



Fórmula da
Química

MÓDULO 16

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

As propriedades que estudaremos a seguir são o abaixamento da pressão de vapor do solvente, a elevação do ponto de ebulição (elevação ebulioscópica), o abaixamento do ponto de congelamento (abaixamento crioscópico) e a pressão osmótica, todas provocadas pela presença de um soluto no solvente. Nas soluções diluídas, estas propriedades dependem, exclusivamente, do número de partículas do soluto presentes, e não da natureza química das partículas. Por isso, são denominadas propriedades coligativas (que dependem de conjunto, não do indivíduo).

Vamos admitir, na exposição seguinte, que o soluto não seja volátil e não contribui para o vapor da solução. Admitiremos também que o soluto não dissolve no solvente sólido, ou seja, que o solvente puro se separa quando a solução é congelada. Esta hipótese é bastante severa, embora correta para muitas misturas; é possível operar algebricamente sem ela.

ASPECTO COMUM ÀS PROPRIEDADES COLIGATIVAS

Todas as propriedades coligativas provêm do abaixamento do potencial químico do solvente líquido provocado pela presença do soluto. Isso provoca a elevação da temperatura do equilíbrio líquido-vapor e o abaixamento da temperatura de equilíbrio sólido-líquido.

O potencial químico de uma substância numa mistura é a contribuição desta substância à energia livre de Gibbs total da mistura. A energia de Gibbs (G) é definida como:

$$G = H - TS$$

Em que H é a entalpia, T a temperatura expressa em Kelvin e S representa a entropia.

A origem molecular do abaixamento do potencial químico do solvente não é a energia de interação das partículas do soluto e do solvente, pois o abaixamento ocorre também nas soluções ideais (cuja entalpia de mistura é nula). Se não é um efeito entálpico, deve ser um efeito entrópico.

O solvente líquido puro tem uma entropia que reflete a desordem de suas moléculas. Sua pressão de vapor reflete a tendência de a solução atingir maior entropia, formando um gás mais desordenado.

Na presença de um soluto, há uma contribuição extra à entropia do líquido, mesmo na solução ideal. Como a entropia do líquido na solução fica maior do que a entropia do líquido puro, a tendência à formação de gás fica reduzida. O efeito da presença do soluto aparece, então, como pressão de vapor mais baixa e, portanto ponto de ebulição mais alto.

Analogamente, a maior desordem da solução se opõe à tendência ao congelamento. Então, é preciso atingir uma temperatura mais baixa para que se consiga o equilíbrio entre o sólido e a solução. O ponto de congelamento, por isso, fica mais baixo.

O ABAIXAMENTO DA PRESSÃO DE VAPOR DO SOLVENTE PROVOCADO PELA DISSOLUÇÃO DE UM SOLUTO NÃO VOLÁTIL

Quando se dissolve uma substância não volátil num solvente, a pressão de vapor da solução é inferior à do solvente puro. Representa-se o abaixamento relativo da pressão de vapor pela expressão:

$$\frac{p_0 - p}{p_0}$$

Onde P_0 é a pressão de vapor do solvente puro e P a pressão de vapor da solução.

Em 1887, Raoult demonstrou experimentalmente que:

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = \frac{n_2}{n_2 + n_1}$$

Onde n_1 é a quantidade de matéria do solvente e n_2 a quantidade de substância do soluto.

Para o caso de soluções diluídas em que $n_1 \gg n_2$, $n_1 + n_2$ é aproximadamente igual a n_1 . Logo,

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = \frac{n_2}{n_1}$$

O abaixamento relativo da pressão de vapor será assim proporcional a n_2 para uma série de soluções diluídas do mesmo soluto, desde que $1/n$ seja constante. A lei de Raoult estabelece que o abaixamento relativo da pressão de vapor do solvente é proporcional à fração molar do solvente na solução.

Pode-se determinar o abaixamento da pressão de vapor do solvente assim:

- $\Delta P/p^\circ = Kt.W$ (para solutos não eletrólitos)
- $\Delta P/p^\circ = Kt.W.i$ (para solutos eletrólitos)

Em que Kt é a massa molar do solvente dividida por 1000; W é a molalidade da solução (a quantidade de matéria do soluto em mol dividida pela massa do solvente em quilos) e i é o fator de Van't Hoff expresso por:

$$i = 1 + \alpha(q - 1)$$

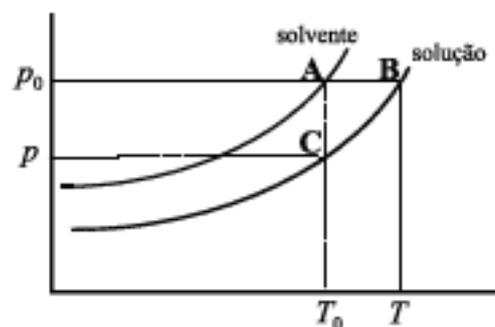
Em que α é o grau de dissociação do soluto e q é o número de íons formados por fórmula.

A lei de Raoult fornece dois métodos para o cálculo aproximado da massa molecular de uma substância: o método ebulioscópico, de que se falará mais em pormenor, e o método crioscópico.

A ELEVAÇÃO DA TEMPERATURA DE EBULIÇÃO DO SOLVENTE PROVOCADO PELA DISSOLUÇÃO DE UM SOLUTO NÃO VOLÁTIL

Uma consequência imediata do abaixamento provocado na pressão de vapor de um solvente por uma substância não-volátil que nele se dissolva, é elevar-se a temperatura de ebulição desse solvente, por efeito da adição do soluto. Por outras palavras, a temperatura T à qual a pressão de vapor da solução iguala a pressão atmosférica, é mais elevada do que a temperatura T_0 de ebulição do solvente puro, para a mesma pressão exterior.

