

Pressão de Vapor

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



Sumário

1	A pressão de vapor	1
1.1	A origem da pressão de vapor	1
1.2	A volatilidade e as forças intermoleculares	1
1.3	A variação da pressão de vapor com a temperatura	2
1.4	A ebulição	4
2	Os equilíbrios de fase em sistemas de dois componentes	4
2.1	A pressão de vapor das misturas	4
2.2	As misturas binárias líquidas	5
2.3	A destilação	7
2.4	Os azeótropos	7

1 A pressão de vapor

Uma substância pode existir em diferentes fases, isto é, diferentes formas físicas. As fases de uma substância incluem as formas sólido, líquido e gás. Elas também incluem as diferentes formas de sólido, como as fases diamante e grafita do carbono. Em apenas um caso — o do hélio — existem duas formas líquido da mesma substância. A conversão de uma substância de uma fase em outra, como a fusão do gelo, a vaporização da água ou a conversão da grafita em diamante, é chamada de **transição de fase**.

1.1 A origem da pressão de vapor

Um experimento simples mostra que, em um recipiente fechado, as fases líquido e vapor entram em equilíbrio. Primeiro, você vai precisar de um barômetro de mercúrio. O mercúrio dentro do tubo cai até uma altura proporcional à pressão atmosférica externa, ficando em torno de 760 mm no nível do mar. O espaço acima do mercúrio é quase um vácuo (os traços de vapor de mercúrio presente são desprezíveis). Agora, injete uma pequena gota de água ao espaço acima do mercúrio. A água adicionada evapora imediatamente e enche o espaço com vapor de água. Esse vapor exerce pressão e empurra a superfície do mercúrio alguns milímetros para baixo. A pressão exercida pelo vapor — medida pela mudança da altura do mercúrio — depende da quantidade de água adicionada. Suponha, porém, que foi adicionada água suficiente para que reste uma pequena quantidade de líquido na superfície do mercúrio. Nessa situação, a pressão de vapor permanece constante, independentemente da quantidade de água líquida presente. Você pode concluir que, em uma temperatura fixa, o vapor exerce uma pressão característica que não depende da quantidade de água líquida presente. Por exemplo, em 20 °C, o mercúrio cai 18 mm, logo, a pressão exercida pelo vapor é 18 Torr. A pressão do vapor de água é a mesma se estiver presente 0,1 mL ou 1 mL de água líquida. Essa pressão característica é a pressão de vapor do líquido na temperatura do experimento (Tabela 1).

Líquidos cuja pressão de vapor é alta nas temperaturas comuns são chamados de **voláteis**. O metanol (pressão de vapor 98 Torr,

TABELA 1 Pressão de vapor em 25 °C

Substância	P _{vap} /Torr
metanol	120
benzeno	95
etanol	59
tolueno	30
água	24
mercúrio	$1,7 \times 10^{-3}$

em 20 °C) é volátil, o mercúrio (1,4 mTorr), não. Os sólidos também exercem pressão de vapor, mas sua pressão de vapor é, normalmente, muito mais baixa do que a dos líquidos, porque as moléculas do sólido se atraem mais fortemente do que as do líquido. Por exemplo, mesmo em 1000 K a pressão de vapor do ferro é apenas 7×10^{-17} Torr, um valor muito baixo para sustentar uma coluna de mercúrio de um átomo de altura! Contudo, alguns sólidos irritantes como o mentol e o iodo, por exemplo, sofrem sublimação (são convertidos diretamente em vapor) e podem ser detectados pelo odor. A pressão de vapor do iodo é 0,3 Torr em 25 °C.

A pressão de vapor de uma substância é a pressão exercida pelo vapor que está em equilíbrio dinâmico com a fase condensada. No equilíbrio, a velocidade de vaporização é igual à velocidade de condensação, e nenhum dos dois fenômenos é espontâneo.

1.2 A volatilidade e as forças intermoleculares

A pressão de vapor é alta quando as moléculas de um líquido são mantidas por forças intermoleculares fracas, ao passo que a pressão de vapor é baixa quando as forças intermoleculares são fortes. Por isso, você deveria esperar que os líquidos formados por moléculas capazes de formar ligações hidrogênio (que são mais fortes do que outras interações intermoleculares) sejam menos voláteis do que outros de massa molecular comparável, porém incapazes de formar ligações hidrogênio.

Pode-se ver claramente o efeito das ligações hidrogênio ao comparar dimetil-éter e etanol, cujas fórmulas moleculares são iguais, C_2H_6O . Como esses compostos têm o mesmo número de elétrons, espera-se que eles tenham interações de London semelhantes e, portanto, pressões de vapor semelhantes. Porém, a molécula de etanol tem um grupo —OH que pode formar ligações hidrogênio com outras moléculas de álcool. As moléculas do éter não podem formar ligações hidrogênio umas com as outras, porque os átomos de hidrogênio estão ligados a átomos de carbono e a ligação C—H não é muito polar. A pressão de vapor do etanol em 295 K é 6,6 kPa, enquanto o valor para o dimetil-éter é 538 kPa. Como resultado dessas diferenças, o etanol é um líquido na temperatura e pressão normais e o dimetil-éter é um gás.

*Contato: gabriel.braunpensi.com.br, (21) 99848-4949

PONTO PARA PENSAR

Por que o mercúrio tem pressão de vapor tão baixa na temperatura normal?

EXEMPLO 1 Comparação da pressão de vapor de dois líquidos

Compare a pressão de vapor dos pares de líquidos.

- Tetrabromometano, CBr_4 , e tetracolorometano, CCl_4 .
- Acetaldeído, CH_3CHO , e propano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$.

Etapas 1. (a) Compare as forças intermoleculares.

O tetrabromometano e o tetracolorometano ligam-se predominantemente por interações dipolo induzido-dipolo induzido na fase líquida. Entretanto, o tetrabromometano é mais pesado e, por isso, possui menor pressão de vapor.

Etapas 2. (b) Compare as forças intermoleculares.

O acetaldeído liga-se predominantemente por ligações dipolo-dipolo na fase líquida, enquanto o propano liga-se por ligações dipolo induzido-dipolo induzido, mais fracas. Assim, o propano possui maior pressão de vapor.

A pressão de vapor de um líquido, em uma determinada temperatura, deve ser baixa se as forças que atuam entre suas moléculas forem fortes.

1.3 A variação da pressão de vapor com a temperatura

A pressão de vapor de um líquido depende da facilidade que as moléculas do líquido encontram para escapar das forças que as mantêm juntas. Em temperaturas mais elevadas, mais energia está disponível para isso do que em temperaturas mais baixas; logo, a pressão de vapor de um líquido deve aumentar quando a temperatura aumenta. Tanto os argumentos cinéticos apresentados quanto as relações termodinâmicas podem ser usados para encontrar uma expressão para a dependência entre pressão de vapor e temperatura.

COMO FAZEMOS ISSO?

Para um gás ideal em pressão P ,

$$G_{m,g}(P) = G_{m,g}^\circ + RT \ln \left(\frac{P}{P^\circ} \right)$$

em que P° é a pressão padrão (1 bar) e G_m° é a energia livre de Gibbs padrão molar do gás (seu valor em 1 bar), Figura 1. A energia livre de Gibbs de um líquido é quase independente da pressão, logo

$$G_{m,l}(P) = G_{m,l}^\circ$$

A energia livre de Gibbs de vaporização é

$$\Delta G_{\text{vap}} = G_{m,g}(P) - G_{m,l}(P) = \left\{ G_{m,g}^\circ + RT \ln \left(\frac{P}{P^\circ} \right) \right\} - G_{m,l}^\circ$$

Portanto,

$$\Delta G_{\text{vap}} = G_{m,g}^\circ - G_{m,l}^\circ + RT \ln \left(\frac{P}{P^\circ} \right) = \Delta G_{\text{vap}}^\circ + RT \ln \left(\frac{P}{P^\circ} \right)$$

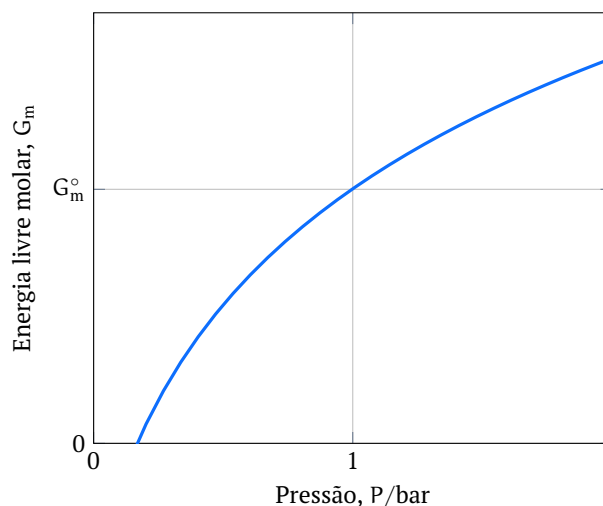


FIGURA 1 Variação da energia livre de Gibbs molar de um gás ideal com a pressão. A energia livre tem o valor padrão quando a pressão do gás é 1 bar.

