

Diagramas de fases

A fase na qual uma substância pura se encontra ou a ocorrência de mudanças de fases podem ser analisadas por meio do diagrama de fases, que é a representação gráfica da pressão em função da temperatura.

▶ 6.1 Diagrama de fases

A fase em que uma substância pura se apresenta depende da pressão e da temperatura à qual está submetida.

▶ 6.2 Equilíbrio sólido-líquido. Fusão e solidificação

Sob a mesma pressão, a fusão e a solidificação de uma substância ocorrem à mesma temperatura.

▶ 6.3 Equilíbrio líquido-vapor. Ebulição e condensação

Sob a mesma pressão, a ebulição e a condensação de uma substância ocorrem à mesma temperatura.

▶ 6.4 Pressão máxima de vapor. Isotermas de Andrews

Gás é a substância na fase gasosa em uma temperatura superior à temperatura crítica.

▶ 6.5 Umidade do ar. Evaporação

A velocidade de evaporação de um líquido depende da natureza do líquido, da sua temperatura, da área de sua superfície livre, da pressão externa e da umidade do ambiente.

▶ 6.6 Equilíbrio sólido-vapor. Sublimação

A maioria das substâncias pode sublimar, dependendo das condições físicas a que estiver submetida.

O fato de a pressão influenciar diretamente a temperatura de mudança de fase de uma substância é utilizado em diversas aplicações práticas, como, por exemplo, o funcionamento da panela de pressão, a geração de energia elétrica em uma usina termonuclear ou no armazenamento, em cilindros, de gases de uso hospitalar, como o gás oxigênio. Também os fenômenos meteorológicos, como a ocorrência de chuvas de granizo, estão relacionados com a pressão e a temperatura da água em diferentes altitudes na atmosfera.



Seção 6.1

Objetivos

- Relacionar a pressão e a temperatura ao estado de uma substância.
- Analisar um diagrama de fases.
- Conceituar ponto triplo.

Termos e conceitos

- diagrama de fases
- estado de uma substância
- curva de fusão
- curva de vaporização
- curva de sublimação

Diagrama de fases

A fase em que uma substância se encontra depende de suas condições de pressão e de temperatura, podendo estar também num **estado*** que corresponda ao equilíbrio entre duas fases ou mesmo entre as três fases. Representando os diferentes estados da substância no gráfico $p \times \theta$, obtemos o denominado diagrama de fases da substância.

Na **figura 1** apresentamos, fora de escala, o **diagrama de fases** para o dióxido de carbono (CO_2), e na **figura 2**, para a água.

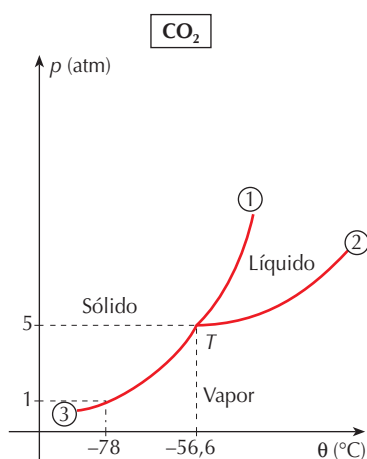


Figura 1. Diagrama de fases do CO_2 .

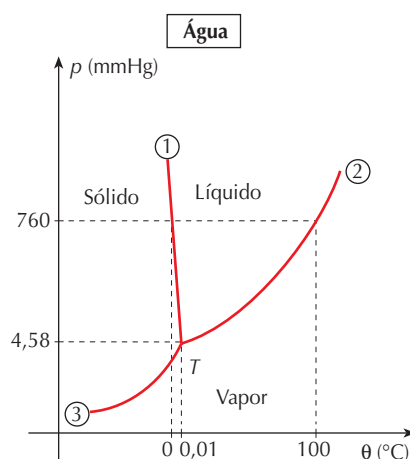


Figura 2. Diagrama de fases da água.

No diagrama de fases, a curva que delimita as regiões correspondentes às fases sólida e líquida constitui a curva de fusão (1), representativa dos estados de equilíbrio entre o sólido e o líquido. A curva que separa as regiões que correspondem às fases líquida e de vapor é a curva de vaporização (2), cujos pontos representam os estados de equilíbrio entre o líquido e o vapor. A curva de sublimação, entre as regiões das fases sólida e de vapor (3), figura os estados de equilíbrio entre essas duas fases.

O estado representado pelo ponto comum às três curvas (T) é denominado **ponto triplo** ou **ponto tríplice** e corresponde ao equilíbrio entre as três fases da substância. Assim, sob pressão de 4,58 mmHg e à temperatura de 0,01 °C, podemos obter para a água um sistema constituído por gelo, água líquida e vapor de água, em equilíbrio. Para o dióxido de carbono, essa situação de coexistência das três fases em equilíbrio é obtida sob pressão de 5 atm e à temperatura de -56,6 °C.

Entre na rede

No endereço eletrônico http://www.galileo.fr.it/marc/termologia_e_termodinamica/diagramma_equilibrio/hplab.htm (acesso em julho/2009), você poderá, por meio de uma simulação, verificar em que fase uma substância se encontra conforme o valor da pressão e da temperatura. No endereço eletrônico <http://www.galileo.fr.it/marc/chimica/transizione/phase.htm> (acesso em julho/2009), você poderá variar a temperatura (em K) com o cursor e verificar na tabela periódica a fase em que se encontram os vários elementos químicos.



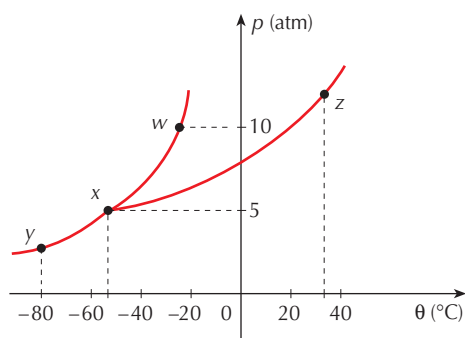
Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>
Animação: *Diagrama de fases*

* Estado de uma substância é a situação em que ela se apresenta num dado instante, sendo caracterizado pelos valores de sua temperatura (θ), de sua pressão (p) e de seu volume (V).



EXERCÍCIO RESOLVIDO

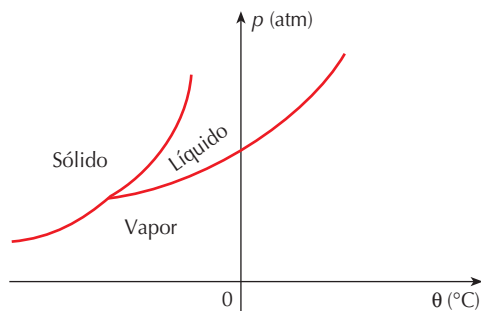
R. 35 É dado o diagrama de fases de uma substância.



- O que representam os pontos x, y, w e z assinalados no gráfico?
- Sob pressão normal (1 atm) e à temperatura ambiente (20 °C), em que fase se encontra a substância?
- Assinale no diagrama as regiões correspondentes às fases sólida, líquida e de vapor.

Solução:

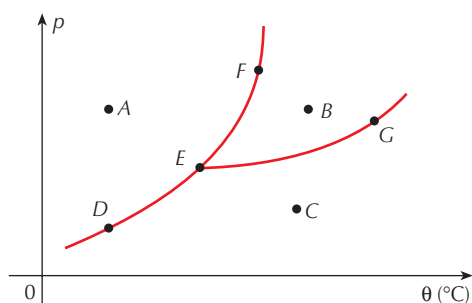
- O ponto x, comum às três curvas do diagrama, é o ponto triplo, representativo da coexistência em equilíbrio das três fases (sólida, líquida e gasosa) da substância.
O ponto y pertence à curva de sublimação e, portanto, representa um estado de equilíbrio entre as fases sólida e de vapor.
O ponto w está sobre a curva de fusão, representando um estado de equilíbrio entre as fases sólida e líquida.
O ponto z, situado na curva de vaporização, representa um estado de equilíbrio entre as fases líquida e de vapor.
- A pressão normal, 1 atm, e a temperatura ambiente, 20 °C, definem um estado da substância situado, no diagrama de fases, à direita das curvas de vaporização e de sublimação, correspondendo, portanto, à fase de vapor.
- No diagrama abaixo, estão indicadas as regiões correspondentes às fases sólida, líquida e de vapor.



EXERCÍCIO PROPOSTO

P. 109 Dado o diagrama de fases de uma substância, pergunta-se:

- Que mudança de fase ocorre quando a substância passa do estado A para o estado B?
- Que mudança de fase ocorre na passagem do estado B para o estado C?
- Em que fase pode encontrar-se a substância no estado representado pelo ponto D?
- E nos estados representados pelos pontos E, F e G?
- Qual dos pontos assinalados no diagrama é o ponto triplo e por que recebe esse nome?



Seção 6.2

Objetivos

► Conceituar calor latente de fusão e calor latente de solidificação.

► Analisar a influência da pressão no ponto de fusão para as substâncias que se dilatam e para as substâncias que se contraem na fusão.

► Descrever a experiência do regelo.

Termos e conceitos

• temperatura de fusão

Equilíbrio sólido-líquido. Fusão e solidificação

Vimos no capítulo anterior que um sólido cristalino, ao receber calor sob pressão constante, funde-se a uma temperatura característica θ_F , a qual permanece constante durante o processo (fig. 3). O calor absorvido por unidade de massa, enquanto o corpo se funde, constitui o **calor latente de fusão** da substância. Durante a fusão, coexistem as fases sólida e líquida do material.

Do mesmo modo, se um líquido perder calor sob pressão constante, sofrerá solidificação à mesma temperatura na qual o sólido se funde (sob mesma pressão). Durante a solidificação, a temperatura permanece constante (fig. 4). O calor perdido por unidade de massa, enquanto o líquido se solidifica, é o **calor latente de solidificação** da substância, cujo valor é igual, em módulo, ao calor latente de fusão.

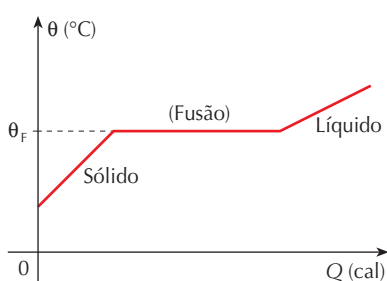


Figura 3. Curva de aquecimento de um corpo inicialmente sólido.

