

Química Tecnológica Geral – Prof^a Maria Teresa
Unidade 3 – Os estados da Matéria e as soluções

3.1 Primeiras Palavras

A matéria, em determinadas condições de temperatura e pressão, pode existir em um dos quatro estados físicos, sólido, líquido, gasoso e plasma. Este último estado não é natural na superfície da terra. Ele ocorre em altas condições de temperatura e pressão. Trata-se de um estado no qual as moléculas apresentam energia suficiente para estarem livres, apresentando propriedades do estado gasoso e, em função da pressão, ficam bastante próximas, apresentando propriedades do estado líquido. O estudo deste quarto estado não é objetivo desta disciplina.

O nosso objetivo nesta unidade é recordar as interações moleculares verificando o comportamento dos estados, sólido, líquido e gasoso, e suas mudanças de fase, bem como estudar alguns aspectos das soluções. Isso porque a vaporização faz parte tanto da produção do açúcar como do álcool. A separação da sacarose se dá pela evaporação da água constituinte de uma mistura, por exemplo, o caldo de cana. Já a separação do etanol se dá pela evaporação do etanol presente, por exemplo, no vinho, que é uma mistura de líquidos e onde estão em maior proporção a água e o etanol.

Fazem parte desta unidade as seguintes aulas:

Aula 15 – Os estados da matéria

Aula 16 – O estado gasoso

Aula 17 – O estado sólido

Aula 18 – O estado líquido

Aula 19 – Soluções

Aula 20 – Concentrações de soluções

Aula 21 – Propriedades coligativas

3.2 Texto básico para estudo

3.2.1 Compostos Químicos, formulação e nomenclatura.

Vimos que algumas ligações podem ser polarizadas, e que apesar de existir polarização na ligação, as moléculas podem ou não ser polares. Vimos que além de depender da polarização das ligações, a polaridade da molécula depende da estrutura espacial da mesma, ou seja, o estado de agregação da matéria depende do tipo de força intermolecular existente.

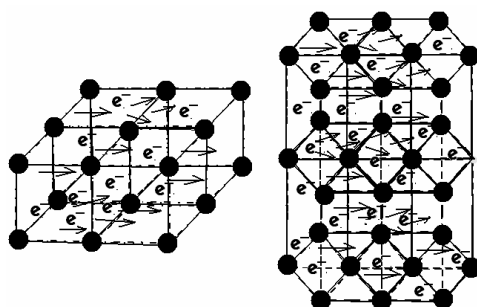
As forças intermoleculares podem ser divididas em 3 tipos:

- Forças de atração eletrostática,
- Forças de Van der Waals, que são atrações do tipo:
 - dipolo - dipolo;
 - dipolo - dipolo induzido e
 - dipolo induzido - dipolo induzido
- E as pontes de hidrogênio.

As forças de atração eletrostática são aquelas que ocorrem entre uma carga positiva e outra negativa. Este tipo de atração elétrica é a mais forte existente entre as espécies químicas. Ela ocorre entre cátions e ânions e é a principal força presente em substâncias sólidas iônicas como os sais.

Na⁺ Cl⁻

A força que faz com que os metais sejam sólidos também envolve as atrações eletrostáticas. No caso dos metais, os elétrons livres da camada de Valência e que possuem carga elétrica negativa são atraídos pelos núcleos dos átomos que possuem cargas positivas e, por isso, as ligações metálicas fornecem uma forte união entre os átomos.

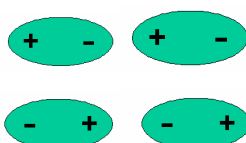


As forças de Van der Waals podem ser divididas em três tipos e envolvem interações entre dipolos elétricos permanentes e dipolos elétricos induzidos.

As forças de atração entre dipolos elétricos, ou seja, as forças de interação dipolo-dipolo são mais fracas que as forças eletrostáticas e ocorrem geralmente entre moléculas com ligações covalentes polarizadas e assimétricas, moléculas polares.



Dipolo elétrico permanente

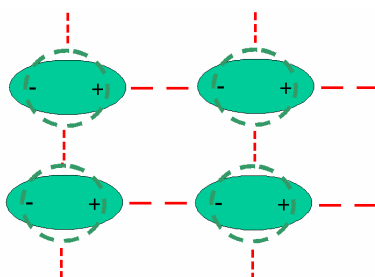


Interação dipolo - dipolo

O lado positivo do dipolo atrai naturalmente o lado negativo de outro dipolo que esteja ao seu redor e, assim, sucessivamente, de forma que podemos ter um aglomerado de moléculas, construindo, dessa forma, a matéria.

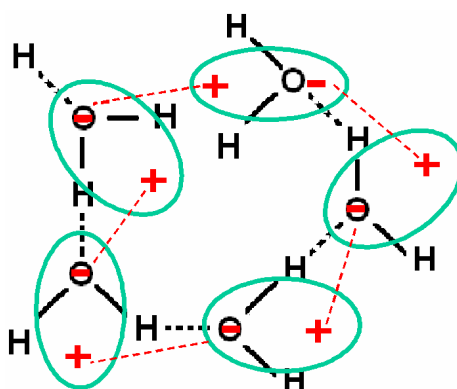
A formação de um dipolo induzido ocorre quando a molécula é apolar. As moléculas, mesmo as apolares, são formadas por muitos elétrons que se movimentam rapidamente ao redor do núcleo. Ao aproximarmos um dipolo permanente de uma molécula apolar, provocamos a polarização da molécula, pois os elétrons da molécula apolar se deslocarão no sentido da extremidade positiva do dipolo elétrico. Esta molécula estará, então, momentaneamente polarizada por indução elétrica. Esta interação pode ser chamada de dipolo - dipolo induzido.

É possível induzir polarização em moléculas apolares. Neste caso, os elétrons ao redor do núcleo e girando ao acaso irão repelir os elétrons da molécula vizinha, o que irá provocar uma polarização momentânea, formando momentaneamente um dipolo induzido. Este, por sua vez, irá induzir a polarização em uma outra molécula vizinha e assim sucessivamente, resultando numa atração fraca entre as moléculas apolares.



A força de atração entre os dipolos temporários é muito mais fraca que a atração entre dipolos permanentes.

As Forças chamadas Pontes de hidrogênio são aquelas que envolvem o hidrogênio e um elemento fortemente eletronegativo como o F, O ou o N. Estabelece-se entre o hidrogênio e estes átomos uma grande atração de forma que qualquer hidrogênio que for vizinho destes átomos será fortemente atraído. Este tipo de interação é mais forte que as interações dipolo-dipolo e faz com que as moléculas pequenas que aparentemente seriam gases, apresentem-se na forma de líquidos. Observe as moléculas de água. Além da interação dipolo-dipolo, o fato do hidrogênio da molécula ser fortemente atraído pela molécula vizinha traz para a força de interação entre as moléculas um componente a mais.



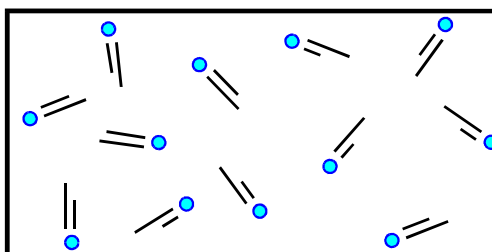
Os estados físicos da matéria - sólido, líquido, gasoso ou plasma -, estão diretamente relacionado com as forças de interação entre suas partículas. Moléculas no estado gasoso estão independentes e podem ser aproximadas e liquefeitas ou até solidificadas dependendo da temperatura e da pressão a que estão submetidas.

É possível alterar o estado de agregação da matéria, bastando para isso submetê-las a diferentes condições de temperatura e ou pressão. O dióxido de carbono, por exemplo, nas condições normais de temperatura e pressão, é um gás - gás carbônico. No entanto, muitos de vocês já ouviram falar em gelo seco, que é o dióxido de carbono submetido à alta pressão e baixa temperatura.

O nitrogênio líquido é outra substância que nas condições normais de temperatura e pressão encontra-se na forma gasosa, mas que ao ser resfriada torna-se líquida e possui grande utilidade para congelamento instantâneo de materiais que necessitam deste procedimento principalmente para evitar deteriorações.

3.2.2 O Estado Gasoso

Os gases são pequenas partículas, moléculas ou átomos, que nas condições normais de temperatura e pressão não apresentam interações entre si. As forças de atração e repulsão entre estas partículas são insignificantes.

