criou-se a expressão “conteúdo de calor” para a função H , “na ausência de melhor termo” (Lewis e Randall, 1923, p. 55). A influência da obra de Lewis e Randall se fez sentir, direta ou indiretamente, na maioria dos textos de Termodinâmica subsequentes. Importantes livros didáticos americanos de Ensino Superior adotaram a expressão. Getman e Daniels (1943, p. 97), por exemplo, explicam que “conteúdo de calor” é o termo preferido para H , “seguindo o sistema de Lewis e Randall”, embora reconhecessem a existência do termo entalpia, “usado por alguns autores”.

A expressão entalpia havia sido cunhada por Kamerling Onnes, em 1909, derivada do grego *talpos*, que significa calor (Partington, 1949; Laidler, 1993). Entretanto, levaria algum tempo até que o termo fosse assimilado pela comunidade dos químicos: somente em 1935 entalpia surgiria como palavra-chave nos *Chemical Abstracts*.

Na edição de 1948, Daniels (1948, p. 107) adotou a nova designação para H em seu livro, explicando que “o termo entalpia (...) é largamente usado por físicos e engenheiros e está aumentando seu uso entre os físico-químicos, de modo que, para efeito de uniformidade, parece melhor chamar nesta edição a grandeza $E + pV$ entalpia em lugar de conteúdo de calor”.

Outro autor importante a adotar a expressão conteúdo de calor para H em um texto didático foi Samuel Glasstone (1953, p. 48) que, na mesma direção de Daniels, constatava que “engenheiros e físicos usualmente re-

ferem-se a ela [a função H] como a entalpia”. De fato, dez anos antes, Hougen e Watson (1943), em um conhecido texto para engenheiros químicos, já empregavam apenas o termo entalpia para a função H .

Glasstone estava consciente da potencial confusão conceitual resultante da expressão conteúdo de calor, recomendando que “o uso do termo ‘conteúdo de calor’, entretanto, não deve ser interpretado como indicativo de que o sistema possui uma quantidade definida de energia calorífica”

(Glasstone, 1953, p. 48).

Por outro lado, na revisão que Pitzer e Brewer fizeram do texto de Lewis e Randall, em 1961, incorporaram a designação entalpia para H lado-a-lado com conteúdo de calor, com algumas ressalvas: “Em geral usaremos ambos os nomes, mas evitaremos o uso do nome conteúdo de calor quando processos envolvendo variações de pressão estiverem em discussão” (Pitzer e Brewer, 1961).

Os textos universitários desenvolvem o formalismo termodinâmico e explicitam o significado da entalpia como função termodinâmica. Por não explicar a origem do conceito nem enfatizar seu caráter instrumental e por adotar expressões ambíguas, embora pertencentes à tradição da disciplina, deixam margem para que o estudante faça uma interpretação fácil da entalpia como calor.

Aparentemente, é a igualdade quantitativa entre o calor trocado e a variação de entalpia do sistema durante um processo isobárico,

$$\Delta H = Q$$

que gera a interpretação da entalpia como conteúdo de calor. Mas essa interpretação é falsa porque os significados dos dois membros da equação são distintos. No primeiro mem-

bro, ΔH representa a variação de uma função (entalpia) que se sabe como calcular a partir de mudanças nas variáveis do sistema; no segundo, Q representa uma quantidade de energia trocada. A importância desta relação está em que, sabendo-se como calcular a variação da função entalpia, pode-se saber o valor do calor trocado entre sistema e vizinhança.

