



Prof. Ricardo Honda

<http://www.professorhonda.com.br>

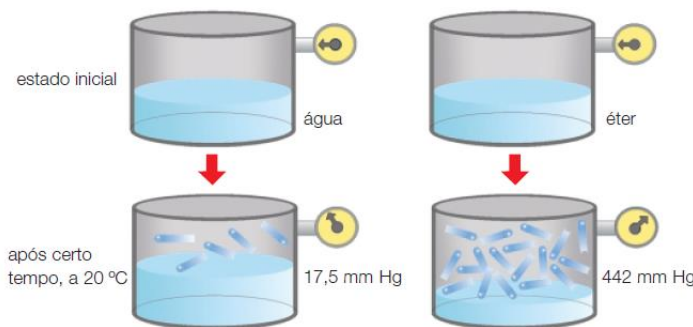
# Resumão do Hondinha

## Propriedades coligativas

"Em países quentes, é costume adicionar à água do radiador dos automóveis o etilenoglicol, que eleva a temperatura de ebulição da água. Evita-se assim que a água do radiador entre em ebulição. Nos países que apresentam inverno muito rigoroso, a mesma substância é usada para diminuir a temperatura de congelamento da água. A elevação da temperatura de ebulição e a diminuição da temperatura de congelamento são duas das propriedades das soluções que dependem do número de partículas de um soluto não volátil na solução, e não da natureza dessas partículas. Essas propriedades, denominadas propriedades coligativas, são a tonoscopia, a ebulioscopia, a crioscopia e a osmose e estão relacionadas com a pressão máxima de vapor das soluções".

### Pressão máxima de vapor

Uma das propriedades físicas com a qual mais comumente convivemos e muito fácil de perceber é a volatilidade de diferentes substâncias. É senso comum que o éter é mais volátil que a água. Vamos imaginar um experimento em que essas duas substâncias estejam no estado líquido, cada uma num frasco fechado a vácuo, provido de manômetro:



As pressões indicadas pelos manômetros correspondem àquelas exercidas pelos vapores numa situação de equilíbrio entre as duas fases (líquido e vapor), à temperatura de 20 °C. Nessa situação, a pressão é denominada **pressão máxima de vapor (P<sub>v</sub>)**.

Pressão máxima de vapor (P) a 20 °C	
água(l) ⇌ água(v)	17,5 mm Hg
éter(l) ⇌ éter(v)	442 mm Hg

Líquidos diferentes, numa mesma temperatura, apresentam diferentes pressões máximas de vapor, as quais dependem da intensidade das forças intermoleculares da substância no estado líquido.

Já para a maioria dos sólidos a pressão máxima de vapor é desprezível. No entanto, a naftalina, mesmo sendo um sólido, apresenta uma considerável pressão máxima de vapor.

Quando um líquido é aquecido, a energia cinética média das suas moléculas aumenta, o que facilita a passagem para o estado de vapor. Como consequência disso, há um aumento do número de moléculas no estado de vapor, isto é, ocorre um aumento da pressão máxima de vapor da substância.

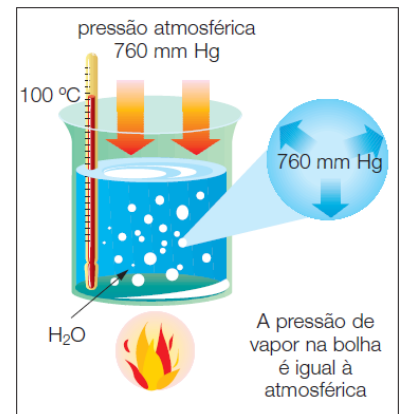
### Pressão máxima de vapor e a temperatura de ebulição

Quando um líquido é aquecido em recipiente aberto, no seu interior formam-se bolhas constituídas do vapor do líquido.

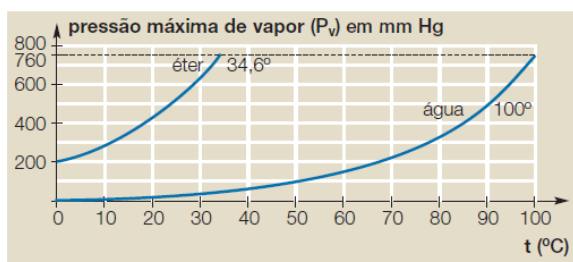
Para que essas bolhas escapem do líquido, é necessário que sua pressão seja, no mínimo, igual à pressão atmosférica.