No equilíbrio, P é a pressão de vapor e $\Delta G_{\text{vap}} = 0$, logo

$$0 = \Delta G_{\text{vap}} + RT \ln \left(\frac{P}{P^\circ} \right)$$

De $\Delta G_{\text{vap}}^\circ = \Delta H_{\text{vap}}^\circ = T \Delta S_{\text{vap}}^\circ$

$$\ln \left(\frac{P}{P^\circ} \right) = -\frac{\Delta G_{\text{vap}}^\circ}{RT} = -\frac{\Delta H_{\text{vap}}^\circ}{RT} + \frac{\Delta S_{\text{vap}}^\circ}{R}$$

As pressões de vapor P_1 e P_2 em duas temperaturas T_1 e T_2 são

$$\text{Em } T_1: \ln \left(\frac{P_1}{P^\circ} \right) = \frac{\Delta S_{\text{vap}}^\circ}{R} - \frac{\Delta H_{\text{vap}}^\circ}{RT_1}$$

$$\text{Em } T_2: \ln \left(\frac{P_2}{P^\circ} \right) = \frac{\Delta S_{\text{vap}}^\circ}{R} - \frac{\Delta H_{\text{vap}}^\circ}{RT_2}$$

É razoável considerar $\Delta H_{\text{vap}}^\circ$ e $\Delta S_{\text{vap}}^\circ$ aproximadamente independentes da temperatura na faixa de interesse. Quando essa aproximação é feita, podemos eliminar $\Delta S_{\text{vap}}^\circ/R$ subtraindo a primeira equação da segunda:

$$\ln \left(\frac{P_2}{P_1} \right) = -\frac{\Delta H_{\text{vap}}^\circ}{R} \left\{ \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right\}$$

O resultado desse cálculo é a **equação de Clausius-Clapeyron** para a pressão de vapor de um líquido em duas temperaturas diferentes:

$$\ln \left(\frac{P_2}{P_1} \right) = \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \quad (1)$$

O QUE ESTA EQUAÇÃO REVELA? Quando $T_2 > T_1$, o termo entre parênteses é negativo. Logo, como existe um sinal negativo no membro direito e a entalpia de vaporização é positiva, este lado é positivo. Isso significa que $\ln(P_2/P_1)$ também é positivo, e que P_2 é maior do que P_1 . Em outras palavras, a equação diz que a pressão de vapor aumenta quando a temperatura aumenta. Como $\Delta H_{\text{vap}}^\circ$ ocorre no numerador, o aumento é maior para substâncias com alta entalpia de vaporização (interações intermoleculares fortes).

A Figura 2 mostra como a pressão de vapor de alguns líquidos varia com a temperatura.

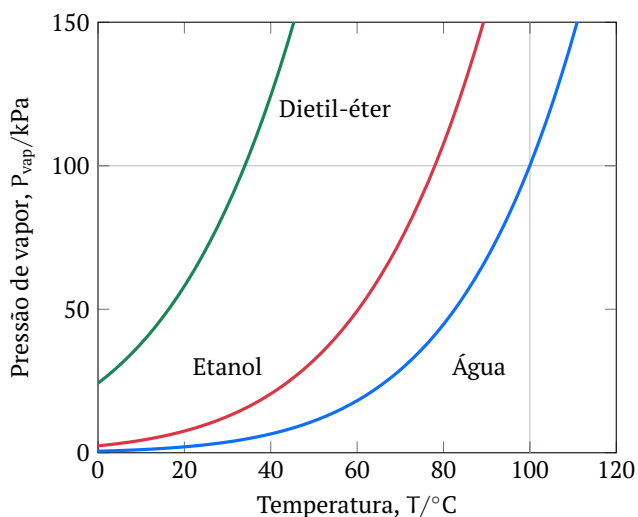


FIGURA 2 A pressão de vapor dos líquidos aumenta rapidamente com a temperatura, como se pode ver nos casos do dietil-éter (verde), etanol (vermelho), e água (azul). O ponto de ebulição normal é a temperatura em que a pressão de vapor é 1 atm (101,325 kPa). Observe que a curva do etanol, que tem entalpia de vaporização maior do que o benzeno, aumenta mais rapidamente do que a do benzeno, como predito pela equação de Clausius-Clapeyron (Equação 1).

Em um diagrama de fases, se uma das fases é um vapor, a pressão que corresponde a este equilíbrio é a pressão de vapor da substância. Portanto, o limite das fases líquido-vapor mostra como a pressão de vapor do líquido varia com a temperatura. Por exemplo, o ponto em 80 °C e 0,47 atm no diagrama de fases da água está na linha que limita as fases líquido e vapor (Figura 2), logo, sabemos que a pressão de vapor da água líquida em 80 °C é 0,47 atm. Da mesma forma, a linha que limita as fases sólido-vapor mostra como a pressão de vapor do sólido varia com a temperatura.

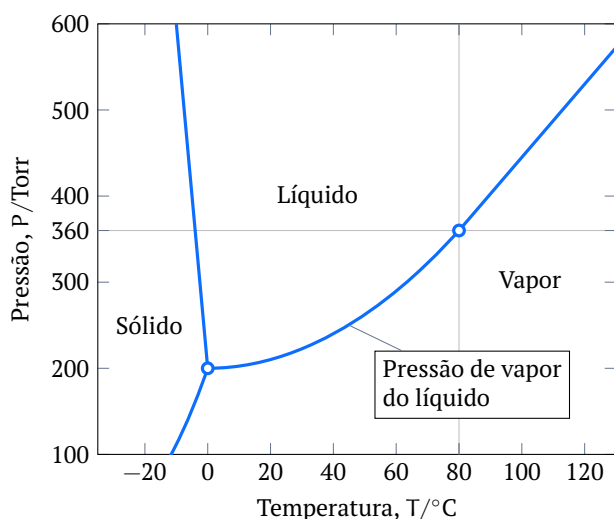


FIGURA 3 A linha limite líquido-vapor é um gráfico da pressão de vapor do líquido (neste caso, a água) em função da temperatura. O líquido e seu vapor estão em equilíbrio em cada ponto da curva.

EXEMPLO 2 Cálculo da pressão de vapor de um líquido a partir de seu valor em outra temperatura

A entalpia de vaporização do CCl_4 é 33 kJ mol^{-1} e sua pressão de vapor em 60 °C é 410 Torr.

Calcule a pressão de vapor do tetraclorometano em 25 °C.

Etapa 1. Use a equação de Clausius-Clapeyron.

$$\ln\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = -\frac{\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$

$$\ln\left(\frac{P}{410 \text{ Torr}}\right) = \frac{33 \times 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{8,31 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}} \left(\frac{1}{333 \text{ K}} - \frac{1}{298 \text{ K}}\right) = -1,4$$

logo

$$P = (410 \text{ Torr}) \times e^{-1,4} = \boxed{100 \text{ Torr}}$$

Uma forma mais simples da Equação 1, normalmente usada para calcular a dependência da pressão de vapor com a temperatura, é obtida escrevendo-se $\ln(P_2/P_1) = \ln P_2 - \ln P_1$, e descartando o subscrito 2, quando ela se torna

$$\ln P = \ln P_1 + \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{RT_1} - \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{R} \times \frac{1}{T}$$

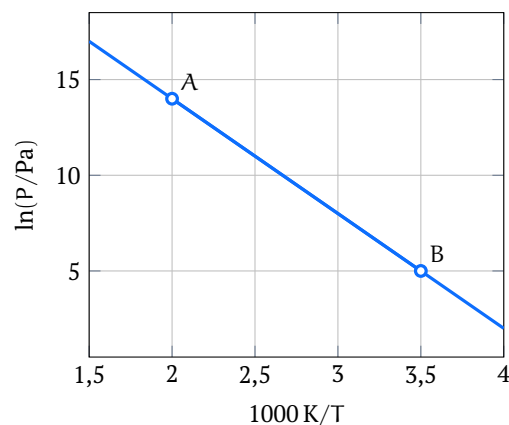
Esta expressão tem a forma

$$\ln P = a - b \times \frac{1}{T}$$

em que a e b são constantes que dependem da identidade da substância. Por isso, para determinada substância, um gráfico de $\ln P$ em função de $1/T$ deve ser uma linha reta com inclinação dada por $b = \Delta H_{\text{vap}}/R$.