Na proximidade da temperatura de ebulição, as curvas $p(T)$ do solvente e da solução são praticamente paralela uma à outra. Então:



Isto é, a elevação da temperatura de ebulição (ΔT) é proporcional ao abaixamento da pressão de vapor do solvente,

O valor da elevação da temperatura de ebulição do solvente depende das propriedades do solvente, e as maiores elevações ocorrerão com solventes que têm pontos de ebulição elevados.

Nas aplicações práticas, esse efeito coligativo é determinado assim:

- $\Delta T = Ke.W$ (para solutos não eletrólitos)
- $\Delta T = Ke.W.i$ (para solutos eletrólitos)

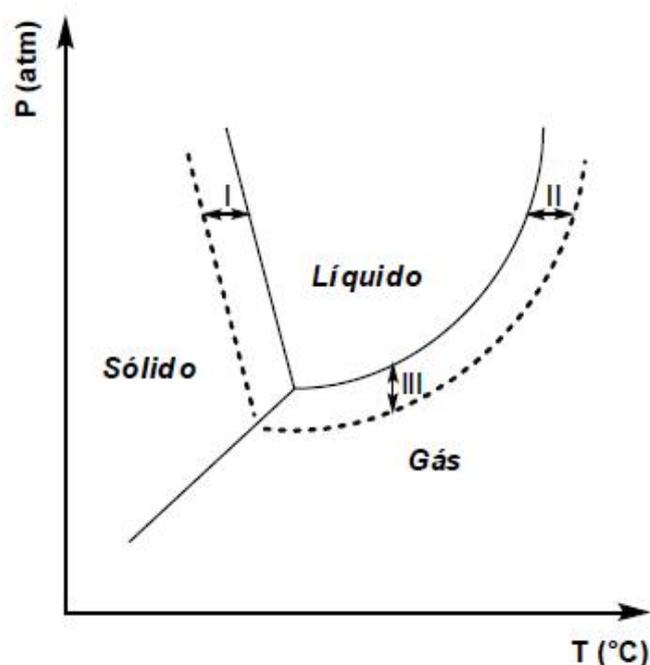
Em que Ke é a constante ebulioscópica do solvente:

$$Ke = RT^2/1000.Lv$$

Onde R é constante universal dos gases; T é a temperatura de ebulição normal do solvente puro e Lv é a calor latente de vaporização do solvente puro.

Observe que a constante ebulioscópica depende fortemente da temperatura de ebulição do solvente puro. Isso quer dizer que quanto mais volátil for o solvente, menor é o abaixamento do potencial químico e menor é a elevação da temperatura de ebulição do solvente puro.

Observe o fenômeno da elevação da temperatura de ebulição da água provocado pela dissolução de um soluto não volátil através do diagrama de fases da água:



ABAIXAMENTO DA TEMPERATURA DE CONGELAÇÃO DO SOLVENTE PROVOCADO PELA DISSOLUÇÃO DE UM SOLUTO VOLÁTIL OU NÃO VOLÁTIL

O equilíbrio heterogêneo que agora interessa é entre o solvente puro, sólido, e a solução com o soluto. A presença do soluto abaixa a temperatura desse equilíbrio e, portanto, abaixa a temperatura de congelação do solvente.

Os abaixamentos maiores observam-se com solventes que têm entalpias de fusão baixas e pontos de fusão elevados. Quando a solução é diluída, é comum escrever-se a equação do efeito coligativo na forma

- $\Delta T = K_c \cdot W$ (para solutos não eletrólitos)
- $\Delta T = K_c \cdot W \cdot i$ (para solutos eletrólitos)

Em que K_c é a constante crioscópica do solvente.

Sendo conhecida a constante crioscópica, o abaixamento crioscópico pode ser aproveitado para medir a massa molar do soluto em solução; esta técnica é a crioscopia. Nos dias de hoje, tem interesse pouco maior de que o histórico.

Observe a variação de temperatura de solidificação da água pura e em solução através do diagrama da fases acima.

A TÉCNICA DA CRIOSCOPIA APLICADA NO CONTROLE DE QUALIDADE DO LEITE

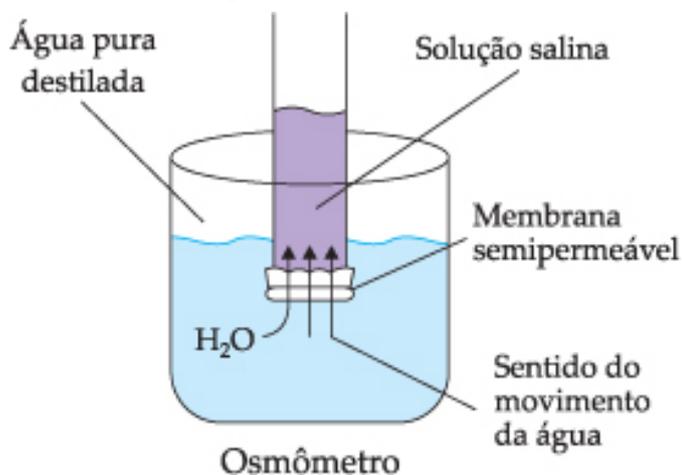
A temperatura de congelamento do leite é mais baixa do que a da água devido ao efeito das substâncias dissolvidas no leite, principalmente a lactose e os sais minerais. O índice crioscópico ou crioscopia é a medida do ponto de congelamento do leite ou da depressão do ponto de congelamento do leite em relação ao da água. O ponto de congelamento máximo do leite aceito pela legislação brasileira é $-0,512^\circ\text{C}$. Como essa é uma das características físicas mais constantes do leite, é usada para detectar adulteração do leite com água. Quando se adiciona água ao leite, o ponto de congelamento aumenta em direção ao ponto de congelamento da água (0°C).

