



Problema no ensino do equilíbrio de fases condensadas com fase de vapor

Victor Dubas da Silva

O mito de que o iodo não funde ao ser aquecido em pressão atmosférica e, em vez disso, passa diretamente para a fase de vapor é tão disseminado que é difícil encontrar quem nunca o tenha ouvido. Ao mesmo tempo, observa-se dúvidas com relação à “temperatura de evaporação” da água. Ambos problemas são indicativos de conceitos mal formados sobre o equilíbrio de fases condensadas com fase de vapor e, portanto, é necessário elucidar os problemas mencionados. Para tal, transições de fases e o equilíbrio de fases condensadas com fase de vapor são revistos, baseando a discussão no conceito de pressão de vapor. Transições de fases sólidas para vapor são distinguidas com base na relação entre a pressão de vapor da substância e a pressão atmosférica e comparadas com a evaporação e ebulição de líquidos. Propostas referentes a definições mais cuidadosas dos termos de transição sólido-vapor são compartilhadas como possíveis meios de evitar a associação do iodo ao gelo seco.

► ensino de química, equilíbrio sólido-vapor, sublimação ◀

Recebido em 15/04/2020, aceito em 04/07/2020

368

Duas substâncias comumente utilizadas para demonstrar a transição da fase sólida diretamente para a fase gasosa são o iodo e o gelo seco (dióxido de carbono sólido). Se mantidas em recipientes abertos à temperatura ambiente (25 °C), ambas as substâncias espontaneamente se transformam em vapor, de modo lento para o iodo, que passa de um sólido cinza escuro para um vapor de coloração roxa (e tóxico), e rápido para o gelo seco, que passa de um sólido branco, semelhante ao gelo comum, para um vapor incolor, mas, devido à sua baixa temperatura, condensa o vapor de água em suas proximidades e, portanto, causa a impressão de emitir um vapor branco (Kotz *et al.*, 2008; Stojanovaska *et al.*, 2012; Chang e Goldby, 2016; Brown *et al.*, 2016). As demonstrações, então, comumente seguem dizendo que este é um fenômeno chamado sublimação, e os estudantes associam as duas substâncias como exibindo o mesmo comportamento. Um problema emerge, contudo, quando os estudantes descobrem que o gelo seco não funde ao ser aquecido sob pressão atmosférica, mas o iodo, sim. Uma questão comum é “como pode o iodo fundir se ele sublima?”.

A seção “Ensino de Química em Foco” inclui investigações sobre problemas no ensino de Química, com explicitação dos fundamentos teóricos, procedimentos metodológicos e discussão dos resultados.

Intimamente relacionada está a questão “a que temperatura a água evapora?”, que confunde muitos discentes e intrigou o autor durante parte de seu ensino médio. Neste caso, a confusão surge porque tem-se difundido que a água evapora a 100 °C, mas o discente observa que a água de lagos evapora e as roupas úmidas no varal secam sem que a temperatura do ambiente atinja aquele valor (Silveira, 2016).

A relação entre as duas questões se encontra no problema que as origina: a incúria no ensino do equilíbrio de fases condensadas (estados sólido e líquido) com fase de vapor. Este artigo tem por objetivos esclarecer a origem de tal equilíbrio e responder às questões citadas.

O mito do iodo

O iodo tem pontos de fusão e ebulição bem estabelecidos à pressão atmosférica e disponíveis em livros didáticos comumente utilizados no ensino superior (cerca de 114 °C e 184 °C, respectivamente) (Atkins e Jones, 2012; Silberberg, 2013; Shriver *et al.*, 2014; Brown *et al.*, 2016; Chang e Goldby, 2016). Apesar disso, é fácil encontrar materiais de divulgação científica e livros que afirmam que, ao ser aquecido sob pressão atmosférica, o iodo não funde, apenas transita para a fase gasosa, mesmo já existindo discussões acerca deste problema (Stojavoska *et al.*, 2012; NileRed, 2017).