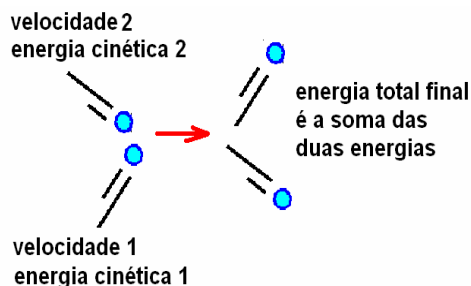


Os gases ideais são aqueles que apresentam um comportamento ideal. Seu comportamento segue um conjunto de postulados.

O primeiro postulado diz que um gás é composto por um grande número de partículas tão pequenas que seus tamanhos são negligenciáveis se comparados com as distâncias médias entre elas, sendo também negligenciáveis com relação ao tamanho do recipiente que as contém. Em outras palavras, a maior parte do volume medido de um gás é apenas espaço vazio. Isso explica porque os gases são facilmente compressíveis.

O segundo postulado diz que as moléculas de um gás estão em movimento retilíneo, constante, rápido e ao acaso e, devido ao movimento de translação, as moléculas colidem umas com as outras e com as paredes do recipiente, mudando sua trajetória, mas continuando em linha reta.

O terceiro postulado diz que todas as colisões são elásticas, isto é, não há perda nem ganho de energia cinética total em cada colisão. Embora uma molécula possa perder energia para a outra durante a colisão, a quantidade que a outra deve ganhar é tal que a energia total final é a mesma que a inicial.



Cada partícula sai da colisão com a energia total dividida por 2. Observe que, exceto durante as colisões, as moléculas de um gás são totalmente independentes, não havendo forças de atração ou repulsão entre elas. Se houvesse forças de atração entre as partículas o gás não se expandiria.

O quarto postulado diz que existe um intervalo de velocidades moleculares, onde algumas se movem rapidamente, enquanto que outras estão por um curto período sem movimento (as que estão envolvidas em colisões). Como as velocidades estão relacionadas com as energias cinéticas, as moléculas apresentam um intervalo de energias cinéticas. A energia cinética média de todas as moléculas é proporcional à temperatura do conjunto de moléculas.

Para os Gases Ideais existem 3 grandezas variáveis mensuráveis, e que estão matematicamente relacionadas entre si, que são VOLUME, PRESSÃO e TEMPERATURA.

O volume ocupado por um gás é o volume do recipiente que o contém. A unidade de medida no Sistema Internacional de medidas simbolizado por (SI) é o metro cúbico, e as sub-unidades são: decímetro cúbico (dm³) ou litro (L) e o centímetro cúbico (cm³) ou mililitro (mL)

A Pressão de um gás é definida como sendo a força por unidade de área. É a força total exercida sobre uma superfície dividida pela área desta superfície. Podemos visualizar a pressão de um gás como sendo o número total de choque entre as partículas do gás e a parede do recipiente no qual está inserido. A unidade no sistema internacional é o pascal (Pa) que é equivalente a um Newton (1N) de força por metro quadrado de área. As unidades mais usadas são a atmosfera padrão (atm) e o milímetro de mercúrio (mmHg). A pressão atmosférica é 1 atm quando medida ao nível do mar e, nestas condições, uma coluna de mercúrio em um barômetro mostra exatamente 760mm, por isso a unidade é 760 mmHg.

A medida da temperatura depende da medida de qualquer propriedade física que se altere previsivelmente com a variação da energia do sistema. As substâncias em sua maioria se dilatam com o aumento da temperatura. Uma substância muito usada é o metal mercúrio, que nas condições normais de temperatura e pressão encontra-se na forma líquida. O uso de líquidos é bastante freqüente para avaliar a energia do sistema, ou falando de forma menos técnica, medir sua temperatura. No sistema internacional a escala usada é a Kelvin. O primeiro ponto da escala, o ponto zero, é teórico e ocorre quando a energia cinética das moléculas é nula. Nesta situação, as partículas estariam paradas e o volume seria aparentemente nulo. O segundo ponto da escala é a temperatura do ponto triplo da água, temperatura na qual a água coexiste nos 3 estados: sólido, líquido e gasoso. Para esta temperatura é atribuído o valor de 273,15 Kelvin. Uma escala útil para nós é a que fornece a temperatura em graus centígrados. Nesta escala, a temperatura do ponto triplo da água é o ponto zero da escala. Os cientistas estudaram e descobriram relações existentes entre estas grandezas mensuráveis. Dentre os principais estão Boyle, Charles, Gay-Lussac e Avogadro.

Boyle observou que o volume ocupado por um gás a uma determinada temperatura varia quando a pressão varia. Se aumentarmos a pressão o volume diminui, e vice-versa.

$$V = \frac{k}{P}$$

Portanto, o volume é inversamente proporcional à pressão. V é igual a uma constante dividida pela pressão. Observou que o produto da pressão e o volume é uma constante para um mesmo gás a uma mesma temperatura.

Charles observou que à pressão constante, o volume ocupado pelos gases, depende da temperatura. Para cada grau centígrado o aumento do volume é de 1/273 de seu volume a 0°C à pressão constante. Observe a lei de Charles, o volume é diretamente proporcional à temperatura, ou seja, a razão entre volume e temperatura é uma constante.

$$V = k \cdot T \qquad k = \frac{V}{T}$$

Avogadro observou que existe uma relação simples entre os volumes de reagentes e dos produtos, se estes forem todos medidos na mesma pressão e temperatura. Ele observou que ao reagirmos dois volumes de hidrogênio com um volume de oxigênio formar-se-ão dois volumes de água. Enunciou então que "quando medidos sob as mesmas condições de temperatura e pressão, os volumes dos reagentes e dos produtos gasosos de uma reação, estes apresentam-se em razões de números pequenos e inteiros". Ou em outras palavras, "A relação de volumes é exatamente igual à relação entre os números de moléculas das diferentes substâncias"

$$V \propto n \quad \text{à} \quad T \text{ e } P \text{ constantes}$$

Isso ocorre porque volumes iguais de gases diferentes contém números iguais de moléculas quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão. Dessa forma, à pressão e temperaturas constantes o volume de um gás é proporcional ao número de moléculas presentes.

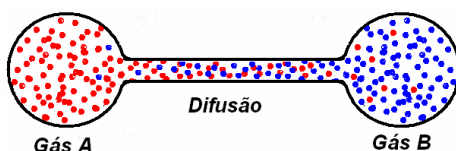
A combinação matemática das observações feitas por estes cientistas levou à Lei dos Gases Ideais que é traduzida pela equação $PV = n.R.T$.

Onde: R é a constante dos gases ideais e que possui valor dependente da unidade de pressão que se está trabalhando. Um dos valores de R é 0,0820578 L.atm.K⁻¹. mol⁻¹.

Observe que o volume de um mol de gás à uma atmosfera de pressão e a zero graus centígrados, ou seja, 273 kelvins é 22,4 litros.

Dalton observou que em uma mistura de gases a pressão exercida pela mistura é igual à soma das pressões que os gases exerceriam se cada um estivesse sozinho no recipiente.

Graham estudou a difusão dos gases. Difusão é o termo usado para indicar a passagem de uma substância através da outra. A difusão nos gases é bastante alta já que as partículas encontram espaços vazios para caminhar.



Nos sólidos a difusão é extremamente baixa necessitando de métodos especiais para detectar a velocidade. A velocidade de difusão de um gás é inversamente proporcional à raiz quadrada da densidade do gás.

