

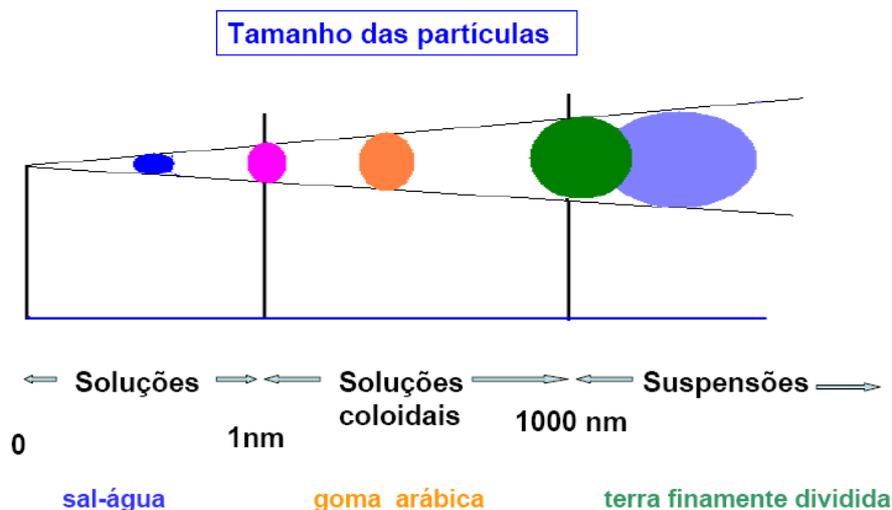
Solução

Uma solução é uma mistura homogênea de um *soluto* (substância a ser dissolvida) distribuída através de um *solvente* (substância que efetua a dissolução).

Quando temos uma mistura heterogênea, suas propriedades são a combinação das propriedades individuais de seus componentes. Porém, quando temos uma solução, as suas propriedades podem não estar relacionadas simplesmente com aquelas dos seus componentes individuais.

As soluções são compostas por moléculas ou íons comuns ($< 1\text{nm}$). Podem envolver sólidos, líquidos ou gases como soluto e como solvente.

As dispersões são misturas onde uma substância se distribui (dispersa) em toda superfície de uma outra substância. Vale ressaltar que toda solução também é dispersão, mas nem toda dispersão é solução. Dispersão é uma solução quando o tamanho das moléculas dispersas é menor que 1 nm (10 Angstroms).



Tipos de Soluções

As soluções podem ser classificadas de diversas maneiras:

- de acordo com o estado físico da matéria: sólido, líquido ou gasoso.
- de acordo com a condução de corrente elétrica: soluções eletrolíticas (compostas por íons) e soluções não-eletrolíticas (compostas apenas por moléculas);
- de acordo com as quantidades proporcionais de soluto e solvente: solução concentrada, solução diluída, insaturada, saturada e super saturada.

➤ **Classificação conforme o estado físico**

Soluções Gasosas: são aquelas em que o solvente é um gás (ex.: ar atmosférico). Não apresentam nenhum tipo de organização.

Soluções Líquidas: são aquelas em que o solvente é um líquido. Os outros dispersos podem ser sólidos, gases, vapores ou mesmo outros líquidos. As quantidades relativas dos solventes podem, em teoria, assumir proporções as mais diversas. Na prática isto nem sempre é possível, pois dependendo das substâncias consideradas, a miscibilidade em certas condições não é total (ex.: refrigerantes). Apresentam um pouco de organização.

Soluções sólidas: são aquelas em que o solvente é um sólido (ex.: bronze = cobre + estanho).

Tabela 1: Classificação conforme o estado físico.

Estado da solução	Estado do solvente	Estado do soluto	Exemplo
Gás	Gás	Gás	Ar
Líquido	Líquido	Gás	Oxigênio na água
Líquido	Líquido	Líquido	Álcool na água
Líquido	Líquido	Sólido	Sal na água
Sólido	Sólido	Gás	Hidrogênio no paládio
Sólido	Sólido	Líquido	Mercúrio na prata
Sólido	Sólido	Sólido	Prata no ouro

➤ **Classificação de acordo com condução de corrente elétrica**

Soluções iônicas ou eletrolíticas: São soluções nas quais o soluto forma íons quando se encontra em solução. As substâncias que sempre formam soluções iônicas são os ácidos, bases e sais, quando forem solúveis. Conduzem corrente elétrica.

Soluções moleculares ou não eletrolíticas: São soluções nas quais as partículas do soluto são moléculas, ou seja, o soluto é uma substância molecular. São moléculas que não conduzem a corrente elétrica.

➤ **Classificação de acordo com as quantidades proporcionais de soluto e solvente**

Coefficiente Solubilidade: máxima quantidade de soluto que é possível dissolver de uma quantidade fixa de solvente, a uma determinada temperatura.

Solução Insaturada: quando a quantidade de soluto usado se dissolve totalmente, ou seja, a quantidade adicionada é inferior ao coeficiente de solubilidade.

Solução Saturada: quando o solvente (ou dispersante) já dissolveu toda a quantidade possível de soluto (ou disperso), e toda a quantidade agora adicionada não será dissolvida e ficará no fundo do recipiente.

Solução Supersaturada: Isto só acontece quando o solvente e soluto estão em uma temperatura em que seu coeficiente de solubilidade (solvente) é maior, e depois a solução é resfriada ou aquecida, de modo a reduzir o coeficiente de solubilidade. Quando isso é feito de modo cuidadoso, o soluto permanece dissolvido, mas a solução se torna extremamente instável. Qualquer vibração faz precipitar a quantidade de soluto em excesso dissolvida.

Concentração

A quantidade de soluto dissolvida em uma quantidade de solvente nos dá um valor que chamamos de concentração da solução. A concentração de uma solução é tanto maior quanto mais soluto estiver dissolvido em uma mesma quantidade de solvente.

A concentração das soluções pode ser expressa de diversas formas. O que se entende simplesmente por concentração é a quantidade de soluto existente em relação ao volume da solução.

Fração molar: quociente de mols do soluto e a quantidade total de mols na solução (soluto + solvente).

