## Aula 1 - Propriedades Coligativas das Soluções - Introdução

As propriedades coligativas são propriedades das soluções, ou seja, propriedades derivadas da interação do soluto com o solvente. Essas propriedades chamadas coligativas dependem exclusivamente da quantidade de partículas totais (em mol ou mol/L) na solução.

Um conceito importante para o estudo das propriedades coligativas é a Pressão Máxima de Vapor.

## Aula 2 - Pressão de Vapor I

Pressão Máxima de Vapor e a Temperatura de Ebulição

Quando um líquido entra em ebulição? Quando este atinge a Tebulição, certo? Errado!

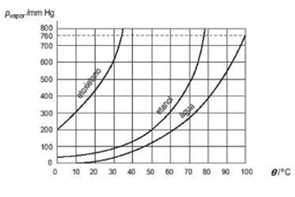
Atenção: um líquido entra em ebulição (“ferve”) quando atinge uma temperatura na qual a sua pressão de máxima de vapor se iguala à pressão exercida sobre ele, ou seja, à pressão atmosférica local.

É válido lembrar que a pressão atmosférica varia em função da altitude: quanto maior a altitude, menor a pressão atmosférica. Por exemplo, a água “ferve” a 100°C ao nível do mar onde a pressão atmosférica é de 760 mmHg (1 atm). Em São Paulo, onde a pressão atmosférica está por volta de 700 mmHg essa temperatura passa a ser de 98,3°C.

## Aula 3 - Pressão de Vapor II

É importante sempre lembrar que quanto maior a volatilidade de uma substância, maior sua pressão de vapor e que substâncias diferentes possuem pressões máximas de vapor também diferentes a uma mesma temperatura. Isso ocorre devido a maior ou menor facilidade do líquido passar para o estado de vapor que dependem do tipo das forças ou interações intermoleculares que ocorrem no líquido.

Entre outras palavras podemos dizer que quanto menor a intensidade da interação intermolecular, maior a volatilidade da substância e consequentemente maior sua pressão de vapor; por outro lado, quanto mais intensa a interação, menor a volatilidade e então menor pressão de vapor.



Pela análise do gráfico acima para três substâncias diferentes podemos notar que as medidas da Pvap variam com o aumento da temperatura.

## Aula 4 - Ebulição I

Definimos a temperatura de ebulição de um composto como sendo o ponto onde a sua pressão de vapor se iguala com a pressão externa. Essa pressão externa, na maioria das vezes, será a pressão atmosférica local, que pode variar, de acordo com a altitude.

Conforme aquecemos um líquido, aumentamos a sua pressão de vapor. Esse vapor está sendo “empurrado” pela pressão atmosférica, fazendo com que volte para o estado líquido. Quanto maior a temperatura, maior a pressão de vapor, até o ponto onde a pressão de vapor terá a mesma intensidade que a pressão atmosférica. Nessa temperatura, começa o processo de ebulição.

Dois líquidos diferentes podem possuir a mesma pressão de vapor. Isso acontecerá quando ambos estiverem no mesmo local e em suas respectivas temperaturas de ebulição. Nesse caso, ambos terão pressão de vapor igual ao valor da pressão atmosférica.

## Aula 5 - Ebulição II

A pressão atmosférica está intimamente relacionada com a altitude em que você se encontra. Quanto mais alto você estiver - isso é, quanto maior for a sua altitude - menor será a pressão atmosférica.  
A pressão atmosférica ocorre devido à coluna de ar que existe acima de nós. Quanto maior a altitude, menor será essa coluna de ar, e logo, menor é a pressão que ela aplica sobre uma área. Quando no nível do mar, definimos a pressão como sendo de exatamente uma atmosfera (1 atm = 760 mmHg). Conforme a altitude aumenta, a pressão ficará menor que 1 atm.

Como a temperatura de ebulição é a temperatura onde a pressão de vapor de um líquido se iguala a pressão externa, quanto menor for a pressão externa, menor será a temperatura de ebulição. Isso significa que um líquido entrará em ebulição mais facilmente em uma cidade de grande altitude do que no litoral.

De forma semelhante, se aumentarmos ou diminuirmos a pressão de um sistema, isso também altera a temperatura de ebulição de um líquido. Diminuindo a pressão (usando uma bomba de vácuo, por exemplo), podemos forçar líquidos a entrar em ebulição em baixas temperaturas; Aumentando a pressão (como ocorre em panelas de pressão, por exemplo), podemos forçar líquidos a entrar em ebulição em temperaturas mais altas do que o seu normal.

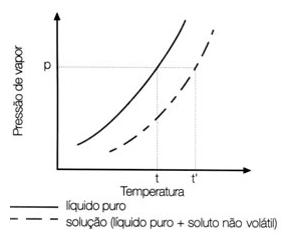
## Aula 6 - Tonoscopia

Tonoscopia

A tonoscopia ou tonometria é o estudo da diminuição da pressão máxima de vapor de um solvente, provocada pela adição de um soluto não volátil.