O ponto de congelamento do leite dos animais da mesma espécie pode apresentar ligeira variação, mas o de um conjunto de animais tenderá sempre a se aproximar do valor médio. Alguns fatores podem levar a variações na concentração de vários dos constituintes do leite. Entre esses, citam-se: estação do ano, idade, estado de saúde e raça das vacas, acesso à água, alimentação, temperatura ambiente, hora da ordenha (ex. manhã ou ao entardecer). Mas as diferenças não chegam a causar alterações no ponto de congelamento do leite. A determinação de fraude no leite por adição de água é a aplicação mais usual da crioscopia em laticínios. O teste é realizado em um aparelho denominado crioscópio, no qual a amostra do leite é congelada e o ponto de congelamento é lido em um termômetro muito preciso. A determinação de fraude no leite por adição de água é a aplicação mais usual da crioscopia em laticínios. O teste é realizado em um aparelho denominado crioscópio, no qual a amostra do leite é congelada e o ponto de congelamento é lido em um termômetro muito preciso.

OSMOSE

A osmose (do grego “empurrão”) é o fenômeno espontâneo da passagem do solvente puro para uma solução que está dele separada por uma membrana semipermeável, isto é, por uma membrana permeável ao solvente mas não ao soluto. A pressão osmótica, é a pressão que deve ser aplicada à solução para impedir a passagem do solvente através da membrana semipermeável. Exemplo entre os mais importantes de osmose é o transporte de fluidos através das membranas das células do organismo. O fenômeno também é a base da osmometria, determinação da massa molar pela pressão osmótica. Esta técnica é bastante usada na determinação das massas molares de macromoléculas (proteínas e polímeros sintéticos).

Observe o esquema de um osmômetro:



Por osmose, a água entra na solução fazendo subir o nível líquido no tubo de vidro. Como no recipiente há água destilada, a concentração de partículas na solução será sempre maior que fora do tubo de vidro. Todavia, quando o peso da coluna líquida dentro do tubo de vidro for igual à força osmótica, o fluxo de água cessa. Conclui-se, então, que a pressão osmótica da solução é igual à pressão hidrostática exercida pela coluna líquida.

A análise termodinâmica da osmose baseia-se na igualdade do potencial químico do solvente nos dois lados da membrana semipermeável, uma vez tenha sido atingido o equilíbrio. Essa igualdade leva à equação de van't Hoff, para a pressão osmótica de soluções diluídas:

$$\pi = []RT \text{ (para soluto não eletrólito)}$$

$$\pi = []RT.i \text{ (para soluto eletrólito)}$$

Em que [] representa a concentração mol/L do soluto na solução, R é constante universal dos gases, T é a temperatura em Kelvin e i representa o fator de correção de van't Hoff.

OSMOSE INVERSA

Osmose Inversa, também chamada de Osmose Reversa, é o processo de separação em que se separa um líquido (solvente) de uma outra matéria que estava misturada com ele (soluto), mesmo que a sua massa molecular seja muito baixa.

Essa separação é feita através de uma membrana que é permeável ao solvente, mas que é impermeável ao soluto. No entanto, essa separação apenas é realizada quando é aplicada uma grande pressão sobre essa mistura, contrariando assim o fluxo natural da osmose.

Por esse motivo dá-se o nome a este processo de osmose inversa.

Na osmose inversa, a membrana retém partículas de baixa massa molecular como sais ou moléculas orgânicas simples. A pressão osmótica exercida pelas soluções deverá ser proporcional à concentração de materiais solutos. Assim, para exista uma boa produção de permeado, a diferença de pressão hidrostática exercida na membrana tem que ser muito elevada. Por exemplo, para a água a pressão deve variar entre os 3 e os 100 atm.

PRINCIPAIS APLICAÇÕES DA OSMOSE INVERSA

Existem diversos usos para a osmose inversa, mas estes estão sempre relacionados com a separação de ions. Seguem-se alguns exemplos:

- **Dessalinização:** Através da osmose inversa, é possível tratar a água do mar de modo a que esta possa ser usada para consumo humano. A membrana da Osmose Inversa consegue reduzir a concentração de sal na água de 35 gramas por litro para 0,35 gramas por litro.
- **Irrigação:** Visto que a água utilizada para a agricultura é retirada de rios ou poços, quando os níveis de sais minerais é excessivo, estes tornam-se nocivos para as plantações, de modo que a osmose inversa apresenta-se como uma das soluções mais viáveis em sentido económico.



QUESTÕES DE REVISÃO



- **Líquido para Caldeiras:** Nos sistemas de refrigeração de caldeiras, a água para circulação precisa ser muito puravista que a evaporação da água faz com que os sais presentes no líquido se acumulem nas paredes dos tubos, o que faz com que a transferência de calor seja reduzida e, conseqüentemente, aumenta o consumo de combustível e o risco de explosão. Assim, o sistema mais utilizado para estas situações é o tratamento de água através de sistemas de osmose inversa.
- **Utilização Hospitalar e Farmacêutica:** Para a produção de produtos químicos, os hospitais e os laboratórios farmacêuticos costumam utilizar os sistemas de tratamento por Osmose Inversa para garantir que os seus produtos têm um elevado grau de pureza. Até mesmo os processos de hemodiálise costumam ser alimentados com água tratada por Osmose Inversa (desmineralizada ou destilada).
- **Produção de concentrados de sumo, proteínas e vinho para a indústria alimentícia:** É retirada grande parte da água existente no sumo e nos vinhos, produzindo os resultados pretendidos através da utilização dos solutos retirados.
- **Uso doméstico:** Atualmente existem muitas empresas que desenvolvem filtros de água com osmose inversa para consumo doméstico.