O *The periodic table book: a visual encyclopedia of the elements* (O livro da tabela periódica: uma enciclopédia visual dos elementos), ótimo em diversos aspectos, afirma com destaque que “Todo sólido **não funde** quando aquecido, mas se transforma em vapor”¹ (Jackson, 2017, p. 186, grifo do autor). A empresa MEL Science, que possui excelentes materiais de divulgação científica, afirma em um vídeo disponível no YouTube que “Quando aquecido, iodo **sublima** – passa do estado sólido para o gasoso, evitando o estado líquido”² (MEL Science, 2017, grifo do autor). Um artigo da revista *Education in Chemistry*, voltada para professores de química e publicada pela *Royal Society of Chemistry*, apresenta o aquecimento de uma amostra de iodo como substituto do gelo seco em demonstrações de sublimação e é completamente omissivo quanto à sua fusão, induzindo os leitores a crer que as substâncias se comportam de modo igual e, portanto, que o iodo não funde (Fleming, 2018). Em contraste, um artigo anterior da *Química Nova na Escola* acerca de uma demonstração do equilíbrio de sublimação do iodo destaca que “por aquecimento há passagem da fase sólida diretamente para a gasosa, quando se encontra em temperaturas abaixo da de seu ponto de fusão (113,55 °C)” (Machado Júnior *et al.*, 2006). Adicionalmente, existem relatos de professores que proferiram o mito e posteriormente descobriram sua falha (Jansen e Brubacher, 2015).

Como o iodo tem pontos de fusão e ebulição (à pressão atmosférica) bem determinados, pode-se esperar que, ao se aquecer uma amostra de iodo em um recipiente aberto até seu ponto de fusão, sua fusão seja observada. De fato, sua fusão é observada nessas condições e pode ser conferida em diversos vídeos no YouTube (Edu Corner, 2017; NileRed, 2017; BackYard Science 2000, 2019; John Geologist, 2019; Thoiso2 – Chemical Experiments!, 2019). A fusão do naftaleno nas mesmas condições também pode ser conferida pelo leitor em vídeos na mesma plataforma (KClassScienceChannel, 2013; Subath Productions, 2018). O conteúdo da segunda referência, contudo, não deve ser repetido de modo algum, pois o naftaleno é tóxico (e possivelmente carcinógeno) (Stohs *et al.*, 2002; Luttrell, 2009).

Alguns pontos devem ser destacados, entretanto, pois podem dificultar a observação da fase líquida. Naturalmente, para que seja observada, deve-se atingir a temperatura de fusão da substância em questão e evitar atingir a de ebulição. Os pontos de fusão e ebulição das substâncias mencionadas são bem separados e, portanto, manter a amostra abaixo da temperatura de ebulição não deve ser um problema (os pontos de fusão e ebulição do iodo são, respectivamente: 113,7 °C e 184,4 °C; e os do naftaleno são: 80,22 °C e 218,0 °C, todos a 1 atm; Haynes, 2016). A temperatura de fusão, entretanto, deve ser atingida antes que todo o sólido transite para gás. Logo, o aquecimento não pode ser lento. Outro ponto primordial é que os vapores são intensos e podem ofuscar a fase líquida e, portanto, em uma demonstração pode ser interessante despejar o líquido em outro recipiente.

Sabendo, então, que sólidos podem passar para a fase gasosa e fundir, deve-se responder à primeira questão da introdução “como pode o iodo fundir se ele sublima?”

ou, equivalentemente, “como pode o gelo sublimar se ele funde?”. Para tal, convém rever o equilíbrio de fases condensadas com fase de vapor.

Equilíbrio de fases condensadas com fase de vapor

Transformações da matéria e, conseqüentemente, equilíbrios, são dirigidos por diferenças de energia livre. Ao atingir o equilíbrio entre fases, as energias livres de ambas as fases se igualam (Atkins e de Paula, 2012). Essa propriedade é aproveitada para calcular pressões de vapor, que também podem ser utilizadas para caracterizar equilíbrios e servirão de guia nesta discussão, por serem mais palpáveis.

