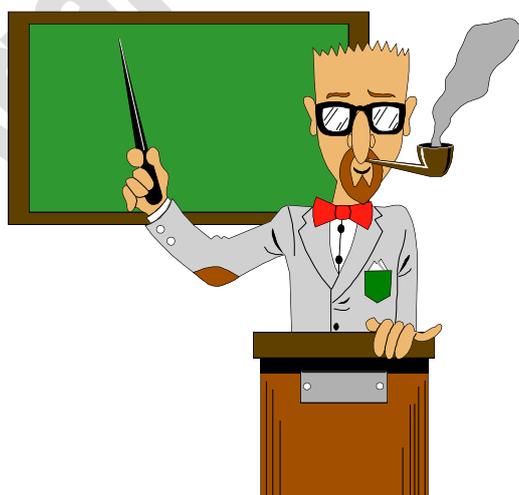


# *PROPRIEDADES COLIGATIVAS*



*PROF. AGAMENON ROBERTO*

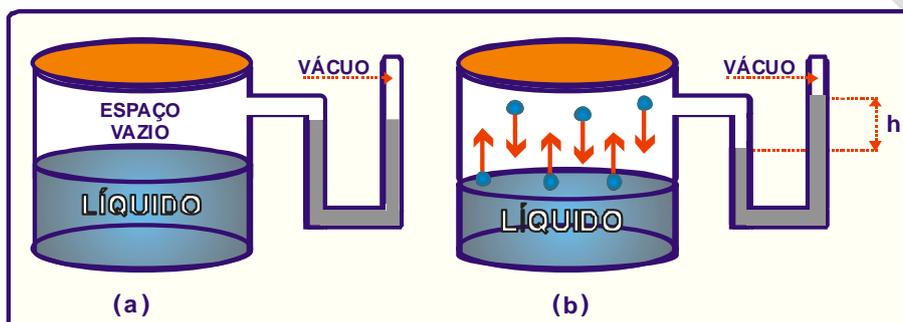


## PROPRIADES COLIGATIVAS

Verificam-se alterações de algumas propriedades do solvente, provocadas pela adição de um soluto não-volátil a este solvente. Estas alterações dependem apenas da quantidade de partículas, do soluto, que foi adicionada ao solvente.

Tais propriedades são denominadas de **PROPRIADES COLIGATIVAS**.

A pressão que **o vapor exerce no equilíbrio líquido-vapor** denomina-se de **pressão máxima de vapor**.

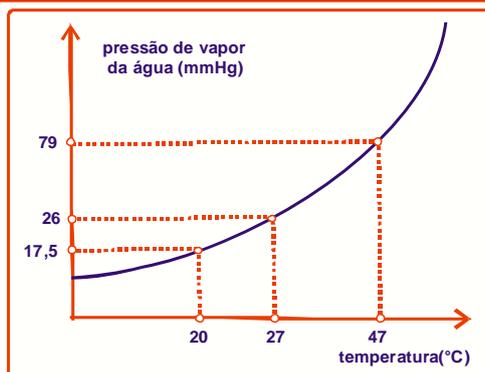
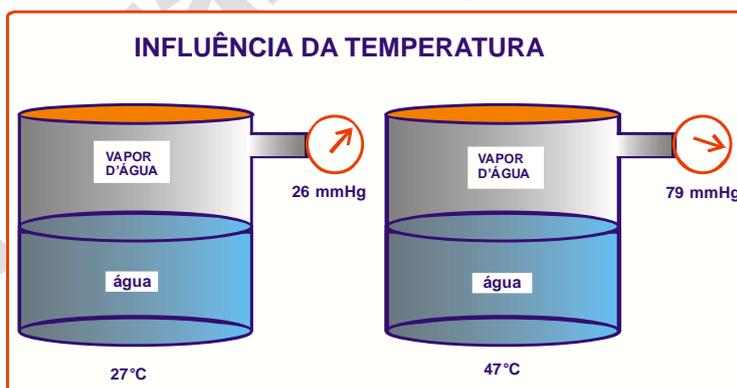


A diferença “h” entre os níveis do mercúrio indica a pressão máxima de vapor do líquido.

