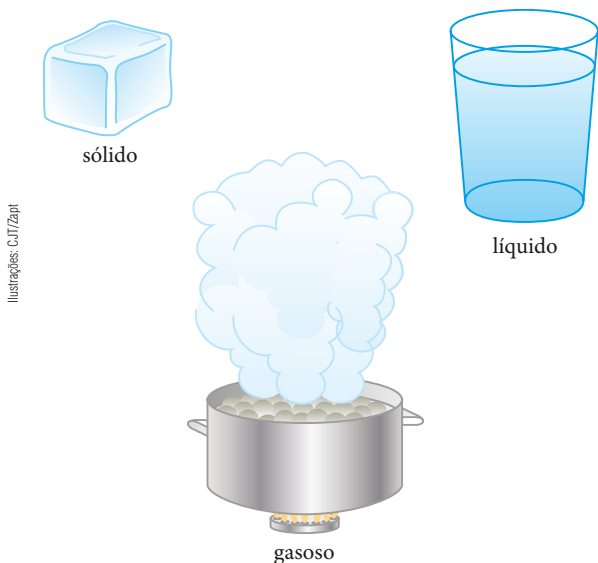


6. AS MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO

Dependendo de como estão agregadas as suas partículas, uma substância pode ser encontrada em três estados físicos fundamentais: sólido, líquido e gasoso.

Observe a representação da água nos três estados físicos:



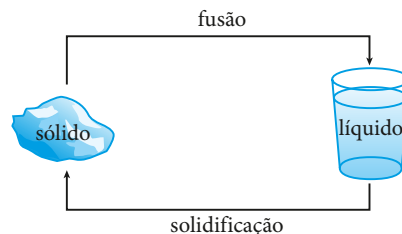
No **estado sólido**, as partículas de uma substância não têm grande liberdade de movimentação e não vão além de vibrações em torno de posições definidas. Assim, os sólidos possuem volume e forma bem definidos.

No **estado líquido**, há maior liberdade de agitação das partículas de uma substância do que no estado sólido, mas elas ainda apresentam uma coesão considerável. Assim, os líquidos possuem volume bem definido, porém forma variável, ou seja, a forma é a do recipiente que os contém.

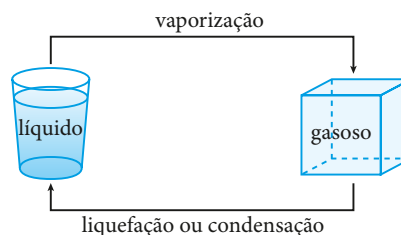
No **estado gasoso**, as partículas de uma substância estão afastadas umas das outras o suficiente para que as forças de coesão entre elas sejam muito fracas. Por isso, elas se movimentam com liberdade muito maior do que no estado líquido. Substâncias no estado gasoso (vapores e gases) não possuem volume nem forma definidos.

Quando uma substância, em qualquer um dos estados físicos, recebe ou cede energia térmica, pode sofrer uma alteração na forma de agregação de suas partículas, passando de um estado para outro. Essa passagem corresponde a uma mudança de seu estado físico.

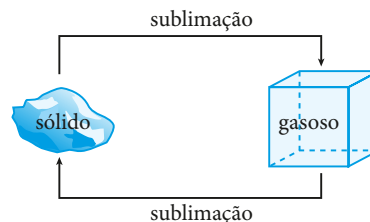
Vejam as possíveis mudanças de estado.



A **fusão** é a passagem do estado sólido para o líquido. A transformação inversa dessa passagem é a **solidificação**.



A **vaporização** é a passagem do estado líquido para o gasoso. A transformação inversa dessa passagem é a **liquefação** (ou **condensação**).



A **sublimação** é a passagem do estado sólido para o gasoso, sem que determinada substância passe pela fase intermediária, a líquida. A transformação inversa também é denominada **sublimação**.

Entre essas transformações, as que ocorrem por recebimento de calor são denominadas **transformações endotérmicas**. São elas: a fusão, a vaporização e a sublimação (sólido → gasoso).

A solidificação, a liquefação e a sublimação (gasoso → sólido) são **transformações exotérmicas**, já que ocorrem por perda de calor.