A lei de Graham rearranjada em termos da massa molecular a uma dada pressão e temperatura diz que a densidade e a massa molecular de um gás ideal são diretamente proporcionais.

$$\propto 1/\sqrt{d}$$

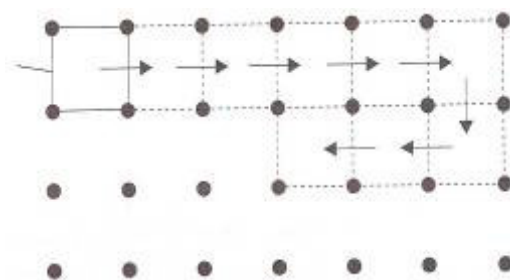
A teoria cinético-molecular dos gases $PV = nRT$ é válida para gases ideais. A equação para os gases reais apresenta duas constantes, a e b , que dependem do gás. A constante a leva em conta a interação intermolecular e a constante b leva em conta o volume molecular, que para os gases reais não é nulo.

$$\left[P + \frac{n^2 a}{V^2} \right] (V - nb) = n R T$$

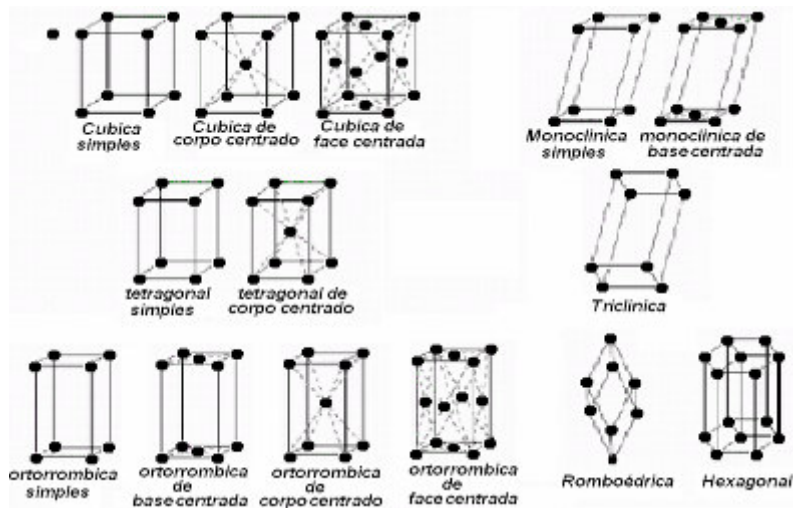
3.2.3 O Estado Sólido

Os sólidos são substâncias duras e incompressíveis. Não possuem espaços vazios entre as moléculas, e isso torna os sólidos muito diferentes dos gases. Não existe, por exemplo, equipamento capaz de aplicar pressão sobre um sólido para reduzir significativamente o seu tamanho. Considera-se que o sólido possui volume quase constante. Quase, porque o volume de um sólido geralmente varia com a temperatura. Na maioria das vezes o aumento da temperatura aumenta o volume de um sólido.

Os sólidos apresentam velocidade de fluxo e de difusão infinitamente pequenas e por isso apresentam forma definida. Suas partículas constituintes estão dispostas num arranjo interno regularmente ordenado. A célula unitária que se repete constantemente até os limites do sólido é chamada de retículo cristalino.



As células unitárias podem crescer de forma diferente o que proporciona características diferentes para os diversos sólidos. Na natureza podemos encontrar 14 tipos de diferentes redes cristalinas, que podem crescer em diferentes direções no espaço, proporcionando formas diferentes de cristais.



Nos pontos dos retículos cristalinos podemos encontrar átomos, moléculas ou íons. Os sólidos são classificados em sólidos amorfos e sólidos cristalinos. Os sólidos cristalinos são também reconhecidos como sólidos verdadeiros. A formação dos sólidos cristalinos se dá por crescimento lento e quanto mais lento, mais cristais uniformes, grandes e perfeitos serão produzidos.

O retículo cristalino é um arranjo ordenado tridimensional dos átomos, é uma rede de pontos regularmente arranjada no espaço. Os sólidos amorfos possuem volume e forma fixos, mas não apresentam retículo cristalino, sua estrutura interna, portanto, é irregular. São considerados líquidos super-resfriados. Um exemplo típico de sólido amorfo é o vidro.

As propriedades dos sólidos dependem em parte da geometria, das ligações e das espécies que ocorrem no retículo cristalino. As principais características que os sólidos apresentam são: ponto de fusão, condutividade elétrica e térmica e solubilidade.

O ponto de fusão é a temperatura na qual o sólido se transforma em líquido. Na fusão de um sólido a energia calorífica que foi recebida e que foi transformada em energia cinética, energia de movimento das partículas que se encontram nos vértices do retículo cristalino, é grande o suficiente para fazer com que elas vibrem com tanta intensidade que são capazes de vencer as forças que as mantêm unidas.

A condutividade elétrica é a capacidade do sólido de conduzir corrente elétrica se uma diferença de potencial for aplicada a duas extremidades do sólido. Sólidos iônicos conduzem corrente elétrica e sólidos moleculares não.

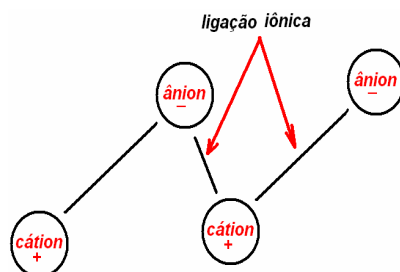
A condutividade térmica é a capacidade do sólido permitir a passagem da energia calorífica.

Solubilidade é a quantidade máxima em gramas ou mol, que se consegue dissolver em um determinado solvente à uma determinada temperatura. O efeito da temperatura é importante para utilizarmos o conceito de solubilidade. A maioria das substâncias apresentam aumento de sua solubilidade com o aumento da temperatura. No entanto, algumas substâncias apresentam uma diminuição de sua solubilidade com o aumento da temperatura, uma delas é o Óxido de Cálcio, usado na usina de açúcar para a limpeza do caldo de cana. Veremos mais à frente, que podemos ter soluções até de sólidos em sólidos. A solubilidade das substâncias em água é que nos interessa neste momento e ela se dá em função da afinidade eletrônica existente entre o sólido e a água. Essa afinidade eletrônica pode ser expressa pela famosa frase: "semelhante dissolve semelhante". A

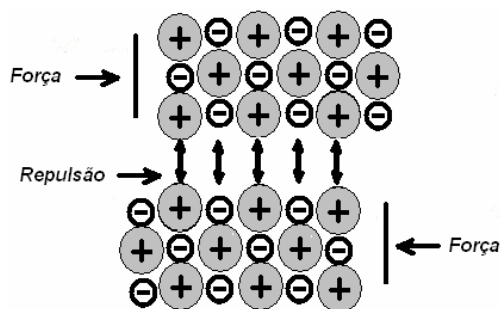
estrutura molecular da substância deve ser avaliada na interpretação da solubilidade, pois as diferentes solubilidades não apresentam regras definidas, dependem sempre da intensidade das forças de interação existentes entre soluto-soluto, soluto-solvente e solvente-solvente.

Os sólidos cristalinos podem ser divididos em: Sólidos iônicos, Sólidos Covalentes, Sólidos Moleculares, e Sólidos metálicos.

Os sólidos iônicos são aqueles que nos vértices do retículo cristalino encontramos cátions e ânions, ou seja, partículas carregadas.



Um exemplo típico é o cloreto de sódio, o sal de cozinha, em cujos vértices encontramos o íon cloreto e o íon sódio. A ligação é muito forte e é difícil distorcer o retículo. É tipicamente duro, porém quebradiço. A quebra do retículo recebe o nome de clivagem. Na clivagem o deslocamento de uma camada do retículo provoca a aproximação de partículas de mesma carga que se repelem provocando a ruptura.



As principais características do sólido iônico são: alto ponto de fusão e ebulição, má condutividade elétrica e má condutividade térmica. O cloreto de sódio, por exemplo, funde a 808 °C e na forma sólida não conduz corrente elétrica, pois os íons estão imobilizados. No entanto, se o sólido iônico for solúvel em água, ele libera seus íons e torna-se um bom condutor elétrico.

O que acontece com o NaCl quando o colocamos em água? A solubilidade dos sólidos iônicos, como a dos demais sólidos, depende da capacidade que a água possui de enfraquecer a força de interação das partículas do retículo cristalino.

Sabe-se que os sólidos iônicos dos metais alcalinos são todos solúveis em água, já os sólidos iônicos dos metais alcalinos terrosos são pouco solúveis. O fato da carga do cátion ser duas vezes positiva nos metais alcalinos terrosos faz com que a força de interação sólido-sólido seja maior, não permitindo que a água provoque a ruptura da ligação e conseqüentemente não dissolva o sólido.

Os sólidos covalentes ou sólidos atômicos possuem átomos como unidades nos pontos reticulares. Estes átomos estão ligados aos demais do retículo por ligações covalentes. Os átomos formam uma enorme rede tridimensional típica que se prolonga até os limites físicos do cristal.

Possuem ponto de fusão médio ou alto dependendo dos átomos presentes no retículo cristalino. Neste tipo de sólido não há partículas móveis, portanto são maus condutores de eletricidade. Também são maus condutores térmicos. Geralmente são pouco solúveis em água, pois a interação entre as suas partículas no retículo cristalino são mais fortes que as interações destas partículas com a água não permitindo sua solubilização.