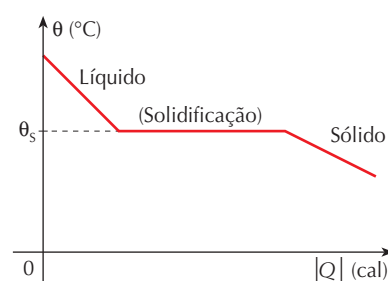


Figura 4. Curva de resfriamento de um corpo inicialmente líquido.

Para a água, os calores latentes de fusão e de solidificação sob pressão normal valem:

$$L_F = 80 \text{ cal/g} \quad L_S = -80 \text{ cal/g}$$

Pela análise do diagrama de fases do dióxido de carbono e da água (figs. 1 e 2), observa-se que a temperatura de fusão (e de solidificação) depende da pressão a que a substância está submetida. Contudo, a influência da pressão sobre o ponto de fusão não se dá do mesmo modo para as duas substâncias estudadas. De modo geral, podemos estabelecer dois casos: substâncias que se dilatam na fusão e substâncias que se contraem na fusão.



Cobre liquefeito, incandescente em decorrência da alta temperatura, sendo despejado em formas. ►

1 Substâncias que se dilatam na fusão

É o que acontece com a maioria das substâncias e corresponde ao comportamento do dióxido de carbono (CO_2). Nesse caso, **o aumento da pressão faz aumentar a temperatura de fusão**. A curva de fusão apresenta o aspecto indicado na figura 5.

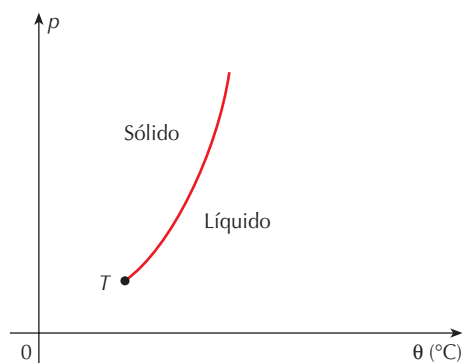


Figura 5. Curva de fusão para substâncias que se dilatam na fusão ($V_{\text{sólido}} < V_{\text{líquido}}$).

Explica-se essa influência da pressão pelo fato de as moléculas se afastarem umas das outras na fusão. O aumento de pressão, comprimindo as moléculas, dificulta sua separação, a qual somente se torna possível numa temperatura mais elevada, quando as moléculas tiverem maior grau de agitação.

Observe que, para essas substâncias, a densidade do sólido é maior que a do líquido.

2 Substâncias que se contraem na fusão

Estão nesse caso, além da água, o bismuto, o ferro e o antimônio. **O aumento da pressão faz diminuir a temperatura de fusão** dessas substâncias, porque a distância média entre suas moléculas é maior no estado sólido. Assim, a compressão das moléculas favorece a tendência natural dessa mudança de fase, que é a diminuição de volume. Na figura 6 é apresentada a curva de fusão para essas substâncias, que apresentam a fase sólida com menor densidade que a fase líquida.

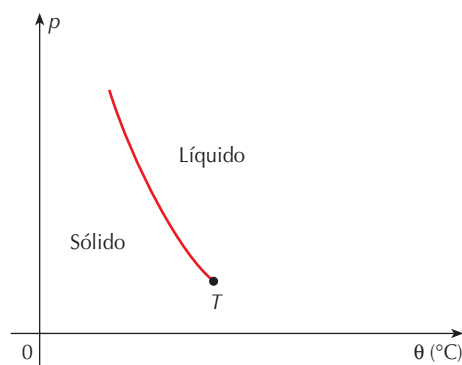


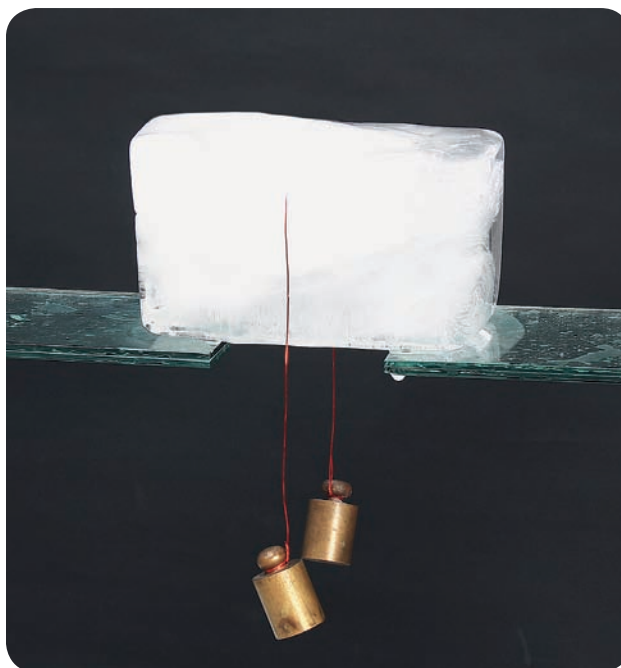
Figura 6. Curva de fusão para substâncias que se contraem na fusão ($V_{\text{sólido}} > V_{\text{líquido}}$).

O gelo, sob pressão normal, funde-se a 0°C . Sob pressões mais elevadas, sua temperatura de fusão se reduz. Por exemplo:

$p = 1 \text{ atm}$	$\theta_F = 0^\circ\text{C}$
$p = 8,1 \text{ atm}$	$\theta_F = -0,06^\circ\text{C}$
$p = 135 \text{ atm}$	$\theta_F = -1^\circ\text{C}$
$p = 340 \text{ atm}$	$\theta_F = -2,5^\circ\text{C}$



A experiência do regelo, realizada pela primeira vez pelo físico irlandês John Tyndall (1820-1893), ilustra a influência da pressão sobre o ponto de fusão do gelo: se passarmos sobre um bloco de gelo, em temperatura pouco inferior a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, um fio fino de metal com pesos convenientemente colocados nas extremidades, o acréscimo de pressão no contato fio-gelo diminui a temperatura de fusão e produz derretimento do gelo sob o fio. O fio se desloca através da água formada, a qual se congela ao voltar à pressão normal. Assim, o fio atravessa o gelo e este permanece íntegro.



A variação do ponto de fusão do gelo com a pressão pode ser observada em outras situações. Quando um patinador desliza sobre o gelo, por exemplo, a lâmina dos patins, tendo área pequena, exerce uma pressão considerável sobre o piso. Em consequência, o gelo se derrete e a água formada funciona como um lubrificante, facilitando o deslizamento. Após a passagem do patinador, a pressão diminui e a água retorna à fase sólida.



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>
Atividade experimental: Reproduzindo a experiência de Tyndall

EXERCÍCIO RESOLVIDO

- R. 36** Em um recipiente termicamente isolado do exterior, coloca-se uma mistura de gelo e água a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, sob pressão normal. Fornecendo certa quantidade de calor à mistura, verificamos que a temperatura não varia e o volume do sistema diminui $0,5\text{ cm}^3$.
(Dados: densidades $d_{\text{gelo}} = 0,92\text{ g/cm}^3$ e $d_{\text{água}} = 1\text{ g/cm}^3$; calor latente de fusão do gelo $L_F = 80\text{ cal/g}$)
- Explique a diminuição de volume do sistema.
 - Calcule a massa de gelo que se transforma em água líquida.
 - Determine a quantidade de calor recebida pela mistura.

Solução:

- O volume da mistura diminui porque o gelo a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, ao receber calor, derrete, e sua fusão se verifica com **contração** de volume ($V_{\text{gelo}} > V_{\text{água líquida}}$).
- Chamando de $V_{\text{água}}$ o volume da água líquida, e de V_{gelo} o volume do gelo, correspondentes à mesma massa m que derrete, a variação de volume é dada por:

$$\Delta V = V_{\text{água}} - V_{\text{gelo}}$$

Mas:

$$d_{\text{água}} = \frac{m}{V_{\text{água}}} \Rightarrow V_{\text{água}} = \frac{m}{d_{\text{água}}}$$

e

$$d_{\text{gelo}} = \frac{m}{V_{\text{gelo}}} \Rightarrow V_{\text{gelo}} = \frac{m}{d_{\text{gelo}}}$$

Sendo assim, obtemos:

$$\Delta V = \frac{m}{d_{\text{água}}} - \frac{m}{d_{\text{gelo}}} \Rightarrow \Delta V = m \cdot \left(\frac{1}{d_{\text{água}}} - \frac{1}{d_{\text{gelo}}} \right)$$

Por essa fórmula, observe que, ao ocorrer a mudança de fase, a **variação de volume ΔV será diretamente proporcional à massa** da substância que sofre o processo.



Substituindo os valores fornecidos:

$$\Delta V = -0,5 \text{ cm}^3 \text{ (contração)}$$

$$d_{\text{água}} = 1 \text{ g/cm}^3$$

$$d_{\text{gelo}} = 0,92 \text{ g/cm}^3$$

obtemos:

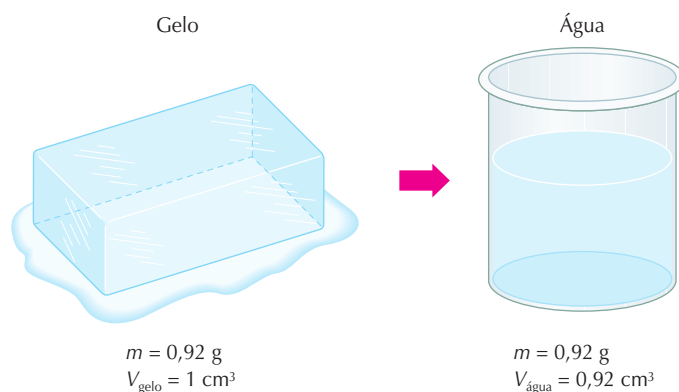
$$-0,5 = m \cdot \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{0,92} \right) \Rightarrow -0,5 = m \cdot \left(\frac{0,92 - 1}{0,92} \right) \Rightarrow -0,5 = m \cdot \frac{-0,08}{0,92} \Rightarrow \boxed{m = 5,75 \text{ g}}$$

Poderíamos chegar ao mesmo resultado de outro modo, sem deduzir a fórmula. Como a densidade do gelo é $0,92 \text{ g/cm}^3$ e a da água é 1 g/cm^3 , para cada $0,92 \text{ g}$ de gelo que derrete ocorre uma contração de $0,08 \text{ cm}^3$, conforme o esquema abaixo. Então:

$$\Delta V = V_{\text{água}} - V_{\text{gelo}}$$

$$\Delta V = 0,92 - 1$$

$$\Delta V = -0,08 \text{ cm}^3$$



A contração ocorrida é proporcional à massa de gelo que se derrete. Assim, por regra de três simples e direta:

$$\left. \begin{array}{l} 0,92 \text{ g} \text{ ————— } -0,08 \text{ cm}^3 \\ m \text{ ————— } -0,5 \text{ cm}^3 \end{array} \right\} m = \frac{0,92 \cdot 0,5}{0,08} \Rightarrow \boxed{m = 5,75 \text{ g}}$$

c) A quantidade de calor recebida é: $Q = m \cdot L_F$. Como $L_F = 80 \text{ cal/g}$, temos:

$$Q = 5,75 \cdot 80 \Rightarrow \boxed{Q = 460 \text{ cal}}$$

Respostas: a) A fusão do gelo ocorre com contração; b) $5,75 \text{ g}$; c) 460 cal

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

P. 110 Ao fundir, o gelo se contrai. A variação de volume é proporcional à massa de gelo que derrete. Sendo $d_{\text{gelo}} = 0,92 \text{ g/cm}^3$ a densidade do gelo a 0°C , $d_{\text{água}} = 1 \text{ g/cm}^3$ a densidade da água a 0°C e $L_F = 80 \text{ cal/g}$ o calor latente de fusão do gelo, determine:

- a massa de gelo que deve derreter para reduzir de 2 cm^3 o volume de certa mistura de água e gelo a 0°C ;
- a quantidade de calor recebida durante o processo.