É importante observar que a quantidade de calor que cada unidade de massa de uma substância precisa receber para sofrer alteração em sua fase de agregação, mudando seu estado, é igual à que precisa ceder para sofrer a transformação inversa, à mesma temperatura.

7. CALOR LATENTE

Vimos que o calor sensível produz variação de temperatura, enquanto o calor latente causa mudança de estado físico em um corpo. Podemos afirmar que **calor sensível** é a denominação dada à energia térmica que altera a energia cinética de translação das partículas, estando essa energia cinética diretamente ligada à temperatura do sistema físico.

Calor latente é a energia térmica que se transforma em energia potencial de agregação. Essa transformação pode alterar o arranjo físico das partículas do sistema e provocar uma mudança de estado, sem, no entanto, alterar a temperatura.

Observemos que **energia térmica** é a energia (cinética) que provoca a agitação das partículas de um corpo mais a energia (potencial) de agregação, que estabelece o estado físico desse corpo.

Para um determinado estado de agregação (líquido, por exemplo), existe um limite para o estado de agitação (temperatura) das partículas de um corpo.

Esse limite corresponde à temperatura de mudança de estado físico, que depende da substância de que é feito o corpo e da pressão exercida sobre ele. A água, por exemplo, sob pressão normal, sofre mudanças de estado físico a 0 °C e a 100 °C. Essas são suas temperaturas de fusão-solidificação e de vaporização-liquefação, respectivamente.

Experimentalmente podemos concluir que a quantidade de calor necessária para provocar uma mudança de estado é diretamente proporcional à massa da porção da substância que sofreu a transformação.

Assim, sendo **m** a massa de um corpo que necessita de uma quantidade **Q** de calor para sofrer uma total mudança de estado, vale a expressão:

$$\frac{Q}{m} = L \Rightarrow Q = m L$$

A grandeza **L** é denominada **calor latente**, sendo característica do material de que é feito o corpo, da mudança de estado pela qual ele passa e da temperatura a que ocorre essa mudança. Para a água, por exemplo, o calor latente de fusão-solidificação a 0 °C vale 80 cal/g enquanto o de vaporização-liquefação a 100 °C vale 540 cal/g aproximadamente.

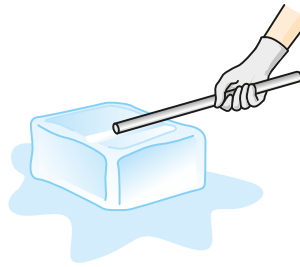
Assim, podemos dizer que:

- o calor latente de fusão-solidificação de uma substância indica a quantidade de calor que cada uni-

dade de massa precisa receber para que ocorra sua fusão ou ceder para que ocorra sua solidificação;

- o calor latente de vaporização-liquefação de uma substância indica a quantidade de calor que cada unidade de massa precisa receber para que ocorra sua vaporização ou ceder para que ocorra sua liquefação.

A denominação sensível ou latente dada ao calor recebido ou cedido por um corpo depende do efeito produzido por ele.



A figura representa uma barra de ferro que perde calor sensível (diminui de temperatura) para um bloco de gelo a 0 °C, que derrete. Assim, para o gelo, esse calor recebido é do tipo latente, já que produziu nele uma mudança de estado e não uma variação de temperatura.

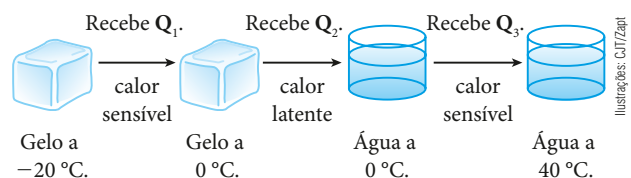
8. FUSÃO E SOLIDIFICAÇÃO

Consideremos um bloco de gelo de massa **m**, inicialmente a -20 °C, sob pressão normal. Quando fornecemos calor a esse gelo, suas partículas absorvem energia, com consequente aumento de temperatura.

Esse processo tem um limite, isto é, existe uma temperatura em que a estrutura molecular da substância não consegue se manter – é a temperatura de fusão. Ao se atingir tal temperatura, a energia recebida deixa de provocar aumento na agitação das partículas e passa a mudar a estrutura física da substância, tornando-a líquida. Esse processo é denominado **fusão**, e a energia recebida passa a ser armazenada como energia potencial. Se, depois que mudar de estado, a substância continuar a receber calor, sua temperatura aumentará.