Os sólidos moleculares possuem, nos pontos reticulares, moléculas que se mantêm unidas por meio de forças de interações do tipo Van der Waals, que podem ser entre dois dipolos ou entre dois dipolos induzidos. Um sólido molecular típico é a sacarose. Esta classe de sólidos possui ponto de fusão relativamente baixo, e podem ser moles, pois as forças de interação intermoleculares são fracas. Não são condutores de eletricidade, pois não possuem partículas carregadas eletricamente. Mesmo quando em solução não conduzem corrente elétrica. Muitos sólidos moleculares são altamente solúveis em água, como é o caso da sacarose, solúvel em qualquer proporção. A molécula de sacarose é envolvida por grupos OH que interagem com a água permitindo que esta a envolva totalmente fazendo que todas as moléculas fiquem livres em solução envolvidas por moléculas de água. Este efeito é chamado de solvatação.

Os sólidos metálicos possuem como unidades nos pontos reticulares, átomos dos metais momentaneamente positivos. Os elétrons de valência dos átomos formam uma nuvem espalhada por todo o retículo. A atração entre as partículas positivas e a nuvem de elétrons estabiliza a estrutura e, ao mesmo tempo, permite distorção sem esfarelar. Portanto, podem ser moles e se deformarem. São bons condutores de eletricidade em função do deslocamento contínuo dos elétrons de valência. Em função da forte ligação entre as partículas no retículo cristalino os sólidos metálicos não são solúveis em água.

Os sólidos cristalinos quase sempre apresentam defeitos ou distorções em seus retículos que podem ser:

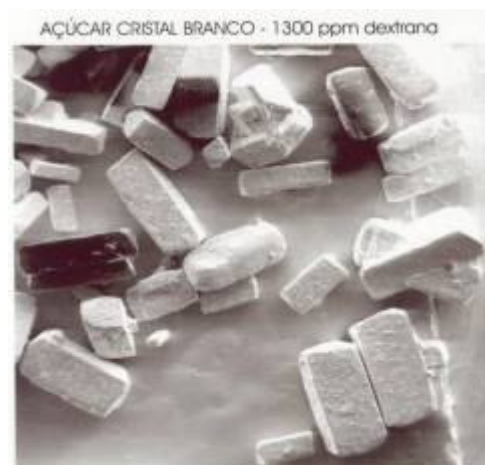
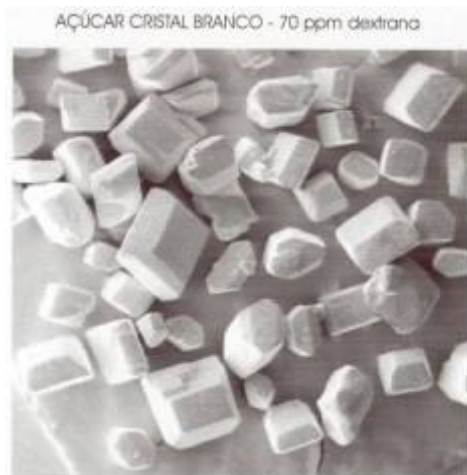
1 - Defeitos Pontuais, onde pode ocorrer a falta de partículas, formando um vazio, ou a inserção de impurezas que podem ser em substituição a uma partícula do retículo ou à inserção em local não apropriado.

2 - Defeitos Lineares, onde uma linha inteira não segue o padrão.

3 - Defeitos Planares, onde um plano inteira não segue o padrão.

4 - Defeitos volumétricos onde sólidos são geralmente precipitados juntos na formação do cristal.

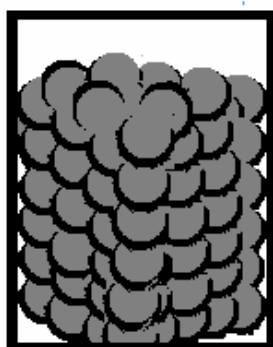
Observe a deformação cristalográfica provocada no cristal de sacarose quando esta é precipitada em presença de amido ou dextrana.



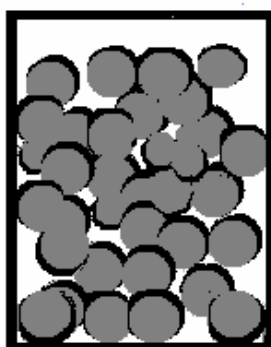
3.2.4 O estado Líquido

O estado líquido pode ser obtido ou por fusão de um sólido ou por condensação de um gás. No primeiro processo a energia é absorvida pelo sólido e utilizada para superar as forças de atração entre as partículas no retículo cristalino. E no segundo processo, a energia é retirada e as forças de atração são estabelecidas entre as moléculas se tornando líquido.

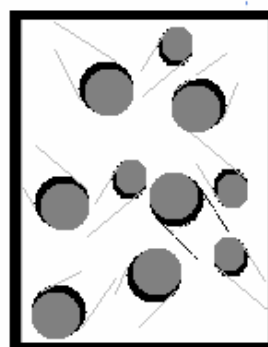
Um líquido se parece muito com um sólido no que diz respeito à proximidade entre as suas partículas, no entanto a atração não é suficiente para manter as unidades de forma rígida em um retículo cristalino. No estado líquido a maior proximidade entre moléculas sugere uma maior organização que no estado gasoso, mas menor que a organização existente no estado sólido. As moléculas estão tão próximas quase como nos sólidos, porém com grau de desordem grande quase como nos gases.



Sólido



Líquido



Gás

As principais propriedades dos líquidos para nossos estudos são: difusão, viscosidade, compressibilidade, tensão superficial e vaporização.

A difusão pode ser traduzida como sendo a velocidade de escoamento. Os líquidos se escoam prontamente. Isto ocorre porque as moléculas não estão imobilizadas como no estado sólido. Nos líquidos as moléculas deslizam umas sobre as outras. Por esse motivo é que podem tomar a forma do recipiente que as contém.

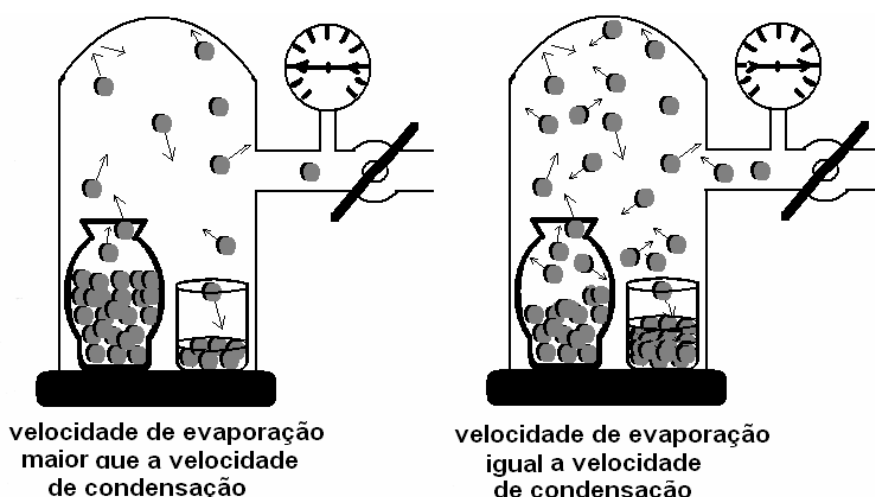
O gás se difunde mais rapidamente porque não existe interação entre as moléculas, nada as impede, o espaço ao redor delas está vazio. A difusão nos líquidos é mais lenta que nos gases porque não existem os espaços intermoleculares, mas as moléculas se difundem com facilidade em função de sua movimentação. No líquido as moléculas estão em contato íntimo.

A viscosidade é outro efeito da possibilidade de movimento das moléculas no estado líquido. É a resistência ao escoamento. As forças intermoleculares nos líquidos são maiores que nos gases, por isso a viscosidade ou resistência interna de escoamento é maior que nos gases. A viscosidade será tanto maior quanto maior for a força de interação entre as moléculas.

Quanto à compressibilidade, os líquidos são muito menos compressíveis que os gases, mas mais compressíveis que os sólidos. Há pouco espaço nos líquidos e as repulsões entre as nuvens eletrônicas de moléculas vizinhas oferecem intensa resistência a aproximações.

Os líquidos apresentam tensão superficial. Eles tendem a manter um volume característico. As forças intermoleculares em um líquido impedem que as moléculas se espalhem por todos os lados. A tensão superficial pode ser traduzida como uma tendência em minimizar sua área superficial. Ou a força que faz com que o líquido ocupe o menor volume possível. As moléculas na superfície de um líquido são atraídas pelas moléculas de seu interior, mas não pelas externas, que são gases. Neste desequilíbrio de forças surge a tensão superficial.

