

QUÍMICA

MODULO 2 FÍSICO-QUÍMICA

CAPÍTULO 2.2 PROPRIEDADES COLIGATIVAS



INTRODUÇÃO

As propriedades coligativas das soluções são propriedades que dependem exclusivamente do número de partículas do soluto que se encontram dissolvidas na solução. Isso significa dizer que elas não dependem da natureza das partículas do soluto e sim da quantidade delas.

Considere por um momento, que o solvente usado na preparação da solução é um líquido (tal como a água), que apresenta valor bem conhecido de pressão de vapor em cada temperatura. Sabemos que as várias pressões de vapor de um líquido medem a facilidade da substância para escapar da fase líquida para a fase vapor ou, de outra forma, medem a volatilidade desse líquido. Quando um sólido não volátil é dissolvido no líquido (solvente), suas partículas interagem com as moléculas do solvente e dificultam o seu escape para a fase vapor. Esse fenômeno é um efeito coligativo porque produz a diminuição da pressão de vapor do solvente (diminui a sua volatilidade), por causa da presença do soluto na solução. Assim, quanto maior a quantidade de partículas do soluto dissolvidas, maior é o efeito.

Como consequência desse fato, a presença do soluto não volátil também provoca a elevação da temperatura de ebulição do solvente, porque as interações entre soluto e solvente também dificultam o escape das moléculas do solvente volátil para a fase vapor. A solução entrará em ebulição num valor mais alto do que aquele do solvente puro. Um terceiro ponto a analisar é sobre o congelamento do solvente puro quando está puro e quando ele se encontra na solução. Mais uma vez, as partículas do soluto dificultam a aproximação das moléculas do líquido e, conseqüentemente, a coesão de suas moléculas, o que faz diminuir o ponto de congelamento desse solvente.

Um último fenômeno a considerar ocorre quando o solvente está separado por uma membrana semipermeável de uma solução que contém este solvente e um soluto não volátil. As moléculas do solvente, sendo voláteis, conseguem atravessar a membrana nos dois sentidos. Entretanto, no lado da solução, as partículas do soluto interagem com as do solvente dificultando a sua passagem. O fenômeno provoca uma diferença de fluxos do solvente do lado onde tem maior pressão de vapor para o outro lado de menor pressão de vapor. Tal fenômeno cria um outro efeito coligativo, conhecido como osmose.

Portanto, há quatro propriedades coligativas das soluções a considerar:

- 1 Abaixamento da pressão de vapor do solvente (**TONOMETRIA** ou **TONOSCOPIA**).
- 2 Elevação da temperatura de ebulição do solvente (**EBULIOMETRIA** ou **EBULIOSCOPIA**).
- 3 Abaixamento da temperatura de congelação do solvente (**CRIMETRIA** ou **CRIOSCOPIA**).
- 4 Pressão osmótica da solução (**OSMOMETRIA**).

★ DIAGRAMA DE FASES DE UMA SUBSTÂNCIA PURA

O diagrama de fases de uma substância pura é uma figura que mostra as pressões de vapor da substância no eixo das ordenadas e as temperaturas correspondentes no eixo das abscissas. O diagrama permite identificar as três regiões em que a substância se encontra em uma das fases (sólida, líquida e vapor), bem como as curvas que separam as três regiões, onde uma fase se encontra em equilíbrio físico com outra fase.

A construção do diagrama de fases pode ser feita em etapas: verifica-se primeiro o equilíbrio entre o líquido e o vapor da substância, como mostra a figura abaixo, e depois estudam-se os equilíbrios entre o sólido e seu líquido, e entre o sólido e seu vapor. Ao juntar as três curvas distintas num mesmo gráfico, obtém-se o diagrama de fases completo daquela substância.