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots}$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C + \dots}$$

$$X_A + X_B + X_C + \dots = 1.$$

Porcentagem molar: quociente de mols do soluto e a quantidade total de mols na solução (soluto + solvente) expresso em porcentagem.

$$\% \text{ em mol de A} = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots} \times 100$$

Molaridade, concentração molar ou concentração em mol/L: razão entre a quantidade de matéria, n , do soluto em mol e o volume, v , da solução em litros (L). A unidade usual é mol/L, a do SI é mol/m³.

$$M = \frac{n}{V}$$

onde M é a molaridade, n é a quantidade de matéria (antigamente dita "número de mol") e V é o volume da solução. Sabendo que a quantidade de mols (n) é a relação entre a massa do soluto (m) (em gramas) e a massa molar da substância (Mol , em g/mol), temos:

$$n = \frac{m}{Mol}$$
$$M = \frac{m}{Mol \times V}$$

Então:

Molalidade: razão entre a quantidade de matéria, n , do soluto em mol e a massa do solvente, m_{solvente} , em quilograma (kg). A unidade usual é mol/kg.

$$M = \frac{n}{m_{\text{Solvente}}}$$

Porcentagem em massa: quantidade de um componente de uma solução expressa como uma porcentagem de massa total.

$$\% \text{ em massa} = \frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} \times 100$$

Normalidade: é uma forma de expressar a concentração e é calculada através do quociente entre o número de equivalentes (neq) de soluto dissolvidos e o volume de solução em litros.

$$N = \frac{neq}{V}$$

Um equivalente é dependente do tipo de reação envolvida. No caso de reação ácido-base, equivalente de um ácido é a massa de ácido que liberta uma mol de H⁺. Equivalente de uma base é a massa de base que liberta uma mol de OH⁻. No caso de uma reação de oxido-redução, o equivalente de um oxidante é a massa de oxidante que recebe um mol de elétrons. Equivalente de um redutor é a massa de redutor que fornece um mol de elétrons.

Solubilidade

Solubilidade é a medida da capacidade de uma determinada substância dissolver-se num líquido. Esta capacidade diz respeito a dissolução de um sólido em um líquido e é limitada, ou seja, existe um máximo de soluto que podemos dissolver em certa quantidade de um solvente. Pode-se expressar em mols por litro, em gramas por litro, ou em percentagem de soluto/solvente. Também é possível estender o conceito de solubilidade para solventes sólidos.

Na solubilidade, o caráter polar ou apolar da substância influi muito, já que, devido a polaridade das substâncias, estas serão mais ou menos solúveis. Existe uma antiga generalização que diz: "semelhante dissolve semelhante". Isto significa que um solvente dissolverá um soluto se eles tiverem estruturas semelhantes.

Geralmente solventes polares tendem a dissolver solutos polares, e solventes não polares a dissolver solutos não polares, mas há exceções.

Pode-se colocar, como regra geral, que: substâncias polares dissolvem substâncias polares. As substâncias polares também dissolvem substâncias iônicas; substâncias apolares dissolvem substâncias apolares.

Os compostos com mais de um grupo funcional apresentam grande polaridade, por isso não são solúveis em éter etílico, por exemplo, que apresenta baixíssima polaridade. Portanto, para que uma substância seja solúvel em éter etílico deve apresentar pouca polaridade. Os compostos com menor polaridade são os que apresentam menor reatividade como, por exemplo, as parafinas, compostos núcleos aromáticos e os derivados halogenados.

O termo solubilidade é utilizado tanto para designar o fenômeno qualitativo do processo (dissolução) como para expressar quantitativamente a concentração das soluções. A solubilidade de uma substância depende da natureza do soluto e do solvente, assim como da temperatura e da pressão do sistema. É a tendência do sistema em alcançar o valor máximo de entropia.

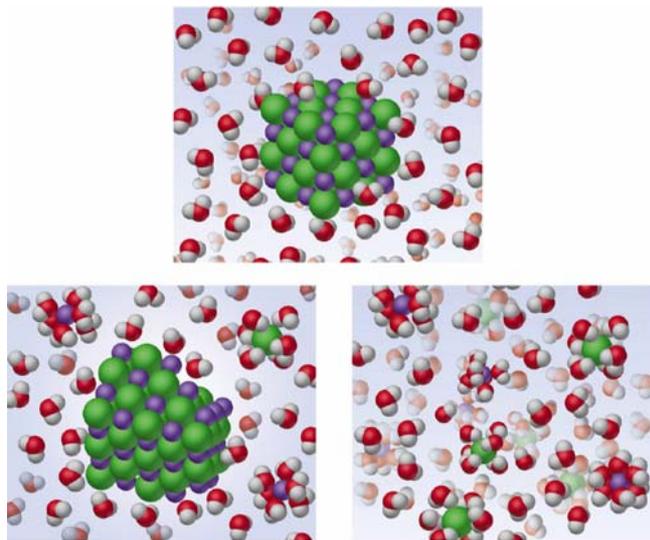
Visto que a temperatura interfere na capacidade de dissolução de um solvente com relação a um certo soluto, a cada temperatura teremos um determinado valor para a solubilidade.

O processo de interação entre as moléculas do solvente e as partículas do soluto para formar agregados é denominado solvatação e, se o solvente for a água, hidratação.

O mecanismo de dissolução

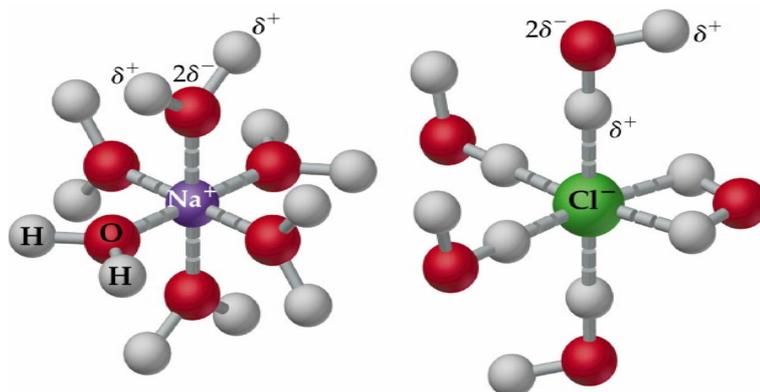
Considere o que acontece quando um sólido é adicionado a um líquido para formar uma solução (líquida):

- Quando o soluto é adicionado, começa o processo de destruição da estrutura do estado sólido do soluto.
- Pouco a pouco, partículas do solvente atacam a superfície do retículo cristalino, removendo partículas do soluto, rodeando-se e, finalmente, as dispersando.
- O resultado é a destruição da estrutura do soluto e a alteração da estrutura do solvente (agora existem algumas partículas do soluto onde antes havia apenas solvente).