P. 111 Numa experiência em laboratório de Biologia, um animal foi introduzido numa mistura de água e gelo, sob pressão normal. Decorrido certo tempo,

houve contração de $0,64 \text{ cm}^3$ na mistura. No mesmo tempo, a contração teria sido $0,42 \text{ cm}^3$ sem a presença do animal.

- Determine a quantidade de calor que a mistura recebe do animal no intervalo de tempo considerado, sendo dados $d_{\text{gelo}} = 0,92 \text{ g/cm}^3$, $d_{\text{água}} = 1 \text{ g/cm}^3$ e $L_F = 80 \text{ cal/g}$.
- Admitamos que o referido tempo seja o necessário para que o animal, inicialmente a 30°C , entre em equilíbrio térmico com a mistura. Consideremos ainda que o animal não produza calor por processos metabólicos e que 20% do calor que ele cede se perca para o ambiente. Determine a capacidade térmica do animal.



Seção 6.3

Objetivos

► Conceituar calor latente de vaporização e calor latente de condensação.

► Analisar a influência da pressão no ponto de ebulição para qualquer substância pura.

Termos e conceitos

- temperatura de ebulição
- panela de pressão
- autoclave

Equilíbrio líquido-vapor. Ebulição e condensação

Conforme vimos no capítulo anterior, se fornecermos calor a uma substância pura na fase líquida, sob pressão constante, ela ferve, isto é, entra em ebulição numa temperatura θ_v característica, que permanece constante durante o processo (fig. 7). O calor que o líquido absorve por unidade de massa, enquanto ferve, constitui o **calor latente de vaporização** da substância. Durante a ebulição, coexistem as fases líquida e gasosa do material.

Se o vapor de uma substância pura perde calor sob pressão constante, ele se transforma em líquido (condensação ou liquefação) na mesma temperatura em que o líquido ferve (fig. 8). O calor perdido por unidade de massa durante essa mudança de fase é o **calor latente de condensação**, igual, em módulo, ao calor latente de vaporização.

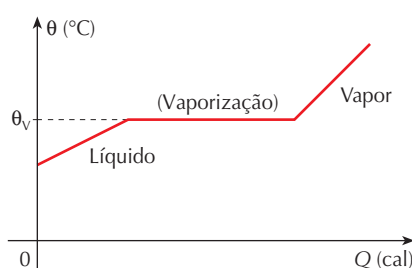


Figura 7. Curva de aquecimento de um corpo inicialmente líquido.

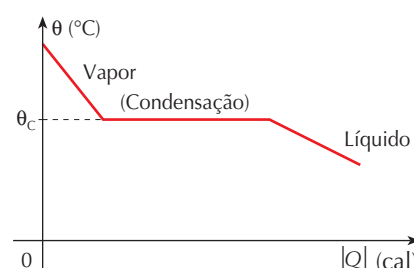


Figura 8. Curva de resfriamento de um corpo inicialmente na fase de vapor.

Para a água, os calores latentes na transição líquido-vapor, sob pressão normal, valem:

$$L_v = 540 \text{ cal/g} \quad L_c = -540 \text{ cal/g}$$

Pela análise do diagrama de fases verificamos que a temperatura de ebulição de um líquido depende da pressão exercida sobre ele. Para qualquer substância, se a pressão externa aumentar, o líquido ferverá numa temperatura mais elevada (fig. 9).

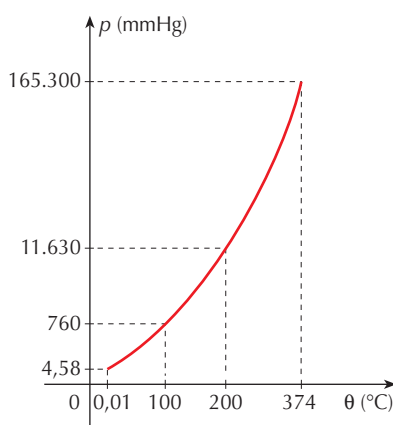
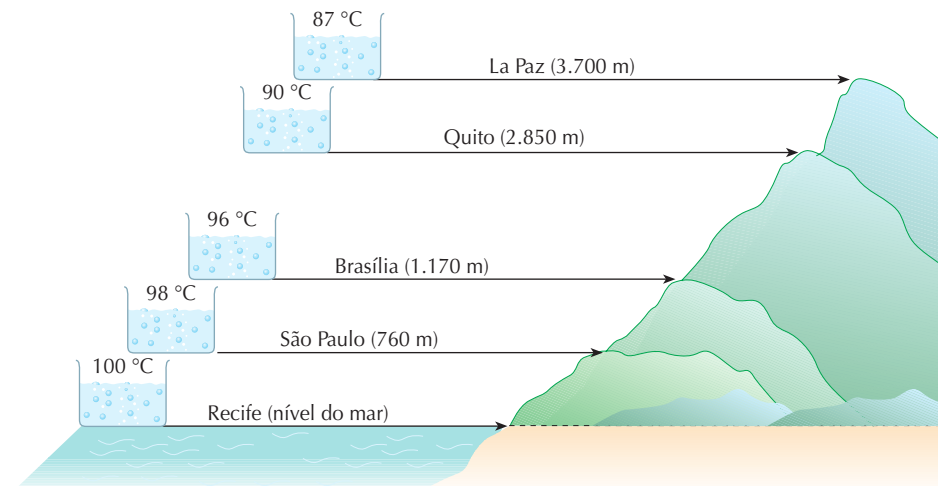


Figura 9. A curva de vaporização da água indica como a temperatura de ebulição varia com a pressão.

Esse fenômeno ocorre porque, na ebulição, há aumento de volume. Uma vez que o acréscimo de pressão comprime as moléculas umas contra as outras, torna-se mais difícil a sua separação. Assim, a vaporização somente será possível numa temperatura mais elevada, quando as moléculas tiverem maior grau de agitação.

A água, em particular, ferve a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ ao nível do mar, onde a pressão atmosférica é normal (1 atm). Em maiores altitudes, a ebulição da água ocorre em temperaturas mais baixas, porque a pressão atmosférica é menor.

Na **figura 10**, indicamos esquematicamente a temperatura de ebulição da água em diferentes localidades e diferentes altitudes. De modo aproximado, podemos dizer que a temperatura de ebulição da água diminui $3\text{ }^{\circ}\text{C}$ a cada 1 km acima do nível do mar.



▲ **Figura 10.** A temperatura em que a água ferve depende da altitude.

No interior de uma panela de pressão, a água está sujeita a uma pressão maior que uma atmosfera (1 atm) e, por isso, ferve a uma temperatura superior a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ (**fig. 9**). Em consequência, os alimentos cozinham em menos tempo.



▲ **Figura 11.** Numa panela de pressão (foto 1), o vapor de água formado não escapa devido à presença de um contrapeso sobre o orifício de saída. Somente quando a pressão do vapor é igual à soma da pressão atmosférica com a pressão exercida pelo contrapeso é que começa a haver o escape de vapor, estabilizando a pressão interna. Nessa situação a água ferve a uma temperatura maior que $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, pois a pressão sobre o líquido é maior do que 1 atm. As autoclaves (foto 2), usadas na esterilização de instrumentos cirúrgicos em hospitais e consultórios dentários, baseiam-se no mesmo princípio.

EXERCÍCIO PROPOSTO

- P. 112** Numa panela de pressão, a água entra em ebulição a $120\text{ }^{\circ}\text{C}$. Quantas calorías são necessárias para aquecer e depois vaporizar totalmente 70 g de água, cuja temperatura inicial é $50\text{ }^{\circ}\text{C}$? O calor latente de vaporização da água a $120\text{ }^{\circ}\text{C}$ vale $523,1\text{ cal/g}$, e o calor específico médio da água líquida é igual a $1\text{ cal/g} \cdot ^{\circ}\text{C}$.



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>
Atividade experimental: *Influência da pressão na ebulição da água*



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Prosseguindo a redução do volume, notamos que, a partir do estado *c*, ao ser atingida a pressão *F*, o vapor começa a se condensar. Durante a condensação do vapor, a pressão não mais se modifica, mantendo-se no valor *F*, e deixa de valer a lei de Boyle. Ainda no gráfico da **figura 12**, obtemos a reta *cde* paralela ao eixo dos volumes, denominada **patamar**.

No estado *e*, só existe líquido no sistema. A partir desse ponto, se o volume for diminuído, notamos que são necessárias grandes variações de pressão para produzir pequenas variações volumétricas. No gráfico, a reta *ef* é quase paralela ao eixo das pressões.

Na temperatura em que se realiza a experiência (10 °C), *F* é a maior pressão que o vapor de CO₂ pode exercer. Esse valor *F* constitui a **pressão máxima de vapor** à temperatura da experiência. A pressão máxima de vapor corresponde, portanto, ao equilíbrio **líquido-vapor**, sendo representada, no diagrama de fases, por um ponto da curva de vaporização.