A discussão das seções anteriores pretendeu deixar claro que a entalpia não é o calor trocado entre sistema e vizinhança. O calor, como é um processo de transferência de energia associado a uma diferença de temperaturas, pode explicar as variações de temperatura dos corpos materiais através de uma transferência de energia. A variação de entalpia, por seu turno, não explica nada sobre as variações de temperatura dos corpos materiais porque não foi conceituada no âmbito da explicação desse fenômeno. A entalpia pode ser usada como indicador que algo mudou no sistema, quando sua variação não é nula. A variação de entalpia é apenas um sinalizador, a entalpia é uma ferramenta de cálculo. A interpretação dos fenômenos térmicos é realizada em termos de energia e calor (Silva *et al.*, 2002). É evidente que, recorrendo a esses conceitos para dar significado à entalpia, não se está acrescentando nada de novo às explicações. Estudar a entalpia, deste modo, resulta

apenas em criar dupla denominação para um mesmo conceito, prática condenável em Ciência, em geral, e em ciência química,

em particular.

Conclusões

O tratamento didático da entalpia não é simples. Compreender o significado da entalpia requer conhecer o problema que lhe deu origem e o encaminhamento da solução. Caso contrário, pode acontecer que os alunos apenas memorizem mecanicamente uma expressão para uso escolar, sem qualquer vínculo com os outros ambientes onde vivem.

No Ensino Superior, sugiro forte-

Compreender o significado da entalpia requer conhecer o problema que lhe deu origem e o encaminhamento da solução. Caso contrário, pode acontecer que os alunos apenas memorizem mecanicamente uma expressão para uso escolar, sem qualquer vínculo com os outros ambientes onde vivem

A expressão entalpia foi cunhada por Kamerling Onnes, em 1909, derivada do grego *talpos*, que significa calor

mente a adoção da abordagem de Denbigh (1981), que trata a entalpia como função auxiliar, ao lado de outras funções termodinâmicas. Para ensinar o significado da entalpia, considero necessário discutir o problema do cálculo termodinâmico do calor. Isto exige conhecimentos científicos - função de estado, cálculo diferencial e integral, formalização de conceitos - que vão além da alfabetização científica e, portanto, são inadequados para o nível médio de ensino.

Por outro lado, ensinar a entalpia como sinônimo de calor não acrescenta nada de significativo aos conhecimentos dos alunos. Porém, atribui à entalpia ensinada na escola (entalpia escolar) um poder explicativo maior do que a entalpia científica possui pelo modo como foi termodinamicamente definida, o que é um contra-senso, já que o objetivo do ensino das ciências é discutir os conhecimentos científicos. A transposição didática das ciências não deve distorcer as ciências e adulterar os seus significados.

Em vista do exposto, proponho que o conceito de entalpia não seja estudado no Ensino Médio, sob pena de ser apenas mais um objeto de simples memorização e empobrecimento do processo pedagógico. É suficiente e necessário ensinar o conceito de calor como processo de transferência de energia - no âmbito das leis da termodinâmica - para discutir os problemas termoquímicos de interesse da população leiga.

Notas

1. O trabalho de Gibbs, publicado em 1878, empregou simbologia e terminologia diferentes das atuais.

2. Isto é válido para sistemas simples, em que o único tipo de trabalho é o de variação de volume.

Caso exista trabalho de variação de superfície, transferência de cargas etc., outras propriedades serão variáveis e deverão ser incluídas na equação diferencial da entalpia.

3. Levantamento realizado pelo autor em disciplina de Físico-Quí-

mica de cursos universitários de Química.

José Luis de Paula Barros Silva (joseluis@ufba.br), bacharel em Química, mestre em Física e doutor em Química pela Universidade Federal da Bahia (UFBA), é docente do Instituto de Química da UFBA.

Referências bibliográficas

BRADY, J.E. e HUMISTON, G.E. *Química Geral*. Trad. C.M.P dos Santos e R.B. Faria. Rio de Janeiro: LTC, 1998.

BROWN, S.C. The caloric theory of heat. *American Journal of Physics*, v. 18, p. 367-373, 1950.

BUENO, W.A.; LEONE, F.A.; DEGRÊVE, L. e BOODTS, J.F.C. *Química Geral*. São Paulo: McGraw-Hill do Brasil, 1978.

CARVALHO, G.C. *Química Moderna*. São Paulo: Scipione, 1997.