EXEMPLO 3 Cálculo da entalpia de vaporização usando o gráfico $\ln P \times 1/T$

A pressão de vapor de um líquido foi medida em várias temperaturas, com os seguintes resultados:



Calcule a entalpia de vaporização desse líquido.

Etapa 1. Calcule o coeficiente angular da reta usando dois pontos no gráfico.

Tomando os pontos A e B:

$$\text{coef. angular} = \frac{14 - 5}{3,5 - 2,0} \times 1000 \text{ K} = -6 \times 10^3 \text{ K}$$

Etapla 2. Calcule a entalpia de vaporização.

Como o coeficiente angular é igual a $-\Delta H_{\text{vap}}/R$,

$$\Delta H_{\text{vap}} = -8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times (-6 \times 10^3 \text{ K})$$

$$= \boxed{50 \text{ kJ mol}^{-1}}$$

A pressão de vapor de um líquido aumenta com o aumento da temperatura. A equação de Clausius-Clapeyron estabelece a dependência quantitativa da pressão de vapor com a temperatura.

1.4 A ebulição

Observe o que acontece quando um líquido é aquecido em um recipiente aberto à atmosfera — água aquecida em uma chaleira, por exemplo. Quando a temperatura alcança o ponto em que a pressão de vapor é igual à pressão atmosférica (por exemplo, quando a água é aquecida em 100 °C e a pressão externa é 1 atm), ocorre vaporização em todo o líquido, não só na superfície, e o líquido ferve. Nessa temperatura, o vapor formado pode afastar a atmosfera e criar espaço para si mesmo. Assim, bolhas de vapor formam-se no líquido e sobem rapidamente até a superfície. O ponto de ebulição normal, T_b , de um líquido é a temperatura na qual um líquido ferve quando a pressão atmosférica é 1 atm. Para encontrar o ponto de ebulição dos compostos na Figura 2, trace uma linha horizontal em $P = 1 \text{ atm}$ (101,325 kPa) e observe a temperatura na qual a linha intercepta as curvas.

PONTO PARA PENSAR

Um líquido pode ferver em um vaso rígido selado?

A ebulição acontece em uma temperatura superior ao ponto de ebulição normal quando a pressão é superior a 1 atm, como ocorre em uma panela de pressão. Uma temperatura mais alta é necessária para elevar a pressão de vapor do líquido até a pressão do interior da panela. A ebulição acontece em uma temperatura mais baixa quando a pressão é inferior a 1 atm, porque a pressão de vapor alcança a pressão externa em uma temperatura mais baixa. No alto do Monte Everest — onde a pressão é aproximadamente 253 Torr —, a água ferve em 70 °C.

Quanto menor for a pressão de vapor, maior será o ponto de ebulição. Assim, um ponto de ebulição normal alto é um sinal da ação de forças intermoleculares fortes.

EXEMPLO 4 Estimativa do ponto de ebulição de um líquido

O ponto de ebulição normal do etanol é 352 K e sua pressão de vapor em 35 °C é 13 kPa.

Calcule o ponto de ebulição normal do etanol em 2 atm.

Dados

- $\Delta H_{\text{vap}}(\text{etanol}) = 43,5 \text{ kJ mol}^{-1}$

Etapla 1. Use a equação de Clausius-Clapeyron.

$$\text{De } \ln\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = -\frac{\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$

$$\ln\left(\frac{200 \text{ kPa}}{13 \text{ kPa}}\right) = \frac{43,5 \times 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{8,31 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{308 \text{ K}}\right)$$

logo,

$$\boxed{T_2 = 370 \text{ K}}$$

A ebulição ocorre quando a pressão de vapor de um líquido é igual à pressão externa (atmosférica). Forças intermoleculares intensas normalmente causam pontos de ebulição normais elevados.

2 Os equilíbrios de fase em sistemas de dois componentes

O petróleo bruto é uma mistura de muitos compostos, que precisam ser separados nos componentes de combustíveis e em substâncias usadas como matéria-prima na indústria química. Como as diferentes pressões de vapor dos componentes são usadas para separá-los, é essencial saber como a pressão de vapor total de uma mistura depende de sua composição.

2.1 A pressão de vapor das misturas

O cientista francês François-Marie Raoult, que passou grande parte da vida medindo pressões de vapor de solutos e misturas, descobriu que a pressão de vapor de um líquido é proporcional a sua fração molar. Essa declaração, chamada de lei de Raoult, normalmente é escrita como

$$P_A = x_A P_A^* \quad (2)$$

em que P_A é a pressão de vapor do líquido A, x_A é sua fração molar e P_A^* é a pressão de vapor do solvente líquido puro (Figura 4). A Equação 2 também se aplica a misturas de líquidos voláteis (por exemplo, o benzeno e o tolueno, Figura 6). Neste caso, A é o benzeno.

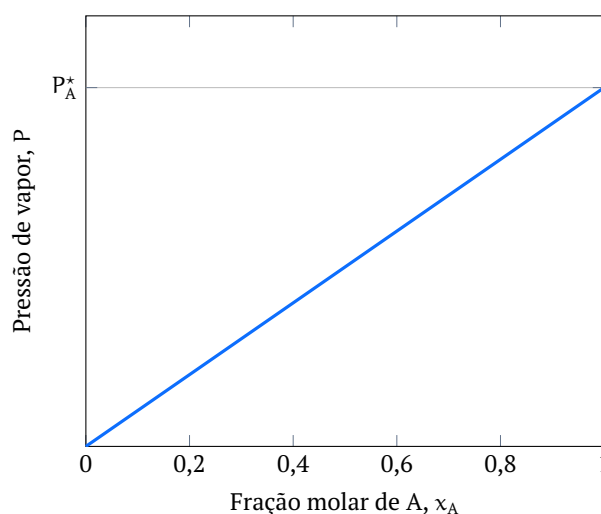


FIGURA 4 Segundo a lei de Raoult, a pressão de vapor de um solvente em uma solução deve ser proporcional à razão molar das moléculas de solvente. A pressão de vapor da substância A pura é dada por P_A^* . O soluto dessa solução não é volátil, logo não contribui para a pressão de vapor.

O QUE ESTA EQUAÇÃO REVELA? A pressão de vapor do líquido é diretamente proporcional à fração molar de suas moléculas na solução. Por exemplo, se somente 9 em cada 10 moléculas de uma solução são moléculas de A, então a pressão de vapor do solvente é só nove décimos da pressão de vapor de A puro na temperatura de interesse. Como em uma mistura $x_A < 1$, um soluto sempre reduz a pressão de vapor do solvente, desde que a lei de Raoult seja obedecida.

No equilíbrio e na ausência de solutos, a energia livre de Gibbs molar do vapor é igual à do solvente líquido puro. Um soluto aumenta a desordem e, portanto, a entropia da fase líquida. Como a entropia da fase líquida é aumentada pelo soluto, mas a entalpia permanece inalterada, ocorre, no todo, diminuição da energia livre de Gibbs molar do solvente. Como a energia livre do solvente diminuiu, para que as duas fases permaneçam em equilíbrio a energia livre do vapor tem de diminuir também. Como a energia livre de Gibbs de um gás depende da pressão, segue-se que a pressão de vapor também deve diminuir.

EXEMPLO 5 Cálculo da pressão de vapor usando a lei de Raoult

Uma solução é preparada pela dissolução de 40 g do não eletrólito sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, em 100 g de água em 20 °C.

Calcule a pressão de vapor da água nessa solução.