VANTAGENS E DESVANTAGENS DA OSMOSE INVERSA

Em comparação com os processos de troca iônica, a osmose inversa apresenta a vantagem de não ser necessária a etapa de regeneração, sendo que esse processo, além de interromper a produção, também consome uma quantidade considerável de produtos químicos.

Mas, também existem algumas desvantagens, sendo a principal o fato de se gerar de um fluxo de líquidos rejeitados, tendo estes elevadas concentrações de sais minerais;

1. (UNESP - 2007)

O nível de glicose no sangue de um indivíduo sadio varia entre 0,06 e 0,11% em massa. Em indivíduos diabéticos, a passagem da glicose para o interior da célula, através de sua membrana, é dificultada, e o nível de glicose em seu exterior aumenta, podendo atingir valores acima de 0,16%. Uma das conseqüências desta disfunção é o aumento do volume de urina excretada pelo paciente. Identifique o fenômeno físico-químico associado a esse fato e explique por que ocorre o aumento do volume de urina.

2. (ENEM - 2010)

Sob pressão normal (ao nível do mar), a água entra em ebulição à temperatura de 100°C. Tendo por base essa informação, um garoto residente em uma cidade litorânea fez a seguinte experiência:

- Colocou uma caneca metálica contendo água no fogareiro do fogão de sua casa.
- Quando a água começou a ferver, encostou cuidadosamente a extremidade mais estreita de uma seringa de injeção, desprovida de agulha, na superfície do líquido e, erguendo o êmbolo da seringa, aspirou certa quantidade de água para seu interior, tapando-a em seguida
- Verificando após alguns instantes que a água da seringa havia parado de ferver, ele ergueu o êmbolo da seringa, constatando, intrigado, que a água voltou a ferver após um pequeno deslocamento do êmbolo.

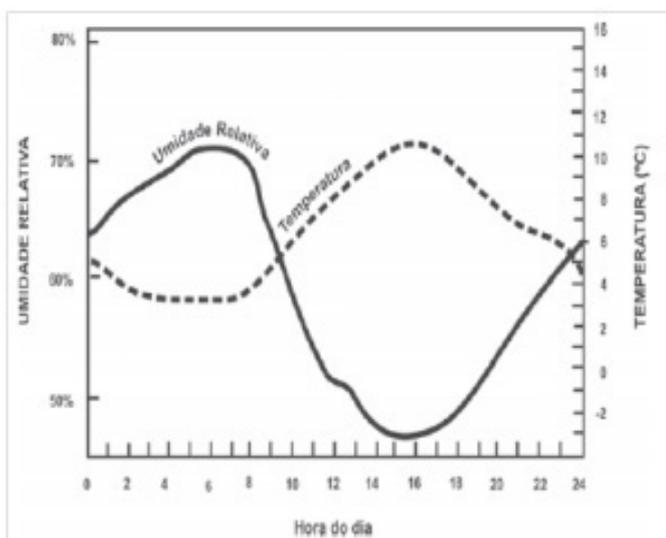
Considerando o procedimento anterior, a água volta a ferver porque esse deslocamento

- permite a entrada de calor do ambiente externo para o interior da seringa.
- provoca, por atrito, um aquecimento da água contida na seringa.
- produz um aumento de volume que aumenta o ponto de ebulição da água.
- proporciona uma queda de pressão no interior da seringa que diminui o ponto de ebulição da água.
- possibilita uma diminuição da densidade da água que facilita sua ebulição.



3. (ENEM - 2009)

Umidade relativa do ar é o termo usado para descrever a quantidade de vapor de água contido na atmosfera. Ela é definida pela razão entre o conteúdo real de umidade de uma parcela de ar e a quantidade de umidade que a mesma parcela de ar pode armazenar na mesma temperatura e pressão quando está saturada de vapor, isto é, com 100% de umidade relativa. O gráfico representa a relação entre a umidade relativa do ar e sua temperatura ao longo de um período de 24 horas em um determinado local.



Considerando-se as informações do texto e do gráfico, conclui-se que

- A) a insolação é um fator que provoca variação da umidade relativa do ar.
- B) o ar vai adquirindo maior quantidade de vapor de água à medida que se aquece.
- C) a presença de umidade relativa do ar é diretamente proporcional à temperatura do ar.
- D) a umidade relativa do ar indica, em termos absolutos, a quantidade de vapor de água existente na atmosfera.
- E) a variação da umidade do ar se verifica no verão, e não no inverno, quando as temperaturas permanecem baixas.

4. (ENEM - 2012)

Osmose é um processo espontâneo que ocorre em todos os organismos vivos e é essencial à manutenção da vida. Uma solução 0,15 mol/L de NaCl (cloreto de sódio) possui a mesma pressão osmótica das soluções presentes nas células humanas. A imersão de uma célula humana em uma solução 0,20 mol/L de NaCl tem, como consequência, a

- A) adsorção de íons Na^+ sobre a superfície da célula.
- B) difusão rápida de íons Na^+ para o interior da célula.
- C) diminuição da concentração das soluções presentes na célula.
- D) transferência de íons Na^+ da célula para a solução.
- E) transferência de moléculas de água do interior da célula para a solução.