DANIELS, F. *Outlines of physical chemistry*. Nova Iorque: John Wiley, 1948.

DENBIGH, K. *The principles of chemical equilibrium*. 4ª ed. Cambridge: Cambridge University Press, 1981.

FELTRE, R. *Química*. 5ª ed. São Paulo: Moderna, 2000. v. 2.

FONSECA, M.R.M. *Completamente Química*. São Paulo: FTD, 2001. v. 2.

GLASSTONE, S. *Thermodynamics for chemists*. Nova Iorque: D. Van Nostrand, 1953.

GETMAN, F.H. e DANIELS, F. *Outlines of physical chemistry*. Nova Iorque: John Wiley, 1943.

GIBBS, J.W. On the equilibrium of heterogeneous substances. Em: GIBBS, J.W. *The scientific papers of J. Willard Gibbs*. Nova Iorque: Dover, 1961. v. 1.

HAASE, R. Survey of fundamental laws. Em: JOST, W. (Ed.). *Physical chemistry: An advanced treatise*. Nova Iorque: Academic Press, 1971. v. 1.

HOUGEN, O.A. e WATSON, K.M. *Chemical process principles*. Nova Iorque: John Wiley, 1943.

LAIDLER, K.J. *The world of physical chemistry*. Oxford: Oxford University Press, 1993.

LEWIS, G. e RANDALL, M. *Thermodynamics and the free energy of chemical substances*. Nova Iorque: McGraw-Hill, 1923.

LOPES, A.R.C. *Conhecimento escolar: Ciência e cotidiano*. Rio de Janeiro: Eduerj, 1999.

MALDANER, O.A. e ZAMBAZI, R. *Química II: Consolidação de conceitos fundamentais*. Ijuí: Ed. Unijuí, 1997.

NOVAIS, V. *Química*. São Paulo: Atual, 1999. v. 2.

PARTINGTON, J.R. *An advanced treatise of physical chemistry*. Londres: Longmans, 1949. v. 1.

PERUZZO, T.M. e CANTO, E.L. *Química: Na abordagem do cotidiano*. 2ª ed. São Paulo: Moderna, 2002.

PITZER, K.S. e BREWER, L. *Thermodynamics*. 2ª ed. Nova Iorque: McGraw-Hill, 1961, p. 37.

ROLLER, D. The early development of the concepts of temperature and heat: The rise and decline of the caloric theory. Em: CONANT, J.B. e NASH, L.K. (Eds.). *Harvard case histories in experimental science*. Cambridge: Harvard University Press, 1957.

RUSSEL, J.B. *Química Geral*. Trad. D.L. Sanioto et al. São Paulo: Makron Books, 1994.

SILVA, J.L.P.B.; MORADILLO, E.F. e PENHA, A.F. Interpretação microscópica do calor de reação. *Livro de Resumos da 25ª Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química*. São Paulo: SBQ, 2002. Resumo ED-090 (disponível na Internet: <http://143.107.52.76/servicos/buscatrabalho.asp>).

USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química*. São Paulo: Saraiva, 1999.

Para saber mais

MORTIMER, E.F. e AMARAL, L.O.F. Quanto mais quente melhor: Calor e temperatura no ensino de Termoquímica. *Química Nova na Escola*, n. 7, p. 30-34, 1998.

OLIVEIRA, R.J. e SANTOS, J.M. A energia e a Química. *Química Nova na Escola*, n. 8, p. 19-22, 1998.

Abstract: Why enthalpy should not be studied at high school – High-school education has the goal of forming scientifically literate citizens, that is, who have clear understanding of basic scientific knowledge, in order to consciously use it throughout their lives in the current world, strongly influenced by science. However, not all scientific concepts can be didactically transposed to the basic-education level without substantive modifications of meaning. In this article the author seeks to show that the comprehension of the enthalpy concept – a concept usually studied at high school – requires understandings that go beyond scientific literacy and, hence, it cannot be studied at this educational level.

Keywords: enthalpy, teaching of thermodynamics, didactic transposition