A tendência a evaporar ou vaporização dos líquidos é uma característica importante nos processos de fabricação do açúcar e do álcool. Os líquidos, como os gases e sólidos, apresentam uma distribuição normal de energia cinética das moléculas, que depende da temperatura do sistema. Um líquido evapora porque uma fração de moléculas da superfície força a saída do líquido, quando a energia adquirida por elas for suficiente para vencer a atração exercida pelas moléculas vizinhas. Quando isso ocorre, elas escapam. A vaporização ocorre quando uma certa fração de moléculas da superfície adquire a energia mínima necessária para vencer as forças intermoleculares escapando do líquido. Um conceito importante é o da pressão de vapor do líquido.



Se colocarmos em um sistema fechado no qual eliminamos todo o ar presente, um recipiente contendo um líquido, com o passar do tempo moléculas do líquido irão passar para a atmosfera do

sistema. Quanto mais moléculas se libertam do líquido maior a pressão interna registrada no manômetro.

A pressão interna irá subir até que permanecerá constante. A pressão registrada no manômetro nesta condição de equilíbrio é a pressão de vapor do líquido na temperatura em que se encontra o sistema. Nestas condições, a velocidade de evaporação das moléculas está sendo igual à velocidade de condensação. Observando macroscopicamente nada percebemos, mas a nível molecular, partículas estão saindo do líquido enquanto outras estão aderindo à massa líquida.

Uma observação importante é que este equilíbrio se estabelecerá com mais moléculas no estado gasoso, quanto maior for a temperatura do sistema. A pressão de vapor é a pressão exercida por um gás em equilíbrio com o seu líquido. Além de depender da temperatura a pressão de vapor depende da natureza do líquido e, portanto da tendência de escape ou tensão superficial deste.

O progressivo aumento da temperatura aumenta progressivamente a pressão de vapor do líquido no equilíbrio. Uma consequência do equilíbrio entre a pressão de vapor e a pressão na superfície do líquido é a ebulição. Um líquido entra em ebulição quando sua pressão de vapor se iguala à pressão externa. O ponto de ebulição de um líquido é a temperatura na qual a pressão de vapor do líquido se torna igual à pressão externa. Se o sistema estiver aberto esta pressão será a pressão atmosférica. Em sistemas fechados esta pressão será maior que a pressão atmosférica, por exemplo, em panelas de pressão.

Em sistemas à vácuo, como nas usinas de açúcar, esta pressão será menor. A evaporação da água em sistemas à vácuo permite que a temperatura de ebulição da água seja inferior à 100 °C, trazendo vantagens para o processo, por não destruir moléculas de açúcar, minimizar reações que ocorrem à altas temperaturas e por otimizar o uso da energia e do "vapor vegetal" que é a água evaporada do caldo de cana.

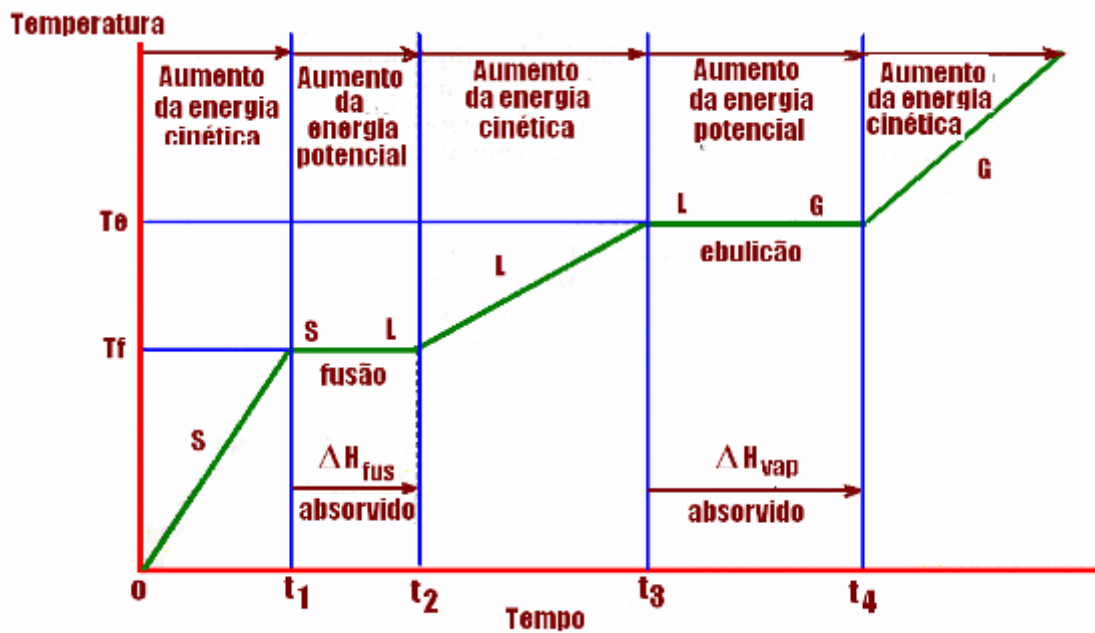
Tanto o ponto de ebulição como a pressão de vapor pode ser utilizada para estimar a magnitude das forças de atração intermoleculares em um líquido. Outra medida desta força é o calor de vaporização. Que é a quantidade de energia necessária para evaporar um mol de líquido.

Substâncias com baixa interação molecular, possuem baixo ponto de ebulição e substâncias com fortes interações internas, como a água que possui pontes de hidrogênio, possuem alto ponto de ebulição. O mesmo raciocínio utilizado para a evaporação e condensação pode ser utilizado para a solidificação ou fusão.

Observe o diagrama de mudanças de fase de uma substância pura. Conforme a temperatura do sólido é aumentada, a energia cinética das moléculas é aumentada fazendo com que elas vibrem cada vez mais até que a energia se torne suficiente para vencer as forças de interação presentes no retículo cristalino, atingindo a temperatura de fusão do sólido.

Neste ponto, toda a energia fornecida ao sistema é utilizada para vencer as forças de atração existentes no sólido transformando-o em líquido. Esta energia recebe o nome de calor de fusão ou ΔH de fusão. Quando todo o sólido se transformar em líquido a energia fornecida é utilizada para elevar a temperatura do líquido aumentando sua energia cinética. Isso ocorre até que a energia das partículas seja suficiente para libertá-las da massa líquida passando para o estado de vapor. Neste ponto, temos a temperatura de ebulição. Enquanto houver líquido a temperatura do sistema

permanece constante e o calor absorvido recebe o nome de calor de vaporização. Este calor é utilizado para romper as forças de atração das partículas do líquido.



Na última etapa temos somente gás e toda a energia fornecida aí é utilizada para aumentar a energia cinética das moléculas do gás. O entendimento da energia carregada pelas moléculas no estado gasoso é importante no processo de fabricação tanto do açúcar como do álcool, pois ambos utilizam a energia do vapor de água obtido nas caldeiras.

3.2.5 Soluções

As soluções ou misturas, que também recebem o nome de dispersões, podem ser classificadas de várias formas: quanto ao número de fases. Quanto à forma física. Quanto à quantidade dos componentes, solutos e solvente. Quanto à condutividade elétrica, entre outras.

Uma solução sempre é composta por duas ou mais substâncias, onde uma é o solvente e outras recebem o nome de soluto. Os solutos estão presente em menor quantidade, enquanto que o solvente está presente em maior quantidade. Os termos dispersantes e disperso também podem ser usados para o solvente e soluto respectivamente.

Sob o aspecto das fases presentes, as soluções podem ser classificadas em homogêneas e heterogêneas. As misturas homogêneas são aquelas nas quais podemos perceber apenas uma fase, mesmo se observarmos com microscópios de alta capacidade de resolução, pois, as partículas estão tão dispersas que praticamente cada unidade do soluto está completamente envolvida por unidades do solvente. Já nas misturas heterogêneas podemos distinguir duas fases. Uma mistura homogênea a olho nu nem sempre é homogênea. A maionese e o leite, por exemplo, na realidade são misturas heterogêneas. A fase dispersa encontra-se em tamanhos tão reduzidos que não conseguimos distinguir a não ser com uso de microscópios. As dispersões podem ser classificadas em soluções coloidais, emulsões e suspensões.