## INFLUÊNCIA DA TEMPERATURA

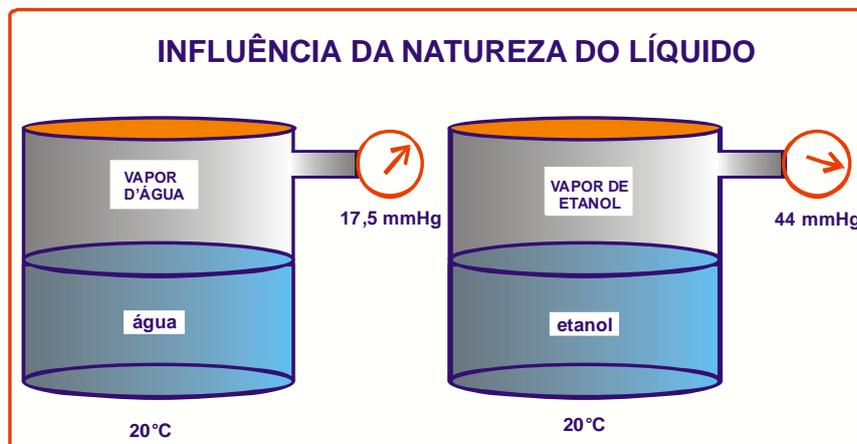
A temperatura influencia na pressão máxima de vapor de um líquido. Como a formação dos vapores é um fenômeno endotérmico, um aumento de temperatura favorece a sua formação, aumentando, assim, a pressão máxima dos vapores.

O gráfico abaixo mostra a pressão máxima de vapor da água em várias temperaturas.



## INFLUÊNCIA DA NATUREZA DO LÍQUIDO

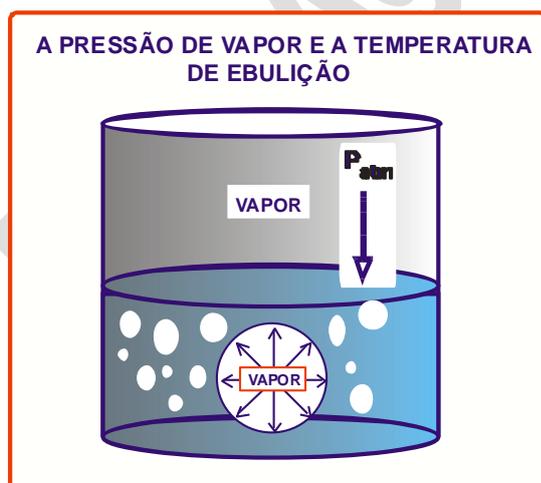
A volatilidade de um líquido está ligada diretamente à atração entre suas moléculas. Assim, quanto mais fracas forem as ligações intermoleculares, mais fácil será a evaporação e, portanto, maior será a pressão máxima de vapor do líquido.



Como o etanol é mais volátil que a água, sua pressão máxima de vapor será também maior, na mesma temperatura. **É importante saber que a pressão máxima de vapor de um líquido não depende da quantidade do líquido.**

## A EBULIÇÃO DE UM LÍQUIDO

Quando um líquido está sendo aquecido, algumas moléculas colidem violentamente entre si e tornam-se livres. Com isso, forma-se porções de vapores no interior da massa líquida, constituindo desta forma as bolhas. Estas bolhas não sobem à superfície imediatamente, isto só ocorre quando a pressão dentro da bolha iguala-se à pressão externa. A esse fenômeno damos o nome de **EBULIÇÃO**.



**A ebulição de um líquido depende da pressão externa, isto é, quanto menor for a pressão externa menor será a sua temperatura de ebulição.**

Exercícios:

01) Tendo em vista o momento em que um líquido se encontra em equilíbrio com seu vapor, leia atentamente as afirmações a seguir:

- I. A evaporação e a condensação ocorrem com a mesma velocidade.
- II. Não há transferência de moléculas entre o líquido e o vapor.
- III. A pressão de vapor do sistema se mantém constante.
- IV. A concentração do vapor depende do tempo.

Das afirmações citadas, são FALSAS:

- a) I e III.
- b) II e IV.
- c) II e III.
- d) I e II.
- e) III e IV.

02) Temos uma solução de partes iguais de água, éter etílico e etanol (álcool comum) em um recipiente fechado. As pressões parciais dos vapores dos líquidos estão na seguinte ordem crescente:

- a) etanol, água, éter.
- b) água, etanol, éter.
- c) éter, álcool, água.
- d) éter, água, álcool.
- e) água, éter, álcool.

- 03) Em um mesmo local, a pressão de vapor de todas as substâncias puras líquidas:
- tem o mesmo valor à mesma temperatura.
  - tem o mesmo valor nos respectivos pontos de ebulição.
  - tem o mesmo valor nos respectivos pontos de congelamento.
  - aumenta com o aumento do volume de líquido presente, à temperatura constante.
  - diminui com o aumento do volume de líquido presente, à temperatura constante.

