

As Muitas Interpretações da Entropia e a Criação de Um Material Didático Para o Ensino da Interpretação Probabilística da Entropia

Higo L. B. Cavalcanti, Edvan A. Ferreira, Paloma G. Abrantes e Gláucia N. Cavalcanti

A entropia é um conceito de difícil compreensão e, a fim de auxiliar seu entendimento, existem diversas interpretações, sendo a “tendência à desordem” uma das mais famosas. Neste trabalho é discutida brevemente a origem do termo entropia, bem como diferentes maneiras de interpretá-la, com especial enfoque na interpretação probabilística da entropia. É descrita a construção de um material alternativo denominado “Entropiômetro”, que tem por finalidade auxiliar na compreensão da entropia em termos de probabilidade de estados, e também sua aplicação em sala de aula.

► entropia, microestados, termodinâmica ◀

Recebido em 28/11/2017, aceito em 23/03/2018

169

A entropia, S , é uma grandeza termodinâmica de importância fundamental, uma vez que a ela está atrelado o sentido das transformações, ou, em outras palavras, a ordem natural com que os eventos ocorrem. É possível afirmar que um determinado processo é espontâneo (não requer realização de trabalho externo para que tenha prosseguimento) ou não espontâneo conhecendo-se a variação da entropia total, ou entropia do universo, dS_{univ} . Por variação da entropia do universo entende-se a soma da variação de entropia do sistema de interesse, dS , e das suas vizinhanças, dS_{viz} . A definição de espontaneidade apresentada acima não é única, e é, na verdade, tema de debate (Ochs, 1996; Raff, 2014).

A origem do entendimento da entropia pode ser traçada a partir do trabalho do engenheiro francês Sadi Carnot em *Réflexions Sur la Puissance Motrice du Feu*,

publicado originalmente em 1824. Nesse trabalho, é sugerido que uma máquina térmica funcionando de maneira cíclica deve absorver energia sob a forma de calor de uma certa fonte e, na sequência, liberar energia para um reservatório frio, realizando trabalho no processo (Carnot, 1986, 2013; Carnot e Thomson, 2010). Carnot concluiu, de maneira equivocada, que a quantidade de energia absorvida pela máquina térmica seria igual à quantidade de energia liberada, e coube a cientistas como Rudolph Clausius e William Thomson (Lord Kelvin) a tarefa de corrigir o trabalho de Carnot, adaptando-o à 1ª lei da termodinâmica (Levine, 2012).

Uma das maneiras de enunciar a 2ª lei da termodinâmica reflete exatamente uma característica das máquinas térmicas: *Nenhum processo cujo resultado seja a absorção de energia de um reservatório e sua transformação completa em trabalho é possível* (Atkins e Paula, 2012; Castellan, 1986; Levine, 2012). Esta lei impõe uma restrição às máquinas térmicas: a impossibilidade de se

Uma das maneiras de enunciar a 2ª lei da termodinâmica reflete exatamente uma característica das máquinas térmicas: Nenhum processo cujo resultado seja a absorção de energia de um reservatório e sua transformação completa em trabalho é possível (Atkins e Paula, 2012; Castellan, 1986; Levine, 2012). Esta lei impõe uma restrição às máquinas térmicas: a impossibilidade de se obter eficiência de 100%, ou seja, uma completa conversão de energia em trabalho. Parte da energia absorvida invariavelmente será dispersada, liberada sob a forma de calor para o reservatório frio.

A seção “Conceitos Científicos em Destaque” tem por objetivo abordar, de maneira crítica e/ou inovadora, conceitos científicos de interesse dos professores de Química.

obter eficiência de 100%, ou seja, uma completa conversão de energia em trabalho. Parte da energia absorvida invariavelmente será dispersada, liberada sob a forma de calor para o reservatório frio.

O ciclo de Carnot é composto de uma série de processos reversíveis sucessivos, que ilustram o funcionamento de uma máquina térmica ideal (em termodinâmica, um processo reversível significa um processo no qual as transformações nas variáveis de estado ocorrem e podem ser revertidas ao estado inicial, por quantidades infinitesimais, dT e dV , por exemplo). Inicialmente ocorre uma expansão isotérmica (mediante absorção de energia), passando por uma expansão adiabática e voltando ao estado inicial após uma compressão isotérmica (com liberação de energia) e uma compressão adiabática. Aplicando-se a definição da 1ª lei da termodinâmica em termos de variações infinitesimais ($dU = dq + dw$) ao ciclo de Carnot encontra-se a seguinte expressão (Levine, 2012):

$$\oint \frac{dq_{\text{rev}}}{T} = \frac{q_{\text{rq}}}{T_{\text{rq}}} + \frac{q_{\text{rf}}}{T_{\text{rf}}} = 0 \quad (1)$$

onde surge a integral cíclica de dq_{rev} , a energia trocada sob a forma de calor; q_{rq} é a energia absorvida do reservatório quente, T_{rq} é a temperatura do reservatório quente, q_{rf} é a energia liberada para o reservatório frio e T_{rf} é a temperatura do reservatório frio. A Equação 1 expressa que a integral cíclica de $dq_{\text{rev}} / T = 0$, e isto tem uma implicação importante, pois significa que o integrando é uma função de estado. A esta função deu-se o nome de entropia (proveniente do grego “*trope*”, que significa transformação), termo cunhado por Rudolph Clausius (que a chamou inicialmente de conteúdo de transformação, em 1854). A entropia, representada pela letra S , tem sua variação infinitesimal dada por:

$$dS \equiv \frac{dq_{\text{rev}}}{T} \quad (2)$$

Até este ponto, a entropia nada mais é do que uma medida das trocas de energia sob a forma de calor que ocorrem durante o funcionamento de uma máquina térmica. Embora a entropia tenha sido derivada a partir do ciclo de Carnot, é possível calcular sua variação para processos não-cíclicos, reversíveis e irreversíveis (processos irreversíveis, por sua vez, implicam em mudanças finitas nas variáveis de estado, sendo usualmente representadas pela letra grega Δ , em ΔT e ΔV , por exemplo). Para mais detalhes sobre o cálculo da variação de entropia indicamos as referências (Atkins e

Paula, 2012; Ball, 2005; Castellan, 1986; Levine, 2012; Moore, 1976).

Pode-se demonstrar que a variação de entropia total para sistemas fechados é igual a zero para processos reversíveis e maior que zero para processos irreversíveis (Levine, 2012). Se admitirmos que o universo é formado por sistema e vizinhança, e que estes não trocam energia com outros entes, este universo em si passa a ser entendido como um sistema isolado, e tem-se a importante conclusão: *a entropia do universo mantém-se constante num processo reversível, e sempre aumenta num processo irreversível*. Resumidamente:

$$dS_{\text{univ}} \geq 0 \quad (3)$$

A Equação 3 diz, de maneira concisa, que a entropia é uma grandeza que sempre aumenta nos processos irreversíveis. Embora a energia seja conservada durante uma transformação num sistema isolado (1ª lei), esta mesma transformação envolve um aumento na entropia. Quanto mais trocas de energia ocorrerem, maior será a entropia, e isto é possível a partir do momento que esta energia é distribuída de maneira mais dispersa, o que leva à interpretação da entropia

como sendo a tendência natural a uma maior dispersão da energia, ou uma maior variedade na distribuição da energia conforme a transformação espontânea ocorre. *A entropia é entendida, portanto, como uma medida da dispersão da energia.*

Sabe-se que a entropia é maior para as substâncias no estado gasoso em comparação com a mesma substância em estado líquido, que por sua vez apresenta entropia superior ao estado sólido. Além disso, o cálculo da variação da entropia para alguns processos, como a expansão de um gás num vácuo e as transições de fase sólido-líquido e líquido-vapor, ajudou a sedimentar, entre estudantes e

professores, o entendimento da variação da entropia como o aumento da *desordem*. Em outras palavras, a entropia seria a passagem de uma situação de maior ordem para uma situação mais desordenada, uma “tendência ao caos”. Tal interpretação alçou a entropia a um *status* (não necessariamente desejado) de ferramenta capaz de explicar até mesmo fenômenos das ciências sociais, como supõem diversas publicações (Arnheim, 2010; Bailey, 1990; Greco, 2015; Nicolas, 2013).

O portal *Entropy Site* (Entropy Site, 2018) é totalmente dedicado a discutir e desmistificar o entendimento da entropia como uma medida do grau de desordem, além de fornecer diversos tópicos de discussão e direcionar o visitante para uma série de artigos publicados na literatura em que o tema é abordado. Destacam-se os trabalhos do professor Franck

[...] o cálculo da variação da entropia para alguns processos, como a expansão de um gás num vácuo e as transições de fase sólido-líquido e líquido-vapor, ajudou a sedimentar, entre estudantes e professores, o entendimento da variação da entropia como o aumento da *desordem*. Em outras palavras, a entropia seria a passagem de uma situação de maior ordem para uma situação mais desordenada, uma “tendência ao caos”. Tal interpretação alçou a entropia a um *status* (não necessariamente desejado) de ferramenta capaz de explicar até mesmo fenômenos das ciências sociais, como supõem diversas publicações (Arnheim, 2010; Bailey, 1990; Greco, 2015; Nicolas, 2013).

Lambert, autor de diversos artigos em que desaconselha a propagação do termo “desordem” nas salas de aula (Kozliak e Lambert, 2005; Lambert, 2003, 1999, 2002a, 2002b).

Com o advento do conceito de átomo e sua utilização para o desenvolvimento da teoria cinética dos gases por James Clerk Maxwell, abriu-se um ramo novo da termodinâmica. Josiah Willard Gibbs, James Clerk Maxwell e Ludwig Boltzmann incorporaram à termodinâmica (uma ciência, até então, primariamente macroscópica) a existência de entes microscópicos (átomos e moléculas), e trouxeram um novo formalismo matemático e estatístico para analisar e interpretar os fenômenos físicos e químicos. Estes cientistas são usualmente creditados como os precursores e principais idealizadores da chamada termodinâmica estatística (McQuarrie, 1976; Tolman, 2010).

A distribuição de velocidades dos gases divisada por Maxwell permite agrupar os átomos e moléculas gasosos em faixas de velocidades. De maneira similar, a distribuição de energias de Maxwell-Boltzmann mostra que é possível realizar um agrupamento em termo de energias. No entanto, uma outra revolução científica, a mecânica quântica (desenvolvida nas primeiras décadas do século XX) mostrou um resultado fundamental sobre a energia: o fato de que ela é quantizada, ou seja, separada em níveis discretos e com valores bem definidos para cada sistema atômico-molecular. De acordo com a mecânica quântica, as variações de energia estão restritas aos níveis característicos de cada sistema microscópico, não podendo assumir qualquer valor aleatório. Esta noção pode ser ilustrada observando-se a Figura 1, uma representação muito comum da distribuição das moléculas em determinados *níveis de energia*.