Considere o NaCl(soluto) dissolvendo-se em água(solvente):

- as ligações de H da água tem que ser quebradas,
- o NaCl se dissocia em Na^+ e Cl^- ,
- formam-se forças íon-dipolo: $\text{Na}^+ \dots \delta^-\text{OH}_2$ e $\text{Cl}^- \dots \delta^+\text{H}_2\text{O}$.
- dizemos que os íons são solvatados pela água.
- se a água é o solvente, dizemos que os íons são hidratados.



A facilidade com que tudo isso ocorre depende das intensidades relativas das forças entre as partículas do soluto (interações soluto-soluto) e entre as partículas do solvente (interações solvente-solvente) antes do processo de dissolução e das forças entre as partículas do soluto e as do solvente (interações soluto-solvente) após a dissolução.

À medida que ocorre a dissolução, as forças soluto-soluto e solvente-solvente são substituídas pelas forças soluto-solvente.

Solubilidade nos gases

Os gases apresentam propriedades particulares para a solubilidade. Quando aumenta-se a pressão, a solubilidade aumenta (Lei de Henry). O mesmo não acontece quanto à temperatura. Quando aumenta-se a temperatura, diminui a solubilidade. Assim, a solubilidade é diretamente proporcional à pressão e inversamente proporcional à temperatura. Vale lembrar que essas leis são válidas para qualquer gás, mas não para substâncias em outros estados físicos.

Solubilidade em água

Estas são regras simples para determinar-se solubilidade:

1. Todos os compostos com íons Na^+ , K^+ , e NH_4^+ são solúveis.
2. Todos os nitratos (NO_3^-) e acetatos (CH_3COO^-) são solúveis em água.
3. A maioria dos cloretos (Cl^-) e sulfatos (SO_4^{2-}) são solúveis em água. Exceto os seguintes: AgCl , PbCl_2 , Hg_2Cl_2 , BaSO_4 e PbSO_4 .
4. A maioria dos carbonatos (CO_3^{2-}), fosfatos (PO_4^{3-}), sulfetos (S^{2-}), e hidróxidos (OH^-) são insolúveis em água. Exceções são LiOH , NaOH , KOH e $\text{NH}_3(\text{aq})$.

Ligação de hidrogênio

As ligações de hidrogênio são interações que ocorrem entre o átomo de hidrogênio e dois ou mais átomos, de forma que o hidrogênio sirva de "elo" entre os átomos com os quais interagem. São as interações intermoleculares mais intensas, medidas tanto sob o ponto de vista energético quanto sob o ponto de vista de distâncias interatômicas.

A ligação no hidrogênio é um dos casos especiais da tabela periódica pois na ligação covalente ou iônica que consiste na troca ou surgimento de elétrons o hidrogênio fica instável apenas com dois elétrons na sua camada de valência. O átomo de hidrogênio, em vez de se unir a um só átomo de oxigênio, pode se unir simultaneamente a dois átomos de oxigênio, formando uma ligação entre eles. Essa ligação é chamada ponte de

hidrogênio e se forma sobretudo com os elementos muito eletronegativos (F;O;N). Entretanto esta ligação, do tipo eletrostático, não é muito firme, sendo preferível representá-la em pontilhado ou em tracejado nas fórmulas.

Existem dois tipos de ponte de hidrogênio: a intramolecular e a intermolecular. A ligação intramolecular se faz na mesma molécula e a intermolecular se faz entre duas moléculas.

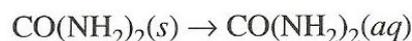
Um átomo de hidrogênio de uma molécula de água (H₂O) interage com átomos de oxigênio das moléculas vizinhas. Todas as características e propriedades físicas particulares da água resultam de sua estrutura molecular. A diferença de eletronegatividade entre os átomos de hidrogênio e de oxigênio gera uma separação de cargas. Assim, os átomos ligeiramente positivos de hidrogênio de uma molécula interagem com os átomos parcialmente negativos de oxigênio de outra molécula vizinha. Essas ligações criam uma cadeia que pode se rearranjar muitas vezes, permitindo que a água líquida flua em toda parte. Os átomos de hidrogênio e oxigênio podem interagir com muitos tipos de moléculas diferentes, razão pela qual a água é considerada o solvente mais poderoso conhecido. Essa ligação dá uma notável característica à água: a tensão superficial.

Saturação e solubilidade – solutos não dissociáveis

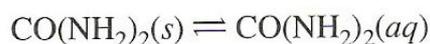
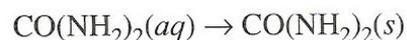
Solução resultante é uma dispersão de moléculas de soluto no solvente.

Ex. Uréia

Solubilidade:



Saturação:

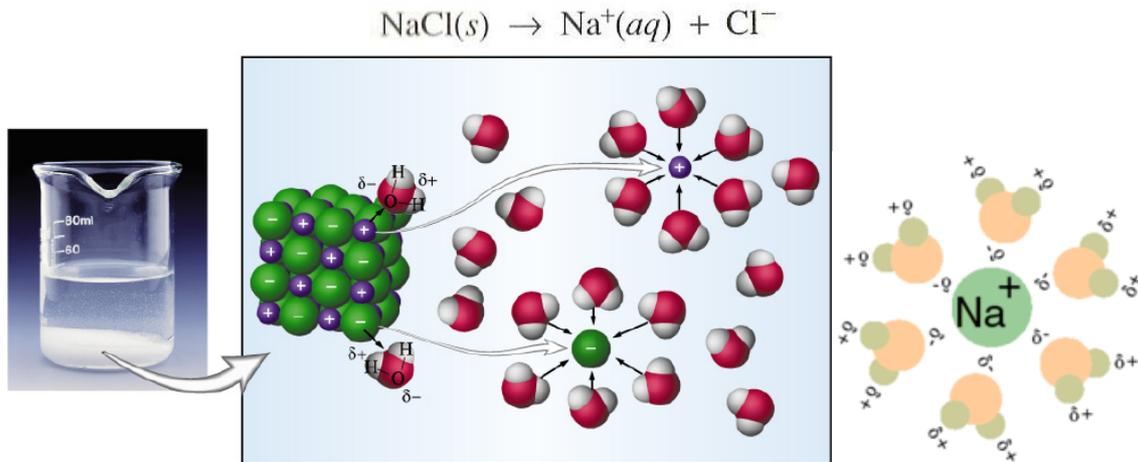


Saturação e solubilidade – solutos dissociáveis

Solução resultante é uma dispersão de íons de soluto no solvente, após dissociação do analito.