- 04) Devido à sua altitude, a pressão atmosférica no topo do Pico da Bandeira é menor do que 1 atm. Entretanto, ao nível do mar pode ser considerada igual a 1 atm.

Em um recipiente aberto:

- A água entra em ebulição a 100 °C, tanto no topo do Pico da Bandeira como ao nível do mar.
- A temperatura de ebulição da água é maior do que 100 °C no Pico da Bandeira.
- A temperatura de ebulição da água é menor do que 100 °C no Pico da Bandeira.
- A temperatura de ebulição da água é maior do que 100 °C ao Nível do Mar.
- A temperatura de ebulição da água é menor do que 100 °C ao Nível do Mar.

- 05) A temperatura de início de ebulição de uma solução contida em um bquer:

- não depende da pressão atmosférica do local.
- depende do volume da solução.
- depende da quantidade de calor fornecida.
- depende da temperatura ambiente.
- depende do número de partículas dispersas por unidade de volume.

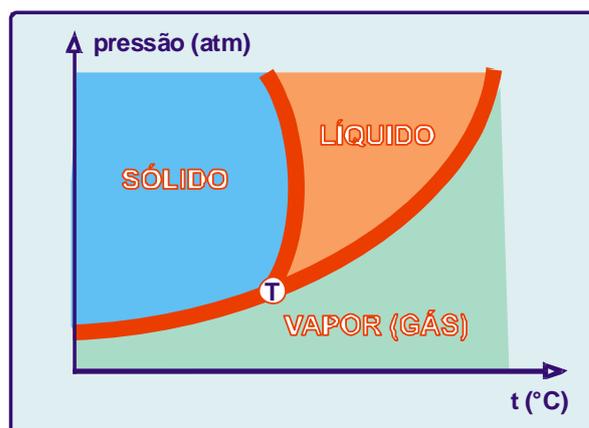
- 06) As propriedades coligativas das soluções dependem:

- da pressão máxima de vapor do líquido.
- da natureza das partículas dispersas na solução.
- da natureza do solvente, apenas.
- do número de partículas dispersas na solução.
- da temperatura de ebulição do líquido.

## DIAGRAMA DE FASES

Os três estados físicos podem coexistir em equilíbrio em certas condições de pressão e temperatura, chamado **ponto triplo**.

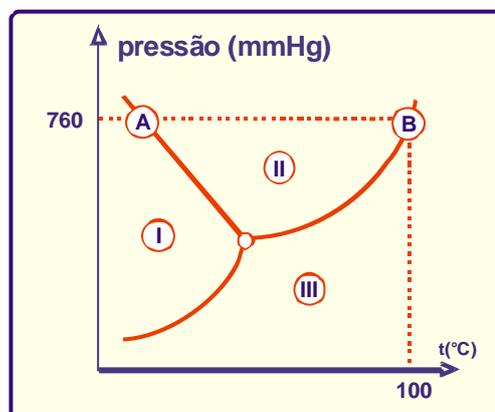
O ponto triplo é característico de cada substância ou solução.



O **ponto T** é o ponto triplo e indica uma condição única de pressão e temperatura na qual encontramos as três fases em equilíbrio.

Exercícios:

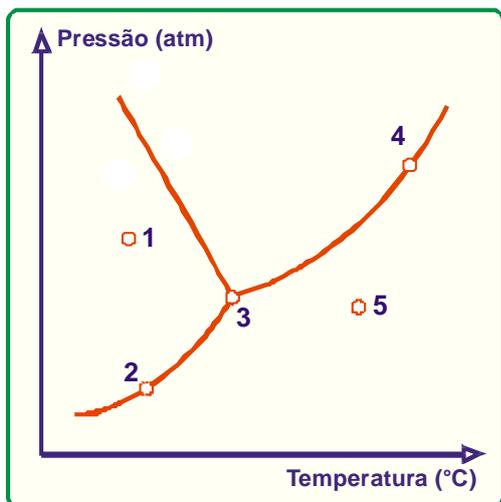
- 01) A figura a seguir representa o diagrama de fases da água. Através desse diagrama, podemos obter importantes informações sobre o equilíbrio entre fases. As linhas nele presentes representam a coexistência das fases: sólido-líquido, líquido-vapor e sólido vapor.