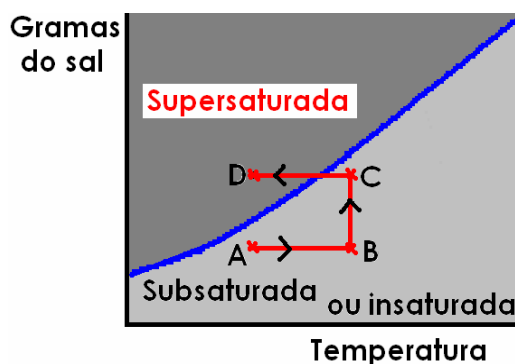
Quanto ao estado físico podemos ter soluções gasosas, soluções líquidas ou até soluções sólidas. Observe que as soluções gás-gás sempre serão soluções homogêneas. Não há como termos

uma solução de gás em gás que não seja homogênea. Já, as soluções líquido-gás ou as sólido-gás sempre serão heterogêneas, pois se tivermos uma única unidade do líquido ou do sólido envolvida pelo gás, teremos então uma mistura gás-gás. Um exemplo de mistura líquido-gás é a nuvem. Um exemplo de mistura sólido gás é a fumaça.

Quanto à condutividade elétrica as soluções podem ser eletrolíticas ou iônicas e não-eletrolíticas ou moleculares. As soluções eletrolíticas são formadas por soluto que ao ser dissolvido gera partículas elétricas que permitirão que a solução conduza corrente elétrica e as soluções moleculares são formadas por soluto molecular, que não conduz corrente elétrica, exemplo, sacarose.

Quanto à proporção de soluto e solvente presente, podemos ter soluções diluídas, quando a quantidade do soluto é muito pequena em relação à quantidade do solvente; soluções concentradas, que são aquelas em que o soluto se apresenta em quantidades elevadas, estando próxima à quantidade máxima que se consegue dissolver no solvente; as soluções não saturadas onde o soluto está em quantidade inferior ao máximo que se consegue dissolver; saturadas, aquelas cuja concentração é o máximo que se consegue dissolver e que apresenta corpo de fundo; E finalmente as supersaturadas, onde temos quantidade dissolvida acima do que normalmente se consegue dissolver. Uma solução supersaturada encontra-se em equilíbrio instável.

Observe o gráfico da solubilidade de uma substância que aumenta com o aumento da temperatura. Conseguimos uma solução supersaturada se fizermos o caminho inverso. Ou seja, se aumentamos a temperatura e solubilizamos grande quantidade da substância, - caminho A-B e B-C -, e, em seguida, resfriamos sem perturbar a solução, - caminho C-D -, ao final teremos uma solução supersaturada.



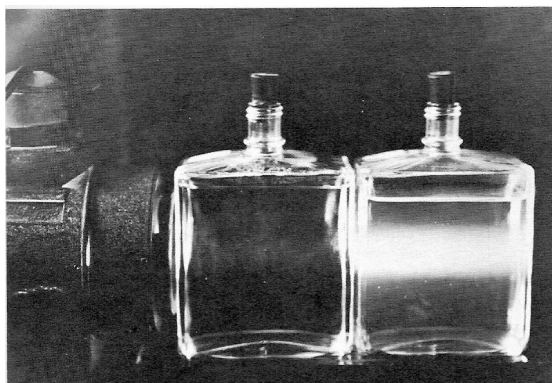
Um exemplo clássico de supersaturação é o do gás carbônico dissolvido no refrigerante que é aquecido. O aumento da temperatura diminui a quantidade de gás que se consegue dissolver no líquido. Enquanto a tampa do refrigerante está fechada o excesso de gás fica dissolvido no líquido de forma instável. Ao examinarmos o líquido não notamos bolhas do gás. No entanto, ao abrirmos a garrafa o gás em excesso sai da solução e escapa para a atmosfera.

Quanto às soluções coloidais, há quem as classifique como uma mistura intermediária entre mistura homogênea e heterogênea. Já que são homogêneas vistas a olho nu, mas heterogêneas vistas ao microscópio. São misturas onde, as partículas do soluto possuem tamanho variando entre 1 e 100nm, são menores que 10^{-5} cm. Essas partículas se apresentam como aglomerados contendo milhares de átomos ou moléculas não observáveis em microscópios comuns. Encontram-se estáveis

em suspensão e não são possíveis de separar por processos físicos comuns, somente por ultra-filtração ou ultra-centrifugação.

Os colóides de origem orgânica são geralmente polímeros catiônicos, ou seja, possuem regiões com cargas elétricas negativas e por isso atraem cátions, proteínas, por exemplo. Podemos encontrar partículas coloidais carregadas positivamente, os polímeros orgânicos aniônicos, ou ainda aglomerados de óxidos ou hidróxidos insolúveis como os colóides do solo. Também encontramos aglomerados sem regiões de cargas elétricas. O caldo de cana, assim como o leite, são soluções coloidais.

O Efeito Tyndall é característico de soluções coloidais. Este efeito é a dispersão dos raios luminosos ao atravessar um meio contendo partículas. Um feixe de luz atravessa uma solução verdadeira sem "esbarrar" em partícula alguma, já na solução coloidal as microscópicas partículas refletem a luz e denunciam a passagem do feixe. Algumas medidas no setor sucroalcooleiro se valem deste efeito turbidimétrico para avaliar quantidades. Por exemplo, potencial formador de floco alcoólico em açúcares, concentração de células de leveduras no leite de levedura, eficiência da clarificação do caldo de cana, entre outros.



Os colóides são aglomerados de partículas sólidas de dimensões minúsculas. Sua estrutura pode possuir cargas permitindo que, dependendo da natureza do solvente, este a mantenha estável em solução. Para remover os colóides das soluções é necessário desestabilizá-los. A desestabilização dos colóides pode ocorrer por adição de substâncias que neutralizem as cargas e promovam a aglutinação dos colóides, também chamada de coagulação. Este é um dos mecanismos utilizados na limpeza do caldo de cana.

As suspensões diferem das soluções coloidais pelo tamanho das partículas. Nas suspensões, as partículas apresentam-se com tamanho superiores a 100nm. No processo de produção de açúcar e de álcool trabalha-se com algumas suspensões. O leite de leveduras, por exemplo, utilizado para promover a fermentação alcoólica e o leite de cal utilizado para a clarificação do caldo de cana.

As soluções verdadeiras são aquelas nas quais os solutos encontram-se totalmente dispersos no solvente. Existe sempre uma quantidade máxima de soluto que se consegue dissolver no solvente a uma determinada temperatura. Esta quantidade é, como já vimos, a solubilidade do soluto.

Na dissolução da sacarose em água, quando temos quantidade inferior à solubilidade, aparentemente só temos água. Quando adicionamos quantidade maior que a solubilidade, irá sobrar açúcar que se chama corpo de fundo.

As quantidades dos solutos que conseguimos dissolver dependem da temperatura. Geralmente quando o soluto é sólido a solubilidade aumenta com o aumento da temperatura, e quando o soluto é um gás ocorre o contrário, o aumento da temperatura diminui a solubilidade. É o que ocorreu no exemplo do refrigerante.

Não existe regra. Algumas substâncias sólidas apresentam redução na sua solubilidade em água com o aumento da temperatura. Este é o caso, por exemplo, do sulfato de sódio e também do óxido de cálcio, o leite de cal utilizado na clarificação do caldo. A solubilização de uma substância ocorre até a saturação onde a partir deste ponto não se consegue dissolver mais o soluto e tudo o que é adicionado se torna corpo de fundo.

É possível preparar uma solução de sacarose supersaturada. Para isso, dissolvem-se quantidades maiores que a solubilidade, utilizando calor e deixando, em seguida, esfriar. A solução final não apresentará corpo de fundo, pois as moléculas estarão em solução em um equilíbrio metaestável. Estas moléculas sairão da solução quando provocadas com batidas ou colocando-se grãos de açúcar. É de uma dessas formas que são produzidos os açúcares nas usinas.

O processo de solubilização como vimos se dá pela interação entre as partículas do soluto e do solvente, levando a destruição da estrutura do sólido. As partículas do solvente atacam a superfície do retículo cristalino, removendo partículas do soluto. Ao final, destruída a estrutura sólida, tem-se também alterada a estrutura do solvente, pois existem moléculas do soluto onde anteriormente só havia solvente.

3.2.6 Concentrações de soluções

As soluções são formadas por moléculas de soluto dispersas entre moléculas de solvente. A quantidade de soluto dissolvida em uma determinada quantidade de solvente nos fornece a concentração do soluto na solução, que chamamos de concentração da solução. Quando duas soluções têm a mesma concentração, elas são chamadas isotônicas e quando as concentrações são diferentes, a mais concentrada é chamada hipertônica e a menos concentrada é chamada de hipotônica.