Assim, concluímos que:

Um líquido ferve (entra em ebulição) à temperatura na qual a pressão máxima de vapor se iguala à pressão exercida sobre sua superfície, ou seja, à **pressão atmosférica**.



No caso do éter e água, temos:



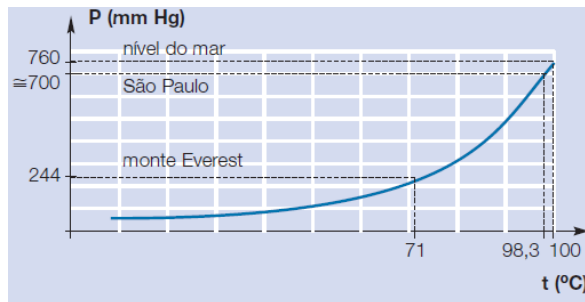
Ao nível do mar, onde a pressão atmosférica é igual a 760 mm Hg, temos:

TE a 760 mm Hg	
Éter	34,6 °C
Água	100 °C

## Variação da pressão atmosférica e temperatura de ebulição

Quanto maior a altitude, menor é a pressão atmosférica. Desse modo, nas montanhas, onde a pressão atmosférica é menor do que no nível do mar, a temperatura de ebulição da água em recipiente aberto é menor que 100 °C.

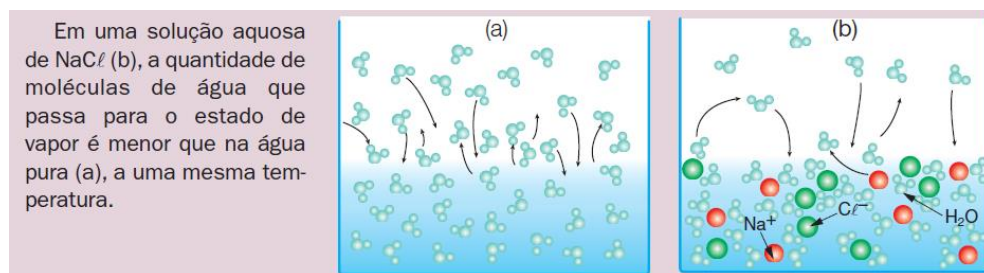
O gráfico ao lado mostra a variação das temperaturas de ebulição da água a diferentes altitudes.



## As propriedades coligativas

A intensidade com que as propriedades coligativas ocorrem depende unicamente da quantidade de partículas presentes na solução, mas não depende da natureza dessas partículas.

Tais fenômenos podem ser explicados pelas interações que ocorrem entre as partículas do soluto e as moléculas do solvente. Essas interações dificultam a passagem do solvente para o estado de vapor, assim como o seu congelamento.



Em uma solução aquosa de NaCl (b), a quantidade de moléculas de água que passa para o estado de vapor é menor que na água pura (a), a uma mesma temperatura.

As soluções podem ser de dois tipos:

**1. Solução molecular:** as partículas presentes na solução são moléculas.

Exemplo:

Ao adicionarmos 1 mol de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) a certa quantidade de água, teremos 1 mol de moléculas de glicose, ou seja,  $6,0 \cdot 10^{23}$  partículas (moléculas) nessa quantidade de água.

**2. Soluções iônicas:** as partículas presentes na solução são íons.

Exemplo:

a) Ao adicionarmos 1 mol de cloreto de sódio (NaCl) a certa quantidade de água, esse sal originará 1 mol de íons  $Na^+$  e 1 mol de íons  $Cl^-$ , ou seja,  $12,0 \cdot 10^{23}$  partículas (íons) nessa quantidade de água.

b) Ao adicionarmos 1 mol de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) a certa quantidade de água, e se esse ácido se ionizar totalmente ( $\alpha = 100\%$ ), ele originará 2 mol de íons  $H^+$  e 1 mol de íons  $SO_4^{2-}$ , ou seja,  $18,0 \cdot 10^{23}$  partículas (íons) nessa quantidade de água.