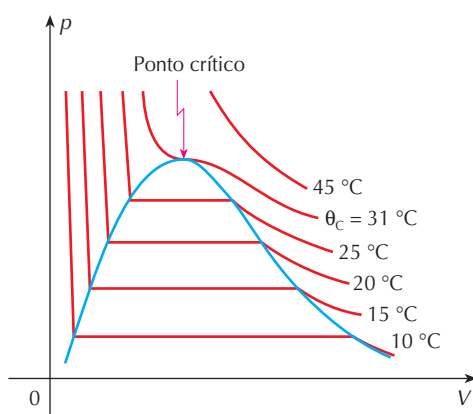
Denominamos **vapor saturante** aquele que se encontra em presença do líquido e, portanto, exercendo a pressão máxima *F* (o ponto *d* da **fig. 12**). Chamamos de **vapor seco** aquele que não se encontra em presença do líquido, exercendo então uma pressão menor que a máxima (*p* < *F*).

Como conclusão dos fatos observados, podemos estabelecer:

O vapor saturante não obedece à lei de Boyle ($pV = \text{constante}$). A pressão por ele exercida (pressão máxima de vapor *F*) **não depende do volume** ocupado pelo vapor.

A influência da temperatura na pressão máxima de vapor foi bem estabelecida por Thomas Andrews (1813-1886), físico irlandês, quando realizou compressões isotérmicas em diferentes temperaturas para uma mesma substância.

Repetindo a experiência anterior (com o CO₂) em temperaturas sucessivamente mais elevadas (**fig. 13**), verificamos que, **quanto mais elevada for a temperatura, maior a pressão máxima *F*** em que ocorre a condensação. Além disso, o patamar do gráfico $p \times V$ diminui, isto é, com o aumento da pressão, a liquefação torna-se mais rápida. A uma temperatura característica da substância, denominada **temperatura crítica** ($\theta_c = 31\text{ °C}$ no caso do CO₂), o patamar se reduz a um simples ponto – o **ponto crítico** – e a condensação do vapor é instantânea. A curva obtida ligando-se as extremidades dos patamares (em azul na **fig. 13**) é denominada **curva de saturação**.



◀ **Figura 13.** Isotermas de Andrews para o CO₂.

Em conclusão:

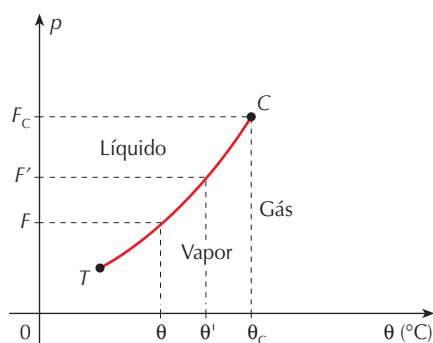
A pressão máxima de vapor *F* de uma substância varia exclusivamente em função da temperatura.

O maior valor possível para a pressão máxima de vapor de uma substância é a pressão crítica *F_c*, correspondente à temperatura crítica.

Se a compressão isotérmica ocorrer em temperatura superior à temperatura crítica θ_c , verifica-se que não mais ocorre condensação. A substância estará sempre na fase gasosa, obedecendo à lei de Boyle. Acima da temperatura crítica, a substância não é mais chamada de vapor, reservando-se a ela o nome de **gás**. Portanto:

Gás é a substância na fase gasosa numa temperatura superior à temperatura crítica. Um gás não se condensa por compressão isotérmica.

Levando-se em conta que a pressão máxima de vapor corresponde ao equilíbrio líquido-vapor da substância, a curva das pressões máximas de vapor, no diagrama de fases, é a curva de vaporização (**fig. 14**), que se estende do ponto triplo T ao ponto crítico C .



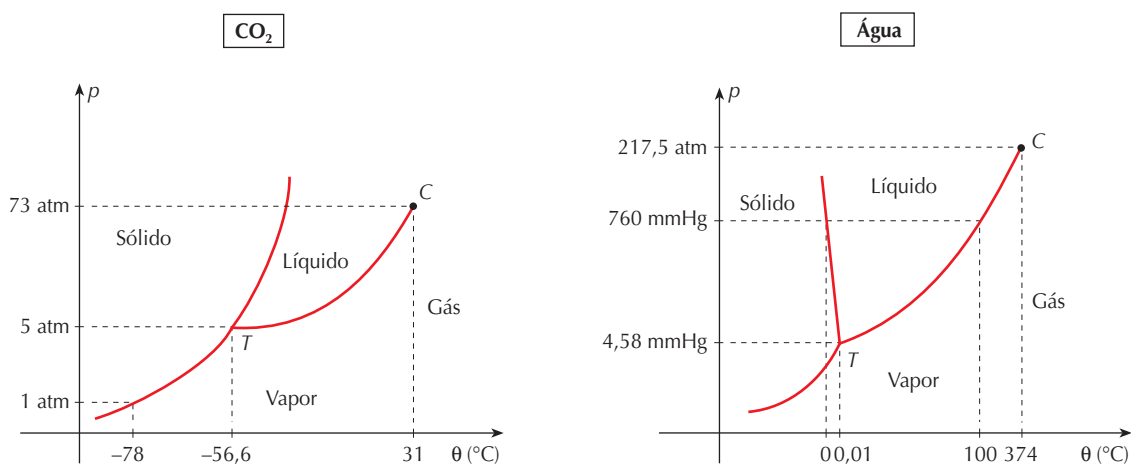
« **Figura 14.** A curva de vaporização é a curva das pressões máximas.

Na tabela seguinte apresentamos os pontos críticos de algumas substâncias.

Substância	Pressão crítica	Temperatura crítica
Água	217,5 atm	374 °C
CO ₂	73 atm	31 °C
Oxigênio	49,7 atm	−119 °C
Hélio	2,26 atm	−267,9 °C

Observe que a água na fase gasosa é vapor até 374 °C. Acima dessa temperatura, a água é gás, não podendo ser liquefeita por compressão isotérmica. A substância que apresenta o menor valor de temperatura crítica e o menor valor de pressão crítica é o hélio.

Incluindo agora o ponto crítico, os diagramas de fases do CO₂ e da água assumem os aspectos apresentados na **figura 15**.



« **Figura 15.** Diagramas de fases do CO₂ e da água (fora de escala), incluindo o ponto crítico C .

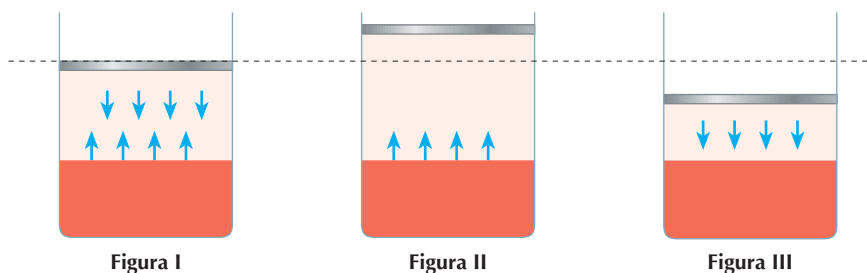
EXERCÍCIO RESOLVIDO

R. 37 No interior de um cilindro provido de êmbolo está um líquido volátil (por exemplo, éter) em equilíbrio com seu vapor. A temperatura se mantém constante. Responda:

- O equilíbrio entre o líquido e o vapor é estático ou dinâmico?
- Qual é a pressão exercida pelo vapor? Trata-se de vapor seco ou saturante?
- Que sucede ao sistema se elevarmos o êmbolo sem variarmos a temperatura?
- Que sucede ao sistema se baixarmos o êmbolo sem variarmos a temperatura?

Solução:

- O equilíbrio do líquido com o vapor é **dinâmico**. Em dado intervalo de tempo, a quantidade de líquido que se vaporiza é igual, em média, à quantidade de vapor que se condensa. No entanto, para fins práticos, é como se nenhuma molécula migrasse, seja do líquido para o vapor, seja do vapor para o líquido.
- Havendo equilíbrio entre líquido e vapor, a pressão que o vapor exerce é a **pressão máxima**, tratando-se, portanto, de **vapor saturante**.
- Se elevarmos o êmbolo (com θ constante), oferecendo maior volume, o **líquido se vaporiza**, pois, enquanto existir líquido e vapor no sistema, a pressão não pode variar, mantendo-se no valor da pressão máxima F .
- Se baixarmos o êmbolo (com θ constante), oferecendo menor volume, **há condensação de vapor**, de modo que a pressão continua no valor da pressão máxima F enquanto coexistirem vapor e líquido no sistema.



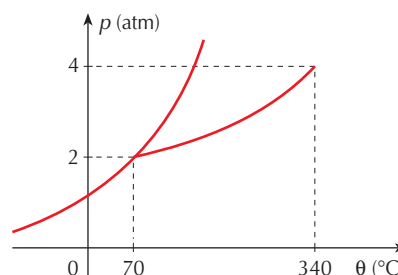
EXERCÍCIOS PROPOSTOS

P. 113 Um cilindro com pistão contém 30 cm^3 de vapor seco de certa substância, sob pressão normal. Se o pistão for movimentado, de modo que o vapor continue seco e o volume passe a 75 cm^3 , qual será a nova pressão do vapor? A temperatura se mantém constante durante o processo.

P. 114 Um cilindro de volume variável contém, inicialmente, 20 cm^3 de vapor saturante de uma substância a 10°C , exercendo uma pressão de 15 cmHg . Se o volume for reduzido à metade, sem alteração de temperatura, o que sucede à pressão exercida pelo vapor? Justifique.

P. 115 Considere que o diagrama de fases ao lado pertença a uma substância hipotética denominada **tomito**.

- Em que fase se apresenta tomito nas condições normais de pressão e temperatura?
- Se certa massa de vapor de tomito à temperatura de 300°C for comprimida isotermicamente, que mudança de estado poderá sofrer? Por quê?
- Localize o ponto triplo e o ponto crítico do tomito, explicando as características desses dois estados.



Seção 6.5

Objetivos

- Conhecer os fatores que interferem na velocidade de evaporação de um líquido.
- Compreender como ocorre a evaporação de um líquido.
- Reconhecer a evaporação em fenômenos do dia a dia.

Termos e conceitos

- umidade relativa
- líquidos voláteis
- líquidos fixos

Umidade do ar. Evaporação

O ar é uma mistura de gases da qual participa o vapor de água, exercendo uma pressão parcial f . Dizemos que o ar está saturado de vapor quando este existe em quantidade tal que esteja exercendo a pressão máxima de vapor F (fig. 16). Definimos **umidade relativa** ou **grau higrométrico** H do ar pela relação:

$$H = \frac{f}{F}$$

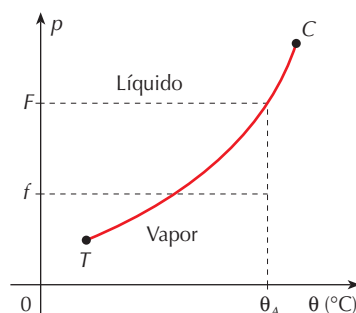


Figura 16. À temperatura ambiente θ_A , a umidade relativa é dada por $H = \frac{f}{F}$.