Equilíbrio líquido-vapor da água

Num recipiente fechado e inicialmente vazio, numa temperatura conhecida, injeta-se uma certa quantidade de água líquida. Imediatamente, uma parte da água evapora e, aos poucos, se estabelece um equilíbrio dinâmico entre o líquido que evapora e o vapor que condensa, quando a velocidade de evaporação (que só depende do líquido em si e da temperatura) se torna igual à velocidade de condensação (que depende da concentração do vapor acima do líquido). Um manômetro acoplado na parte superior do recipiente indicará a pressão (máxima) do vapor no equilíbrio alcançado. A experiência pode ser repetida em várias temperaturas, e os valores de pressões de vapor e temperaturas correspondentes são anotados. Os dados coletados nas experiências permitem construir o gráfico a seguir:

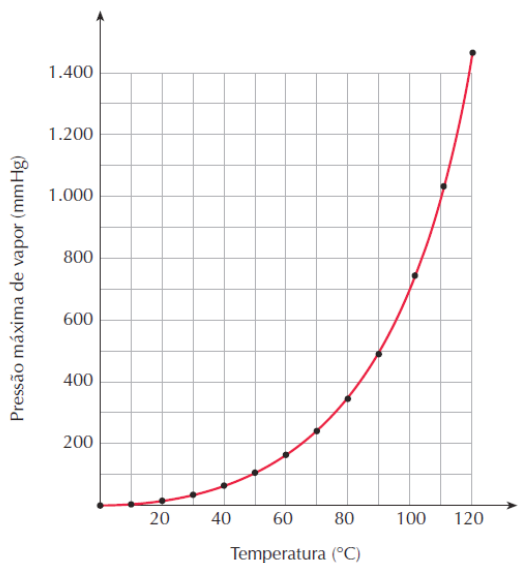
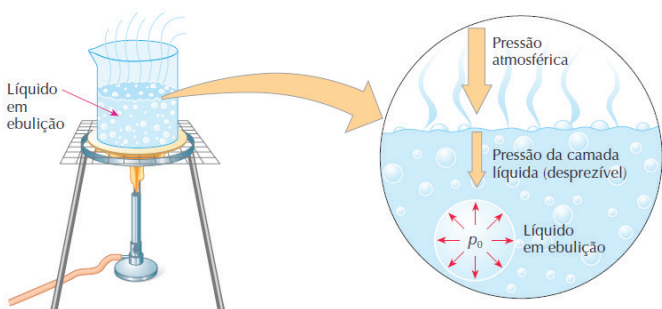


Gráfico Pressão de Vapor vs Temperatura
FELTRE, R. Química. São Paulo: Moderna, 2004.

A pressão de vapor do líquido só depende da temperatura e da natureza desse líquido. Ela não depende da forma do recipiente, ou da quantidade do líquido empregada e nem da quantidade de vapor acima do líquido no recipiente fechado.

Tivemos o cuidado aqui de relatar as experiências feitas num recipiente fechado. Cada ponto da curva representa a ebulição do líquido quando está submetido na pressão dada na ordenada. Por exemplo, na pressão de 350 mmHg a água entra em ebulição a 80°C. No caso de o recipiente se encontrar aberto, o líquido entrará em ebulição quando sua pressão de vapor se tornar igual à pressão externa, do ambiente. Ao nível do mar, onde a pressão externa é de 760 mmHg, a água entra em ebulição a 100°C. Em lugares mais altos, onde as pressões atmosféricas são menores, ela ferve em temperaturas mais baixas.



Influência da pressão externa na temperatura de ebulição
FELTRE, R. Química. São Paulo: Moderna, 2004.

Quanto maior a altitude, menor é a pressão atmosférica. Nas montanhas, onde a pressão atmosférica é menor do que no nível do mar, a temperatura de ebulição da água contida num recipiente aberto é menor que 100°C.

Não descreveremos aqui a construção dos gráficos dos equilíbrios sólido-vapor e sólido-líquido. Eles seguem o mesmo tipo das experiências para o equilíbrio líquido-vapor. Ao reunir as três curvas dos equilíbrios num único diagrama, obtemos o diagrama de fases da substância.