## Tonoscopia (ou tonometria)

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 pressão de vapor da solução deve-se exclusivamente à quantidade de solvente na fase de vapor.

A pressão máxima de vapor da água a 30 °C é igual a 31,82 mm Hg. Soluções aquosas de solutos não voláteis apresentam pressões máximas de vapor menores que a da água.

Observe, na tabela a seguir, valores aproximados da pressão máxima de vapor do solvente em soluções que foram preparadas dissolvendo-se 1 mol de soluto em 1,0 L de água.

	Água	1 mol de glicose 1,0 L de água	2 mol de glicose 1,0 L de água	1 mol de NaCl 1,0 L de água
<b>Pressão máxima de vapor (PMV)</b>	31,82	31,26	30,70	30,70

abaixamento da PVM ( $\Delta P$ )

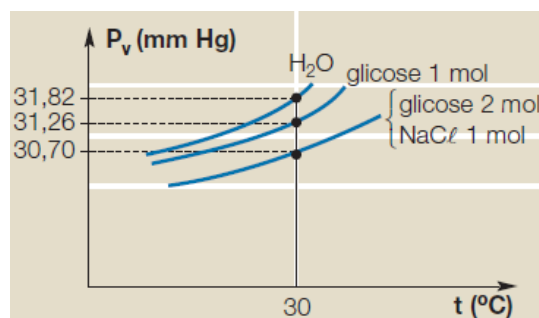
Nota-se que existe uma relação entre o abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor ( $\Delta P$ ) e o número de mol de partículas do soluto presente na solução.

Nº de mol de partículas do soluto na solução	$\Delta P$ (mm Hg a 30 °C)
1 mol	0,56
2 mol	1,12
3 mol	1,68

Com isso, podemos concluir que:

Quanto maior for o número de partículas ( $n^\circ$  de mol) do soluto não volátil na solução, maior será o abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor ( $\Delta P$ ).

O abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor das soluções mencionadas pode ser representado em um gráfico que relaciona os valores das pressões máximas de vapor do solvente puro e das soluções em função da temperatura.



## Ebulioscopia (ou ebuliometria) e Crioscopia (ou criometria)

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

O aumento (variação) da temperatura de ebulição ( $\Delta t_E$ ) pode ser justificado pela diminuição da pressão máxima de vapor, que se deve à presença das partículas do soluto.

Para que ocorra a ebulição da solução, é necessário que ela seja aquecida até que sua pressão de vapor se iguale à pressão atmosférica.

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

A adição de um soluto não volátil a um solvente provoca um abaixamento na temperatura de congelamento ( $\Delta t_C$ ) desse solvente, o que pode ser explicado pelo fato de as partículas do soluto dificultarem a cristalização do solvente.

Esses dois efeitos coligativos — ebulioscopia e crioscopia — podem ser visualizados no gráfico ao lado, que mostra as temperaturas de fusão e ebulição, ao nível do mar, da água pura e de uma solução aquosa 1 mol/L de ureia.

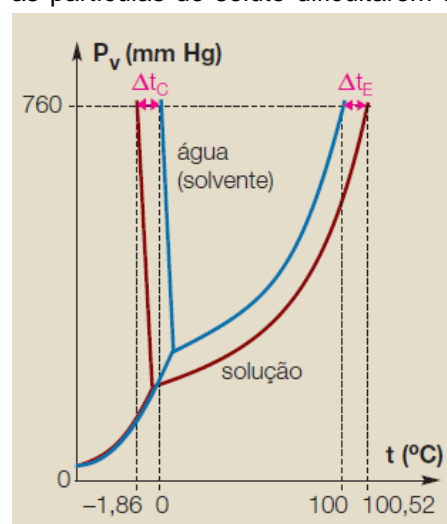
Pela observação do gráfico, podemos concluir que a temperatura de fusão (congelamento) da solução é igual a  $-1,86^\circ\text{C}$  e a sua temperatura de ebulição é de  $100,52^\circ\text{C}$ .

Assim, para soluções que contenham 1 mol de partículas por litro de água, temos  $\Delta t_C = 1,86^\circ\text{C}$  e  $\Delta t_E = 0,52^\circ\text{C}$ .