É importante destacar que a temperatura de fusão de uma substância pura é bem determinada, dependendo apenas da substância e da pressão a que está sujeita. Para evitar complicações desnecessárias, admitiremos, em nosso estudo, que a pressão permaneça constante durante todo o processo de mudança de estado físico.

Supondo que o bloco de gelo citado anteriormente seja aquecido de -20 °C até 40 °C, vamos analisar por partes esse aquecimento.

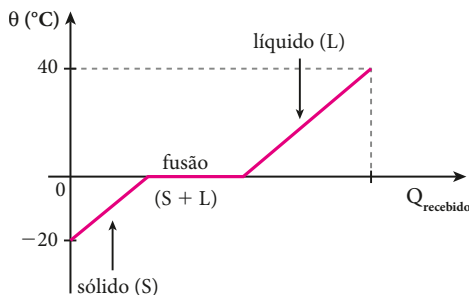


Para calcular o total de calor (Q) recebido pelo sistema, usamos as fórmulas do calor sensível e do calor latente, já vistas.

Assim, temos: $Q = Q_1 + Q_2 + Q_3$

$$Q = (m c \Delta\theta)_{\text{gelo}} + (m L_F)_{\text{gelo}} + (m c \Delta\theta)_{\text{água}}$$

Esse processo pode ser representado graficamente pela **curva de aquecimento**:

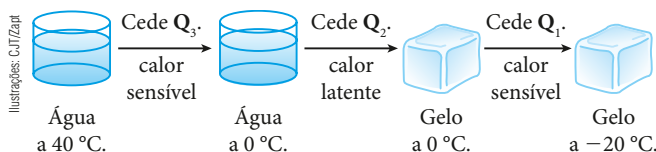


O trecho correspondente ao patamar indica a mudança de estado físico (fusão), pois a energia recebida não produziu variação de temperatura, e sim mudança do estado de agregação das partículas do corpo.

Como você já sabe, o processo inverso da fusão é a **solidificação**.

Para entender como se dá essa transformação, vamos retomar o exemplo anterior, considerando que a água (a 40 °C) volte a ser gelo (a -20 °C). Para que isso ocorra, é necessário que seja retirado calor dessa água. Com isso, a energia cinética de translação de suas partículas vai diminuindo, ou seja, sua temperatura vai reduzindo. No entanto, essa redução cessará quando a água atingir 0 °C. A partir daí, se continuarmos a retirar calor, as moléculas se recomporão na estrutura característica do estado sólido, diminuindo a energia potencial de agregação, sem prejuízo da temperatura.

Se, após a recomposição molecular (solidificação), continuarmos a retirar calor da água, a temperatura voltará a diminuir. Esse resfriamento é esquematizado a seguir.

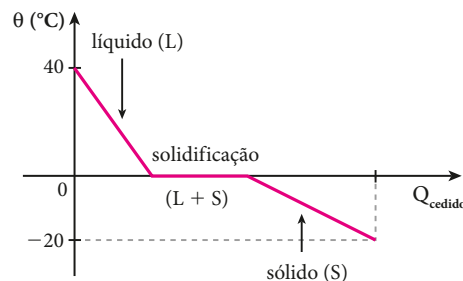


A quantidade total de calor (Q) cedida (ou retirada) é dada por: $Q = Q_3 + Q_2 + Q_1$

$$Q = (m c \Delta\theta)_{\text{água}} + (m L_S)_{\text{água}} + (m c \Delta\theta)_{\text{gelo}}$$

Os módulos de L_S e L_F são iguais, porém convencionalmente L_F positivo (calor recebido) e L_S negativo (calor cedido).

A **curva de resfriamento** é representada a seguir:



Tudo o que foi explicado sobre a fusão e a solidificação do gelo vale para a maioria das substâncias.

A tabela a seguir contém os calores latentes de fusão (L_F) e as temperaturas de fusão (θ_F), em pressão atmosférica normal, de algumas substâncias.