É bem sabido que líquidos que não ocupam todo o espaço disponível em recipientes tendem a espontaneamente entrar em equilíbrio com sua fase de vapor, atingindo a pressão de vapor da substância a determinada temperatura, no denominado equilíbrio líquido-vapor (Atkins e Jones, 2012; Ball, 2014; Tro, 2016). Contudo, poucos são os livros que não dedicam apenas notas de rodapé a declarar que sólidos também se comportam desse modo e atingem um estado de equilíbrio sólido-vapor (Silberberg, 2013; Chang e Goldby, 2016; Tro, 2016).

A origem do equilíbrio sólido-vapor é a mesma do equilíbrio líquido-vapor: se trata de um fenômeno de superfície, em que partículas que estão na região superficial da substância adquirem, por flutuações térmicas, energia suficiente para vencer a atração das partículas vizinhas e acabam escapando da fase condensada para a fase de vapor. Ao mesmo tempo, partículas da fase de vapor retornam à fase condensada (Chang e Goldby, 2016; Tro, 2016). Quando a taxa de partículas partindo e retornando da fase condensada é igual, tem-se o equilíbrio da fase condensada com a fase de vapor (Atkins e Jones, 2012). Aquecer a amostra aumenta a chance de partículas da superfície adquirirem energia para escapar da fase condensada e, portanto, desloca o equilíbrio para o estado de vapor. Note que a transição do estado sólido para o líquido requer que a energia *média* das partículas seja suficiente para sobrepor parcialmente a atração entre as partículas do estado sólido (Silberberg, 2013; Brown *et al.*, 2016), enquanto o equilíbrio sólido-vapor é um fenômeno de superfície e se estabelece com a pequena parcela das partículas que têm energia suficiente para vencer tal atração. Note também que os dois fenômenos são independentes e, portanto, nada impede que uma substância sólida transite para os estados líquido e gasoso concomitantemente, como observado ao se aquecer uma amostra de iodo. De fato, não há nada de anômalo em transitar para vapor e para líquido em pressão atmosférica: esse é, de fato, o comportamento normal. Incomuns são substâncias que transitam para vapor e não fundem em pressão atmosférica, como o gelo seco (Stojanovska *et al.*, 2012). É possível encontrar práticas laboratoriais que purificam substâncias por sublimação e verificam a pureza medindo o ponto de fusão, tudo em pressão atmosférica (Laxamana *et al.*, 2020). Tem-se respondida, então, a primeira questão.

Pressão de vapor

A pressão de vapor de uma substância é a pressão exercida por seu vapor quando em equilíbrio com a fase condensada, e independe do tamanho da fase condensada, mas depende da temperatura (Atkins e Jones, 2012; Brown *et al.*, 2016). Pressões de vapor para diversas substâncias podem ser obtidas em tabelas específicas. Mais comuns e acessíveis, entretanto, são tabelas com as energias livres de Gibbs de formação (ΔG_f^0) de diversas substâncias em diversos estados (normalmente presentes no final dos livros de química). Identificando uma transição de fase com uma equação do tipo (1) (utilizando a água como exemplo), pode-se valer da equação (2) para calcular, de modo aproximado, a pressão de vapor da substância, reconhecendo que, neste caso, a constante de equilíbrio (K) corresponde à pressão de vapor da substância (mais precisamente, a fugacidade) expressa em bar (1 atm = 1,01325 bar). Cuidado deve ser tomado com a temperatura, entretanto, pois a variação da energia livre de Gibbs é função da temperatura e os valores normalmente fornecidos nos livros se referem a 25 °C (Atkins e de Paula, 2012; Ball, 2014).



A pressão de vapor para algumas substâncias, a 25 °C, pode ser conferida na Tabela 1.

Como visto, se uma substância em fase condensada estiver presente em um sistema fechado com espaço vazio, a substância transitará para a fase gasosa até atingir sua pressão de vapor característica da temperatura. Portanto, se a atmosfera puder ser tomada como um sistema fechado, pelo menos localmente, um copo de água irá evaporar até que a pressão parcial da água (a pressão que o sistema teria se a água fosse seu único componente) na atmosfera iguale sua pressão de vapor. Essa é a base para o cálculo da umidade relativa, definida pela equação (3) (Atkins e Jones, 2012). Como sua pressão de vapor nunca chega a zero (exceto a 0 K), a água (e qualquer substância) evapora espontaneamente a qualquer temperatura (Stojanovska *et al.*, 2012; Silveira, 2016). Algumas substâncias, entretanto, possuem pressões de vapor tão baixas que, para efeitos práticos, desconsidera-se a transição para fase gasosa (ver tabela 1).