Ex. NaCl

Solubilidade:



Saturação:



Calor de Solução

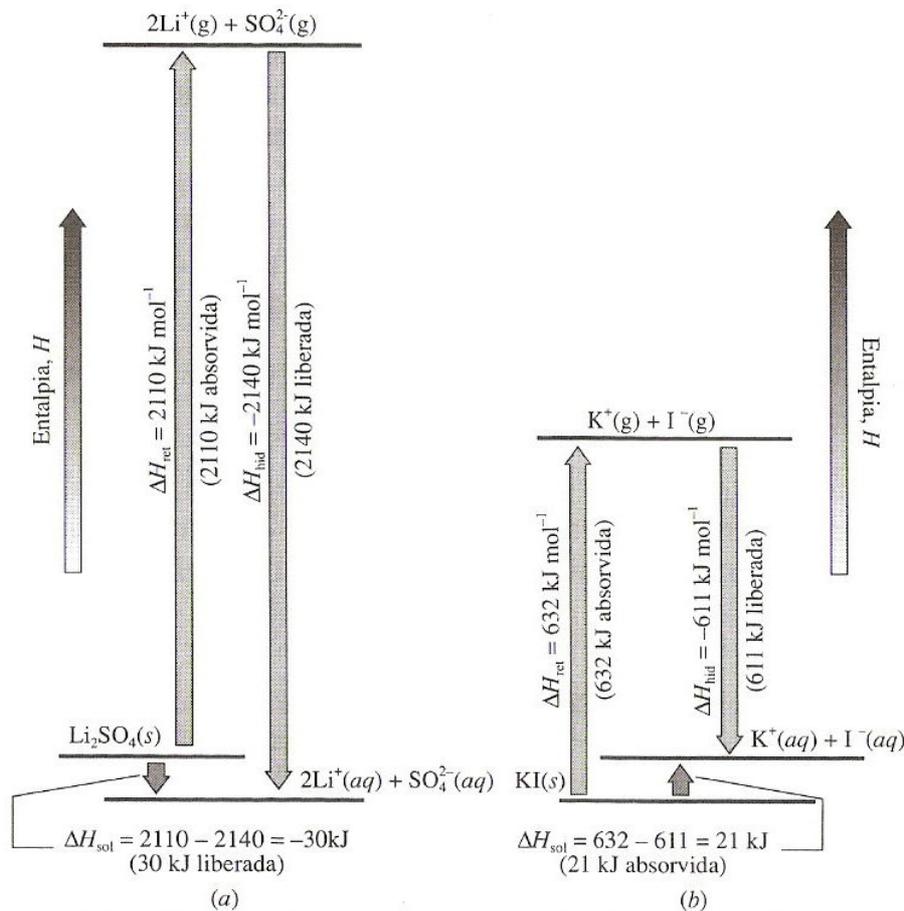
Algumas substâncias dissolvem-se com desprendimento de calor ($\Delta H < 0$) e outras com absorção de calor ($\Delta H > 0$). O aumento de entalpia em um processo de dissolução é conhecido como calor de solução ou entalpia de solução.

Energias envolvidas no processo de dissolução:

- separação das moléculas ou do retículo cristalino ($\Delta H_{\text{retículo}}$),
- formação das interações soluto-solvente ($\Delta H_{\text{solvatação}}$) - forças intermoleculares - solvatação.

Assim, a entalpia do processo de dissolução é:

$$\Delta H_{\text{sol}} = \Delta H_{\text{ret}} + \Delta H_{\text{solv}}$$



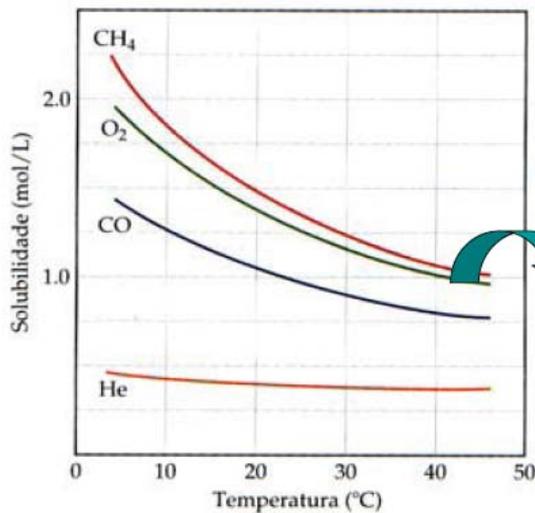
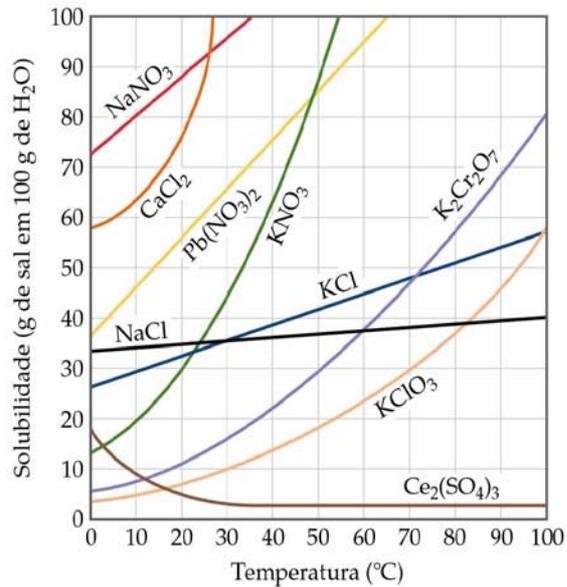
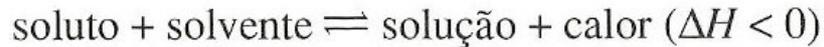
Entalpias de solução molar. a) Li₂SO₄ b) KI

Fatores que influenciam a solubilidade

A solubilidade de uma dada substância num solvente pode ser afetada por vários fatores, sendo os mais importantes: a temperatura, a pressão (principalmente para gases), o efeito do íon comum, o pH da solução, os equilíbrios de complexação

Solubilidade e Temperatura

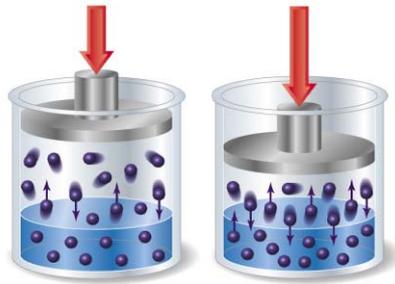
Denomina-se dissolução endotérmica ($\Delta H > 0$) aquela nas quais as substâncias absorvem calor, sendo que quanto maior a temperatura, maior o coeficiente de solubilidade (temperatura e solubilidade são diretamente proporcionais). Enquanto que a dissolução exotérmica ($\Delta H < 0$), que é o inverso da endotérmica, ocorre para substâncias que liberam calor, sendo que quanto menor a temperatura, maior o coeficiente de solubilidade (temperatura e solubilidade são inversamente proporcionais).