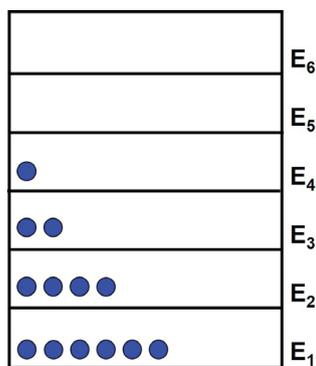


Figura 1: Distribuição de moléculas (esferas azuis) em diferentes níveis de energia.

Na Figura 1, as esferas azuis são utilizadas para representar uma determinada quantidade de moléculas, e a cada compartimento ou divisão da caixa retangular está associado um valor de energia. A energia total, E_T , pode ser escrita levando-se em conta a quantidade de moléculas em cada nível i e a energia do nível, E_i ($i = 1, 2, 3, 4, 5$ e 6). Se cada esfera azul na Figura 1 representa 1 molécula, a energia total é dada por:

$$E_T = (6 \times E_1) + (4 \times E_2) + (2 \times E_3) + (1 \times E_4) \quad (4)$$

Ludwig Boltzmann trouxe uma perspectiva diferente sobre o próprio sentido da entropia, que, dentro da termodinâmica estatística, passou a ser entendida como *uma medida da probabilidade de um estado*. O que esta afirmação informa, de fato, sobre a entropia? Um dos exemplos mais utilizados para apresentar esta noção probabilística da entropia é o de um recipiente que contém dois gases diferentes separados por uma partição móvel, conforme ilustra a Figura 2.

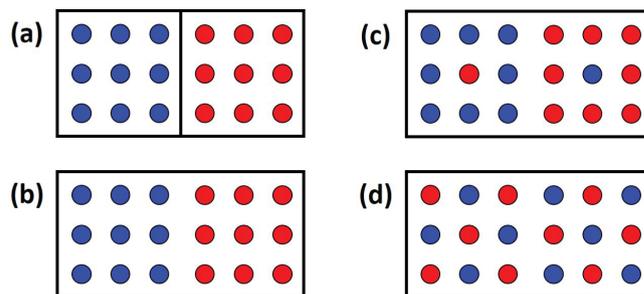


Figura 2: Dois gases diferentes, representados pelas esferas azuis e vermelhas; (a) os gases permanecem separados por uma partição móvel; (b) instante em que a partição é removida; (c) os gases iniciam o processo de mistura; (d) os gases se misturam por completo.

Na Figura 2(a), observa-se um recipiente em que dois gases, representados por esferas azuis no lado esquerdo e esferas vermelhas no lado direito, são mantidos sem contato um com o outro, devido à separação promovida por uma partição móvel. Ao retirar-se a parede móvel (Figura 2(b)), é permitido aos gases que ocupem um volume maior que na situação inicial. Considerando estes gases como sendo gases ideais, não há qualquer direção preferencial para o movimento das partículas (o movimento é aleatório) ou interação entre elas (exceto por colisões). Nesse momento, surge a indagação: “Qual é a probabilidade de todas as moléculas do gás azul permanecerem no lado esquerdo do recipiente? Ou, qual é a probabilidade de todas as moléculas do gás vermelho permanecerem no lado direito do recipiente?”. Intuitivamente, parece óbvio afirmar que é uma probabilidade muito pequena, e de fato pode-se rapidamente realizar o exercício de calculá-la: a probabilidade de uma molécula azul (ou vermelha) estar em qualquer um dos lados do recipiente é de 0,50 (ou 50%), e a probabilidade de uma segunda molécula estar no mesmo lado da primeira também é de 0,50, pois um evento é independente do outro. Com isso, a probabilidade de termos duas moléculas no mesmo lado (Pr) é dada pelo produto das probabilidades individuais, ou seja, $Pr = 0,50 \times 0,50 = 0,25$ (ou 25%). Quando levamos em consideração 1 mol de moléculas, ou seja, $6,022 \times 10^{23}$ entes, a probabilidade deste 1 mol de moléculas permanecer no mesmo lado do recipiente é dada por $Pr = 0,50^{(6,022 \times 10^{23})}$, um número bastante próximo de 0 (Brown *et al.*, 2016).

Sabe-se que, após a remoção da parede, a mistura dos dois gases ocorrerá de maneira espontânea. Na Figura 2(c), pode-se observar uma pequena quantidade de moléculas que “trocaram de lado”, e a esta distribuição particular de

moléculas se pode atribuir uma probabilidade. A Figura 2(d), por sua vez, contempla uma distribuição homogênea dos dois gases por todo o volume do recipiente, ou seja, metade das moléculas do gás azul e metade das moléculas do gás vermelho no lado esquerdo, e a mesma proporção no lado direito. Tal distribuição representa a probabilidade mais elevada. Para este exemplo da mistura de dois gases ideais, que ocorre espontaneamente, têm-se as seguintes observações: *i) a transformação espontânea refere-se à mistura total (homogênea) dos dois gases; ii) a mistura total representa o evento mais provável e iii) o aumento da entropia total define o sentido da transformação espontânea.* Infere-se, portanto, que o aumento da entropia está, de fato, relacionado à probabilidade.