5. Considere as seguintes soluções aquosas:

Solução A = contém 0,10 mol de NaCl por 1000 g de solvente

Solução B = contém 0,10 mol de sacarose por 1000 g de solvente

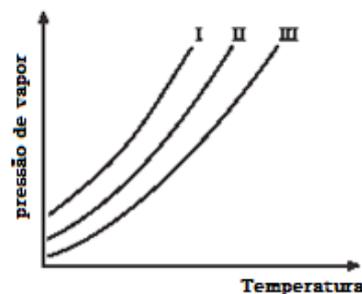
Solução C = contém 0,080 mol de CaCl_2 por 1000 g de solvente.

Assinale a opção na qual estas soluções estão citadas em ordem crescente de ponto de ebulição

- A) A, B, C
- B) A, C, B
- C) B, A, C
- D) B, C, A
- E) C, A, B

6. (UFSCAR - 2005)

As curvas de pressão de vapor, em função da temperatura, para um solvente puro, uma solução concentrada e uma solução diluída são apresentadas na figura a seguir.



Considerando que as soluções foram preparadas com o mesmo soluto não volátil, pode-se afirmar que as curvas do solvente puro, da solução concentrada e da solução diluída são, respectivamente,

- A) I, II e III.
- B) I, III e II.
- C) II, III e I.
- D) II, I e III.
- E) III, II e I.



7. (UNIVESP - 2010)

A volatilidade de líquidos pode ser estudada em um experimento, no qual se utilizam dois termômetros. O primeiro, mede a temperatura T_1 do ambiente em que ocorre o experimento. O segundo, tem o bulbo recoberto de gaze umedecida com o líquido a ser analisado e indica a temperatura T_2 . O experimento foi realizado em um dia de baixa umidade relativa do ar, obtendo-se os seguintes resultados:

Líquido	T_1 (°C)	T_2 (°C)
Água	24,0	22,5
Etanol	24,2	21,0
Éter dietílico	24,1	19,3

Com base nos dados apresentados na tabela, a ordem crescente de volatilidade dos líquidos analisados é:

- A) Água, etanol, éter dietílico.
- B) Água, éter dietílico, etanol.
- C) Etanol, água, éter dietílico.
- D) Éter dietílico, água, etanol.
- E) Éter dietílico, etanol, água.

8. (FUVEST - 2014)

A adição de um soluto à água altera a temperatura de ebulição desse solvente. Para quantificar essa variação em função da concentração e da natureza do soluto, foram feitos experimentos, cujos resultados são apresentados abaixo. Analisando a tabela, observa-se que a variação de temperatura de ebulição é função da concentração de moléculas ou íons de soluto dispersos na solução.

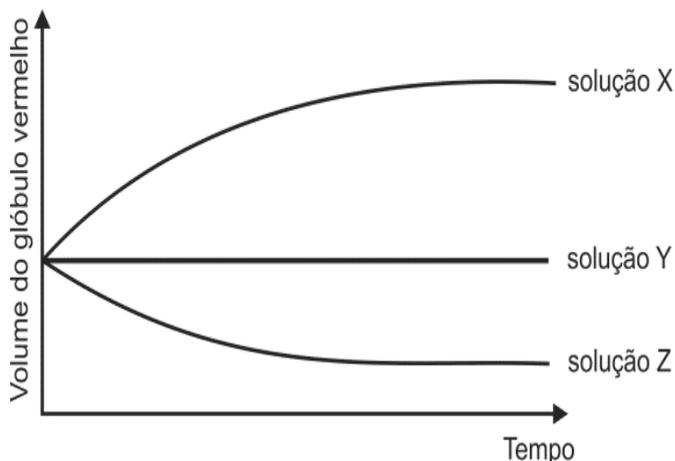
Volume de água (L)	Soluto	Quantidade de matéria de soluto (mol)	Temperatura de ebulição (°C)
1	-	-	100,00
1	NaCl	0,5	100,50
1	NaCl	1,0	101,00
1	sacarose	0,5	100,25
1	CaCl ₂	0,5	100,75

Dois novos experimentos foram realizados, adicionando-se 1,0 mol de Na₂SO₄ a 1L de água (experimento A) e 1,0 mol de glicose a 0,5L de água (experimento B). Considere que os resultados desses novos experimentos tenham sido consistentes com os experimentos descritos na tabela. Assim sendo, as temperaturas de ebulição da água, em °C, nas soluções dos experimentos A e B, foram, respectivamente, de

- a) 100,25 e 100,25.
- b) 100,75 e 100,25.
- c) 100,75 e 100,50.
- d) 101,50 e 101,00.
- e) 101,50 e 100,50.

9. (FUVEST - 2013)

A porcentagem em massa de sais no sangue é de aproximadamente 0,9%. Em um experimento, alguns glóbulos vermelhos de uma amostra de sangue foram coletados e separados em três grupos. Foram preparadas três soluções, identificadas por X, Y e Z, cada qual com uma diferente concentração salina. A cada uma dessas soluções foi adicionado um grupo de glóbulos vermelhos. Para cada solução, acompanhou-se, ao longo do tempo, o volume de um glóbulo vermelho, como mostra o gráfico



Com base nos resultados desse experimento, é correto afirmar que

- A) a porcentagem em massa de sal, na solução Z, é menor do que 0,9%.
- B) a porcentagem em massa de sal é maior na solução Y do que na solução X.
- C) a solução Y e a água destilada são isotônicas.
- D) a solução X e o sangue são isotônicos.
- E) a adição de mais sal à solução Z fará com que ela e a solução X fiquem isotônicas.