Solubilidade e Pressão

A solubilidade de sólidos e líquidos em solventes líquidos é praticamente independente da pressão, o que não é observado na dissolução de gases em líquidos.

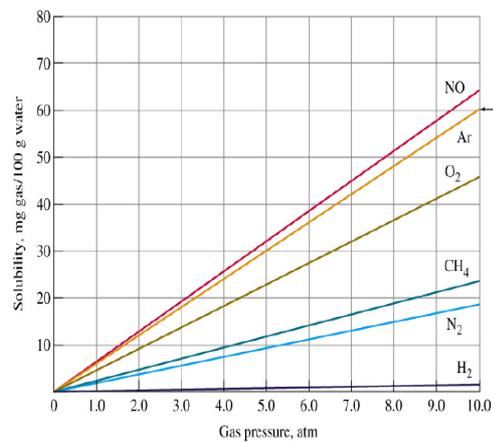
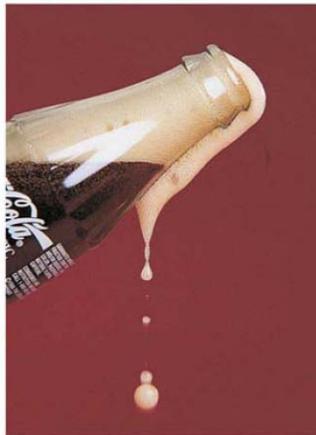
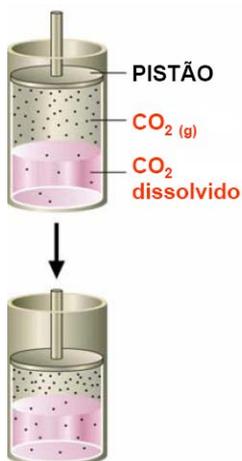
Quanto maior a pressão, mais próximas as moléculas de gás estarão do solvente e maior a chance da molécula de gás atingir a superfície e entrar na solução. Conseqüentemente, quanto maior for a pressão, maior a solubilidade. Quanto menor a pressão, menor a quantidade de moléculas de gás próximas ao solvente e menor a solubilidade.



Lei de Henry: quando se mantém constante a temperatura, a quantidade de gás que se dissolve no líquido, X , é proporcional à pressão parcial, P , exercida pelo gás acima do líquido.

$$X = k P$$

$k \rightarrow \text{constante}$



Propriedades Coligativas

Propriedades coligativas são propriedades físico-químicas de uma solução, que dependem somente do número de partículas do soluto, e não da natureza dessas partículas. Isso significa dizer que a quantidade, e não a qualidade, das partículas que estão dispersas na solução é que irá influir na intensidade das propriedades coligativas.

As propriedades coligativas incluem abaixamento da pressão máxima de vapor, elevação da temperatura de ebulição, abaixamento da temperatura de congelamento e pressão osmótica, e dependem da diminuição da tendência de escape das moléculas do solvente pela adição das partículas do soluto.

Os quatro efeitos coligativos são: tonoscopia (abaixamento da pressão de vapor), ebulioscopia (elevação da temperatura de ebulição), crioscopia (abaixamento da temperatura de congelamento) e osmosecopia (pressão osmótica).

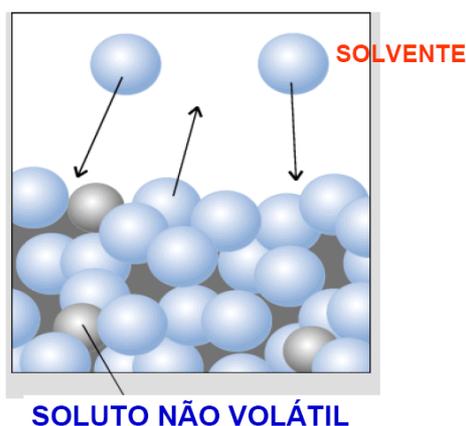
Os três primeiros foram estudados por Raoult, enquanto que o último foi estudado por Van't Hoff.

Todas as propriedades coligativas surgem da redução do potencial químico do líquido solvente como resultado da presença do soluto. A redução do potencial químico do solvente implica aumento da temperatura em que ocorrerá o equilíbrio líquido-vapor (o ponto de ebulição é aumentado) e diminui a temperatura em que ocorre o equilíbrio sólido-líquido (o ponto de congelamento é diminuído).

A origem molecular da diminuição do potencial químico não está na energia de interação entre o soluto e as partículas do solvente, porque a diminuição também ocorre em soluções ideais (as quais tem entalpia de mistura igual a zero).

A entropia do líquido reflete a desordem de suas moléculas e a pressão de vapor reflete a tendência da solução em aumentar sua entropia, o que pode ser conseguido se o líquido vaporizar para formar um gás mais desordenado. Quando o soluto está presente, ele contribui para aumentar a entropia da solução e a tendência dela em formar gás é diminuída. Assim o ponto de ebulição é aumentado.

Da mesma forma, o aumento da desordem da solução pela adição do soluto contribui para que ela permaneça em seu estado sólido e não funda, diminuindo o ponto de congelamento.



Tonoscopia - diminuição da pressão de vapor

A pressão de vapor de um solvente puro é sempre maior do que a pressão de vapor de uma solução. Isso decorre do fato de que as partículas do soluto roubam energia cinética

das moléculas do solvente, impedindo que parte destas ganhem o estado de vapor. As partículas dispersas constituem uma barreira que dificulta a movimentação das moléculas do solvente do líquido para a fase gasosa.

A diferença entre a pressão de vapor do solvente puro e a pressão de vapor do solvente em solução denomina-se abaixamento da pressão de vapor. Com isso, é possível estabelecer a seguinte condição para as soluções: quanto maior a quantidade de partículas em uma solução, menor será a sua pressão de vapor.