Além de estar relacionada com a probabilidade de um estado e a distribuição espacial de um conjunto de moléculas, a entropia apresenta uma relação muito estreita com a energia. Sabe-se que, havendo a possibilidade de quantificar a energia de uma amostra, o que é observado de fato é o valor médio desta propriedade, um conceito estatístico. A teoria cinética dos gases, por exemplo, leva a uma relação entre a energia translacional média ($\langle \varepsilon_{tr} \rangle$) e a temperatura, dada pela equação $\varepsilon_{tr} = \frac{3}{2} k_B T$, onde k_B é a constante de Boltzmann, $1,38065 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$.

Esta energia média pode ser relacionada, também, à distribuição das moléculas em seus diferentes níveis de energia. Vamos supor que um determinado recipiente contém 6 moléculas, e que sua energia é determinada como sendo -100 J (os valores de energia exemplificados neste texto foram escolhidos por razões pedagógicas, não representando com exatidão as energias de moléculas individuais, que se apresentam na ordem de 10^{-23} J). Utilizando um diagrama de níveis de energia análogo ao apresentado na Figura 1 e modificado apenas pela adição de valores hipotéticos de energia (em Joules), pode-se realizar a distribuição das 6 moléculas conforme mostra a Figura 3, considerando que cada um dos níveis de energia apresentados é igualmente provável. Aplicando a Equação 4, é fácil perceber que qualquer uma das maneiras de distribuir as moléculas (apresentadas na Figura 3) resulta numa energia de -100 J . Cada uma destas maneiras de obter a energia total é chamada de *microestado*. Conclui-se que, nesta situação, 4 microestados diferentes conduzem à energia total observada.

Ludwig Boltzmann demonstrou uma maneira quantitativa de determinar a entropia relacionando-a com o número de microestados que levam a uma determinada energia através da célebre equação (McQuarrie, 1976):

$$S = k_B \ln(\Omega) \quad (5)$$

onde S é a entropia, k_B é a constante de Boltzmann, e Ω é o número de microestados. Quanto maior for o valor de Ω , maior será a entropia. Em outras palavras, o aumento da entropia (e a tendência à espontaneidade) ocorre quanto maior for o número de maneiras de distribuir as moléculas

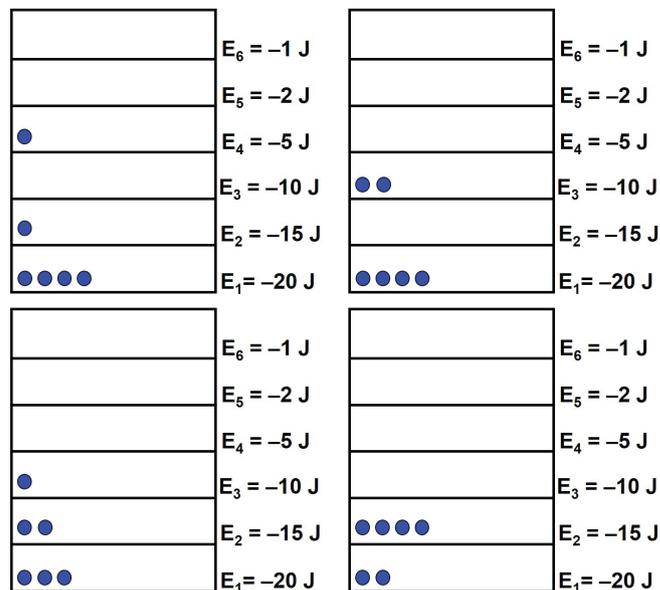


Figura 3: 4 possíveis microestados que levam à energia total de -100 J .

em seus diferentes níveis de energia. Esse entendimento da entropia relaciona-se muito bem com a noção de dispersão da energia apresentada anteriormente, uma vez que um grande número de níveis sendo ocupados claramente indicam uma energia total mais dispersa.

O Que Dizem os Livros Didáticos?

Analisando alguns dos livros didáticos utilizados no ensino superior de Química, pode-se perceber que o tema é tratado de maneira diversa. Em Levine (2012), há um destaque para a discussão relacionada à definição da entropia na seção “*O que é entropia?*” e na subseção “*Interpretação molecular da entropia*”. Para o autor é nítido que o aumento na entropia ocorre devido ao sistema tender a um estado de equilíbrio, ou seja, sair de um estado de menor probabilidade para um de maior probabilidade:

O aumento de S à medida que um sistema isolado avança em direção ao equilíbrio está diretamente relacionado com o fato de o sistema ir de um estado de baixa probabilidade para um de alta probabilidade. Por esse motivo, postulamos que a entropia S de um sistema é uma função da probabilidade P do estado termodinâmico do sistema (Levine, 2012, p. 94).

Levine (2012) também afirma que, em sistemas desordenados, a entropia é maior em relação a sistemas ordenados, devido a uma maior probabilidade de estados. Afirma-se que, muitas vezes, a entropia é vista como uma medida de desordem. No entanto, o autor reitera que esses conceitos (ordem e desordem) são subjetivos, recomendando relacionar a entropia com a probabilidade de estados.