Frequentemente, a umidade relativa é expressa em porcentagem. Se o ambiente estiver saturado ($f = F$), a umidade relativa vale: $H = 1$ (ou 100%).

A evaporação é a vaporização espontânea de um líquido, sob quaisquer condições, como resultado da agitação térmica molecular. A qualquer temperatura, algumas moléculas do líquido adquirem energia cinética superior à média e conseguem vencer as forças de coesão entre as partículas, abandonando o líquido através da superfície livre.

A velocidade de evaporação v de um líquido (massa que se evapora na unidade de tempo) depende de uma série de fatores:

Natureza do líquido

Nas mesmas condições (temperatura de 20 °C e pressão de 1 atm, por exemplo) há líquidos que se evaporam rapidamente (voláteis) e os que se evaporam lentamente (fixos). São exemplos do primeiro grupo o éter, o álcool, a gasolina, e do segundo grupo, o mercúrio e os óleos. Essa diferença está relacionada com a intensidade das forças de coesão entre as moléculas do líquido.

A gasolina, se deixada exposta, evapora rapidamente, por isso é considerada um líquido volátil. Já os óleos, nas mesmas condições, praticamente não evaporam e por isso são considerados líquidos fixos. ►



• Pressão externa

A pressão externa (p_e) sobre a superfície livre do líquido representa um obstáculo à passagem das moléculas para a fase gasosa. Por isso, quanto maior a pressão externa sobre o líquido, mais lentamente ele evapora.

• Área da superfície livre

Quanto maior a área A pela qual as moléculas do líquido podem passar para a fase gasosa, maior a velocidade de evaporação. É por isso que a roupa, depois de lavada, deve ser estendida, para que seque mais rapidamente.

• Temperatura

Quanto maior a temperatura θ , maior a agitação térmica molecular. Por isso, aumentando-se a temperatura de um líquido, as moléculas passam a se agitar mais intensamente e um maior número delas abandona o líquido num dado intervalo de tempo, aumentando assim a velocidade de evaporação.

• Umidade

A passagem de moléculas do líquido para a fase gasosa e a passagem de moléculas de vapor para a fase líquida está constantemente ocorrendo junto à superfície do líquido. É um processo dinâmico. O líquido evapora porque é maior a quantidade de moléculas que passam para a fase gasosa. Entretanto, se a umidade for grande, isto é, a concentração de vapor junto à superfície do líquido for elevada, no balanço geral menos moléculas evaporam, o que representa uma diminuição da velocidade de evaporação.

O químico inglês John Dalton (1766-1844) estabeleceu empiricamente uma fórmula para traduzir essas influências:

$$v = \frac{K \cdot A \cdot (F - f)}{p_e}$$

Nessa fórmula, K representa uma constante característica do líquido, alta para os líquidos voláteis e baixa para os líquidos fixos; A é a área da superfície livre do líquido; p_e é a pressão externa sobre a superfície; F é a pressão máxima de vapor (que depende da temperatura); f é a pressão parcial de vapor na atmosfera (que caracteriza o grau de umidade do ambiente).

Como as moléculas que se vaporizam absorvem calor, a evaporação produz o chamado **frio por evaporação**. Há várias situações do dia a dia que podem ser explicadas com base nesse fenômeno, algumas das quais são descritas a seguir.

Um banhista sente mais frio ao sair da água, enquanto seu corpo está molhado, porque a água que fica em sua pele evapora, retirando calor do seu corpo. A água se conserva fresca em potes de barro porque, sendo o barro um material poroso, parte da água o atravessa e evapora, retirando calor da água que permanece dentro do pote.

A termorregulação do corpo humano baseia-se no fato de que o suor, ao evaporar, retira calor do corpo, mantendo constante a temperatura. O maior “calor” que sentimos em ambiente úmido deve-se ao fato de que a velocidade de evaporação é tanto menor quanto mais vapor exista no ar. Por exemplo: após uma rápida chuva, num dia quente, a sensação de calor se acentua, pois aumenta a quantidade de vapor junto à pele, dificultando a evaporação do suor. O vento e as correntes de ar produzidas por ventiladores amenizam essa sensação, por afastarem da pele o ar carregado de vapor.



Seção 6.6

Objetivos

- Compreender como acontece a passagem do estado sólido para o estado de vapor.
- Reconhecer a sublimação em fenômenos do dia a dia.

Termos e conceitos

- cristalização
- gelo-seco

Equilíbrio sólido-vapor. Sublimação

Se um sólido cristalino receber calor sob pressão constante, **inferior à pressão do ponto triplo**, ele sofrerá **sublimação** numa temperatura característica θ_s , que permanecerá constante durante o processo (fig. 17A). Se, sob a mesma pressão, o vapor da substância perder calor, ele se transformará em sólido (sublimação ou cristalização) à mesma temperatura em que ocorreu o processo anterior (fig. 17B).

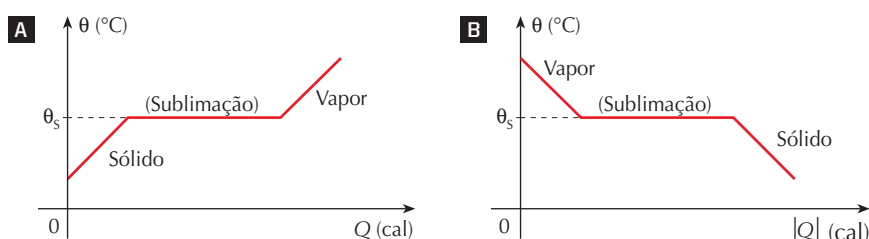


Figura 17. (A) Quando recebe calor, o sólido sublima-se à temperatura θ_s . (B) O vapor, ao perder calor, cristaliza-se à temperatura θ_s .

Qualquer substância (exceto o hélio) pode sublimar, dependendo das condições físicas a que esteja submetida. O iodo e o gelo-seco (CO_2 solidificado), porém, sublimam em condições fáceis de serem reproduzidas. Uma experiência bem simples pode ser realizada com o iodo sob pressão normal (fig. 18). Se aquecermos iodo cristalino em um recipiente, verificaremos que ele passa diretamente para a fase de vapor à temperatura de $185,3^\circ\text{C}$. Se, acima do recipiente de onde saem os vapores de iodo, colocarmos uma superfície fria, notaremos a formação de cristais de iodo sobre ela, pois os vapores cristalizam-se ao entrar em contato com a superfície e ceder calor para ela.

O gelo-seco tem algumas aplicações práticas importantes. Uma delas é em carrinhos de sorvetes, com a finalidade de manter baixa a temperatura para a conservação do produto. Outra aplicação baseia-se no fato de o gelo-seco sublimar quando colocado em condições ambientes. Em espetáculos teatrais e musicais, um efeito especial interessante consiste em obter-se uma "nuvem de fumaça" mediante a colocação de pedaços de gelo-seco em água. Quando o gelo-seco sublima, os vapores de CO_2 que se formam constituem uma densa neblina, visível devido à presença de gotículas de água, resultantes da condensação do vapor de água do ambiente.

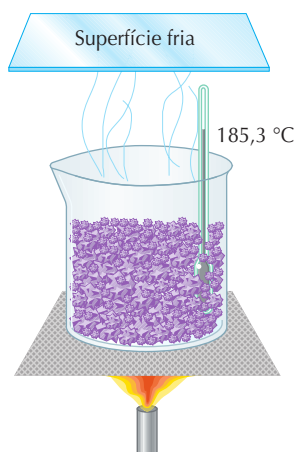


Figura 18. Sublimação e cristalização do iodo.



Gelo-seco (CO_2 sólido) sublimando.

O ciclo da água na natureza

Na natureza, a água está continuamente sofrendo mudanças de fase. A esse processo se dá o nome de **ciclo da água**.

A água líquida dos rios, lagos e mares, além da que provém da transpiração das plantas, evapora-se continuamente sob a ação do calor do Sol. Os vapores formados sobem e condensam-se nas camadas superiores da atmosfera, que são mais frias. As gotículas de água resultantes ficam em suspensão no ar, originando as **nuvens**. Em certas condições, essa água líquida se precipita na forma de chuva, completando então o ciclo.

Em algumas situações, porém, pode haver variações nesse ciclo. O vapor de água existente no ar, por exemplo, pode se condensar sem formar nuvens. Há regiões em que essa condensação, quando cai a temperatura, forma o **nevoeiro** ou **neblina** – que, assim como as nuvens, é constituído por gotículas de água em suspensão no ar. É comum também a formação do **orvalho**, em que os vapores de água se condensam sobre superfícies que estão em temperaturas mais baixas, como as superfícies dos vegetais.

Quando a temperatura cai muito, o estado sólido da água pode fazer parte do ciclo. A **chuva de pedra** ou **granizo**, por exemplo, é constituída por pedaços de gelo provenientes de nuvens submetidas a temperaturas baixas o suficiente para causar a solidificação de gotículas de água. A **neve** é um “nevoeiro sólido”, com a formação da água sólida cristalizada no sistema hexagonal (cristalização lenta), originando flocos. A **geada** é uma fina camada de gelo que se forma sobre o solo, as plantas etc., a partir do vapor de água atmosférico, quando a temperatura é muito baixa.



Orvalho



Granizo



Neve



Geada



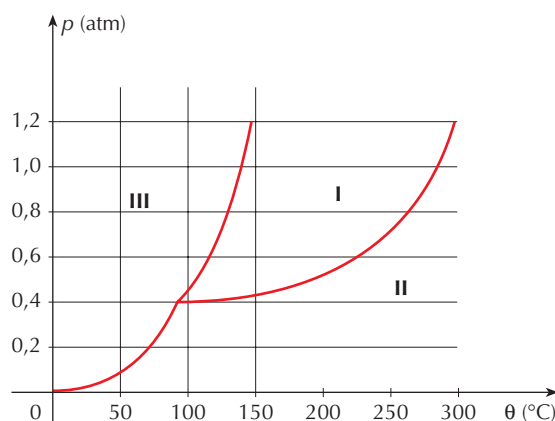
Nevoeiro ou neblina

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

- P. 116** Num dia em que a temperatura ambiente é $20\text{ }^{\circ}\text{C}$, a pressão parcial de vapor-d'água na atmosfera é $7,0\text{ mmHg}$. Sabendo que a pressão máxima de vapor-d'água a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ é igual a $17,5\text{ mmHg}$, determine a umidade relativa do ar.
- P. 117** Calcule quanto diminui a temperatura de 100 g de éter quando evapora 1 g do líquido. O calor latente de vaporização do éter é 80 cal/g , e seu calor específico vale $0,5\text{ cal/g} \cdot ^{\circ}\text{C}$. Admita não haver trocas de calor com o ambiente.
- P. 118** Sob pressão normal, o gelo-seco (CO_2 na fase sólida) sublima-se a $-78,5\text{ }^{\circ}\text{C}$. Determine a quantidade de calor necessária para sublimar 50 g de gelo-seco à temperatura de sublimação. O calor latente de sublimação do CO_2 sob pressão normal é 142 cal/g .