$$\text{Umidade Relativa} = \frac{\text{pressão parcial da água}}{\text{pressão de vapor da água}} \times 100\% \quad (3)$$

O que acontece então com a água a 100 °C? Nessa temperatura, a pressão de vapor da água se iguala a 1 atm e tem-se seu ponto de ebulição normal (temperatura em que a pressão de vapor da substância atinge 1 atm) (Brown *et al.*, 2016). O ponto de ebulição varia conforme a pressão atmosférica, que não é, necessariamente, igual a 1 atm. Notavelmente, devido à variação da pressão atmosférica, o ponto de ebulição é função da altitude. Conforme Atkins e Jones (2012, p. 338), “No

Tabela 1: Pressão de vapor de algumas substâncias a 25 °C, em atmosferas, calculadas por meio da equação (2) e dados obtidos de Atkins e de Paula (2012). Pressão de vapor para CO₂ obtida em Lemmon *et al.* (2018), naftaleno em Růžicka *et al.* (2005) e ácido benzoico em van Genderen e Oonk (2002).

Substância	Pressão de vapor a 25 °C (atm)
Dióxido de carbono	63,501
Bromo	0,28147
Benzeno	0,11085
Etanol	0,07804
Água	0,03123
Iodo	0,00041
Naftaleno	0,00011
Mercúrio	$2,62824 \times 10^{-6}$
Ácido benzoico	$9,4745 \times 10^{-7}$
Potássio	$2,39543 \times 10^{-11}$
Zinco	$2,12076 \times 10^{-17}$
Alumínio	$8,74688 \times 10^{-51}$
Cobre	$4,84593 \times 10^{-53}$
Ferro	$1,12334 \times 10^{-65}$

alto do Monte Everest – onde a pressão é aproximadamente 240 Torr – a água ferve em 70 °C” (240 Torr equivalem a 0,316 atm). Tal ponto é caracterizado pela formação intensa de bolhas no líquido (não confundir com a liberação de gases dissolvidos), indicando que a transição deixa de ser um fenômeno exclusivamente de superfície (Atkins e Jones, 2012; Silveira, 2016). Acima desse ponto a fase condensada deixa de existir. Conferindo a tabela 1, percebe-se que uma amostra de iodo (a 25 °C) transitará para a fase gasosa até atingir a pressão parcial de 0,00041 atm quando, então, entrará em equilíbrio e a fase condensada restante deixará de diminuir. O gelo seco, por sua vez, só deixará de abandonar a fase condensada quando atingir a pressão de 63,501 atm! Em outras palavras, é impossível existir dióxido de carbono sólido a temperatura ambiente e pressão atmosférica (pelo menos no nosso planeta) (Stojanovska *et al.*, 2012; Tro, 2016). De fato, as amostras de gelo seco em ambiente aberto se encontram, no máximo, a -78,46 °C (Haynes, 2016). Essa propriedade, aliada à disponibilidade do gelo seco, rendem seu uso em banhos refrigerantes (normalmente com acetona) para reações químicas que precisam ser realizadas a baixas temperaturas (Bruice, 2006). Fica evidente, portanto, que o iodo e o gelo seco pertencem a grupos distintos de substâncias. A equiparação dos comportamentos das substâncias (ou a falta de zelo em distingui-los) faz com que, ao se descobrir que o gelo seco não funde ao ser aquecido em pressão atmosférica (daí seu nome), espere-se que o iodo (e qualquer substância que transita de modo notável para a fase gasosa) também não funda, o que, como visto, não é verdade.

Terminologia

A transição do sólido para o gasoso do dióxido de carbono destoa do caso observado para o iodo, pois suas pressões

de vapor a 25 °C estão, respectivamente, acima e abaixo da pressão atmosférica (a pressão de vapor do iodo só atinge 1 atm a 184,4 °C) (Haynes, 2016). Em uma analogia com transições do estado líquido para o gasoso, o caso do CO₂ representaria a “ebulição” e o caso do iodo a “evaporação”.