10. (UNESP - 2007)

Estudos comprovam que o Mar Morto vem perdendo água há milhares de anos e que esse processo pode ser acelerado com o aquecimento global, podendo, inclusive, secar em algumas décadas. Com relação a esse processo de perda de água, foram feitas as seguintes afirmações:

- I. a concentração de NaCl irá diminuir na mesma proporção da perda de água;
- II. a condutividade da água aumentará gradativamente ao longo do processo;
- III. a densidade da água, que hoje é bastante alta, irá diminuir com o tempo;
- IV. o ponto de ebulição da água irá aumentar gradativamente.



Está correto o contido apenas em

- A) I.
- B) III.
- C) I e III.
- D) II e III.
- E) II e IV.

11. (FUVEST - 2011)

Um laboratório químico descartou um frasco de éter, sem perceber que, em seu interior, havia ainda um resíduo de 7,4 g de éter, parte no estado líquido, parte no estado gasoso. Esse frasco, de 0,8 L de volume, fechado hermeticamente, foi deixado sob o sol e, após um certo tempo, atingiu a temperatura de equilíbrio $T = 37\text{ }^\circ\text{C}$, valor acima da temperatura de ebulição do éter. Se todo o éter no estado líquido tivesse evaporado, a pressão dentro do frasco seria

NOTE E ADOTE

No interior do frasco descartado havia apenas éter.

Massa molar do éter = 74 g

$K = ^\circ\text{C} + 273$

R (constante universal dos gases) = 0,08 atm.L/(mol.K)

- A) 0,37 atm.
- B) 1,0 atm.
- C) 2,5 atm.
- D) 3,1 atm.
- E) 5,9 atm.

12. (FÓRMULA DA QUÍMICA)

Considere as soluções aquosas de concentrações mol.L^{-1} , e mantidas nas mesmas condições de temperatura e pressão:

. solução I: sulfato de alumínio - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

. solução II: cloreto de sódio - NaCl

. solução III: glicose - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

. solução IV: cloreto férrico - FeCl_3

Em relação às soluções,

A)INDIQUE a solução de menor temperatura de início de solidificação do solvente.

B)ESCREVA a ordem crescente de temperatura de início de ebulição das soluções

C) EXPLIQUE por que a dissolução de um soluto não-volátil a água provoca o abaixamento da pressão de seu vapor em um sistema fechado e mantido a temperatura constante.

13. (FÓRMULA DA QUÍMICA)

Dois béqueres são colocados em uma caixa fechada a 25°C . Um béquer contém 20,0 mililitros de solução aquosa de $0,060\text{ mol.L}^{-1}$ de um não eletrólito não volátil. O outro béquer contém 20,0 mililitros de uma solução aquosa de $0,040\text{ mol.L}^{-1}$ de cloreto de sódio. O vapor de água das duas soluções atinge o equilíbrio. Em qual béquer o nível da solução aumenta e em qual diminuiu? Justifique sua resposta.

14. (UNICAMP)

Evidências experimentais mostram que somos capazes, em média, de segurar por um certo tempo um frasco que esteja a uma temperatura de 60°C , sem nos queimarmos. Suponha uma situação em que dois béqueres contendo cada um deles um líquido diferente (X e Y) tenham sido colocados sobre uma chapa elétrica de aquecimento, que está à temperatura de 100°C . A temperatura normal de ebulição do líquido X é de 50°C e a do líquido Y é 120°C .

A)Após certo tempo de contato com essa chapa, qual dos frascos poderá ser tocado com a mão sem que se corra o risco de sofrer queimadura? Justifique a sua resposta.

B)Se a cada um desses frascos for adicionada quantidade igual de um soluto não volátil, mantendo-se a chapa de aquecimento a 100°C , o que acontecerá com a temperatura de cada uma dos líquidos? Explique.



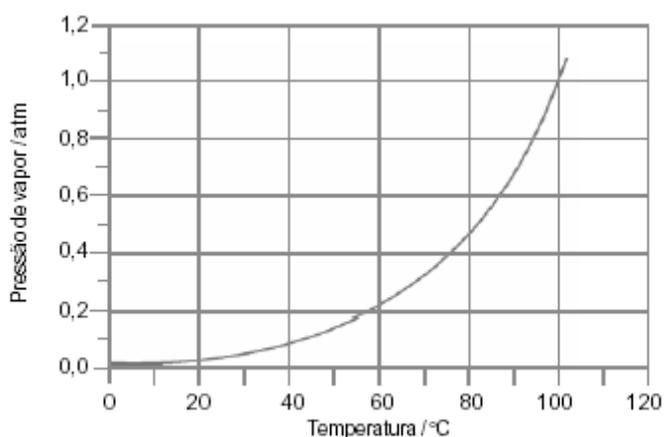
15. (FÓRMULA DA QUÍMICA)

A temperatura de congelamento do leite é mais baixa do que a da água devido ao efeito das substâncias dissolvidas no leite, principalmente a lactose e os sais minerais. O índice crioscópico ou crioscopia é a medida do ponto de congelamento do leite ou da depressão do ponto de congelamento do leite em relação ao da água. O ponto de congelamento máximo do leite aceito pela legislação brasileira é $-0,512^{\circ}\text{C}$. Como essa é uma das características físicas mais constantes do leite, é usada para detectar adulteração do leite com água. O teste é realizado em um aparelho denominado crioscópio, no qual a amostra do leite é congelada e o ponto de congelamento é lido em um termômetro muito preciso. Em relação à aplicação dos efeitos crioscópicos em laticínios, responda:

O ponto de congelamento do leite adulterado mediante adição de água é menor, igual ou maior a $-0,512^{\circ}\text{C}$? Justifique a resposta.