Calor latente e temperatura de fusão de algumas substâncias

Substância	L_F (cal/g)	θ_F (°C)
Água (H ₂ O)	80	0
Alumínio (Al)	95	659
Cobre (Cu)	49	1 083
Ferro (Fe)	64	1 535
Mercúrio (Hg)	2,7	-39

Fonte: <www.if.ufrgs.br/cref/amees/tabela.html>. Acesso em: 13 abr. 2016.

9. LIQUEFAÇÃO E VAPORIZAÇÃO

Em nosso dia a dia, é comum observarmos fenômenos que envolvam liquefação ou vaporização, principalmente da água.

Lembremo-nos de que: **liquefação** ou **condensação** é a passagem de uma substância do estado gasoso para o estado líquido. Esse processo é **exotérmico**, isto é, ocorre com liberação de calor.

Como exemplos desse fenômeno, podemos citar os azulejos molhados de um banheiro depois que tomamos um banho quente; uma garrafa de refrigerante, que fica molhada em sua superfície externa após ter sido retirada da geladeira; a “fumaça” que se forma perto de nossa boca quando falamos em um dia muito frio; os vidros embaçados de um automóvel quando estão fechados em um dia de chuva.



Por que os copos “transpiram”?

Quando você coloca um líquido bem gelado em um copo de vidro, na face externa do recipiente aparecem gotas de água que escorrem. O copo que estava seco apresenta agora uma “transpiração”. Como isso ocorre?

O ar que respiramos apresenta vapor de água em sua composição, cujo percentual é indicado pela umidade relativa do ar.

Se você pegar um copo de vidro seco e colocar água bem gelada em seu interior, a parede externa do copo será resfriada. O ar em contato com essa superfície fria perderá calor e o vapor de água nele existente vai se condensar.

Portanto, a água que escorre pela parte externa do copo é o vapor que estava no ar e foi condensado.



Thinkstock/Getty Images

Lembremos ainda que: **vaporização** é a passagem de uma substância do estado líquido para o estado gasoso. Esse processo é **endotérmico**, isto é, ocorre com recebimento de calor.

Como exemplos desse fenômeno, podemos lembrar da água fervendo em uma chaleira, quando vamos preparar um café; do álcool, que, se for colocado em uma superfície, lentamente vai “desaparecendo”; do éter em um recipiente de vidro destampado, que se volatiliza rapidamente.



Thinkstock/Getty Images

A água está sendo aquecida na panela de vidro. Quando essa água atinge a temperatura máxima para o estado líquido (temperatura de ebulição), a energia recebida passa a provocar a passagem de partículas para o estado gasoso. Como isso ocorre no interior do líquido, essas bolhas de vapor sobem e estouram na superfície, liberando o vapor para o meio externo.

Os dois principais processos de vaporização são a **ebulição** e a **evaporação**.

Ebulição

Quando fornecemos calor a uma substância que se encontra no estado líquido, aumentamos a energia de agitação de suas partículas, isto é, elevamos sua temperatura. Entretanto, dependendo da substância e da pressão a que está sujeita, existe um limite de aumento de temperatura, além do qual a estrutura molecular do

líquido sofre mudanças. A partir dessa temperatura-limite, a energia recebida pelo líquido é usada para a mudança na estrutura molecular, e o líquido é transformado em vapor. Esse fenômeno é chamado **ebulição**.

A maior parte da massa líquida participa desse processo, ocorrendo rápida produção de vapores em muitos pontos desse líquido. Esses vapores e gases existentes no interior do líquido se expandem e, ao escaparem pela superfície, proporcionam a agitação violenta que é observada.

É importante destacar que existe uma temperatura determinada para a ebulição de um líquido. Essa temperatura depende apenas da natureza do líquido e da pressão a que ele está sujeito.

É de verificação experimental que a pressão atmosférica varia de local para local, diminuindo quando a altitude aumenta. Por isso, a temperatura de ebulição de uma substância, que depende da pressão, também varia de local para local, aumentando conforme aumenta a pressão. Esse fato ocorre porque, sob pressões maiores, o escape dos vapores torna-se mais difícil.

Por exemplo: em Santos (SP), ao nível do mar, a água entra em ebulição a 100 °C. No pico do Monte Everest, cuja altitude aproximada é de 8 882 m, o ponto de ebulição da água é 71 °C; em Brasília (DF), cerca de 1 152 m acima do nível do mar, a água ferve a 96 °C. Esse fenômeno acontece a 101 °C ao nível do Mar Morto, a aproximadamente –395 m de altitude.