Tem-se, portanto, dois processos distintos, mas que não são assim tratados nos livros didáticos. Sublimação é comumente definida como a transição do estado sólido para o estado gasoso (Kotz *et al.*, 2008; Atkins e Jones, 2012; Silberberg, 2013; Chang e Goldby, 2016; Tro, 2016) e, portanto, representa os dois casos. Evaporação (ou vaporização), por sua vez, é definida como transição do estado líquido para o gasoso (Kotz *et al.*, 2008; Atkins e Jones, 2012; Silberberg, 2013; Tro, 2016), mas pode ser distinguida de ebulição pois, nesse último caso, a pressão de vapor se iguala à pressão exterior (Kotz *et al.*, 2008; Atkins e Jones, 2012; Silberberg, 2013; Chang e Goldby, 2016; Tro, 2016; Brown *et al.*, 2016). Observa-se também a definição de evaporação como escape de moléculas da superfície de um líquido (Chang e Goldby, 2016). O livro de ouro (*Compêndio de Terminologia Química*) da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), referência em terminologia química, define sublimação como a transição direta de um sólido para um vapor sem passar por uma fase líquida, e cita a transição do CO₂ sólido para vapor como exemplo (essa definição engloba os dois casos). O que se tem, portanto, são dois termos para transições líquido-vapor e apenas um para sólido-vapor. Uma terminologia mais prudente reservaria sublimação para o caso representado pelo CO₂ e incluiria o caso do iodo em evaporação, ou usaria outro termo. Um artigo prévio sugere a adoção de sublimação como “processo em que uma substância sólida, ao ser aquecida **em pressão atmosférica ordinária**, passa por uma transição sólido → gás diretamente, sem primeiro fundir”³ e, portanto, representa o caso do gelo seco, mas não os do iodo e do naftaleno (Stojanovska *et al.*, 2012, grifo do autor). O mesmo artigo reconhece que outra opção seria o uso de um novo termo para a transição análoga à ebulição (a do gelo seco). O bioquímico e *youtuber* canadense “NileRed”, que também investigou esse problema, sugeriu o termo *nilation*, ou “nilação” para o processo análogo à evaporação (NileRed, 2017).

Conclusões

A apresentação da pressão de vapor, sempre associada ao equilíbrio de fases condensadas com fase de vapor, facilita a compreensão das transições para a fase gasosa e permite a percepção de que não há nada de extraordinário na transição para vapor do iodo, naftaleno e afins.

Deve-se sempre agir com zelo na comparação do comportamento de substâncias, para evitar a formação de conceitos errôneos. Ao se comparar o gelo seco e o iodo, por exemplo, é preciso explicitar em quais condições se observa comportamento semelhante (abaixo do ponto de fusão do iodo e quando sua pressão parcial está abaixo de sua pressão de vapor).

O uso do termo sublimação como análogo à ebulição e, ao mesmo tempo, à evaporação de líquidos, agrava o problema de ensino do já negligenciado equilíbrio sólido-vapor. Tal uso é, ao menos parcialmente, culpado por observações do tipo “iodo não funde, sublima”, e até mesmo “iodo não é um sólido, pois sublima”, que o autor já ouviu de um professor universitário (que provavelmente confiou muito na comparação com gelo seco). A discriminação dos casos se faz necessária, portanto, e há propostas na literatura, em especial o uso do termo sublimação apenas para o caso exemplificado pelo gelo seco.

Agradecimentos

A meus amigos e motivadores, João Marcos Soares Maia, por sugestões valiosas e Denise Eduarda da Silva Reis, por seu apoio. Aos assessores da revista, sem os quais este artigo não teria a mesma qualidade.

Notas

¹ “Solid iodine **does not melt** when heated, but turns into a vapour” (Jackson, 2017, p. 186, grifo do autor).

² “When heated, iodine **sublimes** – it moves from a solid to a gaseous state, avoiding a liquid state” (MEL Science, 2017, grifo do autor).