Uma abordagem similar pode ser encontrada em Castellan (1986), em que o autor discute, no capítulo 9 de

seu livro, a interpretação probabilística da entropia (seção 9.12), dando um grande enfoque na expansão isotérmica de um gás, que o autor discute em termos da probabilidade de arranjar as moléculas conforme o volume é aumentado.

Na seção 9.13 há um tratamento matemático para desenvolver uma forma geral do termo Ω da equação de Boltzmann (equação 5), o que pressupõe dos estudantes um conhecimento prévio em estatística, especialmente análise combinatória. Na seção seguinte (9.14), discute-se as maneiras de distribuir a energia, tanto frente a volumes maiores quanto a um número maior de moléculas, fechando a discussão com o exemplo da mistura espontânea de duas amostras de gás ideal (seção 9.15). O livro de Castellan (1986) traz uma abordagem rica tanto em termos matemáticos quanto na interpretação probabilística da entropia; contudo, pode ser pouco indicado para cursos introdutórios na graduação em Química.

Outro livro didático que é enfático na interpretação da entropia enquanto medida de dispersão de energia é *Físico-química vol. 1*, de Peter Atkins e Júlio de Paula (Atkins e Paula, 2012). Os autores fazem uma ressalva ao compararem o tratamento da entropia como aumento do número de microestados acessíveis e como tendência ao aumento da desordem, ao afirmarem que: “O conceito de microestados torna quantitativos os conceitos qualitativos não bem definidos de ‘desordem’ e de ‘dispersão da matéria e energia’, que são amplamente usados [...]” (Atkins e Paula, 2012, p. 82).

Curiosamente, há uma discrepância considerável na abordagem adotada no livro didático de química geral *Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente* (Atkins e Jones, 2012), do qual Peter Atkins também é autor. Na obra há um tópico intitulado “*Entropia e Desordem*” (capítulo 8, seção 8.2), em que a interpretação da entropia como medida da desordem é, por diversas vezes, reforçada. Alguns trechos seguem: “[...] a energia e a matéria tendem a ficar mais desordenadas” (Atkins e Jones, 2012, p. 288); “[...] veremos como usar a ideia do aumento da desordem para explicar qualquer mudança espontânea” (Atkins e Jones, 2012, p. 288); “Entropia baixa significa pouca desordem e entropia alta significa muita desordem” (Atkins e Jones, 2012, p. 288); “A direção natural do sistema e sua vizinhança [...] é ir da ordem para a desordem, do organizado para o aleatório, da menor para a maior entropia” (Atkins e Jones, 2012, p. 289). É importante destacar que a interpretação probabilística da entropia também é discutida separadamente nesse livro didático, nas seções 8.5 e 8.6.

Observa-se que, em *Química geral*, de Russel (1994), a entropia é discutida no capítulo “*Termodinâmica Química*”, em que o autor apresenta uma discussão em termos de uma suposta tendência natural à desordem, e, ao mesmo tempo,

conecta essa abordagem com a probabilidade de estados: “[...] os sistemas tendem a transformar-se em estados mais desordenados por causa de a probabilidade de tais estados ser maior do que a de um estado mais ordenado” (Russel, 1994, p. 835). Embora Russel (1994) relacione o aumento da entropia com o aumento da probabilidade de estados, este último é justificado a partir da mudança de um estado ordenado para um estado mais desordenado.

Algo interessante ocorre ao analisar as diferentes edições do livro *Química: a ciência central*. Na 9ª edição (Brown *et al.*, 2013), traduzida para o português, os autores também associam entropia à desordem de maneira explícita: “A desordem é expressa por uma grandeza termodinâmica chamada entropia” (Brown *et al.*, 2013, p. 449); “Quanto mais desordenado ou aleatório um sistema, maior a sua entropia” (Brown *et al.*, 2013, p. 688). Na 13ª edição (próxima a ter sido traduzida para o português) (Brown *et al.*, 2016), há nitidamente uma mudança nos termos utilizados. Na maioria das ocasiões, o termo “desordem” foi substituído por “aleatório” ou “aleatoriedade”. Tem-se: “[...] a entropia está relacionada com o grau de aleatoriedade do sistema” (Brown *et al.*, 2016, p. 852); “De modo geral, a entropia de

todo e qualquer sistema aumenta à medida que ele se torna mais aleatório ou espalhado” (Brown *et al.*, 2016, p. 858). Vale destacar que, em ambas as edições traduzidas, há seções específicas para a interpretação molecular/probabilística da entropia.

Observa-se que, levando em consideração a análise dos livros didáticos mencionados acima, os títulos indicados aos cursos mais avançados de físico-química evitam utilizar o conceito de

desordem atrelado à entropia, enfatizando sua interpretação probabilística a nível molecular. Por sua vez, os livros didáticos mais introdutórios (química geral) ainda tendem a discutir a entropia em termos de um grau de desordem.

Construção do Entropiômetro

Na tentativa de apresentar a interpretação probabilística da entropia de maneira mais dinâmica e participativa, foi idealizado um “Entropiômetro”, que é simplesmente a transição das imagens visualizadas nas Figuras 1 e 3 para o mundo tridimensional. O aparato resulta da manipulação de poucos materiais de baixo custo, sendo eles: papelão, papel *contact* (também conhecido como papel autoadesivo), pistola para aplicação de cola quente com os respectivos bastões (ou hastes) de cola, e bolas de gude (bila, biloca, bolita, carolo, fubeca, entre outros nomes, a depender da região do país).