Diagrama de fases da água

As três curvas dividem o plano em três regiões unifásicas (sólido, líquido e vapor). Cada ponto de uma dada curva representa um equilíbrio físico entre duas fases (sistemas bifásicos). As três curvas se encontram num único ponto, chamado ponto triplo da substância, no qual as três fases se encontram em equilíbrio (sistema trifásico).

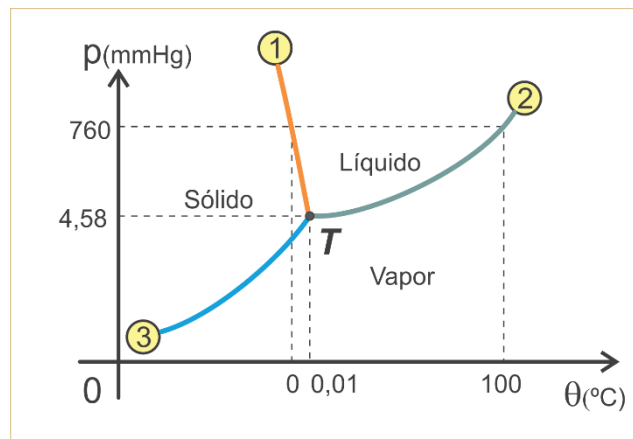
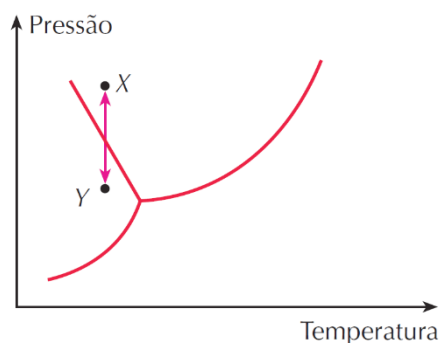


Diagrama de Fases da Água

Disponível em: <https://entendame.wordpress.com>.
Acesso em: 02 fev. 2018.

Esse gráfico, construído para a água, nos explica algumas situações do cotidiano. Um exemplo bem interessante é o da patinação sobre o gelo. O deslizar do patinador é fácil porque a pressão exercida pelo patim derrete momentaneamente o gelo, que volta a solidificar logo após a passagem do patinador. A figura abaixo esclarece o fenômeno: Ao passar no ponto Y (região do sólido) a pressão exercida pelo peso da pessoa faz derreter o gelo e ela passa do ponto Y, na região sólida, para o ponto X, na região líquida. Ao ultrapassar o ponto Y, a pressão da pessoa deixa de existir e, na mesma temperatura, o ponto Y retorna ao ponto X. A água congela de novo.



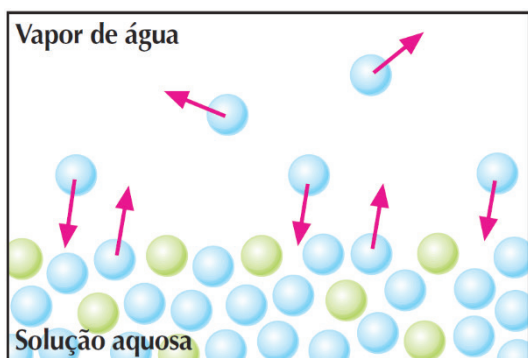
FELTRE, R. Química. São Paulo: Moderna, 2004.

Esse mesmo gráfico explica ainda por que uma bebida bem gelada chega a solidificar quando a garrafa é aberta. Na garrafa fechada, a pressão gasosa interna mantém a bebida no ponto X (região do líquido). Ao abrir a garrafa, a pressão interna diminui (pois uma grande parte do gás escapa) e a bebida passa ao ponto Y, que é a região do sólido.

★ TONOMETRIA OU TONOSCOPIA

A Tonometria estuda o abaixamento da pressão de vapor

do solvente, provocado pela presença do soluto não volátil dissolvido.



PERUZZO, F. M. CANTO, E. L. *Química na abordagem do cotidiano*. São Paulo: Moderna, 2003.