- $P_{H_2O}^* = 18 \text{ Torr}$

Etapa 1. Calcule a quantidade de cada espécie

De $n = m/M$

$$n_{C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{40 \text{ g}}{342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,12 \text{ mol}$$

$$n_{H_2O} = \frac{100 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,56 \text{ mol}$$

Etapa 2. Calcule a fração molar do solvente.

$$x_{H_2O} = \frac{5,56 \text{ mol}}{5,56 \text{ mol} + 0,12 \text{ mol}} = 0,98$$

Etapa 3. Calcule a pressão de vapor do solvente usando a lei de Raoult

De $P_{H_2O} = x_{H_2O} P_{H_2O}^*$

$$P_{H_2O} = 0,98 \times 18 \text{ Torr} = \boxed{17,6 \text{ Torr}}$$

Uma mistura líquida hipotética de dois componentes voláteis que obedecem à lei de Raoult em todas as concentrações é chamada de **solução ideal** (Figura 4). Em uma solução ideal, as interações entre os dois tipos de moléculas são iguais às interações entre cada tipo de molécula no estado puro. Isto é, as interações A–A, B–B e A–B são iguais em uma solução ideal. Consequentemente, os dois tipos de moléculas se misturam facilmente entre si. Como as interações são iguais em uma solução ideal, não há liberação de energia na forma de calor quando os componentes se misturam. Em linguagem termodinâmica, a *entalpia de solução* é zero:

$$\text{Solução ideal: } \Delta H_{\text{sol}} = 0$$

As moléculas de solutos que formam soluções quase ideais são,

frequentemente, muito semelhantes, em composição e estrutura, às moléculas de solvente. Por exemplo, o tolueno, $C_6H_5CH_3$, forma soluções quase ideais com o benzeno, C_6H_6 . As soluções reais não obedecem à lei de Raoult em todas as concentrações, contudo, quanto menor a concentração de um componente, mais a solução real se aproxima do comportamento ideal. Como na lei dos gases ideais (Tópico 3A), a lei de Raoult é um exemplo de uma lei limite, que, neste caso, torna-se crescentemente válida quando a concentração de um componente se aproxima de zero. Uma solução que não obedece à lei de Raoult em um intervalo de composições é chamada de solução real. As soluções reais se aproximam do comportamento ideal em concentrações abaixo de $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. A menos que se afirme o contrário, todas as misturas discutidas são consideradas ideais.

O solvente em uma solução de eletrólito (como o sal em água) obedece à lei de Raoult, desde que a concentração do soluto seja muito baixa, abaixo de $0,01 \text{ mol L}^{-1}$, na maior parte das vezes. A diferença maior no caso das soluções de eletrólitos decorre das interações entre íons, que ocorrem em distâncias maiores e, portanto, têm efeito mais pronunciado.

A pressão de vapor de um líquido diminui com a presença de um soluto. Em uma solução ideal de líquidos voláteis, a pressão de vapor de cada componente é proporcional a sua fração molar. Em uma solução de um soluto não volátil, a pressão de vapor do solvente é proporcional a sua fração molar.

2.2 As misturas binárias líquidas

Uma mistura binária líquida é uma solução de dois líquidos. Como os dois líquidos são voláteis, ambos podem contribuir para a pressão de vapor da solução. Assim como os diagramas de fase de um componente (Tópico 2C), os diagramas de fase de misturas binárias indicam a fase mais estável, contudo, além da pressão e da temperatura, existe mais uma variável, a composição. Para simplificar, consideraremos apenas pares de líquidos miscíveis em todas as proporções e que a pressão seja constante em 1 atm. Isso faz com que a temperatura e a composição sejam as variáveis usadas no diagrama de fases (Figura 5). Somente duas fases serão consideradas: líquido e vapor. Como a pressão está fixa em 1 atm, o limite entre elas no diagrama é um gráfico do ponto de ebulição em função da composição. A área sobre a curva mostra as temperaturas nas quais o vapor é estável para dada composição da mistura líquida e a área sob a curva mostra as temperaturas e as composições nas quais o líquido é a fase mais estável.

O diagrama de fases pode ser adaptado para fornecer mais informações. Imagine uma mistura binária ideal de dois líquidos voláteis, A e B. Um exemplo seria A como benzeno, C_6H_6 , e B como tolueno, $C_6H_5CH_3$, porque esses dois compostos têm estruturas moleculares semelhantes e formam soluções quase ideais. Como a mistura pode ser tratada como ideal, cada componente tem a pressão de vapor dada pela lei de Raoult:

$$P_A = x_A P_A^* \quad P_B = x_B P_B^*$$

Nessas equações, x_A é a fração molar de A na mistura líquida e P_A^* é a pressão de vapor de A puro. Semelhantemente, x_B é a fração molar de B no líquido e P_B^* é a pressão de vapor de B puro (ambas as pressões de vapor dependem da temperatura). De acordo com a lei de Dalton (Tópico 3C), a pressão de vapor total, P , é a soma destas duas pressões parciais:

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B = x_A P_A^* + x_B P_B^*$$

Portanto, a pressão de vapor de uma mistura ideal de dois líquidos voláteis está entre os valores de pressão parcial dos dois componentes puros. A pressão de vapor total (a linha superior na Figura

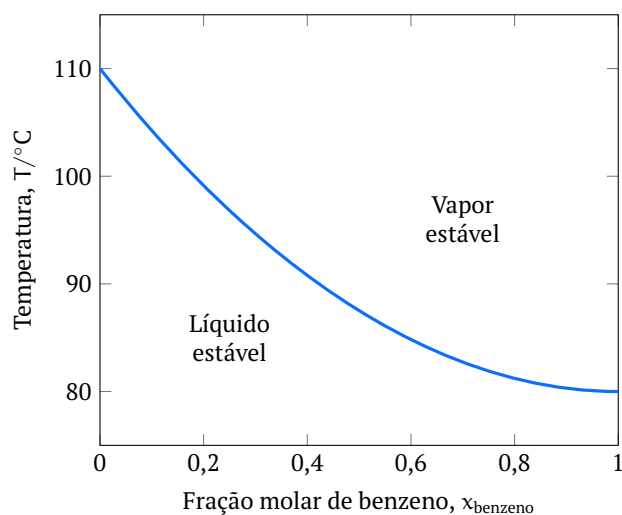


FIGURA 5 Diagrama de temperatura-composição da mistura benzeno-tolueno. A linha mostra a variação do ponto de ebulição da mistura em função da composição.

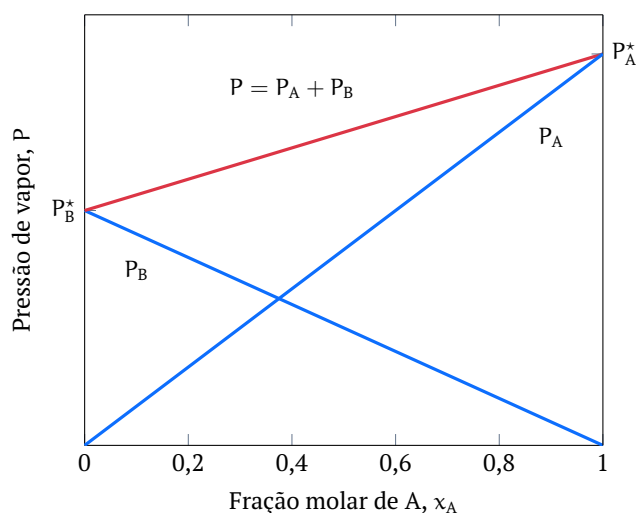


FIGURA 6 A pressão de vapor total de uma mistura na qual os dois componentes obedecem à lei de Raoult é a soma das duas pressões de vapor parciais (lei de Dalton).

6) pode ser predita se forem conhecidas as pressões de vapor individuais na temperatura dada e as frações molares da mistura.

Da mesma forma, o ponto de ebulição de uma mistura com determinada composição pode ser predito considerando-se a temperatura necessária para que a pressão de vapor total seja 1 atm.

EXEMPLO 6 Cálculo da pressão de vapor de uma mistura de dois líquidos

Considere uma mistura de benzeno e tolueno em 25 °C na qual um terço das moléculas é de benzeno (logo, $x_{C_6H_6} = 1/3$ e $x_{C_7H_8} = 2/3$).

- Calcule a pressão de vapor de cada componente.
- Calcule a pressão de vapor total da mistura.

- $P_{C_6H_6}^* = 90 \text{ Torr}$
- $P_{C_7H_8}^* = 30 \text{ Torr}$

Etapa 1. Calcule a pressão de vapor de cada componente usando a lei de Raoult.

$$\text{De } P_A = x_A P_A^*$$

$$P_{C_6H_6} = \frac{1}{3} \times 90 \text{ Torr} = 30 \text{ Torr}$$

$$P_{C_7H_8} = \frac{2}{3} \times 30 \text{ Torr} = 20 \text{ Torr}$$

Etapa 2. Calcule a pressão de vapor total da mistura usando a lei de Dalton.

$$\text{De } P_{\text{total}} = P_{C_6H_6} + P_{C_7H_8}$$

$$P_{\text{total}} = 30 \text{ Torr} + 20 \text{ Torr} = \boxed{50 \text{ Torr}}$$

Agora considere a composição do vapor. Ele provavelmente é mais rico no componente mais volátil (o componente com a maior pressão de vapor) do que o líquido. O benzeno, por exemplo, é mais volátil do que o tolueno, logo o vapor em equilíbrio com a mistura líquida será mais rico em benzeno do que o líquido (Figura 7). Se a composição do vapor pode ser expressa em termos da composição do líquido, então essa expectativa pode ser confirmada.