³ “process where a solid substance on heating, **at ordinary atmospheric pressure**, undergoes a solid → gas transition directly, without first melting” (Stojanovska *et al.*, 2012, grifo do autor).

Victor Dubas da Silva (victordubas@hotmail.com), licenciando em Química pela Universidade Federal de São Carlos (UFSCar). Sorocaba, SP – BR.

Referências

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

ATKINS, P.; de PAULA, J. *Físico-Química*, vol. 1. Trad. E. C. da Silva; M. J. E. N. Cardoso; O. E. Barcia. 9a. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2012.

BACKYARD SCIENCE 2000. Crystallizing Iodine! Also, will Iodine melt?. 2019. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=3-a4QRD-Twk>. Acesso em jun. 2020.

BALL, D. W. *Physical Chemistry*. 2a. ed. Stanford: Cengage Learning, 2014.

BROWN, T. L.; LEMAY Jr., H. E.; BURSTEN, B. E.; MURPHY, C. J.; WOODWARD, P. M.; STOLTZFUS, M. W. *Química: a ciência central*. Trad. E. Lopes; T. Jonas; S. M. Yamamoto. 13a. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2016.

BRUICE, P. Y. *Química Orgânica*, vol. 1. Trad. D. O. Futuro; A. L. Valverde; C. M. R. Ribeiro; E. M. F. Muri; M. Behrens; T. B. Machado. 4a. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2006.

CHANG, R.; GOLDBY, K. A. *Chemistry*. 12a. ed. New York: McGraw-Hill Education, 2016.

- EDU CORNER. Iodine EXPERIMENTS (Amazing Sublimation). 2017. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=ICgaYH6xwU0>. Acesso em jun. 2020.
- FLEMING, D. Sublime Iodine. *Education in Chemistry*, 2018. Disponível em: <https://edu.rsc.org/exhibition-chemistry/sublime-iodine/2000060.article>. Acesso em jun. 2020.
- HAYNES, W. M. *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 97a. ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.
- IUPAC. *Compendium of Chemical Terminology*, 2a. ed. Compilado por A. D. McNaught e A. Wilkinson. Oxford: Blackwell Scientific Publications, 1997. Versão online (2019-) criada por S. J. Chalk. Disponível em: <https://goldbook.iupac.org/>. Acesso em jul. 2020.
- JACKSON, T. *The periodic table book: a visual encyclopedia of the elements*. London: Dorling Kindersley, 2017.
- JANSEN, M. P.; BRUBACHER, L. Sublimation of iodine: Rise and fall of a misconception. *Chem13 News Magazine*, 2015. Disponível em: <https://uwaterloo.ca/chem13-news-magazine/october-2015/feature/sublimation-iodine-rise-and-fall-misconception>. Acesso em jul. 2020.
- JOHN GEOLOGIST. Crystalization of iodine. 2019. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=tt7AzUIUCiE>. Acesso em jun. 2020.
- KCLASSSCIENCECHANNEL. Melting point of naphthalene using thermometer | State | Physics. 2013. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=t8vFW56ZrRI>. Acesso em jun. 2020.
- KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R. *Chemistry & Chemical Reactivity*. 7a. ed. Belmont: Thomson Higher Education, 2008.
- LAXAMANA, J. A.; LIZARONDO, J. P. T.; MACASALONG, N. G.; MADERASO, D. G. L.; MALENAB, X. S. Sublimation and melting point determination. Disponível em: <https://pt.scribd.com/doc/83772525/sublimation-and-melting-point-determination>. Acesso em jul. 2020.
- LEMMON, E. W.; McLINDEN, M. O.; FRIEND, D. G. Thermophysical Properties of Fluid Systems. In: *NIST Chemistry WebBook, NIST Standard Reference Database Number 69*. Eds. P. J. Linstrom e W. G. Gaithersburg: NIST, 2018. <https://doi.org/10.18434/T4D303>. Acesso em jun. 2020.
- LUTRELL, W. E. Naphthalene. *Journal of Chemical Health & Safety*, v. 16, n. 2, p. 27–29, 2009.
- MACHADO JÚNIOR, I.; ASSIS, R. B.; BRAATHEN, P. C. Termômetro de Iodo: Discutindo Reações Químicas e Equilíbrio de Sublimação Usando Material de Baixo Custo e Fácil Aquisição. *Química Nova na Escola*, v. 24, p. 35–38, 2006.
- MEL SCIENCE. How to make a teleport with iodine and ice (“Chemical Teleport” experiment). 2017. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=ZdPo3uqBsPU>. Acesso em jun. 2020.
- NILERED. The Iodine Myth. 2017. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=dPIaEWd8zf4>. Acesso em jun. 2020.
- RŮŽIČKA, K.; FULEM, M.; RŮŽIČKA, V. Recommended Vapor Pressure of Solid Naphthalene. *Journal of Chemical & Engineering Data*, v. 50, n. 6, p. 1956–1970, 2005.
- SHRIVER, D.; WELLER, M.; OVERTON, T.; ROURKE, J.; ARMSTRONG, F. *Inorganic Chemistry*. 6a. ed. Oxford: Oxford University Press, 2014.
- SILBERBERG, M. S. *Principles of General Chemistry*. 3a. ed. New York: McGraw-Hill, 2013.
- SILVEIRA, F. L. Um tema negligenciado em textos de física geral: A vaporização da água. *Física na Escola*, v. 14, n. 2, p. 27–30, 2016.
- STOHS, S. J.; OHIA, S.; BAGCHI, D. Naphthalene toxicity and antioxidant nutrients. *Toxicology*, v. 180, n. 1, p. 97–105, 2002.
- STOJANOVSKA, M.; PETRUŠEVSKI, V. M.; ŠOPTRAJANOV, B. The concept of sublimation - iodine as an example. *Educación Química*, v. 23, p. 171–174, 2012.
- SUBATH PRODUCTIONS. My house was full of smoke by melting naphthalene balls in a pan. 2018. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=gtPBmYsSIM>. Acesso em jun. 2020.
- THOISO12 – CHEMICAL EXPERIMENTS!. Iodine – THE MOST COLOURFUL ELEMENT ON EARTH!. 2019. Disponível em: https://www.youtube.com/watch?v=_e194ZAxwko. Acesso em jun. 2020.
- TRO, N. J. *Principles of Chemistry: A molecular approach*. 3a. ed. London: Pearson, 2016.
- VAN GENDEREN, A. C. G.; OONK, H. A. J. The (solid+vapor) equilibrium. A view from the arc. *Colloids and Surfaces A: Physicochemical and Engineering Aspects*, v. 213, n. 2, p. 107–115, 2003.