Com base nas informações analise:

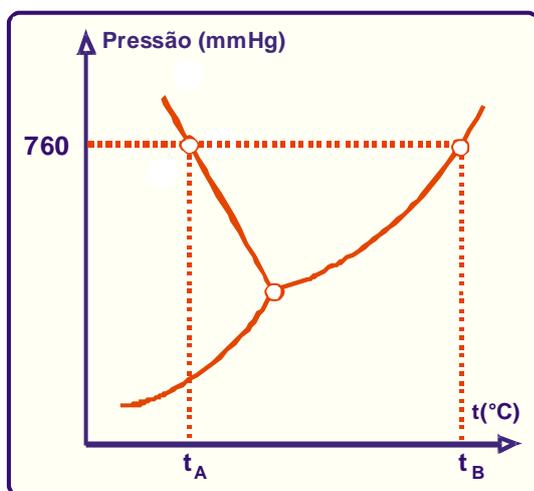
0	0	A fase sólida é a fase mais estável na região I.
1	1	A fase mais estável na região III do diagrama é a fase vapor.
2	2	No ponto <b>B</b> do diagrama estão em equilíbrio as fases sólida e vapor.
3	3	No ponto <b>A</b> estão em equilíbrio as fases sólida, líquida e vapor.
4	4	Na região II do diagrama a fase mais estável é a líquida.

02) Com referência aos pontos assinalados no diagrama de fases, pode-se afirmar que:



- a) no ponto 3 coexistem somente as fases líquida e sólida.
- b) no ponto 1 só existe a fase de vapor.
- c) no ponto 4 coexistem as fases líquida e vapor.
- d) no ponto 2 está localizado o ponto triplo.
- e) no ponto 5 está localizado o ponto triplo.

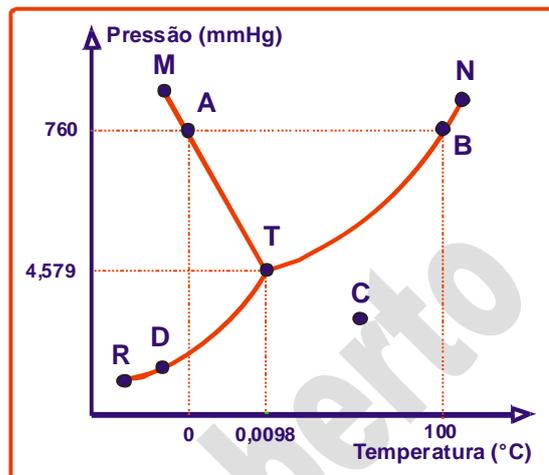
03) No diagrama de fases da água:



as temperaturas t<sub>A</sub> e t<sub>B</sub> são, respectivamente:

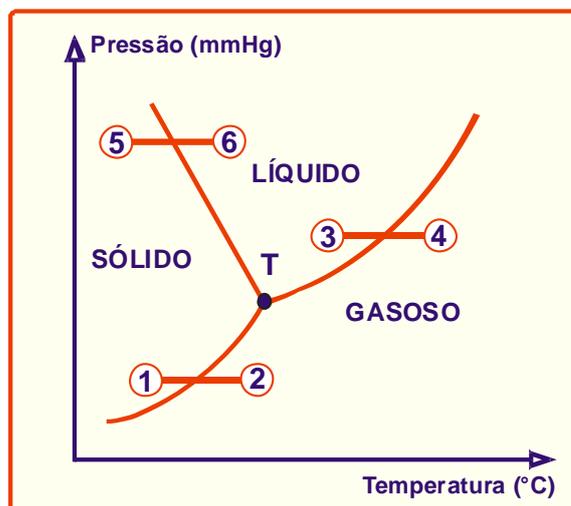
- a) pontos normais de fusão e ebulição.
- b) pontos normais de ebulição e fusão.
- c) pontos de sublimação e fusão.
- d) pontos de ebulição e sublimação.
- e) dois pontos triplos que a água possui.

04) (Mackenzie-SP) Relativamente ao diagrama de fases da água pura, é incorreto afirmar que, no ponto:



- a) A, tem-se o equilíbrio entre água sólida e água líquida.
- b) B, tem-se o equilíbrio entre água líquida e vapor.
- c) C, tem-se, somente, água na fase vapor.
- d) T, as três fases coexistem em equilíbrio.
- e) D, coexistem as fases vapor e líquida.