EXERCÍCIOS PROPOSTOS DE RECAPITULAÇÃO

- P. 119** (UFMG) A figura mostra o diagrama de fase de uma substância hipotética. Observando o gráfico, responda às questões que se seguem.

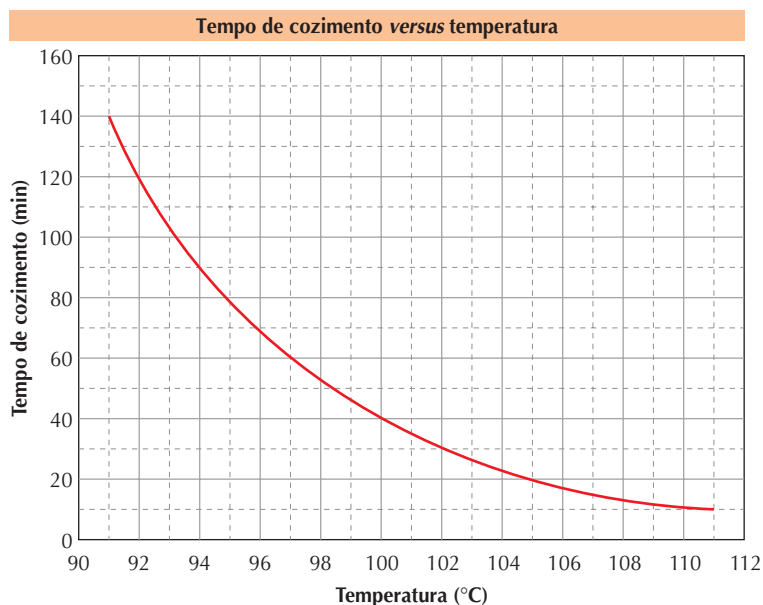


- Associe as regiões I, II e III com as fases sólida, líquida e gasosa dessa substância. Justifique sua resposta.
 - Estime a temperatura de ebulição da substância quando ela se encontra à pressão constante de $0,6\text{ atm}$. Explique o raciocínio utilizado.
 - Responda se essa substância pode ser sublimada à pressão atmosférica normal. Justifique sua resposta com base nos dados apresentados no gráfico.
 - Conceitue ponto triplo e estime-o para essa substância.
- P. 120** (Unifesp) Os líquidos podem transformar-se em vapor por evaporação ou ebulição. Enquanto a evaporação é um fenômeno espontâneo, restrito à superfície do líquido e que pode ocorrer a temperatura e pressão ambientes, a ebulição ocorre em todo o líquido, sob condições de pressão e temperatura determinadas para cada líquido. Mas ambas as transformações, para se efetivarem, exigem o consumo da mesma quantidade de calor por unidade de massa transformada.
- Quando as roupas são estendidas nos varais, ou a água no piso molhado de um ambiente é puxada com um rodo, tem-se por objetivo apressar a secagem – transformação da água em vapor – dessas roupas ou do piso. Qual é a causa comum que se busca favorecer nesses procedimentos? Justifique.
 - Avalia-se que a área da superfície da pele de uma pessoa adulta seja, em média, da ordem de $1,0\text{ m}^2$. Suponha que, ao sair de uma piscina, uma pessoa retenha junto à pele uma camada de água de espessura média $0,50\text{ mm}$. Qual é a quantidade de calor que essa camada de água consome para evaporar? Que relação tem esse cálculo com a sensação de frio que sentimos quando estamos molhados, mesmo em dias quentes? Justifique (dados: densidade da água = 1.000 kg/m^3 ; calor latente de vaporização da água = 2.300 kJ/kg).



- P. 121** (Unicamp-SP) No Rio de Janeiro (ao nível do mar), uma certa quantidade de feijão demora 40 minutos em água fervente para ficar pronta. A tabela abaixo fornece o valor da temperatura de fervura da água em função da pressão atmosférica, enquanto o gráfico fornece o tempo de cozimento dessa quantidade de feijão em função da temperatura. A pressão atmosférica ao nível do mar vale 760 mmHg e ela diminui 10 mm de mercúrio para cada 100 m de altitude.

Temperatura de fervura da água em função da pressão											
Pressão em mmHg	600	640	680	720	760	800	840	880	920	960	1.000
Temperatura em °C	94	95	97	98	100	102	103	105	106	108	109



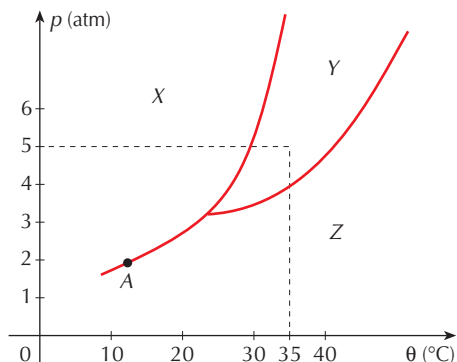
- Se o feijão fosse colocado em uma panela de pressão a 880 mmHg, em quanto tempo ele ficaria pronto?
- Em uma panela aberta, em quanto tempo o feijão ficará pronto na cidade de Gramado (RS) na altitude de 800 m?
- Em que altitude o tempo de cozimento do feijão (em uma panela aberta) será o dobro do tempo de cozimento ao nível do mar?

- P. 122** (UFF-RJ) Gelo-seco nada mais é que gás carbônico (CO_2) solidificado e sua aplicação vai de efeitos especiais em *shows* à conservação de alimentos. Tal substância é conhecida desde meados do século XIX e recebeu esse nome devido ao fato de não passar pela fusão, quando submetida à pressão atmosférica e à temperatura ambiente, como ocorre com o gelo comum. Considere um cubo de 0,10 kg de gelo-seco, a -78°C , e um bloco de gelo comum de 1,0 kg, a -10°C , colocados em um recipiente. Desprezando a capacidade térmica do recipiente e a troca de calor com o ambiente:
- determine a temperatura de equilíbrio térmico;
 - descreva os elementos que comporão o sistema no equilíbrio térmico.
- (Dados: temperatura de sublimação do gelo-seco = -78°C ; temperatura de fusão do gelo comum = 0°C ; calor latente de vaporização do gelo-seco = 134 cal/g; calor específico do vapor de gelo-seco = 0,20 cal/g $\cdot^\circ\text{C}$; calor específico do gelo comum = 0,50 cal/g $\cdot^\circ\text{C}$)



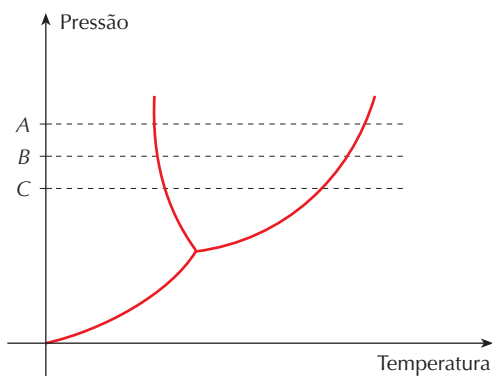
TESTES PROPOSTOS

T. 102 (Unemat-MT) Dado o diagrama de fases de uma determinada substância abaixo, avalie as afirmações:



- 01) Na passagem do estado X para Y ocorre a vaporização.
 - 02) Na passagem do estado Y para Z ocorre a fusão.
 - 04) Sob pressão de 5 atm e temperatura de 35 °C, a substância se encontra no estado líquido.
 - 08) Se a substância for expandida isotermicamente, a partir do estado X, ela poderá sofrer sublimação.
 - 16) O ponto A está sobre a curva de sublimação.
- Dê, como resposta, a soma dos números que precedem as afirmações corretas.

T. 103 (UEL-PR) O gráfico abaixo representa o diagrama de fases da água. A linha A corresponde à pressão na cidade de Paranaguá, no litoral paranaense. A linha B, na cidade de Londrina, e a linha C, no pico Paraná (ponto culminante do estado do Paraná).



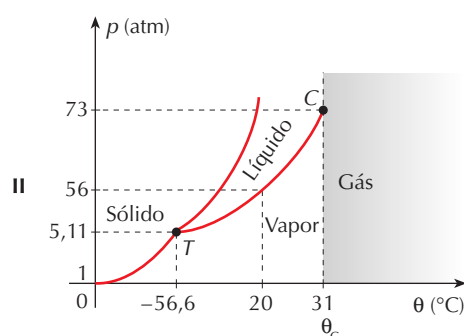
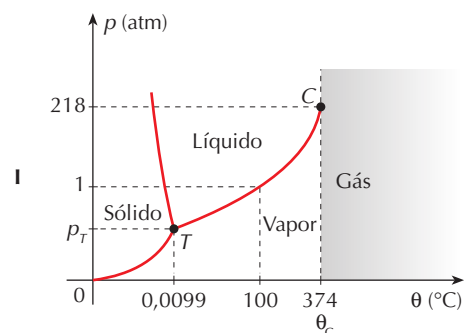
Com base nesse gráfico, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. Utilizando-se sistemas de aquecimento idênticos, para aquecer massas iguais de água, com as mesmas temperaturas iniciais, até o ponto de vapor, gasta-se mais energia na cidade de Londrina que no pico Paraná.
- II. Nas três localidades, o gasto de energia para aquecer quantidades iguais de água, do ponto de gelo até o ponto de vapor, é o mesmo.
- III. A temperatura do ponto de gelo em Paranaguá é maior que a temperatura do ponto de gelo em Londrina.

Assinale a alternativa correta.

- a) Apenas a afirmativa I é correta.
- b) Apenas a afirmativa II é correta.
- c) Apenas as afirmativas I e III são corretas.
- d) Todas as afirmativas são corretas.
- e) Apenas as afirmativas II e III são corretas.