É importante ressaltar que não há um instrumento que afira diretamente valores de entropia (um suposto

Observa-se que, levando em consideração a análise dos livros didáticos mencionados [...], os títulos indicados aos cursos mais avançados de físico-química evitam utilizar o conceito de desordem atrelado à entropia, enfatizando sua interpretação probabilística a nível molecular. Por sua vez, os livros didáticos mais introdutórios (química geral) ainda tendem a discutir a entropia em termos de um grau de desordem.

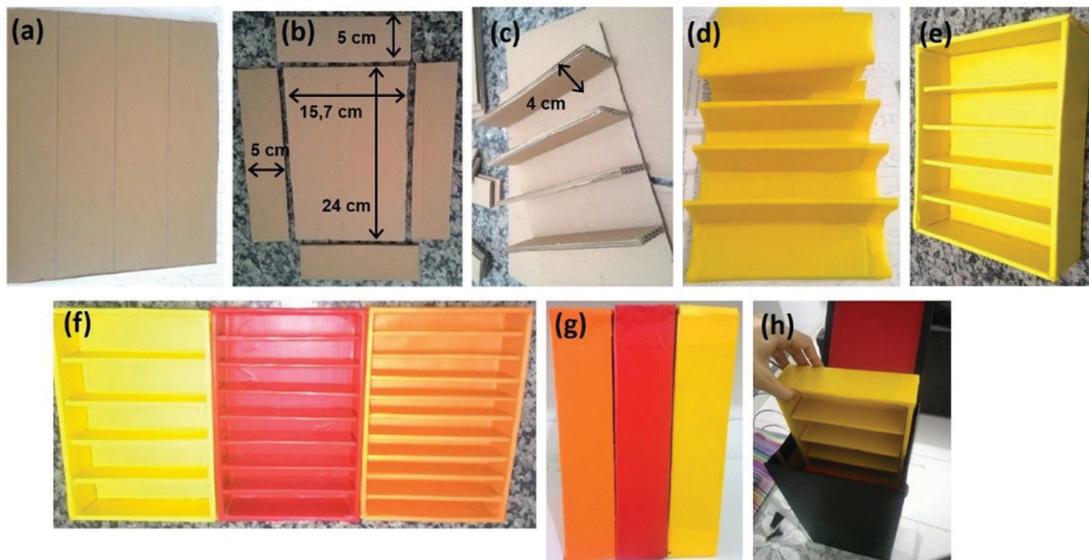


Figura 4: Etapas da confecção do Entropiômetro.

“Entropiômetro” de fato), sendo esta conhecida a partir de medidas experimentais de outras propriedades termodinâmicas, como a variação de entalpia e variação da energia livre de Gibbs.

Na Figura 4, observam-se as etapas sequenciais do processo de construção, que seguem: (a) recortes de placas de papelão em formato retangular; (b) construção do “esqueleto” de papelão, que assumirá o formato de uma caixa sem tampa; (c) o Entropiômetro consiste de uma caixa sem tampa subdividida em compartimentos, que serão os níveis de energia análogos àqueles apresentados nas Figuras 1 e 3. Os recortes de papelão são fixados uns aos outros com a aplicação da cola quente; (d) o Entropiômetro é coberto com o papel autoadesivo.

Na Figura 4(e) observa-se o Entropiômetro finalizado, contendo, nesse caso, 5 compartimentos; (f) embora seja possível ilustrar os microestados referentes a uma dada energia total com apenas uma caixa compartimentada, foram construídas outras duas, uma contendo 8 compartimentos (vermelha, ao centro) e outra contendo 10 compartimentos (laranja, à direita). Como será discutido nas próximas seções, a atividade desenvolvida com o auxílio deste material alternativo não se resume a contabilização de microestados, mas também a uma comparação entre a entropia relacionada a sistemas contendo diferentes quantidades de microestados possíveis; (g) vista lateral do Entropiômetro; (h) por questões organizacionais, foi construído um recipiente, também confeccionado utilizando-se recortes de papelão e coberto com papel *contact*, que serve de caixa externa do Entropiômetro.

Atividade Realizada

É importante ressaltar que a atividade utilizando o Entropiômetro aconteceu após a etapa de ensino da segunda lei da termodinâmica e sua ligação com a entropia, bem como as diferentes interpretações relacionadas a esta

grandeza termodinâmica. A atividade proposta é voltada para estudantes de graduação, e foi aplicada efetivamente durante a disciplina Físico-Química I, do curso de Licenciatura em Química do Instituto Federal da Paraíba (IFPB) – campus Sousa, no primeiro semestre do ano de 2017.

Os estudantes foram divididos em grupos, a fim de configurar uma atividade colaborativa, cujos benefícios já são amplamente estudados e conhecidos (Damiani, 2008). Exemplifica-se aqui o trabalho realizado em dois grupos, chamados G1 e G2. Ao grupo G1 foi entregue a caixa amarela (5 níveis), e ao grupo G2, a caixa vermelha (8 níveis). Os dois grupos receberam a mesma quantidade de bolas de gude, 8, que representam a quantidade de moléculas. Os níveis de energia são indicados na lateral das caixas, utilizando-se papéis adesivos (podendo ser escritos de maneira direta nas caixas), conforme mostra a Figura 5.



Figura 5: Níveis de energia nas caixas amarela (esquerda) e vermelha (direita).