Existem várias formas de expressar a concentração das soluções. O que se entende simplesmente por **concentração** é a quantidade de soluto em gramas em relação ao volume da solução em litros. Utilizaremos os símbolos, "sç" para solução, "st" para soluto e "sv" para solvente, nas indicações das fórmulas.

$$C_{sç} = \frac{\text{quantidade do st}}{\text{quantidade do sv}}$$

Matematicamente temos $C = m / V$; onde m é a massa de soluto e V o volume da solução.

A unidade usual para concentração é gramas por litro (g/L). Quando temos g/100mL chamamos de porcentagem, neste caso porcentagem massa-volume. Podemos encontrar concentração expressa em gramas de soluto por 100 gramas de solução que é a porcentagem massa-massa.

$$C = \frac{m_{st}}{100 \text{ mL}}$$

O entendimento destas pequenas diferenças é importante quando da expressão das concentrações de soluções de açúcar, bem como das soluções hidroalcoólicas. Por exemplo, a unidade INPM (da sigla Instituto Nacional de Pesos e Medidas), é utilizada na comercialização do etanol combustível no Brasil e equivale à porcentagem massa-massa. Já a unidade °GL (grau Gay Lussac) equivale à % massa-volume, e é usada para comercializar aguardente. Muitos países quando solicitam o teor alcoólico eles o fazem em % volume-volume ou em densidade que é correspondente à concentração massa-massa de água. As diferentes unidades fornecem números diferentes.

Podemos ainda encontrar a massa expressa em miligramas por litro ou por quilo. Esta medida é usualmente chamada de ppm (parte por milhão). Dentro deste enfoque temos ainda a medida em parte por bilhão e parte por trilhão, unidades utilizadas para constituintes que se encontram em concentrações ao nível de traços, geralmente contaminantes indesejáveis que se quer identificar.

Há outras unidades para concentrações em soluções, dentre elas a molaridade é a mais difundida. Mas não menos importante temos a normalidade, muito usada nas análises laboratoriais; a as medidas em molalidade e fração molar que são úteis nos cálculos que envolvem propriedades coligativas. Temos ainda algumas medidas muito utilizadas no setor sucroalcooleiro como a densidade o Brix e a Pol.

A **molaridade** refere-se ao número de mols do soluto dissolvidos em um litro de solução. Matematicamente temos:

$$M = n_{st}/V_{sc}$$

Onde: M é a molaridade, n é o número de mol e V é o volume da solução em litros.

O número de mols, n , é a relação entre a massa do soluto, m_{st} e a massa molar, MM , da substância (ou Mol), $n = m_{st}/MM$.

A **normalidade** é a concentração expressa em número de equivalentes (neq) do soluto, dissolvidos e um litro de solução. $N = neq/V_{sc}$.

O número de equivalentes é o quociente entre a massa do soluto e o equivalente grama dele.

$$neq = m / Eq.$$

O equivalente grama de uma substância é a massa molar da espécie química dividida por um fator de equivalência k .

$$Eq = MM/k$$

Este fator k depende da espécie química em questão. No caso de ácidos o fator de equivalência é o número de hidrogênios ionizáveis da molécula. Por exemplo, ácido sulfúrico possui dois hidrogênios ionizáveis, portanto o k , é dois. Como sua massa molar é 98, o equivalente grama é 49 (98 dividido por 2). No caso de uma base, o valor de k é o número de hidroxilas ionizáveis.

Para o hidróxido de alumínio, por exemplo, o k é igual a 3 e o equivalente grama é 35. No caso de um íon o k é a valência do íon. Por exemplo, para o alumínio o k é 3.

Quando se quer o equivalente de um elemento que participa de uma reação de oxirredução o k é o número de elétrons envolvidos na reação em questão.

A **Molalidade** é uma unidade não muito usual. O seu entendimento é útil para podermos realizar os cálculos que envolvem os efeitos coligativos. A molalidade ou concentração molal é a relação entre o número de mols do soluto (n_{st}) e a massa do solvente (m_{sv}), em quilogramas, não podendo ser expressa em outra unidade.

$$M = n_{st} / m_{sv}$$

Onde M é a molalidade, n_{st} é o número de mols do soluto em questão e m_{sv} é a massa do solvente em quilogramas.

A **Fração Molar** fornece a relação de cada componente presente na mistura. Ou seja, é uma forma de representar a relação existente entre a quantidade de uma espécie em relação às inúmeras espécies químicas presentes na mistura. Para cada componente i da mistura, a fração molar x_i é o número de mols n_i dividido pelo número total de moles na solução, n . Assim:

$$X_i = n_i / n$$

Onde, n é a somatória de todos os componentes, inclusive o solvente, no caso de uma solução. Por definição, a somatória das frações molares é igual a um.

Algumas medidas de concentração importantes do setor sucroalcooleiro são, Densidade, Brix e Pol.

A **Densidade** é a medida da relação existente entre a massa de uma substância e o volume que ela ocupa.

$$d = m/V$$

A unidade de densidade é gramas por centímetro cúbico ou mililitro. Há vários conceitos envolvendo a densidade, e no setor sucroalcooleiro é necessário um bom entendimento destes conceitos. A comercialização do etanol, por exemplo, é feita sobre o valor da densidade ou da massa específica da solução água-etanol (hidroalcoólica).

Quando a medida da densidade é feita no vácuo recebe o nome de densidade absoluta. Neste caso elimina-se o efeito do empuxo do ar.

A **gravidade específica, massa específica ou peso específico**, é a relação entre a massa da substância e a massa de igual volume de água, a uma temperatura padrão. Como depende da temperatura na qual foi determinada é representada pelo símbolo d_t^t , onde o expoente é a temperatura da substância e o índice a temperatura padrão da substância referência. Desta forma, d_{20}^{20} é a densidade de uma substância a 20 °C em relação à água a 20°C. A gravidade específica em relação à água a 4° C é d_4^{20} 0,999973 g/cm³ que é o seu valor máximo. Observe que,

$$d_4^t = d_t^t \times 0,999973$$

A densidade pode ser determinada através de picnômetros, densímetros eletrônicos e densímetros de imersão, estes últimos também são chamados de areômetros ou hidrômetros o que torna estas medidas ainda mais confusas, pois existem inúmeros destes instrumentos calibrados nas mais variadas formas.

Os densímetros de imersão são dispositivos baseados no princípio de Arquimedes, eles possuem um bulbo de vidro, contendo uma quantidade determinada de algum material denso provido de uma haste dentro da qual há uma escala. A densidade é verificada quando o densímetro flutua sobre a solução cuja densidade se deseja determinar. Neste momento, anota-se a temperatura e o valor da escala coincidente com o nível do líquido.



O **Brix** é definido como sendo a quantidade total de sólidos em gramas, dissolvidos em 100 gramas de solução. Trata-se de uma medida de concentração massa/massa. Observe que neste caso todos os sólidos dissolvidos estão sendo computados. Um caldo de cana madura apresenta um Brix ao redor de 20°. O que significa dizer que em 100 gramas de caldo, a somatória dos compostos solúveis totaliza 20 gramas. Os sólidos solúveis do caldo como já vimos são sacarose, glicose, frutose, sais minerais, ácidos orgânicos, flavonóides, entre outros, dentre os quais a sacarose é o constituinte em maior proporção.

A **Pol** do caldo é uma medida de concentração de sacarose. É definida como o teor de sacarose aparente em gramas por 100 mL.

Quando misturamos duas ou mais soluções duas coisas podem acontecer. Ou as substâncias reagem entre si ou não reagem. Se considerarmos a mistura de duas soluções com mesmo solvente os volumes se somam e, se os solutos não reagem eles apenas serão diluídos.

Para calcularmos a concentração final da mistura utilizamos a seguinte expressão.

Quando não há soma de solutos,

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f.$$

Quando há soma de solutos,

$$(C_1 \times V_1) + (C_2 \times V_2) = C_f \times V_f$$

Onde C e V são concentração e volume respectivamente e i e f correspondem à situação inicial e final e 1 e 2 condição um diferente da condição 2.

Exemplo, temos um tanque com 1000 L de álcool contendo 3 ppm de sódio e temos um outro tanque com 2500 L de álcool contendo 9 ppm de sódio. Podemos considerar qualquer um dos tanques como situação inicial. Escolhendo o tanque de 1000 L temos

$$(3 \times 1000) + (9 \times 2500) = C_f \times 3500$$

A concentração final de sódio na mistura dos dois tanques será igual a aproximadamente 7,3ppm.