Da observação desse fato, o ser humano inventou a panela de pressão, que, por causa do aumento de pressão, faz a água ferver a uma temperatura mais elevada do que se estivesse em um recipiente destampado, permitindo assim o cozimento mais rápido dos alimentos.

A fusão dos sólidos de estrutura cristalina e a ebulição dos líquidos em geral obedecem a três leis básicas:

1ª Lei

Para determinada pressão, cada substância pura possui uma temperatura de fusão e outra de ebulição.

Sob pressão normal, por exemplo, a água sofre fusão a 0 °C e entra em ebulição a 100 °C, enquanto o álcool se solidifica a -117,3 °C e entra em ebulição a 78,5 °C.

2ª Lei

Para a mesma substância pura, as temperaturas de fusão e de ebulição variam com a pressão.

A água ao nível do mar (altitude zero), por exem-

plo, entra em ebulição a 100 °C e, em São Paulo (cerca de 731 metros de altitude), a aproximadamente 98 °C.

3ª Lei

Se durante a fusão ou a ebulição de uma substância pura a pressão permanecer constante, sua temperatura também permanecerá constante.

Salvo instrução em contrário, consideraremos que durante a mudança de estado de uma substância pura a pressão permanece constante e igual à pressão atmosférica normal.

Para melhor entendermos as etapas do aquecimento de uma substância pura qualquer, vamos considerar um bloco de gelo de massa m sendo aquecido de -20 °C a 120 °C, sob pressão normal.



Por que a panela de pressão cozinha mais rápido os alimentos?

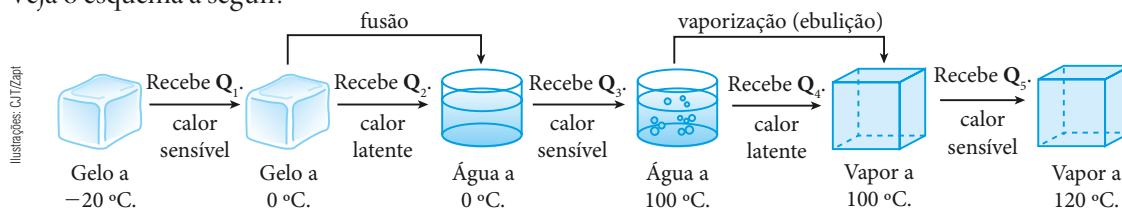
A panela de pressão cozinha muito mais rápido os alimentos porque a água, confinada no interior da panela, fica sujeita a uma pressão maior do que a pressão atmosférica, entrando em ebulição a temperaturas superiores a 100 °C. Estando a uma temperatura maior, o alimento cozinha mais depressa.

O inventor dessa panela foi o físico Denis Papin (1647-1712), que, em 1697, ao ser empossado como membro da Sociedade Real de Ciências da Inglaterra, preparou um jantar com uma panela diferente, fechada, para impressionar seus futuros colegas. Papin sabia do perigo de aquecer água em um recipiente fechado, pois a força exercida pelo vapor aquecido poderia “explodir” o recipiente. Por isso, ele criou uma válvula que permitia o escape de parte desse vapor, evitando que a pressão passasse de certo valor-limite. Evidentemente, esse sistema era rústico, mas serviu de modelo para as panelas que utilizamos atualmente.

Nas modernas panelas de pressão, a válvula permite a saída de vapor de água quando a pressão interna de vapor atinge valores próximos de 2,0 atm. Essa pressão interna é mantida quase constante, e a água entra em ebulição a aproximadamente 120 °C. Isso traz economia no tempo de cozimento dos alimentos.



Veja o esquema a seguir.

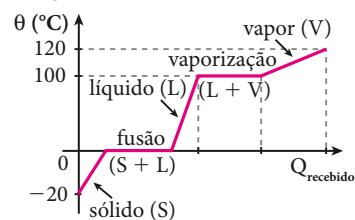


Evidentemente, à temperatura de 120 °C, não teremos mais gelo, e sim vapor de água.