Neste momento, foi pedido aos estudantes que distribuíssem as 8 bolas de gude nos níveis de energia, objetivando uma energia total de -130 kJ, de tantas maneiras quanto fossem capazes de visualizar através da discussão dentro dos grupos G1 e G2, dado um tempo de 20 minutos para a realização da atividade.

O grupo G1 (munido da caixa amarela) divisou 7 maneiras diferentes de distribuir as 8 bolas de gudes e obter a energia total desejada, enquanto o grupo G2 (munido da caixa vermelha) encontrou 9 maneiras diferentes de distribuir as bolas de gudes e obter a mesma energia. Algumas das distribuições são apresentadas na Figura 6 (acima, grupo G1 e abaixo, grupo G2).



Figura 6: Algumas maneiras de organizar as moléculas de modo a obter a energia total de -130 kJ utilizando 5 níveis (acima, grupo G1) e 8 níveis (abaixo, grupo G2).

Com isso, os estudantes foram capazes de visualizar o fato de que níveis de energia mais próximos entre si (caixa vermelha) originam um número maior de maneiras de obter a mesma energia total. Pôde-se trazer a discussão, agora incluindo ambos os grupos, sobre uma reação química do tipo $A \rightarrow B$, em que os níveis de energia do reagente e do produto são representados pelas caixas amarela e vermelha,

respectivamente. Assumindo que a reação ocorre num sistema isolado, e que a energia total é de -130 kJ, esta deve ser conservada (1ª lei da termodinâmica). Contudo, existem muitas maneiras diferentes de obter estes -130 kJ, e conforme foi observado diretamente pelos estudantes, a caixa vermelha (espécie B) apresenta uma maior probabilidade de fornecer o valor desejado de energia. Conclui-se, portanto, que a formação do produto B é favorecida pelo fator entrópico.

Para aprofundar a relação entre a probabilidade dos estados e as reações químicas, a reação genérica $A \rightarrow B + C$ foi proposta, ao mesmo tempo em que foi introduzida a terceira caixa, cor de laranja, representando os níveis de energia do produto C. Para este exemplo, os níveis de energia de cada caixa foram alterados, conforme mostra a Figura 7.

Foram distribuídas agora 5 bolas de gude para um grupo chamado G3 (responsável pelo reagente A), e, dada a estequiometria da reação-exemplo, outras 5 bolas de gude foram fornecidas ao grupo denominado G4 (encarregado do produto B) e mais 5 bolas de gude entregues ao grupo nomeado G5 (responsável pelo produto C). Os estudantes novamente deveriam distribuir as bolas de gude nos níveis de energia, porém o grupo G3 deveria obter uma energia total de -80 kJ, enquanto os grupos G4 e G5 deveriam trabalhar em conjunto para obter o valor desejado de -80 kJ utilizando, simultaneamente, a caixa vermelha e a caixa laranja.

A atividade durou aproximadamente 20 minutos, em que o grupo G3 apresentou 4 maneiras de distribuir as moléculas a fim de alcançarem uma energia total de -80 kJ. No mesmo intervalo de tempo, os grupos G4 e G5 apontaram 10 maneiras de obter a mesma energia. Algumas das combinações são apresentadas na Figura 8.

Essa diferença no número de combinações decorre do fato de que as caixas que representam os produtos da reação-exemplo são compostas por muitos níveis de energia próximos entre si. Com isto, os estudantes concluem que reações químicas em que há a formação de um número maior de produtos em relação aos reagentes tendem, em geral, a ser favorecidas pelo fator entrópico, uma vez que o número de níveis de energia e, conseqüentemente, o número de maneiras de obter uma dada energia, tende a aumentar.



Figura 7: Níveis de energia assinalados para as caixas referentes às espécies hipotéticas A, B e C.



Figura 8: Exemplos de combinações que levam à energia total de -80 kJ para a espécie A (topo) e as espécies B e C (meio e abaixo).

Considerações Finais

Muitas vezes pode ser útil aproveitar-se de métodos alternativos que possam contribuir para uma discussão mais profunda para o tema “entropia”. Nesse contexto, o desenvolvimento e a aplicação do material alternativo de baixo custo denominado Entropiômetro mostrou-se um valioso instrumento para um debate da interpretação probabilística da entropia.

A utilização do material supracitado possibilitou a interação de diversos grupos com um número reduzido de estudantes, seguido de uma discussão ampla envolvendo a totalidade dos alunos da disciplina Físico-Química I, do curso de licenciatura em Química do IFPB – campus Sousa.

O Entropiômetro permitiu a discussão da entropia em termos do número de microestados, bem como a influência do fator entrópico em diversas transformações, tais como a expansão de um gás – que gera níveis de energia mais próximos entre si – e reações químicas hipotéticas (ocorrendo em sistemas isolados) em que há a formação de quantidades diferentes de produtos, levando a um número bastante elevado de níveis de energia disponíveis.