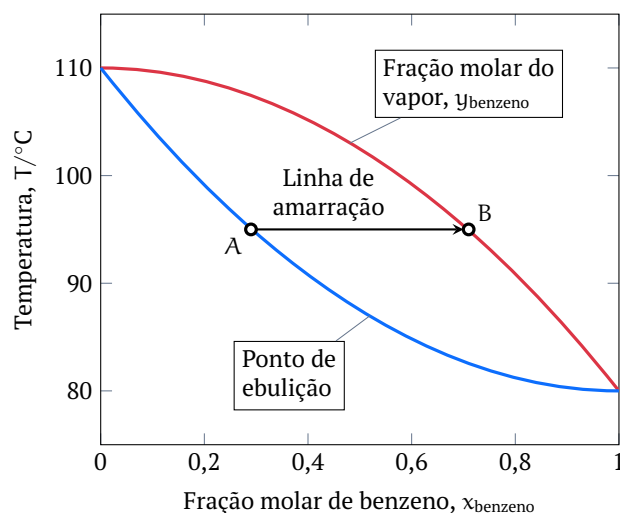


FIGURA 7 Diagrama mais detalhado da temperatura-composição da mistura benzeno-tolueno. A linha azul, mais baixa, mostra como o ponto de ebulição da mistura varia com a composição. Linhas de amarração, horizontais, ligadas à curva superior, vermelha, mostram a composição do vapor em equilíbrio com o líquido em cada ponto de ebulição. Assim, o ponto B mostra a composição do vapor de uma mistura que ferve no ponto A.

EXEMPLO 7 Cálculo da composição do vapor em equilíbrio com uma mistura líquida binária

Considere uma mistura de benzeno e tolueno em 25 °C na qual um terço das moléculas é de benzeno (logo, $x_{C_6H_6} = 1/3$ e $x_{C_7H_8} = 2/3$).

Calcule a fração de benzeno na fase gasosa.

- $P_{C_6H_6}^* = 90 \text{ Torr}$
- $P_{C_7H_8}^* = 30 \text{ Torr}$

Etapas 1. Calcule a pressão de vapor de cada componente usando a lei de Raoult.

$$\text{De } P_A = x_A P_A^*$$

$$P_{C_6H_6} = \frac{1}{3} \times 90 \text{ Torr} = 30 \text{ Torr}$$

$$P_{C_7H_8} = \frac{2}{3} \times 30 \text{ Torr} = 20 \text{ Torr}$$

Etapas 2. Calcule a pressão de vapor total da mistura usando a lei de Dalton.

$$\text{De } P = P_{C_6H_6} + P_{C_7H_8}$$

$$P_{\text{total}} = 30 \text{ Torr} + 20 \text{ Torr} = 50 \text{ Torr}$$

Etapas 3. Calcule a fração de benzeno na fase gasosa.

$$\text{De } P_{C_6H_6} = y_{C_6H_6} P_{\text{total}}$$

$$y_{C_6H_6} = \frac{30 \text{ Torr}}{50 \text{ Torr}} = \boxed{0,6}$$

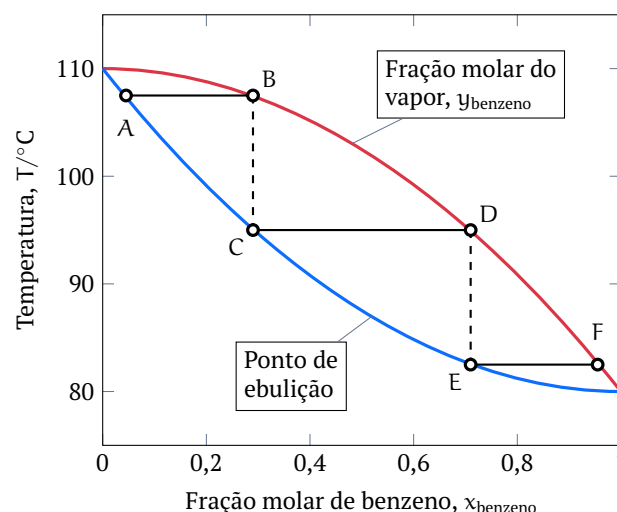


FIGURA 8 Algumas das etapas que representam a destilação fracionada de uma mistura de dois líquidos voláteis (benzeno e tolueno). A mistura original ferve em A e seu vapor tem composição B. Depois da condensação, o líquido resultante ferve em C e o vapor tem composição D, e assim por diante.

2.3 A destilação

A linha superior na Figura 7 mostra a composição do vapor em equilíbrio com a mistura líquida no ponto de ebulição. Ela foi elaborada utilizando-se o mesmo tipo de cálculo empregado no Exemplo 7, mas com um número diferente de temperaturas. Para encontrar a composição do vapor em equilíbrio com o líquido em ebulição basta seguir a linha de amarração, isto é, a linha horizontal no ponto de ebulição, e ver onde ela intercepta a curva superior. Assim, se uma mistura líquida com a composição dada pela linha vertical que passa por A na Figura 7 ($x_{\text{benzeno}} = 0,30$) for aquecida na pressão constante de 1 atm, a mistura ferve na temperatura que corresponde ao ponto A (95 °C). Nessa temperatura, a composição do vapor em equilíbrio com o líquido é dada pelo ponto B ($y_{\text{benzeno}} = 0,70$).

Quando uma mistura de moléculas de benzeno e de tolueno com $x_{\text{benzeno}} = 0,05$ começa a ferver (ponto A, Figura 8), a composição inicial do vapor formado é dada pelo ponto B ($x_{\text{benzeno}} = 0,30$). Se o vapor esfria e condensa, a primeira gota de vapor condensado, o destilado, terá a mesma composição do vapor e, portanto, será mais rica em benzeno do que a mistura original. O líquido que permanece no recipiente será mais rico em tolueno porque parte do benzeno deixou a mistura. A separação não é muito boa, porque o vapor ainda é rico em tolueno. Entretanto, se aquela gota de destilado for reaquecida, o líquido condensado ferverá na temperatura representada pelo ponto C, e o vapor acima da solução que está fervendo terá a composição D ($x_{\text{benzeno}} = 0,70$), como indicado pela linha de amarração. Note que o destilado desta segunda etapa da destilação é mais rico em benzeno do que o destilado da primeira etapa. Se essas etapas de ebulição, condensação e nova ebulição continuarem, vamos obter uma pequena quantidade de benzeno quase puro.

O processo chamado de destilação fracionada usa o método de redistilação contínua para separar misturas de líquidos que têm pontos de ebulição próximos, como benzeno e tolueno. A mistura é aquecida e o vapor passa por uma coluna empacotada com material que tem área superficial alta, como contas de vidro. O vapor começa a condensar nas esferas próximas do fundo da coluna. Porém, conforme o aquecimento continua, o vapor condensa e

vaporiza mais e mais, à medida que sobe na coluna. O líquido retorna à mistura que ferve. O vapor fica progressivamente mais rico no componente cujo ponto de ebulição é menor, à medida que sobe pela coluna e chega ao condensador. O destilado final é benzeno quase puro, o mais volátil dos componentes, e o líquido no recipiente é tolueno quase puro.

Se a amostra original for constituída por vários líquidos voláteis, os componentes aparecerão no destilado, sucessivamente, em uma série de frações, ou amostras de destilado, que fervem em determinados intervalos de temperatura. Colunas de fracionamento gigantes são usadas na indústria para separar misturas complexas, como o petróleo bruto. As frações voláteis são usadas na forma de gás natural (ferve abaixo de 0 °C), gasolina (ferve na faixa de 30 °C a 200 °C) e querosene (de 180 °C a 325 °C). As frações menos voláteis são usadas como óleo diesel (acima de 275 °C). O resíduo que permanece depois da destilação é usado na forma de asfalto em rodovias.

O vapor de uma mistura ideal de dois líquidos voláteis é mais rico no componente mais volátil. Os líquidos voláteis podem ser separados por destilação fracionada.

2.4 Os azeótropos

A maior parte das misturas de líquidos não é ideal, logo suas pressões de vapor não seguem a lei de Raoult. Nesses casos, as curvas de temperatura-composição são determinadas experimentalmente pela análise da composição do vapor.