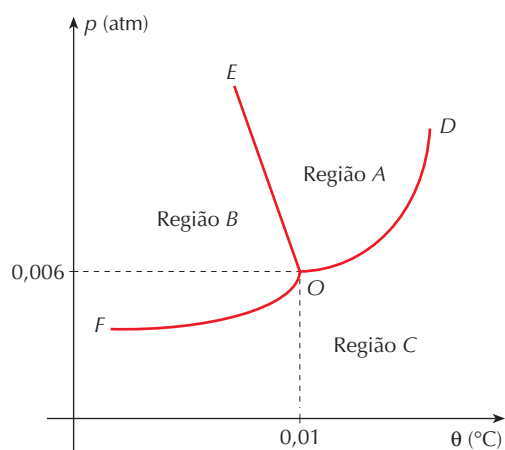
T. 104 (Uespi) Na figura abaixo estão representados os diagramas de estado de duas substâncias puras.



Com base nesses diagramas, a alternativa que apresenta a afirmativa correta é:

- a) No diagrama I, se a pressão aumenta, a temperatura de fusão também aumenta.
- b) A substância do diagrama II pode ser encontrada na forma líquida acima de 31 °C.
- c) A substância do diagrama I não pode ser encontrada no estado de vapor acima de 374 °C.
- d) A substância do diagrama II não pode ser encontrada no estado sólido acima de 20 °C.
- e) Para a substância do diagrama II, aumento de pressão provoca diminuição da temperatura de fusão.

T. 105 (Unicentro-PR) A liofilização desempenha um papel de grande importância na indústria de alimentos e de medicamentos, conferindo aos produtos uma maior estabilidade. Esta técnica é um processo de secagem por meio da qual a água contida no produto é removida a partir do congelamento do material hidratado, seguido da sua sublimação sob pressão reduzida. O processo de liofilização está baseado no diagrama de fases da água, a seguir, representado fora de escala.



Com base no diagrama, considere as afirmativas a seguir.

- Na região A, o produto encontra-se com a água no estado sólido.
- Em qualquer ponto do trecho OF, após um certo tempo, coexistem os estados sólido e vapor.
- O processo de secagem do produto congelado corresponde à sua passagem direta da região B para a região C.
- No ponto O, a temperatura de ebulição da água coincide com a temperatura de congelamento.

Estão corretas apenas as afirmativas:

- I e III.
- I e IV.
- II e IV.
- I, II e III.
- II, III e IV.

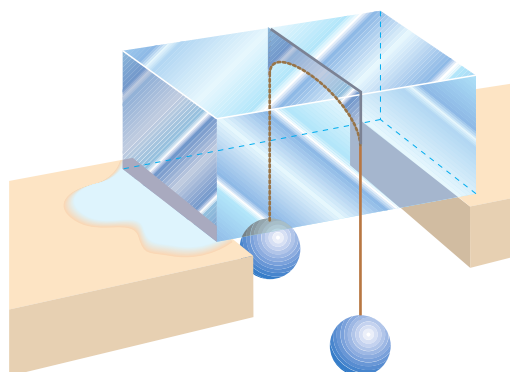
T. 106 (Unifor-CE) Uma substância no estado líquido é resfriada uniforme e constantemente. Ao atingir a temperatura de solidificação, verifica-se a formação de pequenas partículas sólidas que flutuam no líquido. Sobre essa substância é correto afirmar que:

- aumenta de volume ao se solidificar.
- diminui de volume ao se solidificar.
- tem maior densidade no estado sólido que no estado líquido.
- se solidifica mais rapidamente se aumentar a pressão.
- a parte que se solidifica apresenta temperatura maior que a parte líquida.

T. 107 (UFF-RJ) Marque a opção que apresenta a afirmativa falsa:

- Uma substância não existe na fase líquida quando submetida a pressões abaixo daquela de seu ponto triplo.
- A sublimação de uma substância é possível se esta estiver submetida a pressões mais baixas que a de seu ponto triplo.
- Uma substância só pode existir na fase líquida se a temperatura a que estiver submetida for mais elevada que sua temperatura crítica.
- Uma substância não sofre condensação a temperaturas mais elevadas que sua temperatura crítica.
- Na Lua, um bloco de gelo pode passar diretamente para a fase gasosa.

T. 108 (UFPR) Pode-se atravessar uma barra de gelo usando-se um arame com um peso adequado, conforme a figura, sem que a barra fique dividida em duas partes.



Qual é a explicação para tal fenômeno?

- A pressão exercida pelo arame sobre o gelo abaixa seu ponto de fusão.
- O gelo, já cortado pelo arame, devido à baixa temperatura se solidifica novamente.
- A pressão exercida pelo arame sobre o gelo aumenta seu ponto de fusão, mantendo a barra sempre sólida.
- O arame, estando naturalmente mais aquecido, funde o gelo; este calor, uma vez perdido para a atmosfera, deixa a barra novamente sólida.
- Há uma ligeira flexão da barra e as duas partes, já cortadas pelo arame, são comprimidas uma contra a outra, soldando-se.

T. 109 (Fuvest-SP) Nos dias frios, quando uma pessoa expela ar pela boca, forma-se uma espécie de fumaça junto ao rosto. Isso ocorre porque a pessoa:

- expele o ar quente que condensa o vapor-d'água existente na atmosfera.
- expele o ar quente e úmido que se esfria, ocorrendo a condensação dos vapores expelidos.
- expele o ar frio que provoca a condensação do vapor-d'água na atmosfera.
- provoca a liquefação do ar, com seu calor.
- provoca a evaporação da água existente na atmosfera.

T. 110 (Unifra-RS) Assinale verdadeiro (V) ou falso (F) e marque a opção com a sequência que julgar correta.

- () A pressão máxima de vapor de uma substância cresce com a temperatura da substância.
- () O ponto triplo de uma substância é caracterizado por um par de valores de pressão e temperatura, para os quais coexistem, em equilíbrio, o sólido, o líquido e o vapor da substância.
- () É possível que a água ferva à temperatura de 70°C .

A sequência correta é:

- V – V – V
- V – F – V
- V – F – F
- F – V – F
- F – F – V

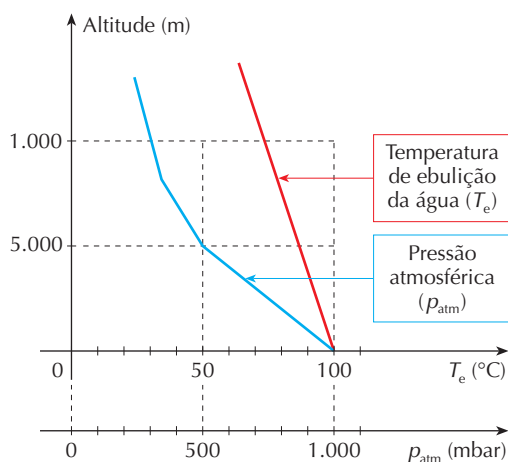
T. 111 (Mackenzie-SP)

Local	Altitude em relação ao nível do mar (m)
Rio de Janeiro	0
Cidade do México	2.240
São Paulo	750
Monte Everest	8.845

Nos locais acima citados, foram colocadas batatas para cozinhar em panelas abertas idênticas, contendo o mesmo volume de água. É de se esperar que as batatas fiquem cozidas, em menos tempo:

- no Rio de Janeiro, pois a temperatura de ebulição da água é menor do que nos outros locais.
- no Monte Everest, pois, quanto maior for a altitude, maior é a temperatura de ebulição da água.
- em São Paulo, pois, quanto maior for a poluição atmosférica, menor será a temperatura de ebulição da água.
- na Cidade do México, por estar mais próxima do equador.
- no Rio de Janeiro, pois, ao nível do mar, a água ferve a uma temperatura mais elevada.

T. 112 (UFRGS-RS) O gráfico representa as variações da pressão atmosférica e da temperatura de ebulição da água, ambas em função da altitude acima do nível do mar.



Considere as afirmações seguintes.

- Para a temperatura de ebulição da água variar, em função da altitude, na forma indicada no gráfico, é necessário que a água se encontre em um recipiente aberto.
- Em função da altitude, a pressão atmosférica cai mais rapidamente à metade do valor que possui ao nível do mar do que o ponto de ebulição da água.
- Qualquer que seja a altitude considerada, a variação percentual da pressão atmosférica é maior do que a correspondente variação percentual do ponto de ebulição da água.

Quais das afirmações se aplicam corretamente a essa situação?

- Apenas I.
- Apenas II.
- Apenas III.
- Apenas I e II.
- I, II e III.

T. 113 (Enem-MEC) A panela de pressão permite que os alimentos sejam cozidos em água muito mais rapidamente do que em panelas convencionais. Sua tampa possui uma borracha de vedação que não deixa o vapor escapar, a não ser através de um orifício central sobre o qual assenta um peso que controla a pressão. Quando em uso, desenvolve-se uma pressão elevada no seu interior. Para a sua operação segura, é necessário observar a limpeza do orifício central e a existência de uma válvula de segurança, normalmente situada na tampa. O esquema da panela de pressão e um diagrama de fases da água são apresentados abaixo.

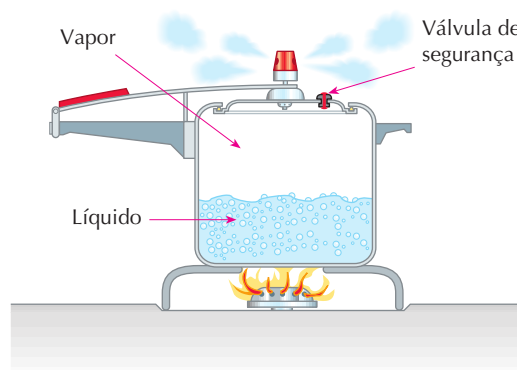
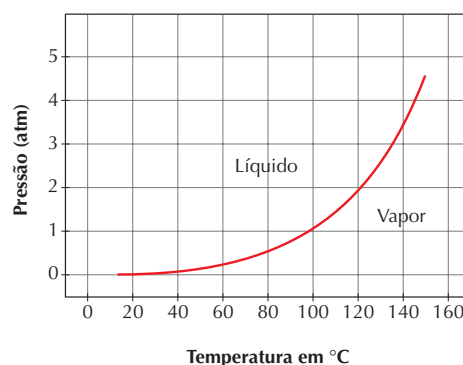


DIAGRAMA DE FASES DA ÁGUA



A vantagem do uso de panela de pressão é a rapidez para o cozimento de alimentos e isto se deve:

- à pressão no seu interior, que é igual à pressão externa.
- à temperatura de seu interior, que está acima da temperatura de ebulição da água no local.
- à quantidade de calor adicional que é transferida à panela.
- à quantidade de vapor que está sendo liberada pela válvula.
- à espessura da sua parede, que é maior que a das panelas comuns.