Para saber mais

- JANSEN, M. P.; BRUBACHER, L. Sublimation of iodine: Rise and fall of a misconception. *Chem13 News Magazine*, 2015. Disponível em: <https://uwaterloo.ca/chem13-news-magazine/october-2015/feature/sublimation-iodine-rise-and-fall-misconception>. Acesso em jul. 2020.
- SILVEIRA, F. L. Um tema negligenciado em textos de física geral: A vaporização da água. *Física na Escola*, v. 14, n. 2, p. 27–30, 2016.
- STOJANOVSKA, M.; PETRUŠEVSKI, V. M.; ŠOPTRAJANOV, B. The concept of sublimation - iodine as an example. *Educación Química*, v. 23, p. 171–174, 2012.

Abstract: A problem on teaching about condensed/vapour phases equilibrium. The myth that iodine does not melt on being heated under atmospheric pressure and, instead, goes directly to the vapour phase is so widespread that it is hard to find a person that has never heard of it. At the same time, doubts about the “evaporation temperature” of water are observed. Both problems are indicative of misconceptions about the condensed/vapour phases equilibrium and, therefore, it is necessary to elucidate such problems. To do so, phase transitions and the condensed/vapour phases equilibrium are reviewed, basing the discussion on the concept of vapour pressure. Solid phases transition to vapour are distinguished based on the relation of the substance’s vapour pressure and the atmospheric pressure and compared to liquid evaporation and boiling. Proposals regarding more careful definitions of the terms of solid-vapour transitions are shared as possible means to avoid the association of iodine to dry ice.

Keywords: chemical education; solid-vapour equilibrium; sublimation