Sendo L_F o calor latente de fusão; L_V o calor latente de vaporização; c_g o calor específico do gelo; c_a o calor específico da água e c_v o calor específico do vapor, podemos escrever: $Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5$.

$$Q = (m c \Delta\theta)_{\text{gelo}} + (m L_F)_{\text{gelo}} + (m c \Delta\theta)_{\text{água}} + (m L_V)_{\text{água}} + (m c \Delta\theta)_{\text{vapor}}$$

Graficamente, o evento está representado na figura ao lado.



Evaporação

A **evaporação**, ao contrário da ebulição, não depende de uma temperatura determinada para acontecer. É um processo lento, que ocorre apenas na superfície livre de um líquido.

Nesse processo, as partículas que escapam são aquelas que têm energia cinética maior que a da maioria, energia suficiente para se livrarem das demais moléculas do líquido. Por causa disso, a energia média das partículas remanescentes e a temperatura do líquido diminuem.

A rapidez com que ocorre a evaporação de um líquido depende de cinco fatores:

1º) Natureza do líquido

Os líquidos mais voláteis evaporam mais rapidamente. O éter, por exemplo, nas mesmas condições, evapora mais rápido que a água.

2º) Temperatura

O aumento da temperatura favorece a evaporação. Apesar de a evaporação não depender da temperatura para acontecer (a água, por exemplo, evapora tanto a 5 °C como a 30 °C ou a 80 °C), podemos observar que a 80 °C a água evapora mais depressa do que a 30 °C, e mais ainda do que a 5 °C.

3º) Área da superfície livre

Já que a evaporação ocorre apenas na superfície livre do líquido, quanto maior for essa superfície livre, mais rápida será a evaporação.

4º) Pressão na superfície livre

Um aumento de pressão na superfície livre dificulta o escape das partículas do líquido, diminuindo a rapidez da evaporação. Sob uma pressão menor, é maior a evaporação.

5º) Pressão de vapor do líquido

A quantidade de vapor do próprio líquido já existente nas proximidades de sua superfície livre influi na rapidez da evaporação, fato que abordaremos no item a seguir.



Fábio Colombini

Pantanal-MS.

Em regiões quentes, onde existe água em amplas superfícies livres, a precipitação pluviométrica também é grande. A evaporação da água é mais rápida, formando nuvens que se precipitam em forma de chuva. É por isso que nesses locais a vegetação é mais abundante.



Por que a água permanece mais fria em moringas de barro?

Hoje, com a utilização de aparelhos elétricos que refrigeram a água, as moringas de barro estão desaparecendo em regiões de grande densidade populacional, onde a energia elétrica é acessível à grande maioria das pessoas. São geladeiras e bebedouros que refrigeram a água, tornando-a mais fria do que o ambiente.

No entanto, em regiões mais afastadas, onde a energia elétrica não chega, em geral são usadas moringas de barro para manter a água mais fria.

A argila utilizada na confecção dessas moringas, após cozida em forno especial, resulta em um material poroso, de razoável dureza e rígido suficientemente para não quebrar facilmente. A água penetra pelas porosidades do material até alcançar a superfície externa e evapora.

Como vimos, a evaporação é um processo endotérmico em que apenas as partículas de maior energia escapam. Se ficam as partículas de menor energia, a água no interior da moringa apresenta temperatura menor do que a do ambiente. Se em vez de barro a moringa fosse feita de vidro, a água do seu interior estaria em equilíbrio térmico com o meio.

Usando o mesmo princípio, você pode resfriar uma latinha de suco usando papel toalha molhado. Basta envolver a latinha no papel toalha molhado e colocá-la em local fresco. Enquanto a água evapora, o líquido do interior da latinha fica mais frio.



Fernando Favoretti/Criar Imagem

Moringa de barro.

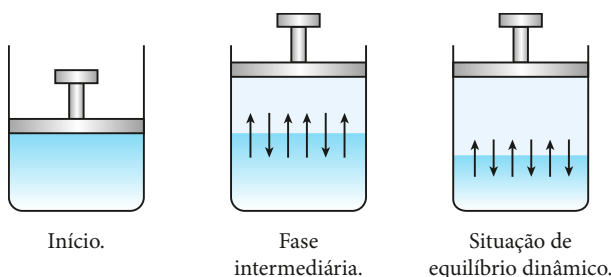
10. PRESSÃO DE VAPOR

Considere um recipiente cilíndrico, transparente e dotado de um êmbolo. Vamos supor que a temperatura do sistema seja constante.