16. (UFMG - 2002)

Este gráfico apresenta a curva da variação da pressão de vapor da água pura em função da temperatura:

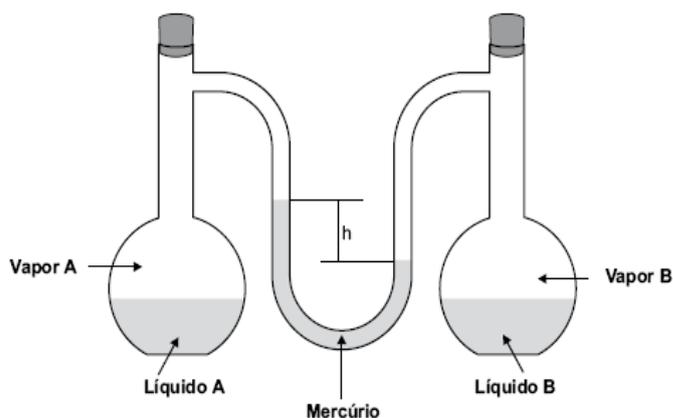


1. Usando uma linha tracejada (-----), REPRESENTE, nesse gráfico, a curva semiquantitativa que mostra a variação da pressão de vapor de uma solução aquosa de glicose, de concentração 0,1 mol/L, em função da temperatura. JUSTIFIQUE o comportamento dessa solução em relação ao da água pura.

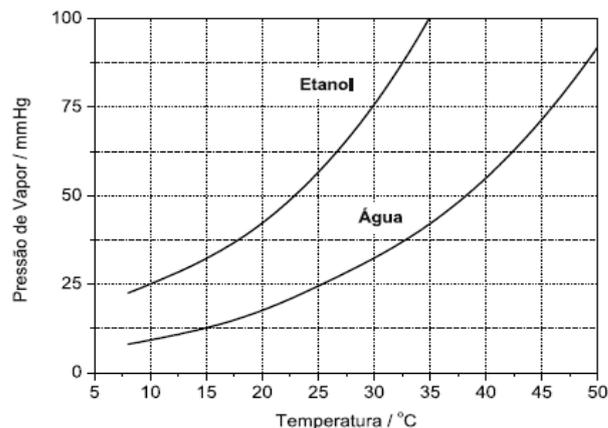
2. Usando uma linha cheia, REPRESENTE, nesse mesmo gráfico, a curva semiquantitativa que mostra a variação da pressão de vapor de uma solução aquosa de cloreto de sódio, de concentração 0,1 mol/L (a mesma da solução de glicose do item 1 desta questão), em função da temperatura. JUSTIFIQUE o comportamento dessa solução em relação ao da solução de glicose.

17. (UFMG - 2009)

Dois balões de vidro contêm, cada um, um líquido A e B em equilíbrio com seus respectivos vapores. Esses balões são interligados por um tubo na forma de U, preenchido parcialmente com mercúrio, conforme mostrado nesta figura:



A montagem representada nessa figura permite, a partir da altura h do desnível observado na coluna de mercúrio, comparar-se a pressão do vapor dos dois líquidos. Nesse experimento, os dois líquidos são água e etanol e ambos estão à temperatura de 25°C . Agora, analise este gráfico, em que está representada a pressão de vapor desses dois líquidos, em mmHg, em função da temperatura:





1. Considere o desnível entre as colunas de mercúrio e as informações contidas nesse gráfico.

A) Assinalando com um X a quadrícula correspondente, INDIQUE se o etanol é o líquido A ou o líquido B.

O etanol é o líquido A. B.

B) CALCULE a altura h , em mm, do desnível entre as colunas de mercúrio.

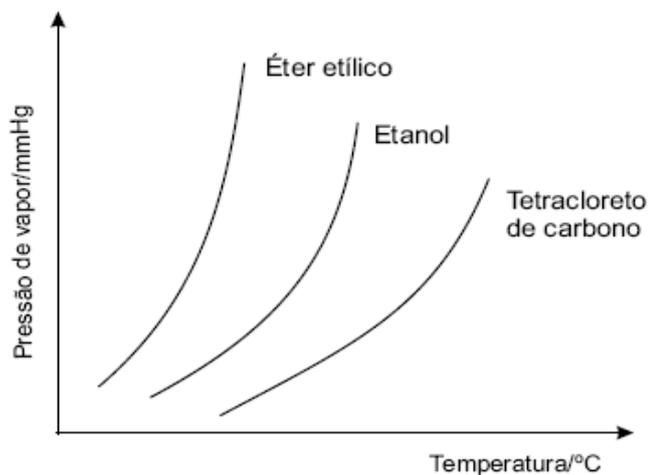
(Deixe seus cálculos indicados, explicitando, assim, seu raciocínio.)

3. Considere que, nesse experimento, a água é mantida à temperatura de 25°C . INDIQUE qual deve ser a temperatura do etanol para que não mais se observe desnível na coluna de mercúrio.

Nas condições descritas, a temperatura do etanol deve ser de $\text{ ____ }^\circ\text{C}$.

18. (UFMG - 2009)

Analise este gráfico, em que estão representadas as curvas de pressão de vapor em função da temperatura para três solventes orgânicos: éter etílico, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$, etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, e tetracloreto de carbono, CCl_4 :

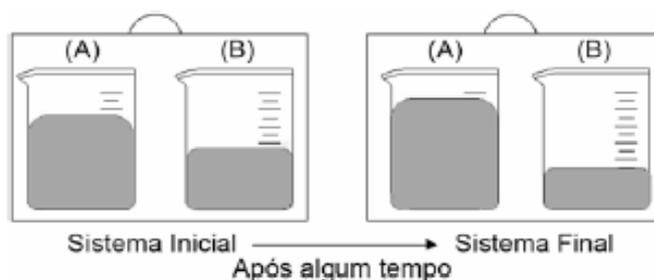


A partir da análise desse gráfico, é CORRETO afirmar que

- A) o CCl_4 apresenta maior pressão de vapor.
- B) o CCl_4 apresenta menor temperatura de ebulição.
- C) o etanol apresenta interações intermoleculares mais fortes.
- D) o éter etílico apresenta maior volatilidade.