As partículas do soluto interagem com as moléculas do solvente, dificultando que escapem para a fase de vapor. Quanto mais partículas do soluto estiverem presentes na solução, maior é a interação com as moléculas do solvente, menor a tendência de escape das moléculas do líquido para a fase vapor e menor é a pressão de vapor do solvente na solução. A **lei de Raoult** estabelece que, numa dada temperatura, a pressão de vapor do solvente na solução é igual ao produto da sua fração molar pela pressão de vapor do solvente puro.

A umidade relativa do ar

A umidade relativa do ar é a relação entre a quantidade de água existente no ar (umidade absoluta) e a quantidade máxima que poderia haver na mesma temperatura (ponto de saturação). Ela é um dos indicadores usados na meteorologia para se saber como o tempo se comportará (fazer previsões).

Essa umidade presente no ar é decorrente de uma das fases do ciclo hidrológico, o processo de evaporação da água. O vapor de água sobe para a atmosfera e se acumula em forma de nuvens, mas uma parte passa a compor o ar que circula na atmosfera.

Porém, o ar, assim como qualquer outra substância, possui um limite até o qual ele absorve a água (ponto de saturação). Abaixo do ponto de saturação, há o ponto de orvalho (quando a umidade se acumula sob a forma de pequenas gotas ou neblina) e, acima dele, a água se precipita na forma de chuva.

A umidade relativa do ar vai variar de acordo com a temperatura (a 0°C a umidade relativa do ar é de 4,9 g/m³ e a 20°C é de 17,3 g/m³), a presença ou não de florestas ou vegetação, rios e represas (desertos, por exemplo, têm a umidade relativa do ar muito baixa) e, mesmo, a queda da temperatura (orvalho).

Em um deserto, a umidade relativa do ar pode chegar a 15%, sendo que a média mundial é de 60%.

Quando a umidade do ar está muito baixa, ou mesmo, muito alta pode haver problemas, principalmente respiratórios. Com a umidade muito baixa (menos que 30%), as alergias, sinusites, asma e outras doenças tendem a se agravar. Já, quando a umidade relativa do ar é muito alta, podem surgir fungos, mofo, bolores e ácaros.

O curioso é que, mesmo quando a temperatura está baixa (mais ou menos 24°C), se a umidade relativa do ar for muito alta, você sente calor do mesmo jeito, porque o suor evapora de sua pele com mais dificuldade o que faz com que a sensação térmica seja mais alta. Da mesma forma, se estiver muito quente e a umidade relativa do ar muito baixa, você conseguirá suportar até 37°C sem passar mal porque seu suor evaporará mais rápido resfriando seu corpo.

O instrumento usado para medir a umidade relativa do ar é o **higrômetro**. Ele geralmente é feito usando-se sais de lítio que apresentam uma resistência variável de acordo com a quantidade de água absorvida.

Disponível em: <https://www.infoescola.com>. Acesso em: 12 fev. 2018.

★ EBULIOSCOPIA OU EBULIOMETRIA

A **Ebuliometria** estuda a elevação do ponto de ebulição do solvente, provocado pela presença do soluto não volátil dissolvido.

Convém lembrar aqui que a temperatura de ebulição de um líquido é a temperatura na qual a sua pressão de vapor se torna igual à pressão externa. Quando a pressão externa é igual a 1 atm, dizemos que se trata da temperatura normal de ebulição.

Quando o soluto não volátil é dissolvido no solvente volátil, as atrações entre as partículas do soluto e do solvente diminuem a facilidade de escape do solvente para a fase vapor. Assim, para fazer a pressão de vapor do líquido alcançar a pressão atmosférica (para que ele entre em ebulição), a solução deverá ser aquecida acima de 100°C.

A temperatura de ebulição depende da natureza do líquido e da pressão externa.

Quanto menor a pressão externa (acima do líquido):

- Mais fácil é a ebulição;
- Menor é a temperatura de ebulição.