A direção do desvio da lei de Raoult pode ser correlacionada com a entalpia de mistura, ΔH_{mix} , a diferença de entalpia molar entre a mistura e os componentes puros. A entalpia de mistura do etanol com o benzeno é positiva — o processo de mistura é endotérmico porque as interações entre as moléculas de etanol e benzeno são menos favoráveis do que a interação entre as moléculas dos líquidos puros —, e essa mistura tem pressão de vapor maior do que o previsto pela lei de Raoult (um **desvio positivo**). A entalpia da mistura da acetona com o clorofórmio é negativa — o processo de mistura é exotérmico porque as interações entre as moléculas de acetona e clorofórmio são mais favoráveis do que as interações na acetona e clorofórmio puros —, e essa mistura tem pressão de vapor menor do que o previsto pela lei de Raoult (um **desvio negativo**).

Alguns desvios da lei de Raoult podem dificultar a separação completa de líquidos por destilação. O diagrama de temperatura-composição de misturas de etanol e benzeno é mostrado na Figura 9. O ponto mais baixo na curva do ponto de ebulição indica a existência de um azeótropo de ponto de ebulição mínimo. Seus componentes não podem ser separados por destilação: em uma destilação fracionada, a mistura com a composição do azeótropo ferve primeiro, não o líquido puro mais volátil.

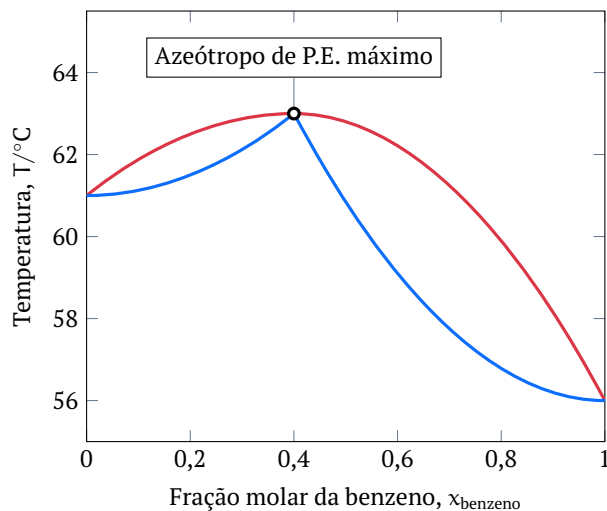


FIGURA 9 Diagrama temperatura-composição de um azeótropo de ponto de ebulição mínimo (como etanol e benzeno). Quando essa mistura é separada por destilação fracionada, a mistura azeotrópica (mais volátil) é obtida como o destilado.

O comportamento oposto é encontrado na mistura de acetona com clorofórmio (Figura 10). Esse azeótropo de ponto de ebulição máximo ferve em temperatura mais alta do que qualquer constituinte e é a última de ponto fração a ser coletada, não o líquido puro menos volátil.

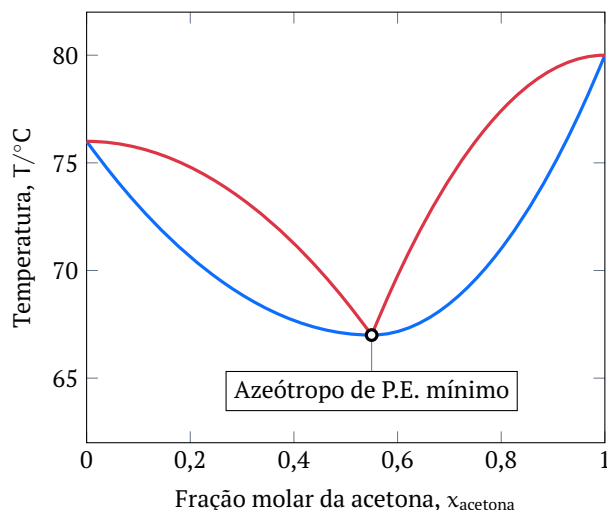


FIGURA 10 Diagrama temperatura-composição de um azeótropo de ponto de ebulição máximo (como acetona e clorofórmio). Quando essa mistura é separada por destilação fracionada, a mistura azeotrópica (menos volátil) fica no frasco.

As misturas binárias em que as forças intermoleculares são mais fracas na solução do que nos componentes puros têm desvios positivos da lei de Raoult. As soluções em que as forças intermoleculares são mais fortes na solução do que nos componentes puros têm desvios negativos da lei de Raoult.

Problemas

PROBLEMA 1

Considere os compostos metano, CH_4 , tetraclorometano, CCl_4 e tetrabromometano, CBr_4 .

Assinale a alternativa que relaciona os compostos em ordem crescente de pressão de vapor em 25°C .

- | | |
|--|--|
| A CBr_4 ; CCl_4 ; CH_4 . | B CCl_4 ; CBr_4 ; CH_4 . |
| C CH_4 ; CBr_4 ; CCl_4 . | D CH_4 ; CCl_4 ; CBr_4 . |
| E CCl_4 ; CH_4 ; CBr_4 . | |

PROBLEMA 2

Considere os compostos acetaldeído, CH_3CHO , etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ e propano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$.

Assinale a alternativa que relaciona os compostos em ordem crescente de pressão de vapor em 25°C .

- | |
|--|
| A $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$; CH_3CHO ; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. |
| B CH_3CHO ; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. |
| C $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; CH_3CHO ; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$. |
| D CH_3CHO ; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$. |
| E $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; CH_3CHO . |

PROBLEMA 3

A pressão de vapor da água em 25°C é 23,8 Torr.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão de vapor da água em 35°C .

- | | | |
|-------------------|------------------|------------------|
| A 7,8 Torr | B 12 Torr | C 18 Torr |
| D 28 Torr | E 42 Torr | |

Dados

$$\Delta H_{\text{vap}}^\circ(\text{H}_2\text{O}) = 40,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

PROBLEMA 4

A pressão de vapor do benzeno em 25°C é 94,6 Torr.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão de vapor da água em 35°C .

- | | | |
|------------------|-------------------|------------------|
| A 20 Torr | B 33 Torr | C 53 Torr |
| D 87 Torr | E 140 Torr | |

Dados

$$\Delta H_{\text{vap}}^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) = 30,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

PROBLEMA 5

A pressão de vapor da acetona, C_3H_6 , em $7,7^\circ C$ é 13,3 kPa.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do ponto de ebulição normal da acetona.

- A** $40^\circ C$ **B** $63^\circ C$ **C** $98^\circ C$
D $150^\circ C$ **E** $240^\circ C$

Dados

$$\Delta H_{\text{vap}}^\circ(\text{CH}_3\text{OCH}_3) = 29,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

PROBLEMA 6

A pressão de vapor do metanol, CH_3OH , em $50^\circ C$ é 400 Torr.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do ponto de ebulição normal da acetona.

- A** 68 K **B** 120 K **C** 200 K **D** 340 K **E** 580 K

Dados

$$\Delta H_{\text{vap}}^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) = 35,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

PROBLEMA 7

Uma solução é preparada pela dissolução de 5 g de glicose, $C_6H_{12}O_6$, em 100 g de água em $90^\circ C$. A pressão de vapor da água pura nessa temperatura é 524 Torr.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão de vapor da água na solução.

- A** 520 Torr **B** 910 Torr **C** 1600 Torr
D 2800 Torr **E** 4800 Torr

PROBLEMA 8

Uma solução é preparada pela dissolução de 2 g de cinamaldeído, C_9H_8O , em 50 g de etanol, C_2H_5OH , em $19^\circ C$. A pressão de vapor do etanol puro nessa temperatura é 5,3 kPa.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão de vapor do etanol nessa solução.

- A** 1,6 kPa **B** 2,1 kPa **C** 2,9 kPa
D 3,9 kPa **E** 5,2 kPa

PROBLEMA 9

Considere uma solução aquosa em $100^\circ C$ em que a fração molar de sacarose é 0,1.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão de vapor da água nessa solução.

- A** 390 Torr **B** 680 Torr **C** 1200 Torr
D 2100 Torr **E** 3800 Torr

PROBLEMA 10

Considere uma solução aquosa em $40^\circ C$ em que a concentração de ureia é $3,2 \text{ mol L}^{-1}$. A pressão de vapor da água pura nessa temperatura é 55,3 Torr.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão de vapor da água nessa solução.

- A** 9,2 Torr **B** 14 Torr **C** 22 Torr
D 34 Torr **E** 52 Torr

PROBLEMA 11

O benzeno, C_6H_6 , tem pressão de vapor igual a 94,6 Torr em $25^\circ C$. Um composto não volátil foi adicionado a 0,3 mol de benzeno líquido em $25^\circ C$ e a pressão de vapor do benzeno na solução caiu até 75 Torr.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da quantidade de soluto que foi colocada no benzeno.