A adição de um soluto não volátil a um solvente puro sempre atrapalha sua evaporação e consequentemente leva a uma diminuição da pressão máxima de vapor da solução em relação ao solvente puro.

Vale lembrar que quanto maior o número de partículas dissolvidas, menor será a pressão máxima de vapor devido a menor evaporação do solvente.



Observando o diagrama acima podemos verificar que a uma data temperatura o líquido puro sempre terá maior pressão de vapor em relação a sua solução.

Ebulioscopia

Ebulioscopia ou ebuliometria é o estudo da elevação da temperatura de ebulição de um solvente em uma solução.

Esse aumento da temperatura de ebulição quando da adição de um soluto não volátil pode ser justificada pela diminuição da pressão máxima de vapor, ou seja, a ebulioscopia é consequência do efeito tonoscópico.

Crioscopia

A crioscopia ou criometria é o estudo da diminuição da temperatura de congelamento de um solvente em uma solução.

O efeito crioscópico de interação soluto solvente em uma solução pode ser observado em países frios onde no inverno ocorre formação de neve. É frequente a adição de cloreto de cálcio e cloreto de sódio nas ruas e rodovias para abaixar a temperatura de congelamento da água, dificultando assim a formação de gelo.

## Aula 7 - Ebulioscopia

Ebulioscopia ou ebuliometria é o estudo da elevação da temperatura de ebulição de um solvente em uma solução.

Esse aumento da temperatura de ebulição quando da adição de um soluto não volátil pode ser justificada pela diminuição da pressão máxima de vapor, ou seja, a ebulioscopia é consequência do efeito tonoscópico.

## Aula 8 - Crioscopia

A crioscopia ou criometria é o estudo da diminuição da temperatura de congelamento de um solvente em uma solução.

O efeito crioscópico de interação soluto solvente em uma solução pode ser observado em países frios onde no inverno ocorre formação de neve. É frequente a adição de cloreto de cálcio e cloreto de sódio nas ruas e rodovias para abaixar a temperatura de congelamento da água, dificultando assim a formação de gelo.

## Aula 9 - Osmose

Osmose é um fenômeno espontâneo de passagem de solvente do meio menos concentrado (hipotônico) para o meio mais concentrado (hipertônico) através de uma membrana semipermeável.

## Aula 10 - Pressão Osmótica

Apressão osmótica (π) é a pressão aplicada externamente a uma solução mais concentrada para evitar que o fenômeno de osmose ocorra.

## Aula 11 - Osmose Reversa

O processo de osmose reversa é a passagem forçada de solvente contra o gradiente de concentração. Isso é, o solvente será forçado a passar do meio mais concentrado para o meio menos concentrado.  
Para realizar a osmose reversa, é preciso aplicar uma pressão, no meio mais concentrado, que supere a pressão osmótica. Com isso, o solvente atravessará a membrana semi-permeável, e passará para o meio menos concentrado.

Esse processo é muito utilizado para dessalinizar água. Em locais onde a oferta de água doce é escassa, utiliza-se água salobra para se obter água dessalinizada. Com a aplicação da pressão, a água salobra é forçada a passar pela membrana semi-permeável, deixando os sais de um lado, e a água do outro.

## Aula 12 - Equações

Podemos quantificar o efeito que a adição de um soluto não-volátil causa em um determinado sistema. Isso é feito através das equações das propriedades coligativas. Cada uma das quatro propriedades que foram estudadas possui sua própria equação.

* Tonoscopia

A variação da pressão de vapor de um líquido pode ser quantificada pela seguinte equação:



Sendo:

= variação da pressão de vapor;  
 P0 = pressão de vapor inicial;  
 Kt = constante tonoscópica do solvente (dado por: massa molar do solvente/1000);  
 ω = concentração molal do soluto (dado por: número de mols do soluto/massa do soluto em quilogramas).

* Ebulioscopia

O aumento da temperatura de ebulição de um líquido pode ser quantificada pela seguinte equação:  


Sendo:  
= variação da temperatura de ebulição;  
Ke = constante ebulioscópica do solvente;  
ω = concentração molal do soluto (dado por: número de mols do soluto/massa do soluto em quilogramas).

* Crioscopia

A diminuição da temperatura de congelamento de um líquido pode ser quantificada pela seguinte equação:  
   
Sendo:  
= variação da temperatura de congelamento;  
Kc = constante crioscópica do solvente;  
ω = concentração molal do soluto (dado por: número de mols do soluto/massa do soluto em quilogramas).

* Pressão osmótica

A variação da pressão osmótica de uma solução pode ser quantificada pela seguinte equação:  
  
Sendo:  
 = Pressão osmótica;  
ɱ = concentração molar (dado por: número de mols do soluto/volume da solução em litros);  
R = constante dos gases ideais;  
T = temperatura.