Quanto maior o número de partículas dissolvidas do soluto não volátil, maior o início da temperatura de ebulição da solução.

★ CRIOSCOPIA OU CRIOMETRIA

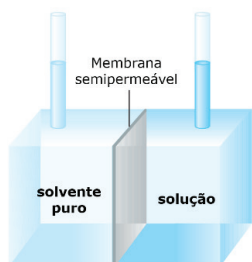
A **Crioscopia** estuda a diminuição da temperatura de solidificação do solvente líquido provocada pelo soluto sólido, não volátil, que está dissolvido. Mais uma vez, as atrações entre as partículas entre soluto e solvente dificultam a aproximação das moléculas do líquido e a conseqüente aglutinação para que ele se solidifique. Assim, para que o solvente possa solidificar, devemos baixar mais a temperatura do sistema. No início, o líquido vai se solidificando, separando-se do soluto. A concentração da solução vai aumentando e a temperatura vai caindo até que, finalmente, o resto do solvente e todo o soluto presente solidificam.

Um pouco de criometria

- as fábricas de sorvete adicionam sal comum à água para poder resfriá-la bem abaixo de 0°C, sem que ela venha a se solidificar; você mesmo poderá misturar gelo picado e sal comum e verificar como a temperatura desce consideravelmente, podendo alcançar até -15oC.
- em países frios, coloca-se sal comum (ou outro sal barato, como cloreto de cálcio) em pontos perigosos de rodovias, durante o inverno rigoroso para evitar o acúmulo de gelo;
- em locais muito frios, durante o inverno, colocam-se algum anticongelante na água do radiador de automóveis para evitar que, durante a noite, com o carro estacionado, a água do radiador congele e danifique o mesmo, além de outras partes do motor (lembramos que a água, ao congelar, aumenta seu volume). Com uma quantidade adequada de anticongelante, a água do radiador pode permanecer na fase líquida até quase 35°C abaixo de zero.

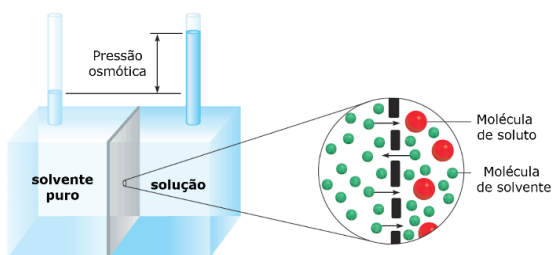
★ **OSMOMETRIA OU OSMOSCOPIA**

A **Osmometria** estuda a passagem do solvente volátil através de uma membrana semipermeável. O soluto não consegue atravessá-la. O solvente pode se encontrar puro num dos lados da membrana, ou mesmo na forma de uma solução diluída. No outro lado da membrana, há uma solução mais concentrada.



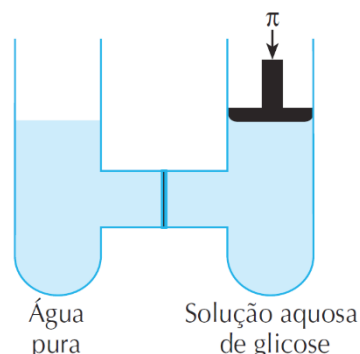
CHANG, R. Química. México: McGrawHill, 2010 (adaptado).

O soluto, como vimos, dificulta a passagem do solvente pela membrana, de modo que há uma diferença de velocidades nos fluxos de entrada e de saída do solvente ao passar pela membrana. Dizemos que a endosmose é a passagem do solvente puro (ou dele, na solução diluída) pela membrana para a solução concentrada. A exosmose é o processo inverso, sendo inicialmente mais lento. Assim, podemos prever que, quanto mais concentrada for a solução em um dos lados, menor é o fluxo de saída do solvente pela membrana. Com o passar do tempo, a solução concentrada vai sofrendo uma diluição gradual e o nível de líquido vai aumentando neste lado da membrana. O desnível criado vai gerando uma pressão hidrostática até se chegar ao ponto onde as velocidades dos dois fluxos ficam iguais. A partir desse momento, o desnível entre os dois lados não se altera mais.