O abaixamento da pressão de vapor depende da temperatura. Ao quociente entre o abaixamento da pressão máxima de vapor e a pressão de vapor do solvente puro damos o nome de abaixamento relativo da pressão de vapor. Este independe da temperatura, porque a variação desta provoca uma variação de abaixamento da pressão máxima de vapor e a pressão de vapor do solvente puro, da mesma magnitude, não alterando o quociente, desde que o soluto seja não-volátil.

A relação quantitativa entre o abaixamento da pressão de vapor e a concentração em uma solução está estabelecida na **Lei de Raoult**: a pressão parcial de um componente em uma solução líquida é proporcional à fração molar daquele componente multiplicado pela sua pressão de vapor quando puro.

Uma vez alcançado o equilíbrio na solução, a pressão de vapor total da solução é:

$$P_{\text{solução}} = X_1 P_1^0 + X_2 P_2^0 + X_3 P_3^0 \dots$$

e a pressão de vapor individual ou pressão parcial de cada componente é

$$P_1 = X_1 P_1^0$$

Como consequência, com o aumento do número de componentes em uma solução, a contribuição individual de cada componente na pressão de vapor diminui, já que a fração molar de cada componente diminui a cada acréscimo de um novo componente. Se um soluto puro tem pressão de vapor zero (isto é, não evapora) e é dissolvido em um solvente, a pressão de vapor da solução final (solvente-soluto) será menor que o do solvente puro.

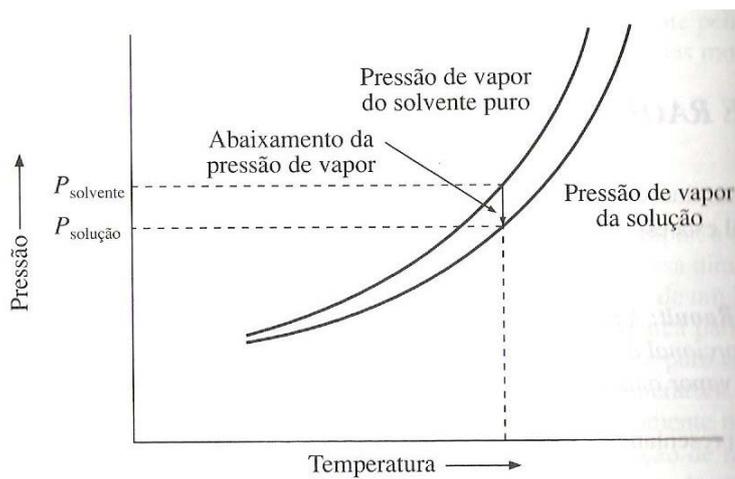
$$P_1 = (1 - X_2) P_1^0$$

$$X_2 = \frac{P_1^0 - P_1}{P_1^0}$$

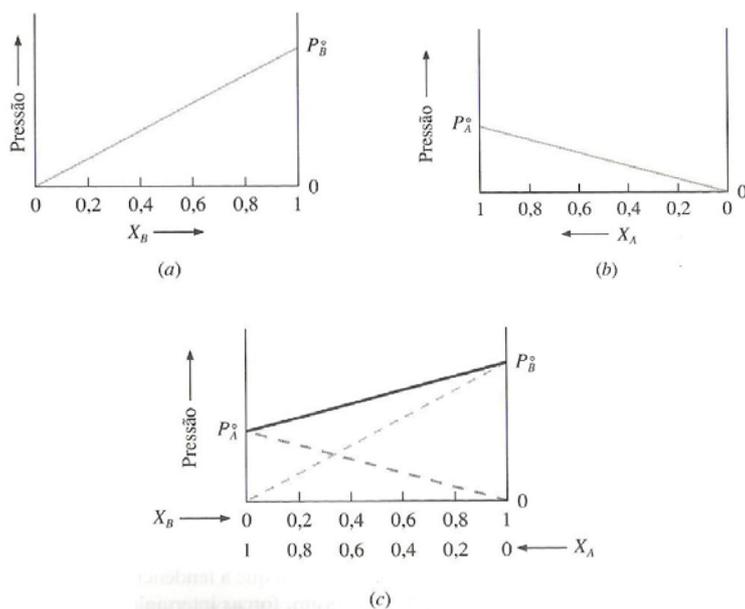
$P_1^0 - P_1 \rightarrow$ abaixamento da pressão de vapor provocado pela presença do soluto.

$\frac{P_1^0 - P_1}{P_1^0} \rightarrow$ abaixamento da pressão de vapor relativo.

$$P_1^0$$



Abaixamento da pressão de vapor



Pressão de vapor de uma solução de dois componentes voláteis (temperatura constante).

(a) Pressão parcial de vapor do componente B. (b) Pressão de vapor do componente A.

(c) Gráfico combinado mostrando a pressão de vapor total da solução.

Solução ideal : obedece a Lei de Raoult

Esta lei é válida estritamente apenas se a ligação entre, por exemplo, as moléculas de diferentes líquidos em uma mistura for qualitativamente igual à ligação entre moléculas dos próprios líquidos individualmente (que é a condição de uma solução ideal).

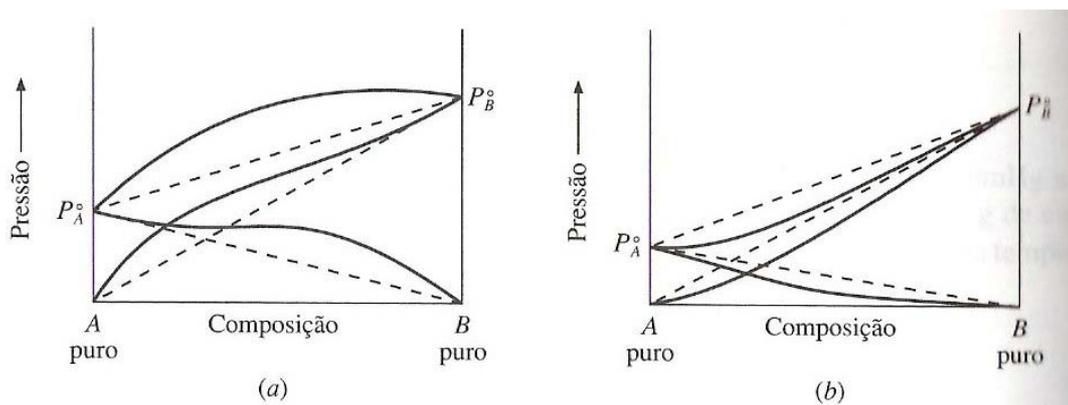
Portanto, a comparação entre valores de pressões de vapor reais e valores preditos pela lei de Raoult permite obter informações sobre a força relativa da ligação entre os líquidos presentes na mistura estudada.