T. 114 (UFC-CE) Ao nível do mar, a água ferve a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ e congela a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Assinale a alternativa que indica o ponto de congelamento e o ponto de fervura da água, em Guaramiranga, cidade localizada a cerca de 1.000 m de altitude.

- A água congela abaixo de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ e ferve acima de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- A água congela acima de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ e ferve acima de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- A água congela abaixo de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ e ferve abaixo de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- A água congela acima de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ e ferve abaixo de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- A água congela a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ e ferve a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.

T. 115 Analisando as curvas de Andrews de uma substância, **não** podemos dizer que:

- na temperatura crítica, o gás sofre liquefação a volume constante.
- acima da temperatura crítica, nenhum aumento de pressão liquefará o gás.
- abaixo da curva de saturação, as variações de volume são significativas sob pressão quase constante.
- em pressões e temperaturas abaixo dos valores críticos, o vapor não pode se liquefazer por compressão isotérmica.
- uma das alternativas acima é falsa.

T. 116 (UFG-GO) A tabela a seguir contém as temperaturas críticas para algumas substâncias.

Substância	Temperatura crítica (K)
Nitrogênio (N_2)	126
Argônio (Ar)	150
Oxigênio (O_2)	155
Metano (CH_4)	190
Criptônio (Kr)	209

Dessas substâncias, a que pode mudar de estado físico, por compressão, na temperatura de $-75\text{ }^{\circ}\text{C}$, é o:

- N_2
- O_2
- Ar
- Kr
- CH_4

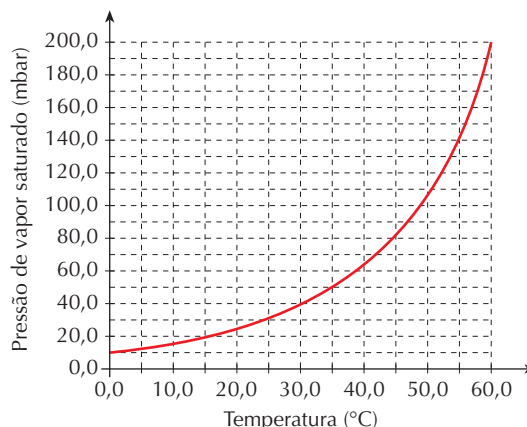
T. 117 Nos botijões de gás, o gás no seu interior está liquefeito. Isso nos permite concluir que sua temperatura crítica:

- é maior que a temperatura ambiente.
- é menor que a temperatura ambiente.
- é igual à temperatura ambiente.
- é maior ou menor que a temperatura ambiente, dependendo da pressão do gás no botijão.
- é elevadíssima, provavelmente superior a $1.000\text{ }^{\circ}\text{C}$.

T. 118 (UFBA) Se a temperatura crítica da água é 647 K , pode-se considerar que a água está sob a forma de:

- vapor, a $500\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- vapor, acima de $500\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- gás, a $400\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- gás, a $273\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- gás, abaixo de $273\text{ }^{\circ}\text{C}$.

T. 119 (Unifra-RS) A umidade relativa do ar é a razão entre a pressão do vapor de água local e a pressão do vapor de água saturado à mesma temperatura. O gráfico representa a dependência da pressão de vapor de água saturado com a temperatura.



Considere um local que, na temperatura de $20\text{ }^{\circ}\text{C}$, apresenta uma pressão do vapor de água igual a $14,0\text{ mbar}$. A umidade relativa do ar local é em torno de:

- 5%
- 15%
- 31%
- 57%
- 85%

T. 120 (UFMG) Um ventilador ligado provoca a sensação de frescor nas pessoas, por aumentar a velocidade de evaporação do suor.

A afirmativa que melhor descreve a explicação desse fenômeno é:

- O ventilador altera o calor específico do ar.
- O ventilador aumenta a pressão do ar sobre a pele das pessoas.
- O ventilador diminui a temperatura do ar.
- O ventilador retira o ar quente e saturado de perto da pele das pessoas.
- O ventilador diminui a pressão do ar sobre a pele das pessoas.

T. 121 (Cesgranrio-RJ) A sensação de frio que experimentamos quando, num dia ensolarado, saímos da água do mar se deve fundamentalmente:

- à evaporação da água residual que fica sobre a nossa pele após nos banharmos.
- ao fato de a temperatura da água do mar ser algo menor do que a temperatura ambiente.
- ao elevado calor específico da água.
- à perda do isolamento térmico antes proporcionado pela água quando nela ainda estávamos imersos.
- à filtragem do calor dos raios solares pela água que ainda molha a nossa pele após sairmos da água.

T. 122 (UEL-PR) Analise a tira a seguir.



Com base na tira e nos seus conhecimentos sobre o tema, considere as afirmativas a seguir.

- I. A sensação de secura na língua do personagem se deve à evaporação da água contida na saliva, em função da exposição da língua ao ar por longo tempo.
- II. Sob as mesmas condições de temperatura e pressão, a água evapora mais lentamente que um líquido com menor pressão máxima de vapor.
- III. Caso o personagem estivesse em um local com temperatura de -10°C , a água contida na saliva congelaria se exposta ao ar.
- IV. Se o personagem tentasse uma nova experiência, derramando acetona na pele, teria uma sensação de frio, como resultado da absorção de energia pelo solvente para a evaporação do mesmo.

Estão corretas apenas as afirmativas:

- | | |
|--------------|------------------|
| a) I e II. | d) I, III e IV. |
| b) I e IV. | e) II, III e IV. |
| c) II e III. | |

T. 123 (PUC-RS) Durante o processo de evaporação de um líquido contido numa bacia, ocorre diminuição da temperatura porque:

- a) escapam as moléculas com maior energia cinética.
- b) escapam as moléculas de maior massa.
- c) escapam as moléculas de menor massa.
- d) a energia cinética das moléculas não se altera.
- e) diminui a massa do líquido.

T. 124 (Enem-MEC) Ainda hoje, é muito comum as pessoas utilizarem vasilhames de barro (moringas ou potes de cerâmica não esmaltada) para conservar água a uma temperatura menor do que a do ambiente. Isso ocorre porque:

- a) o barro isola a água do ambiente, mantendo-a sempre a uma temperatura menor que a dele, como se fosse isopor.
- b) o barro tem poder de “gelar” a água pela sua composição química. Na reação, a água perde calor.
- c) o barro é poroso, permitindo que a água passe através dele. Parte dessa água evapora, tomando calor da moringa e do restante da água, que são assim resfriadas.
- d) o barro é poroso, permitindo que a água se deposite na parte de fora da moringa. A água de fora sempre está a uma temperatura maior que a de dentro.
- e) a moringa é uma espécie de geladeira natural, liberando substâncias higroscópicas que diminuem naturalmente a temperatura da água.

T. 125 (Vunesp) Nos quadrinhos da tira, a mãe menciona as fases da água conforme a mudança das estações.

ROSE IS ROSE/Pat Brady



Entendendo “boneco de neve” como sendo “boneco de gelo” e que com o termo “evaporou” a mãe se refira à transição água $\rightarrow$ vapor, pode-se supor que ela imaginou a sequência gelo $\rightarrow$ água $\rightarrow$ vapor $\rightarrow$ água. As mudanças de estado que ocorrem nessa sequência são:

- a) fusão, sublimação e condensação.
- b) fusão, vaporização e condensação.
- c) sublimação, vaporização e condensação.
- d) condensação, vaporização e fusão.
- e) fusão, vaporização e sublimação.

T. 126 (Unifesp) Em dias muito quentes e secos, como os do último verão europeu, quando as temperaturas atingiram a marca de $40\text{ }^{\circ}\text{C}$, nosso corpo utiliza-se da transpiração para transferir para o meio ambiente a energia excedente em nosso corpo. Através desse mecanismo, a temperatura de nosso corpo é regulada e mantida em torno de $37\text{ }^{\circ}\text{C}$. No processo de transpiração, a água das gotas de suor sofre uma mudança de fase a temperatura constante, na qual passa lentamente da fase líquida para a gasosa, consumindo energia, que é cedida pelo nosso corpo. Se, nesse processo, uma pessoa perde energia a uma razão de 113 J/s , e se o calor latente de vaporização da água é de $2,26 \times 10^3\text{ J/g}$, a quantidade de água perdida na transpiração pelo corpo dessa pessoa, em 1 hora, é de:

- a) 159 g
- b) 165 g
- c) 180 g
- d) 200 g
- e) 225 g

T. 127 (UFRGS-RS) O CO_2 sólido é denominado gelo-seco por sublimar sob pressão atmosférica, dando origem ao CO_2 gasoso. A sublimação ocorre porque:

- a) a pressão correspondente ao ponto triplo do CO_2 é superior a 1 atmosfera.
- b) o CO_2 líquido é instável.
- c) o CO_2 é um gás de difícil liquefação.
- d) a pressão de vapor do CO_2 sólido é inferior a 1 atmosfera.
- e) as forças de coesão entre as moléculas de CO_2 são pouco intensas.

T. 128 (Enem-MEC) O Sol participa do ciclo da água, pois além de aquecer a superfície da Terra dando origem aos ventos, provoca a evaporação da água dos rios, lagos e mares. O vapor da água, ao se resfriar, condensa em minúsculas gotinhas, que se agrupam formando as nuvens, neblinas ou névoas úmidas. As nuvens podem ser levadas pelos ventos de uma região para outra. Com a condensação e, em seguida, a chuva, a água volta à superfície da Terra, caindo sobre o solo, rios, lagos e mares. Parte dessa água evapora retornando à atmosfera, outra parte escoar superficialmente ou infiltra-se no solo, indo alimentar rios e lagos. Esse processo é chamado de ciclo da água.

Considere, então, as seguintes afirmativas:

- I. A evaporação é maior nos continentes, uma vez que o aquecimento ali é maior do que nos oceanos.
- II. A vegetação participa do ciclo hidrológico por meio da transpiração.
- III. O ciclo hidrológico condiciona processos que ocorrem na litosfera, na atmosfera e na biosfera.
- IV. A energia gravitacional movimenta a água dentro do seu ciclo.
- V. O ciclo hidrológico é passível de sofrer interferência humana, podendo apresentar desequilíbrios.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente a afirmativa III está correta.
- b) Somente as afirmativas III e IV estão corretas.
- c) Somente as afirmativas I, II e V estão corretas.
- d) Somente as afirmativas II, III, IV e V estão corretas.
- e) Todas as afirmativas estão corretas.