CHANG, R. Química. México: McGrawHill, 2010 (adaptado).

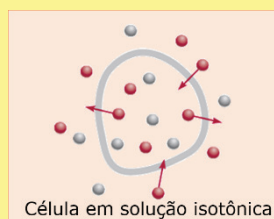
A pressão osmótica é definida como a pressão que deveríamos aplicar sobre a solução concentrada para que não houvesse o desnível que foi observado entre os dois lados. De um modo simples, chamamos essa pressão de **Pressão Osmótica** da solução.



PERUZZO, F. M. CANTO, E. L. Química na abordagem do cotidiano. São Paulo: Moderna, 2003.

Quando comparamos as pressões osmóticas π_A e π_B de duas soluções numa mesma temperatura, podemos classificá-las em:

- $\pi_A = \pi_B \rightarrow$ soluções isotônicas
- $\pi_A > \pi_B \rightarrow$ solução hipertônica
- $\pi_A < \pi_B \rightarrow$ A solução B é hipertônica em relação a solução A



Célula em solução isotônica



Célula em solução hipertônica



Célula em solução hipotônica

Células em diferentes meios. As bolinhas cinzas representam partículas do soluto e as bolinhas vermelhas as partículas do solvente.

CHANG, R. Química. México: McGrawHill, 2010 (adaptado).

Mostramos até aqui a discussão qualitativa das propriedades coligativas das soluções. Não esqueça que a solução contém um soluto não volátil (sal, açúcar, hidróxido, ácido fixo etc.) dissolvido num solvente volátil, como a água. Infelizmente, a parte quantitativa do assunto não é cobrada nas provas do Enem. No caso de o estudante pretender realizar outros vestibulares, sugerimos que solicite ao professor a complementação dos cálculos, embora também não seja muito exigido nesses vestibulares.

REVISÃO NA PLATAFORMA

AULAS 08

2 FÍSICO-QUÍMICA
2.2 Propriedades coligativas

APOSTILAS: 1 resumo + 20 questões

EXERCÍCIOS ONLINE: 30 questões

CAIU NO ENEM: 04 questões

CAIU NA CONSULTEC + STRIX: 16 questões

QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 01

O que é propriedade coligativa de uma solução? Dê exemplos de quatro propriedades coligativas e fazer um resumo sobre cada uma delas.

QUESTÃO 02

Quando se estudam as propriedades coligativas das soluções, as unidades químicas de concentração preferidas são aquelas que não dependem do volume da solução. Indicar entre as unidades a seguir, quais são aquelas que satisfazem essa exigência.

- Molaridade.
- Molalidade.
- Fração molar do soluto.
- % (m/m).
- % (m/v).
- % (v/v).

QUESTÃO 03

Considere que cinco soluções aquosas foram preparadas contendo açúcar comum, adicionando um número "X" de colheres de açúcar.

À medida que "X" aumenta, o que acontece com

- pressão de vapor do solvente?
- início de temperatura de ebulição da solução?
- início do ponto de congelamento da solução?
- pressão osmótica da solução?

QUESTÃO 04

Considere que cinco soluções aquosas foram preparadas com a mesma concentração molar de diferentes solutos. Indique qual desses solutos provocaria uma menor pressão de vapor da água na solução aquosa.

Qual dos solutos a seguir provoca um maior efeito coligativo? Justifique a sua resposta.

- glicose.
- sacarose.
- cloreto de sódio.
- nitrato de cálcio.

QUESTÃO 05

Julgue os itens abaixo e justifique as respostas:
Ao estudar as propriedades coligativas das soluções aquosas de sacarose, um estudante percebeu que quanto maior for a temperatura de início da ebulição...

- maior é o início do ponto de congelamento.
- menor é a pressão osmótica.
- menor é a pressão de vapor do solvente na solução.