Higo de Lima Bezerra Cavalcanti (higo.cavalcanti@ifpb.edu.br) é licenciado, mestre e doutor em Química pela Universidade Federal da Paraíba (UFPB). Professor do Ensino Básico Técnico e Tecnológico do Instituto Federal da Paraíba (IFPB) – campus Sousa, onde atualmente atua como professor e pesquisador do curso de Licenciatura em Química. Sousa, PB – BR. **Edvan Alves Ferreira** (edvanalves2011@hotmail.com) é estudante do curso de Licenciatura em Química pelo IFPB – campus Sousa. Sousa, PB – BR. **Paloma Gomes de Abrantes** (palomaabrantest2014@gmail.com) é estudante do curso de Licenciatura em Química pelo IFPB – campus Sousa. Sousa, PB – BR. **Gláucia da Nóbrega Cavalcanti** (glaucians.adm@gmail.com) é estudante do curso de Licenciatura em Artes Visuais pela Universidade Paulista (UNIP) – unidade Sousa. Sousa, PB – BR.

Referências

ARNHEIM, R. *Entropy and art: an essay on disorder and order*. 40th anniversary ed. Oakland: University of California Press, 2010.

ATKINS, P. e JONES, L. *Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Trad. R. B. de Alencastro. 5^a ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

_____, e PAULA, J. *Físico-química*. Trad. E. C. da Silva, O. E. Barcia e M. J. E. M. Cardoso. 9^a ed. Rio de Janeiro: LTC, 2012.

BAILEY, K. D. *Social entropy theory*. 1st ed. New York: State University of New York Press, 1990.

BALL, D. W. *Físico-química*. Trad. A. M. Vichi. 1^a ed. São Paulo: Pioneira, 2005.

BROWN, T. L.; LEMAY Jr., H. E. e BURSTEN, B. E. *Química: a ciência central*. Trad. R. Matos. 9^a ed. São Paulo: Pearson, 2013.

_____; _____; _____; MURPHY, C. J.; WOODWARD, P. M. e STOLTZFUS, M. W. *Química: a ciência central*. Trad. E. Lopes, T. Jonas e S. M. Yamamoto. 13^a ed. São Paulo: Pearson, 2016.

CARNOT, S. *Reflexions on the motive power of fire*. New York: Lillian Barber Press, 1986.

_____. *Reflections on the motive power of fire: and other papers on the second law of thermodynamics*. 1st ed. New York:

Dover Publications, 2013.

_____, e THOMSON, W. *Reflections on the motive power of heat: accompanied by an account of Carnot's theory* (1890). Whitefish: Kessinger Publishing LLC, 2010.

CASTELLAN, G. *Fundamentos de físico-química*. Trad. C. M. P. dos Santos e R. B. Faria. 1^a ed. Rio de Janeiro: LTC, 1986.

DAMIANI, M. F. Entendendo o trabalho colaborativo em educação e revelando seus benefícios. *Educar em Revista*, n. 31, p. 213-230, 2008.

<http://entropysite.oxy.edu>, acessada em Maio 2018.

GRECO, R. A. *Direito e entropia*. 1^a ed. Charleston: Createspace Independent Publishing Platform, 2015.

KOZLIAK, E. I. e LAMBERT, F. L. “Order-to-disorder” for entropy change? Consider the numbers! *The Chemical Educator*, v. 4171, p. 24-25, January, 2005.

LAMBERT, F. L. Disorder – a cracked crutch for supporting entropy discussions. *Journal of Chemical Education*, v. 79, n. 2, p. 187-192, 2002a.

_____. “Disorder” in unstretched rubber bands? *Journal of Chemical Education*, v. 80, n. 2, p. 145-146, 2003.

_____. Entropy is simple, qualitatively. *Journal of Chemical Education*, v. 79, n. 10, p. 1241-1246, 2002b.

_____. Shuffled cards, messy desks, and disorderly dorm

rooms – examples of entropy increase? Nonsense! *Journal of Chemical Education*, v. 76, n. 10, p. 1385-1387, 1999.

LEVINE, I. N. *Físico-química*. Trad. E. C. da Silva e O. E. Barcia. 6ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 2012.

MCQUARRIE, D. A. *Statistical mechanics*. 1st ed. New York: HarperCollins Publishers, 1976.

MOORE, J. W. *Físico-química*. Trad. H. L. Chun, I. Jordan e M. C. Ferreroni. 1ª ed. São Paulo: Blucher, 1976.

NICOLAS, G. *O decrescimento – entropia, ecologia, economia*. 1ª ed. São Paulo: Senac São Paulo, 2013.

OCHS, R. S. Thermodynamics and spontaneity. *Journal of Chemical Education*, v. 73, n. 10, p. 952-954, 1996.

RAFF, L. M. Spontaneity and equilibrium: why “ $\Delta G < 0$ denotes a spontaneous process” and “ $\Delta G = 0$ means the system is at equilibrium” are incorrect. *Journal of Chemical Education*, v. 91, n. 3, p. 386-395, 2014.

RUSSEL, J. B. *Química geral*. Trad. M. Guekezian et al. 2ª ed. São Paulo: Makron Books, 1994.

TOLMAN, R. C. *The principles of statistical mechanics*. 1st ed. New York: Dover Publications, 2010.

Abstract: *The Many Interpretations of Entropy and the Creation of a Didactic Material for the Teaching of the Probabilistic Interpretation of Entropy.* Entropy is a challenging subject for teaching and learning. There are many interpretations in order to improve its understanding, being the “tendency to disorder” one of the most famous. In this paper, the origin of the term entropy is briefly discussed, along with different ways of interpreting it, focusing on the probabilistic interpretation. The construction of an alternative material called “Entropiômetro”, which aims to help the understanding of entropy in terms of the probability of states, and its application in a classroom are described.

Keywords: entropy, microstates, thermodynamics