Generalizando, temos:

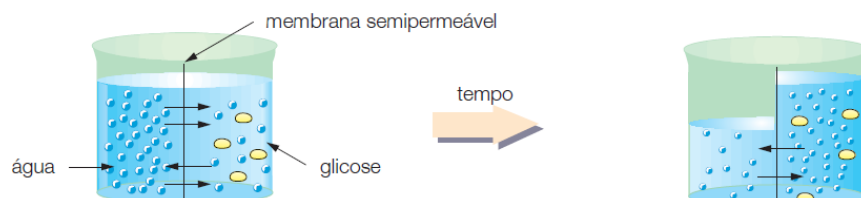
Quanto maior o número de partículas ( $n^\circ$  de mol) do soluto não volátil na solução:

- maior a elevação da temperatura de ebulição do solvente (maior  $\Delta t_E$ );
- maior o abaixamento da temperatura de congelamento do solvente (maior  $\Delta t_C$ ).

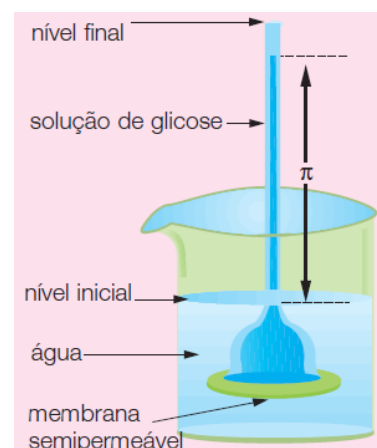


## Osmose e pressão osmótica

**Osmose** é a passagem do solvente para uma solução ou a passagem do solvente de uma solução diluída para outra mais concentrada, por meio de uma membrana **semipermeável**.



A figura ao lado mostra um experimento clássico no qual ocorre osmose. O funil contendo uma solução aquosa de glicose é selado com uma membrana semipermeável e introduzido num béquer contendo água. Com o passar do tempo, a água flui para a solução, e o nível desta sobe na haste do funil, até que a pressão exercida pela coluna ( $\pi$ ) impeça a entrada de mais solvente.



Para impedir a diluição da solução, seria necessário aplicar sobre ela uma pressão externa denominada pressão osmótica da solução ( $\pi$ ).

**Pressão osmótica ( $\pi$ )** é a pressão externa que deve ser aplicada a uma solução para evitar sua diluição (osmose).

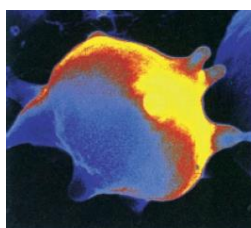
A pressão osmótica ( $\pi$ ) está relacionada com a molaridade da solução ( $m$ ) e com a temperatura na escala Kelvin (T), da seguinte maneira:

$$\pi = mRT \quad R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \text{ ou } 62,3 \text{ mm Hg L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

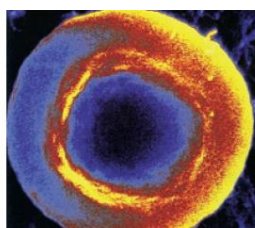
**Observação:** Em soluções iônicas, considera-se a molaridade total dos íons.

A pressão osmótica pode atingir valores muito elevados, mesmo quando se trabalha com soluções que apresentam pequenas diferenças de concentração. Esse fato é muito importante para o funcionamento de nosso organismo.

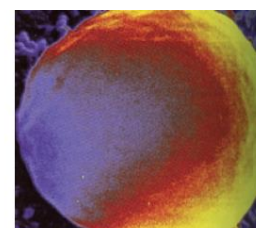
A pressão osmótica normal do sangue é de aproximadamente 7,4 atm quando comparada com a da água pura. Os glóbulos vermelhos (hemácias) do sangue, assim como todas as células vivas do organismo, são afetados por diferenças de pressão osmótica.



Solução com pressão osmótica maior que a da célula (**hipertônica**).



Solução com pressão osmótica igual à da célula (**isotônica**).



Solução com pressão osmótica menor que a da célula (**hipotônica**).

← aumenta concentração da solução  
aumenta pressão osmótica da solução →

*Aspecto das células em soluções com diferentes concentrações.*