- A** 78 mmol **B** 120 mmol **C** 190 mmol
D 310 mmol **E** 480 mmol

PROBLEMA 12

O benzeno, C_6H_6 , tem pressão de vapor igual a 100 Torr em $26^\circ C$. Um composto não volátil foi adicionado a 0,4 mol de benzeno líquido em $25^\circ C$ e a pressão de vapor do benzeno na solução caiu até 68 Torr.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da quantidade de soluto que foi colocada no benzeno.

- A** 0,14 mol **B** 0,19 mol **C** 0,26 mol
D 0,34 mol **E** 0,46 mol

PROBLEMA 13

Uma solução é preparada pela mistura de 3 mol de benzeno, C_6H_6 , e 2 mol de tolueno, $C_6H_5CH_3$ em $25^\circ C$. A pressão de vapor do benzeno é 94,6 Torr e a do tolueno é 29,1 Torr nessa temperatura.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão de vapor total da mistura.

- A** 68 Torr **B** 110 Torr **C** 170 Torr
D 260 Torr **E** 410 Torr

PROBLEMA 14

Uma solução é preparada pela mistura de massas iguais de benzeno, C_6H_6 , e tolueno, $C_6H_5CH_3$ em $25^\circ C$. A pressão de vapor do benzeno é 94,6 Torr e a do tolueno é 29,1 Torr nessa temperatura.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão de vapor total da mistura.

- A** 26 Torr **B** 41 Torr **C** 64 Torr
D 100 Torr **E** 160 Torr

PROBLEMA 15

Uma solução é preparada pela mistura de 1 mol de benzeno, C_6H_6 , e 0,4 mol de tolueno, $C_6H_5CH_3$ em $25^\circ C$. A pressão de vapor do benzeno é 94,6 Torr e a do tolueno é 29,1 Torr nessa temperatura.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão de vapor total da mistura.

- A** 31 Torr **B** 48 Torr **C** 76 Torr
D 120 Torr **E** 190 Torr

PROBLEMA 16

Uma solução é preparada pela mistura de 0,4 mol de hexano, C_6H_{14} , e 0,2 mol de ciclohexano, C_6H_{12} em $25^\circ C$. A pressão de vapor do hexano é 151 Torr e a do ciclohexano é 98 Torr nessa temperatura.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão de vapor total da mistura.

- A** 19 Torr **B** 31 Torr **C** 51 Torr
D 82 Torr **E** 130 Torr

PROBLEMA 17

Em uma solução de benzeno, C_6H_6 , e tolueno, $C_6H_5CH_3$ em $25^\circ C$ a fração molar de benzeno é 0,9. A pressão de vapor do benzeno é 94,6 Torr e a do tolueno é 29,1 Torr nessa temperatura.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração molar de tolueno no vapor.

- A** 0,0066 **B** 0,0099 **C** 0,015
D 0,022 **E** 0,033

PROBLEMA 18

Em uma solução de benzeno, C_6H_6 , e tolueno, $C_6H_5CH_3$ em $25^\circ C$ a fração molar de benzeno é 0,5. A pressão de vapor do benzeno é 94,6 Torr e a do tolueno é 29,1 Torr nessa temperatura.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração molar de tolueno no vapor.

- A** 0,098 **B** 0,13 **C** 0,17 **D** 0,23 **E** 0,31

PROBLEMA 19

Uma solução é preparada pela mistura de 15 g de benzeno, C_6H_6 , e 64,3 g de tolueno, $C_6H_5CH_3$ em $25^\circ C$. A pressão de vapor do benzeno é 94,6 Torr e a do tolueno é 29,1 Torr nessa temperatura.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração molar de benzeno no vapor.

- A** 0,37 **B** 0,47 **C** 0,59 **D** 0,75 **E** 0,95

PROBLEMA 20

Uma solução é preparada pela mistura de 10 g de hexano, C_6H_{14} , e 10 g de ciclohexano, C_6H_{12} em $25^\circ C$. A pressão de vapor do hexano é 151 Torr e a do ciclohexano é 98 Torr nessa temperatura.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração molar de ciclohexano no vapor.

- A** 0,19 **B** 0,24 **C** 0,31 **D** 0,40 **E** 0,51

PROBLEMA 21

Considere as misturas.

1. Acetona, CH_3OCH_3 , e clorofórmio, $CHCl_3$.
2. Metanol, CH_3OH , e etanol, CH_3CH_2OH .
3. HF e H_2O .
4. Hexano, C_6H_{14} , e H_2O .

Assinale a alternativa que relaciona o tipo de desvio da lei de Raoult nas misturas, respectivamente.

- A** solução ideal; positivo; negativo; negativo.
B solução ideal; negativo; negativo; positivo.
C negativo; solução ideal; negativo; positivo.
D negativo; solução ideal; positivo; negativo.
E positivo; negativo; solução ideal; negativo.

PROBLEMA 22

Considere as misturas.

1. Etanol, CH_3CH_2OH , e H_2O .
2. HBr e H_2O .
3. Ácido fórmico, $HCOOH$, e benzeno.
4. Ciclopentano, C_5H_{10} , e ciclohexano C_6H_{12} .

Assinale a alternativa que relaciona o tipo de desvio da lei de Raoult nas misturas, respectivamente.

- A** positivo; solução ideal; negativo; positivo.
B negativo; positivo; positivo; solução ideal.
C positivo; negativo; positivo; solução ideal.
D positivo; negativo; solução ideal; positivo.
E negativo; solução ideal; positivo; positivo.

Problemas cumulativos

PROBLEMA 23

Um tambor selado contém ar seco e uma quantidade muito pequena de acetona líquida em equilíbrio dinâmico com a fase vapor. A pressão parcial da acetona é 180 Torr e a pressão total no tambor é 760 Torr.

Em uma queda durante seu transporte, o tambor foi danificado e seu volume interno diminuiu para 80% do volume inicial, sem que tenha havido vazamento. A temperatura se manteve estável a $20^\circ C$.

Determine a pressão total no tambor após a queda.

PROBLEMA 24

Em uma indústria petroquímica deseja-se evaporar toda a água de uma corrente de 10 m^3 de petróleo contendo 15% de água em volume. Para isso, a corrente é alimentada em um tambor para destilação *flash*. A temperatura do processo é mantida constante em 300 K. A pressão de vapor da água é 26 Torr nessa temperatura.

Determine o volume mínimo do tambor para que toda a água evapore.

PROBLEMA 25

Considere uma aparelhagem em que A e B são dois balões de 1 L ligados por uma torneira C. O volume interno da torneira é desprezível. Inicialmente, A e B são evacuados, a torneira C é fechada e 1,5 g de dietil-éter, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$, é admitido no balão A. A pressão de vapor do dietil-éter é 57 Torr em -45°C , 185 Torr em 0°C , 534 Torr em 25°C , e desprezível abaixo de -86°C .

- Determine** a pressão no balão A se a torneira permanece fechada e a temperatura do aparelho é mantida em -45°C .
- Determine** a pressão no balão A se a torneira permanece fechada e a temperatura do aparelho é mantida em 25°C .
- Determine** a pressão no balão A se a torneira é aberta e a temperatura do aparelho é mantida em -45°C .
- Explique** o que ocorre no aparelho se o balão A é mantido em -45°C e o balão B é resfriado a -196°C com nitrogênio líquido.

PROBLEMA 26

Considere um dispositivo constituído por dois balões de vidro, A e B, cada um com capacidade de 894 mL conectados por uma torneira. Dois ensaios independentes foram realizados em 298 K.

- Os balões foram inicialmente evacuados e, logo a seguir, com a torneira fechada, foram introduzidos 0,3 g de benzeno e 20 g de tolueno em A e B, respectivamente.
 - Os balões foram novamente evacuados e, na sequência, uma quantidade de benzeno foi introduzida em A e outra quantidade de tolueno foi introduzida em B. A torneira é aberta e o equilíbrio líquido vapor é atingido. A pressão interna no dispositivo é 76,2 Torr.
- Determine** a pressão em cada balão, no primeiro ensaio, após o sistema ter atingido o equilíbrio.
 - Determine** a fração molar de tolueno na fase líquida no equilíbrio.

PROBLEMA 27

A arsina, AsH_3 , é um composto muito tóxico usado na indústria eletrônica para produção de semicondutores. Sua pressão de vapor é 35 Torr em -112°C e 253 Torr em $-83,6^\circ\text{C}$.

- Determine** a entalpia padrão de vaporização do AsH_3 .
- Determine** a entropia padrão de vaporização do AsH_3 .
- Determine** a energia livre padrão de vaporização do AsH_3 em 25°C .
- Determine** o ponto de ebulição normal do AsH_3 .