19. (UEL - 2005)

A figura a seguir mostra dois conjuntos com dois béqueres (A) e (B) com soluções aquosas de mesmo soluto não volátil, porém de concentrações diferentes. Os béqueres estão colocados em um recipiente fechado. Após algum tempo, o sistema atinge o equilíbrio (sistema final) e observa-se que o nível da solução contida no béquer (A) aumentou e o nível da solução contida no béquer (B) diminuiu.



Com base na figura, considere as afirmativas a seguir.

- I. No início, a pressão de vapor da água no béquer (B) é maior que a pressão de vapor da água no béquer (A).
 - II. Inicialmente a solução no béquer (B) está mais diluída que a solução no béquer (A).
 - III. A água é transferida, como vapor, da solução mais concentrada para a solução mais diluída.
 - IV. A pressão de vapor da água nos béqueres (A) e (B) é menor que a pressão de vapor da água pura.
- Estão corretas apenas as afirmativas:

- A) I e II.
- B) II e III.
- C) II e IV.
- D) I, II e IV.
- E) II, III e IV.

20. (FASEH - 2015)

Três compostos iônicos (AgNO_3 , MgCl_2 e Na_2CO_3) foram preparados nas seguintes condições: 1g do soluto dissolvido em 200 g de água.

Considerando que os sólidos foram totalmente dissolvidos, é CORRETO afirmar que a pressão de vapor das soluções, em ordem crescente, é:

- A) $\text{AgNO}_3 < \text{MgCl}_2 < \text{Na}_2\text{CO}_3$
- B) $\text{MgCl}_2 < \text{Na}_2\text{CO}_3 < \text{AgNO}_3$
- C) $\text{Na}_2\text{CO}_3 < \text{AgNO}_3 < \text{MgCl}_2$
- D) $\text{MgCl}_2 < \text{AgNO}_3 < \text{Na}_2\text{CO}_3$



21. (ITA - 2005)

Dois frascos abertos, um contendo água pura líquida (frasco A) e o outro contendo o mesmo volume de uma solução aquosa concentrada em sacarose (frasco B), são colocados em um recipiente que, a seguir, é devidamente fechado. É CORRETO afirmar, então, que, decorrido um longo período de tempo,

- A) os volumes dos líquidos nos frascos A e B não apresentam alterações visíveis.
- B) o volume do líquido no frasco A aumenta, enquanto que o do frasco B diminui.
- C) o volume do líquido no frasco A diminui, enquanto que o do frasco B aumenta.
- D) o volume do líquido no frasco A permanece o mesmo, enquanto que o do frasco B diminui.
- E) o volume do líquido no frasco A diminui, enquanto que o do frasco B permanece o mesmo.

22. (PUCMINAS - 2016)

Analise as soluções aquosas a seguir.

I. solução de sulfato de cobre (CuSO_4) 0,2 mol/L.

II. solução de cloreto de bário (BaCl_2) 0,1 mol/L.

III. solução de sulfato de sódio (Na_2SO_4) 0,05 mol/L.

IV. solução de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) 0,1 mol/L.

Assinale a afirmativa INCORRETA, considerando que as espécies iônicas estão 100% ionizadas.

- A) O ponto de congelamento da solução I é o mais baixo de todas as soluções dadas.
- B) A pressão de vapor da solução III é mais alta que a pressão de vapor da solução I.
- C) O ponto de ebulição da solução IV é o mais alto de todas as soluções dadas.
- D) A solução III tem ponto de congelamento mais baixo do que o ponto de congelamento da solução IV.

23. (ENEM - 2017)

Alguns tipos de dessalinizadores usam o processo de osmose reversa para obtenção de água potável a partir da água salgada. Nesse método, utiliza-se um recipiente contendo dois compartimentos separados por uma membrana semipermeável: em um deles coloca-se água salgada e no outro recolhe-se a água potável. A aplicação de pressão mecânica no sistema faz a água fluir de um compartimento para o outro. O movimento das moléculas de água através da membrana é controlado pela pressão osmótica e pela pressão mecânica aplicada.

Para que ocorra esse processo é necessário que as resultantes das pressões osmótica e mecânica apresentem

- A) mesmo sentido e mesma intensidade.
- B) sentidos opostos e mesma intensidade.
- C) sentidos opostos e maior intensidade da pressão osmótica.
- D) mesmo sentido e maior intensidade da pressão osmótica.
- E) sentidos opostos e maior intensidade da pressão mecânica.

24. (CMMG - 2006)

Considere dois recipientes iguais, fechados. O primeiro contém um solvente puro e o segundo, sua solução de um soluto não volátil, ambos em equilíbrio numa mesma temperatura.



Em relação a esses sistemas, a afirmativa ERRADA é:

- A) A pressão exercida pelo vapor, acima do solvente puro, é maior do que acima da solução.
- B) A composição do vapor é a mesma, tanto acima do solvente puro, como acima da solução.
- C) A velocidade de vaporização é a mesma, tanto no solvente puro, como na solução.
- D) A energia cinética média das moléculas é a mesma, tanto no solvente puro, como na solução.