Desvio da Lei de Raoult

Desvios da lei de Raoult e ΔH_{sol}

Intensidade relativas das forças intermoleculares

<i>Desvios da lei de Raoult</i>	<i>Componentes Puros</i>	<i>Solução</i>	ΔH_{sol}	<i>Exemplo</i>
Positivo	Mais forte	Mais fraca	Positivo	Acetona + dissulfeto de carbono
Negativo	Mais fraca	Negativo	Negativo	Acetona + clorofórmio
Nenhum (ideal)	(Igual)	(Igual)	Zero	Benzeno + tolueno



Desvios da lei de Raoult (à temperatura constante). (a) Desvio positivo. (b) Desvio negativo.

Ebulioscopia - elevação da temperatura de ebulição

Como vimos um líquido ferve à temperatura na qual sua pressão de vapor é igual à pressão atmosférica.

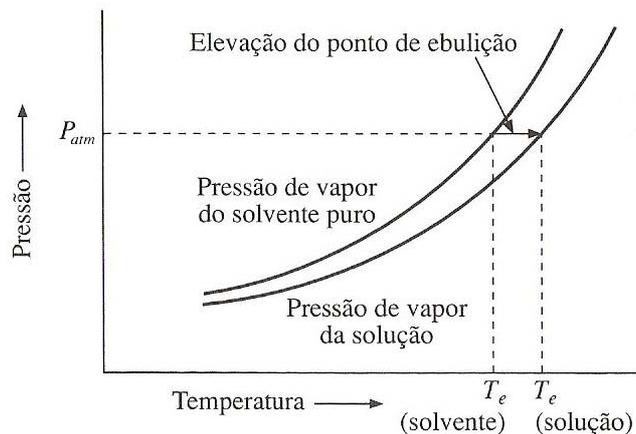
Caso seja necessário reduzir a temperatura de ebulição de um líquido, basta diminuir a pressão exercida sobre ele.

Assim, o aumento (variação) da temperatura de ebulição de uma solução pode ser justificado pela diminuição da pressão de vapor pela adição de partículas do soluto.

$$\Delta T_e = K_e m$$

$m \rightarrow$ molalidade do soluto

$K_e \rightarrow$ constante da elevação do ponto de ebulição molal



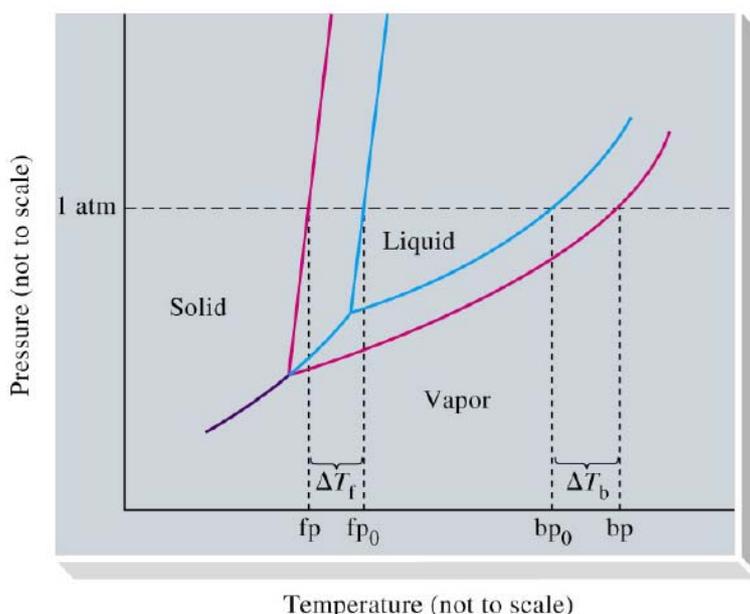
Elevação do ponto de ebulição

Crioscopia - abaixamento da temperatura de congelamento

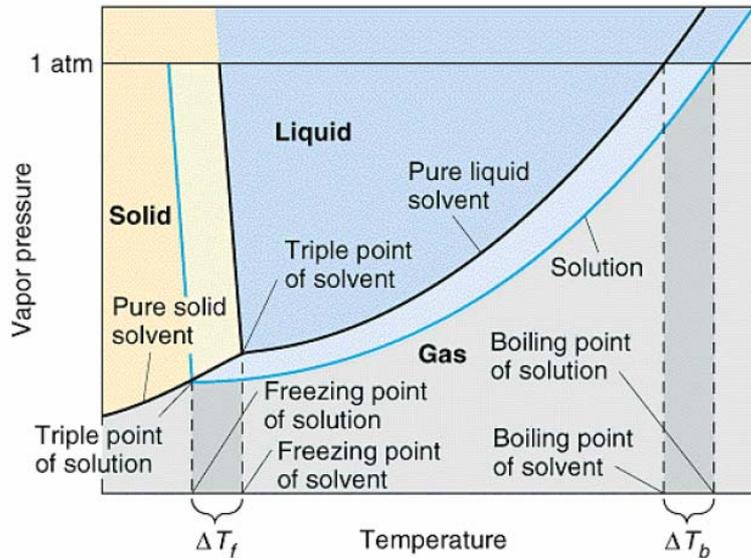
Crioscopia é a propriedade coligativa que indica a diminuição de ponto de congelamento de um líquido, provocado pela adição de um soluto não-volátil que diminui a pressão de vapor do líquido. Conseqüentemente, a temperatura de ebulição desse líquido aumenta e a de fusão diminui.

O estudo da crioscopia está fundamentado na seguinte Lei de Raoult:

“A diferença entre o ponto de solidificação do solvente puro e a temperatura de início de solidificação do solvente em uma solução ideal (abaixamento crioscópico, Δc) é diretamente proporcional à concentração molar da solução .”



Alteração do diagrama de fases da água por um soluto solúvel na fase líquida.



Alteração do diagrama de fases da água por um soluto solúvel na fase líquida.

Osmoscopia - pressão osmótica

A osmose é uma propriedade coligativa que corresponde ao surgimento da pressão osmótica de soluções. Osmose é quando, o solvente passa de um meio menos concentrado, para um mais concentrado graças a uma membrana semipermeável. E osmoscopia o estudo da mesma.