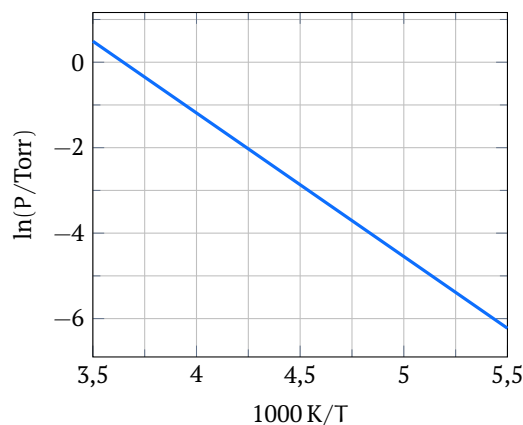
PROBLEMA 28

A pressão de vapor do dióxido de cloro, ClO_2 , é 155 Torr em $-22,7^\circ\text{C}$ e 485 Torr em 0°C .

- Determine** a entalpia padrão de vaporização do ClO_2 .
- Determine** a entropia padrão de vaporização do ClO_2 .
- Determine** a energia livre padrão de vaporização do ClO_2 em 25°C .
- Determine** o ponto de ebulição normal do ClO_2 .

PROBLEMA 29

A pressão de vapor do cloreto-difluoreto de fosforila, OPClF_2 , foi medida em função da temperatura.



- Determine** a entalpia padrão de vaporização do OPClF_2 .
- Determine** a entropia padrão de vaporização do OPClF_2 .
- Determine** o ponto de ebulição normal do OPClF_2 .
- Determine** o ponto de ebulição do OPClF_2 em 15 Torr.

PROBLEMA 30

O ponto de ebulição normal do acetato de etila, $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$, usado para remover esmalte de unha, é $77,1^\circ\text{C}$, e sua pressão de vapor em $16,2^\circ\text{C}$ é 10 kPa.

- Determine** a entalpia padrão de vaporização do acetato de etila.
- Determine** a entropia padrão de vaporização do acetato de etila.
- Determine** a pressão de vapor do acetato de etila em 30°C .

PROBLEMA 31

É prática padrão em laboratórios químicos destilar substâncias de ponto de ebulição alto sob pressão reduzida. O ácido tricloroacético tem entalpia padrão de vaporização igual a 58 kJ mol^{-1} e entropia padrão de vaporização igual a $124 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

Determine a pressão necessária para destilar o ácido tricloroacético em 100°C .

PROBLEMA 32

As energias livres padrão de formação do tetracloreto de carbono, CCl_4 , líquido é $-68,6 \text{ kJ mol}^{-1}$ e vapor é $-64,0 \text{ kJ mol}^{-1}$ em 25°C .

Determine a pressão de vapor do CCl_4 em 25°C .

PROBLEMA 33

Dois bécheres, um contendo uma solução $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ de cloreto de sódio, NaCl e outro contendo água pura, são colocados em uma campânula e selados. Os bécheres ficam guardados até que o vapor de água entre em equilíbrio com os líquidos. O nível do líquido nos dois bécheres é o mesmo no início do experimento.

Explique o que ocorre com o nível do líquido nos dois bécheres após o início do experimento.

PROBLEMA 34

Dois bécheres, um contendo uma solução $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ de cloreto de sódio, NaCl e outro contendo uma solução $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ de cloreto de alumínio, AlCl_3 , são colocados em uma campânula e selados. Os bécheres ficam guardados até que o vapor de água entre em equilíbrio com os líquidos. O nível do líquido nos dois bécheres é o mesmo no início do experimento.

Explique o que ocorre com o nível do líquido nos dois bécheres após o início do experimento.

PROBLEMA 35

Quando $8,05 \text{ g}$ de um composto X, desconhecido, foram dissolvidos em 100 g de benzeno, a pressão de vapor do benzeno caiu de 100 Torr para $94,8 \text{ Torr}$ em 26°C .

- Determine** a fração molar do composto X na solução.
- Determine** a massa molar do composto X.

PROBLEMA 36

O ponto de ebulição normal do etanol é $78,4^\circ\text{C}$. Quando $9,15 \text{ g}$ de um não eletrólito solúvel X, desconhecido, dissolvem em 100 g de etanol, a pressão de vapor da solução naquela temperatura é igual a 740 Torr .

- Determine** a fração molar do composto X na solução.
- Determine** a massa molar do composto X.

PROBLEMA 37

Uma solução é preparada pela mistura de 100 g de 1,1-diclorotetrafluoroetano, $\text{CF}_3\text{CCl}_2\text{F}$, e 1,1-dicloreto, CH_2CHCl_2 em 25°C . A pressão de vapor do 1,1-diclorotetrafluoroetano é 79 Torr e a do 1,1-dicloreto é 228 Torr nessa temperatura. A pressão de vapor total da mistura é 157 Torr .

- Determine** a massa de 1,1-dicloreto na solução.
- Determine** a fração de 1,1-dicloreto na no vapor.

PROBLEMA 38

Uma solução é preparada pela mistura de 350 g de butanona, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COCH}_3$, e propanona, CH_3COCH_3 em 25°C . A pressão de vapor da butanona é 100 Torr e a da propanona é 222 Torr nessa temperatura. A pressão de vapor total da mistura é 135 Torr .

- Determine** a massa de propanona na solução.
- Determine** a fração de propanona na no vapor.

PROBLEMA 39

Uma solução é preparada pela mistura de pentano, C_5H_{12} , e hexano, C_6H_{14} em 25°C . A pressão de vapor do pentano é 512 Torr e a do hexano é 151 Torr nessa temperatura. A fase vapor contém as mesmas quantidades de pentano e hexano.

Determine a fração de pentano na mistura líquida.

PROBLEMA 40

Uma solução é preparada pela mistura de 1 mol de tetracloreto de carbono, CCl_4 , e 1 mol de benzeno, C_6H_6 em 25°C .

	$\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$	$\text{C}_6\text{H}_6(\text{g})$	$\text{CCl}_4(\text{l})$	$\text{CCl}_4(\text{g})$
$\Delta G_f^\circ / \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	+124,5	+129,6	-65,2	-60,6

Determine a fração de benzeno no vapor.

PROBLEMA 41

Um reator contém 1 bar de uma mistura de etanol e metanol em equilíbrio com o líquido. A temperatura do sistema é levemente aumentada mantendo a pressão constante.

Assinale a alternativa *correta*.

- A fração de metanol aumenta na fase líquida e diminui na fase gasosa.
- A fração de metanol aumenta na fase líquida e aumenta na fase gasosa.
- A fração de metanol não se altera em nenhuma das fases.
- A fração de metanol diminui na fase líquida e diminui na fase gasosa.
- A fração de metanol diminui na fase líquida e aumenta na fase gasosa.

Gabarito**Problemas**

- | | | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1. A | 2. A | 3. E | 4. E | 5. B | 6. D |
| 7. A | 8. E | 9. B | 10. E | 11. A | 12. B |
| 13. A | 14. C | 15. C | 16. E | 17. E | 18. D |
| 19. B | 20. D | 21. C | 22. C | | |

Problemas cumulativos

- 905 Torr
- $68,5 \text{ m}^3$
- 56 Torr
 - 376 Torr
 - 57 Torr
 - Todo vapor de A irá condensar em B.
- $P_A = 80 \text{ mmHg}$ e $P_B = 29,1 \text{ mmHg}$
 - $0,134$
- $28,3 \text{ kJ mol}^{-1}$
 - $91,6 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

- c. $+1,0 \text{ kJ mol}^{-1}$
d. 309 K
28. a. $28,4 \text{ kJ mol}^{-1}$
b. $100 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
c. $-1,4 \text{ kJ mol}^{-1}$
d. 284 K
29. a. 28 kJ mol^{-1}
b. $100 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
c. 270 K
d. 210 K
30. a. $32,1 \text{ kJ mol}^{-1}$
b. $91,6 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
c. 140 Torr
31. 18 Torr
32. 118 Torr
33. O nível do líquido do bécher com NaCl aumenta e o nível do líquido do bécher com água diminui até que este fique vazio.
34. O nível do líquido do bécher com AlCl_3 aumenta e o nível do líquido do bécher com NaCl diminui até que a pressão de vapor da água sobre a solução de ambos os bécheres seja a mesma.
35. a. 0,052
b. 115 g mol^{-1}
36. a. 0,026
b. 158 g mol^{-1}
37. 63 g
38. 114 g
39. 0,23
40. 0,55
41. **D**