Imaginemos que haja, dentro desse recipiente, um líquido bastante volátil, o éter, por exemplo. Inicialmente, o êmbolo está em contato direto com a superfície livre do líquido.

Quando levantamos o êmbolo, a região de vácuo que se forma entre ele e o líquido começa a ser ocupada por partículas desse líquido, que vaporiza. Algumas dessas partículas, no entanto, acabam sendo recapturadas pelo líquido. No início, o número de partículas que saem é maior que o das que voltam ao líquido. A partir de determinado instante, entretanto, o aumento da concentração de vapor vai provocar um equilíbrio dinâmico, quando o número de partículas que voltam para o líquido torna-se igual ao das que saem, em cada unidade de tempo.

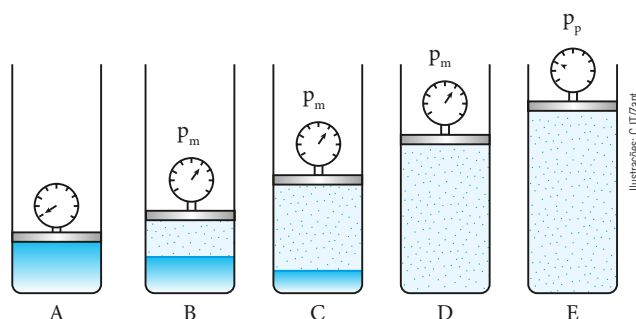
Atingida a situação de equilíbrio, o ambiente gasoso fica saturado desse vapor, denominado **vapor saturante**, e sua pressão para de aumentar, sendo chamada de **pressão máxima de vapor** (p_m).



Se levantarmos um pouco mais o êmbolo, observaremos que o equilíbrio vapor/líquido será rompido. Voltará a acontecer vaporização, uma vez que a quantidade de líquido torna a diminuir. Isso se dá até que novamente se estabeleça o equilíbrio dinâmico entre o vapor e o líquido, e a pressão, que temporariamente diminuiu, volte ao seu valor máximo.

É evidente que, se o tubo for suficientemente longo, quando levantarmos o êmbolo, a situação descrita se repetirá até que a última gota de líquido evapore. A partir daí, a elevação do êmbolo provocará uma queda da pressão, e ela não voltará mais ao valor máximo, já que não existe mais líquido para vaporizar. O vapor, nessas condições, é denominado **vapor não saturante**.

Resumindo e esquematizando o experimento descrito com o éter, a uma temperatura θ constante, temos:



A – Situação inicial.

B – Situação de equilíbrio entre vapor e líquido. O vapor é saturante e a pressão é a pressão máxima de vapor (p_m).

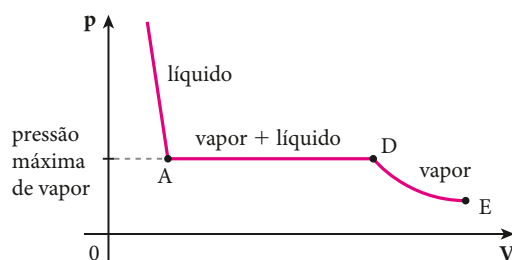
C – Situação idêntica à anterior (observe que a quantidade de líquido diminuiu).

D – Supondo que esta seja a situação em que a última gota de líquido vaporiza, temos pressão máxima de vapor e vapor saturante seco, uma vez que não existe mais a fase líquida.

E – Situação a partir da qual a pressão do vapor passa a diminuir quase na razão inversa do volume. Temos aí vapor não saturante. A pressão é menor que a máxima, sendo denominada pressão parcial de vapor (p_p).

Se, a partir da situação E, em que temos vapor não saturante, resolvermos comprimir o vapor, descendo o êmbolo, notaremos que a pressão aumentará, quase na razão inversa do volume. Entretanto, isso será observado somente até a situação D, quando a pressão atingirá seu valor máximo. A partir daí, por mais que o vapor seja comprimido, sua pressão não mais aumentará, mantendo-se igual à máxima (p_m). Ocorrerá liquefação, até que, na situação A, todo o vapor terá se transformado em líquido. Se continuarmos a compressão, a variação de volume do líquido será insignificante, uma vez que os líquidos são praticamente incompressíveis.