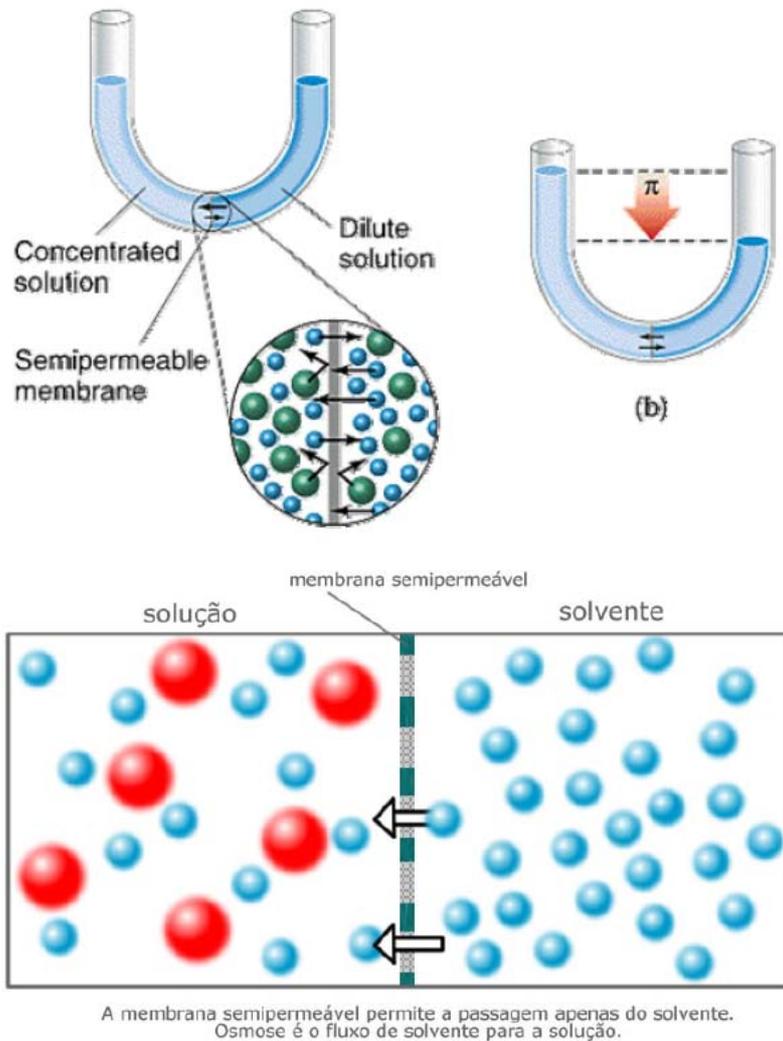
Para interromper a osmose, basta exercer sobre o sistema formado por duas soluções ou uma solução e um solvente, separados por uma membrana semipermeável, uma pressão no sentido inverso ao da osmose ou no mínimo com a mesma intensidade daquele que o solvente faz para atravessar a membrana semipermeável.

A essa pressão, capaz de impedir o fenômeno da osmose, damos o nome de pressão osmótica.

Assim, pressão osmótica é definida como à pressão que é necessária aplicar sobre um recipiente contendo solvente puro de modo a impedir a osmose.

Tipos de osmose:

Osmose natural → saída do meio menos concentrado para o meio mais concentrado.



Osmose reversa → saída do meio mais concentrado para o meio menos concentrado. Por este motivo, a osmose é aplicada a processos como a dessalinização da água do mar ou a recuperação de águas residuais na indústria. Como as partículas são muito pequenas, a pressão osmótica das soluções é elevada. Para que a velocidade de permeado seja razoável, a diferença de pressão hidrostática através da membrana tem que ser elevada, atingindo valores entre 3 e 100 atm(2), dependendo do tipo de aplicação.

Equação de Van't Hoff

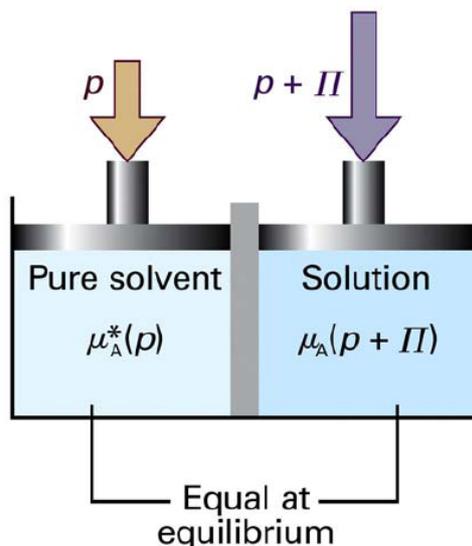
$$\pi = MRT$$

π = pressão osmótica da solução

M = concentração do soluto em solução expressa em mols/L (molaridade)

R = constante universal dos gases perfeitos (0,082 atmLK⁻¹mol⁻¹ ou 8,31 Jmol⁻¹K⁻¹)

T = temperatura em Kelvin



Em soluções não-eletrolíticas, o abaixamento da pressão de vapor do solvente, a elevação do ponto de ebulição do solvente, a diminuição do ponto de congelamento, do solvente e a pressão osmótica, são todas propriedades coligativas. Quando a água é posta em um frasco fechado, ela evaporará até que a pressão do vapor formado atinja um valor máximo. Essa pressão de vapor máxima depende da temperatura da água. Por exemplo, a pressão de vapor a 100 °C é de 760,00 mm de Hg.

Medindo a pressão de vapor máxima para cada valor de temperatura, podemos construir uma curva no plano pressão \times temperatura. Adicionando à água um soluto não-volátil, por exemplo sal, e repetindo as medidas de temperatura e pressão, observaremos que a nova curva fica sempre abaixo da curva da água pura. Isso significa que a pressão de vapor máxima diminuiu para todas as temperaturas. Essa diminuição depende somente da quantidade de sal acrescentada à água.

Eletrólitos

Algumas substâncias se dissolvem fornecendo íons à solução. Estes solutos são chamados eletrólitos e suas soluções conduzem eletricidade melhor que o solvente puro. Geralmente os eletrólitos são fornecidos por substâncias iônicas.

Uma substância que não é eletrólito, um não-eletrólito, não libera íons na solução à medida que se dissolve e assim não influencia a condutividade do solvente (a condutividade elétrica envolve a passagem, através de um meio, de partículas carregadas eletricamente, como íons).