3.2.7 Propriedades Coligativas

Quando adicionamos um sólido a um solvente ele altera a estrutura do solvente, pois passa a existir uma partícula em um local onde anteriormente não existia. A presença do sólido aumenta a desordem do sistema. As propriedades coligativas são aquelas que dependem da quantidade de partículas do soluto adicionadas ao solvente. Não depende da natureza destas partículas. O solvente puro apresenta interação entre suas partículas que serão alteradas ao serem adicionadas partículas sólidas que se solvatam, independentemente de que partícula seja.

Tecnicamente, as propriedades coligativas surgem da redução do potencial químico do solvente como resultado da presença do soluto. A origem molecular da diminuição do potencial químico não está na energia de interação entre o soluto e as partículas do solvente, e sim na entropia do sistema. Entropia é o grau de desordem do sistema. Observe a organização no solvente puro. A pressão de vapor reflete a tendência da solução em aumentar o grau de desordem, que é a tendência de escape. Isso 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 ou a desordem da solução e a tendência dela em formar gás diminui. Como consequência a temperatura necessária para vaporizar o líquido aumenta. Da mesma forma o aumento da desordem (entropia) da solução pela adição do soluto contribui para que ela permaneça em seu estado líquido e não se solidifique diminuindo o ponto de fusão.

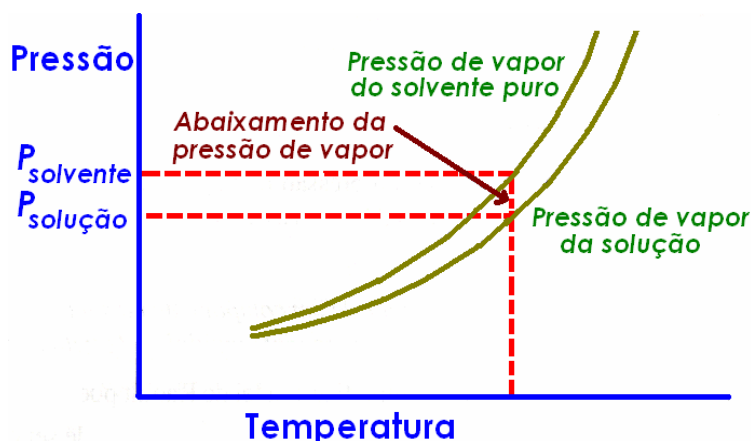
Portanto, a presença das partículas modifica algumas propriedades do solvente puro, tais como: pressão de vapor, ponto de ebulição, ponto de congelamento e geram pressão osmótica. Por isso é que estas propriedades variam na mudança de estado.

Os efeitos coligativos recebem nomes especiais, assim, o primeiro efeito recebe o nome de **Tonosopia** e trata-se do estudo da diminuição da tendência de escape das moléculas do solvente, ou seja, diminuição da Pressão Máxima de Vapor do solvente pela presença de partículas de um sólido solúvel.

A pressão de vapor é a medida da tendência que o solvente tem de escapar da massa líquida, ou é a medida da concentração de moléculas do solvente, presentes na fase gasosa em equilíbrio com o solvente. A presença de partículas no solvente diminui a pressão de vapor. A Lei de Raoult diz que a variação da pressão de vapor de um solvente em uma solução é igual ao produto da Pressão Máxima de vapor do solvente puro, p_o , pela fração molar do soluto no solvente.

$$\Delta p = p_o \cdot X_{sto}$$

Onde Δp é a variação na pressão de vapor sofrida com a presença de partículas. Ou ainda, Δp é quanto a pressão de vapor diminui em função da quantidade de soluto, ou seja, da fração molar do soluto. Observe o gráfico da tonoscopia, a pressão de vapor do solvente puro é maior que do solvente na solução.



Outro efeito das propriedades coligativas é a Elevação do Ponto de Ebulição do solvente pela presença de soluto e que recebe o nome de **Ebulioscopia**. Sabemos que o ponto de ebulição de um líquido está diretamente relacionado com a pressão de vapor, e que o líquido ferve quando sua pressão de vapor é igual à pressão externa.

Sob ação da pressão externa com a elevação da temperatura, a cada momento saem moléculas do solvente e conseqüentemente a quantidade de soluto na solução é aumentada, fazendo com que, de acordo com a tonoscopia, diminua a pressão de vapor. Por isso, para entrar em ebulição é preciso aumentar mais a temperatura. Ao colocarmos, por exemplo, açúcar em água fervendo, ela para de ferver. Isso ocorre porque será necessário aumentar a temperatura da solução, para que ela entre novamente em ebulição. A elevação do ponto de ebulição é proporcional a molalidade do soluto.

$$\Delta T_e = (T_e) \text{ solução} - (T_e) \text{ solvente}$$

Raoult também estudou este efeito e observou que elevação da temperatura de ebulição do solvente na solução, ou seja, ΔT_e é diretamente proporcional a molalidade do soluto.

$$\Delta T_e = K_e \cdot M$$

Onde, ΔT_e é o abaixamento do ponto de ebulição, M é a molalidade, e K_e é a constante de proporcionalidade (constante da elevação do ponto de ebulição molal ou constante ebuliométrica). Esta constante depende do solvente e para a água é $0,52 \text{ } ^\circ\text{C.K.g.mol}^{-1}$. Este efeito é muito útil na fabricação de açúcar, uma vez que a cristalização da sacarose é obtida pela evaporação da água que é o solvente. Controlando-se a temperatura de ebulição é possível saber a concentração de sacarose na solução.

O Abaixamento do Ponto de Congelamento do solvente com a presença de solutos é o terceiro efeito coligativo e é chamado de **Crioscopia**. Como vimos, a presença de partículas de soluto diminuem a tendência de escape do solvente da fase líquida. Isso ocorre também com relação à passagem da fase líquida para a sólida. Significando dizer que a passagem do estado líquido para

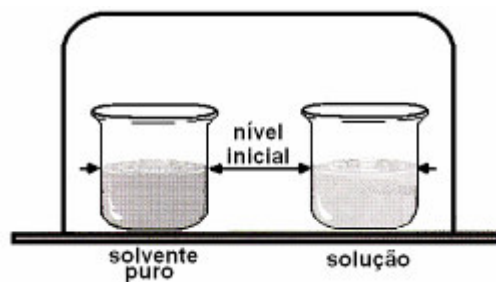
o sólido ocorrerá em temperaturas inferiores a que acontece com o líquido puro. Por isso é que se coloca sal na água com gelo para derreter o gelo, ou para evitar que a água se congele. Assim, a uma temperatura inferior a zero grau ainda temos solução e não gelo como era de se esperar se tivéssemos água pura.

Segundo Raoult, o abaixamento da temperatura de congelamento de uma solução é diretamente proporcional a molalidade

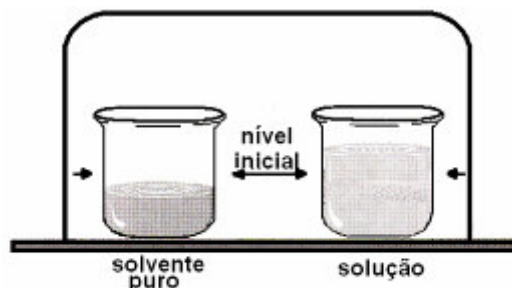
$$\Delta T_c = - K_c \cdot M,$$

Onde m = molalidade, K_c = constante de abaixamento do ponto de congelamento molal.

O quarto efeito das propriedades coligativas é a ocorrência da **Pressão Osmótica**. Este efeito foi estudado por Van't Hoff. Observe o sistema fechado onde inicialmente temos dois frascos um com o solvente puro e um com o solvente contendo um sólido dissolvido.



O fenômeno chamado difusão ocorre para que os sistemas fiquem em equilíbrio. Assim se dará a transferência de partículas de uma região mais concentrada para regiões menos concentrada até que ambas as regiões apresentem o mesmo número de partículas. Ocorre então uma transferência efetiva de partículas do solvente de um recipiente para o outro.



Osmose é essa transferência de moléculas do solvente que pode ocorrer através de uma membrana semipermeável em função das diferentes concentrações de partículas do soluto atendendo a necessidade de atingir um equilíbrio. No sistema contendo uma membrana semipermeável que permita apenas a passagem de moléculas de água, após um certo tempo podemos observar que o nível do frasco contendo o solvente puro diminui e o da solução aumentou.

O fenômeno da Pressão Osmótica nada mais é que a força por unidade de área, que deve ser exercida sobre uma solução para impedir a osmose. Essa pressão é dada pela equação

$$\pi = M \times R \times T$$

onde π (π) é a pressão osmótica M é a molaridade R a constante dos gases ideais e T é a temperatura.