No gráfico a seguir, representamos a variação da pressão (p) do vapor em função do respectivo volume (V).



O valor da pressão máxima de vapor depende de dois fatores: da substância e da temperatura em que foi realizado o experimento. Essa pressão máxima de vapor se eleva com a temperatura.

Com base no estudo que realizamos até agora, podemos estabelecer duas conclusões importantes:

- 1ª) A rapidez da evaporação anula-se quando o ambiente gasoso se torna saturado pelo vapor do líquido. Contudo essa rapidez será tanto maior quanto menor for a pressão do vapor lá existente.
- 2ª) A ebulição ocorre à temperatura em que a pressão máxima de vapor do líquido se iguala à pressão ambiente. A pressão máxima do vapor de água, por exemplo, é igual a 760 mmHg

a 100 °C. Por isso, em pressão atmosférica normal (760 mmHg), a água entra em ebulição a 100 °C. Já no pico do Monte Everest, por exemplo, onde a pressão atmosférica vale aproximadamente 240 mmHg (em razão da altitude), a água entra em ebulição a 71 °C, temperatura em que sua pressão máxima de vapor também é de 240 mmHg.

Note, então, que um líquido entra em ebulição sempre que a pressão externa exercida em sua superfície se torna igual à sua pressão máxima de vapor.

EM BUSCA DE EXPLICAÇÕES

A chuva e a umidade relativa do ar

A chuva é uma precipitação atmosférica constituída de gotas de água, que podem limpar o ar poluído, refrescar um dia muito quente ou mesmo promover o desenvolvimento de plantas, como as flores que embelezam o mundo ou aquelas com as quais nós e outros animais nos alimentamos.

Quando em excesso, a chuva pode provocar inundações, capazes de destruir o que foi construído pelo ser humano e causar a morte de diversos seres vivos.

Igor do Vale/Folhapress



Córrego transbordando por conta do excesso de chuva. Franca, SP. Janeiro de 2015.

Afinal, como ocorre esse fenômeno físico chamado chuva?

Na superfície da Terra, existe uma grande quantidade de água nos oceanos, mares, rios e lagos. Na evaporação, o vapor é misturado ao ar existente na região. A concentração desse vapor define o estado higrométrico ou umidade da atmosfera.

A **umidade relativa do ar** (U) é a razão entre a massa de vapor de água (m) existente em certo volume de ar e a massa de vapor de água (M) que provocaria a saturação desse volume de ar, na mesma temperatura. O valor da grandeza U também pode ser determinado por meio da razão entre a pressão exercida pelo vapor existente no ar (P_{parcial}) e a pressão (ou tensão) máxima possível de vapor ($P_{\text{máx}}$), na temperatura considerada.

$$U = \frac{m}{M} = \frac{P_{\text{parcial}}}{P_{\text{máx}}}$$

Observemos que o máximo valor de U é a unidade. Isso ocorre quando o ar está saturado de vapor de água e $m = M$. Se $U = 0,30$, por exemplo, devemos entender que o vapor de água existente naquele volume de ar corresponde a 30% do vapor que ocasionaria sua saturação.

Ao ocorrer a saturação de certo volume de ar, o vapor de água excedente se condensa e se precipita em forma de neblina ou de pequenas gotas de água, a chuva. A quantidade de água que o ar é capaz de absorver, antes da saturação, depende da temperatura, aumentando progressivamente com ela.



Masierfil/LatinStock

Criança divertindo-se com as gotas da chuva.

É interessante observar que o ser humano se sente melhor em local de baixa umidade, mesmo em temperaturas elevadas. Em um ambiente onde o ar é mais seco (baixa umidade), a sudorese é muito menor e a evaporação do suor é mais rápida, causando maior resfriamento da pele. Nessas condições, a pessoa pode suportar temperaturas superiores a 37 °C. Já em um ambiente de grande umidade, a sudorese é maior e o suor demora a evaporar, ocasionando bastante desconforto. Nessas condições, uma temperatura de 25 °C pode parecer sufocante para as pessoas. O conforto, portanto, depende tanto da temperatura quanto da umidade relativa do ar.