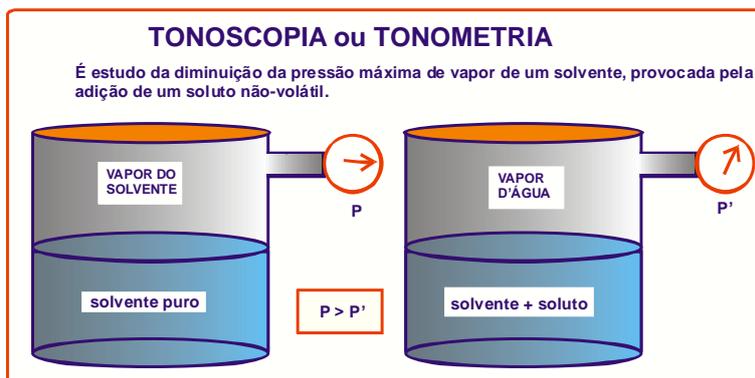
05) (UFRGS) Considere o diagrama que representa o equilíbrio entre fases da água pura. A linha que representa o fenômeno de granizo é:



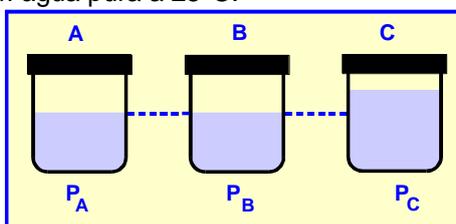
- a) (1) – (2).
- b) (2) – (1).
- c) (4) – (3).
- d) (5) – (6).
- e) (6) – (5).

As propriedades coligativas são:

- **Tonoscopia.**
- **Ebulioscopia.**
- **Crioscopia.**
- **Pressão osmótica.**



01) Os três frascos a seguir contêm água pura a 25°C.



Vários estudantes, ao medirem a pressão de vapor a 25°C, fizeram quatro anotações:

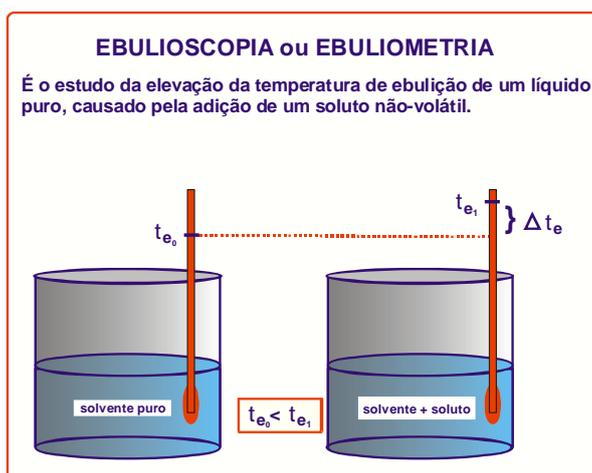
$$P_A = P_B ; P_A \neq P_C ; P_C \neq P_B ; P_A = P_B = P_C$$

Quantas dessas anotações estão corretas?

- a) uma.
  - b) duas.
  - c) três.
  - d) todas.
  - e) nenhuma.
- 02) Dadas as seguintes soluções aquosas:
- |                                      |                                |
|--------------------------------------|--------------------------------|
| I. 2 mol/L de $C_{12}H_{22}O_{11}$ . | IV. 2 mol/L de $KNO_3$ .       |
| II. 2 mol/L de $HCl$ .               | V. 2 mol/L de $(NH_4)_2SO_4$ . |
| III. 2 mol/L de $C_6H_{12}O_6$ .     |                                |

Qual apresenta a menor pressão máxima de vapor?

- a) I.
  - b) II.
  - c) III.
  - d) IV.
  - e) V.
- 03) (UNESP-SP) Comparando duas panelas, simultaneamente sobre dois queimadores iguais de um mesmo fogão, observa-se que a pressão dos gases sobre a água fervente na panela de pressão fechada é maior que aquela sobre a água fervente numa panela aberta. Nessa situação, e se elas contêm exatamente as mesmas quantidades de todos os ingredientes, podemos afirmar que, comparando com o que ocorre na panela aberta, o tempo de cozimento na panela de pressão fechada será ...
- a) menor, pois a temperatura de ebulição será menor.
  - b) menor, pois a temperatura de ebulição será maior.
  - c) menor, pois a temperatura de ebulição não varia com a pressão.
  - d) igual, pois a temperatura de ebulição independe da pressão.
  - e) maior, pois a pressão será maior.



01) Foi observado que o cozimento de meio quilo de batatas em 1 litro de água é mais rápido se adicionarmos 200g de sal à água do cozimento. Considere as seguintes possíveis explicações para o fato:

- I. A adição de sal provoca um aumento da temperatura de ebulição da água.
- II. A adição de sal provoca um aumento da pressão de vapor.
- III. O sal adicionado não altera a temperatura de ebulição da água, mas reage com o amido das batatas.

Está(ao) correta(s) a(s) explicação(ões):

- a) I apenas.
- b) II apenas.
- c) III apenas.
- d) I e II apenas.
- e) I, II e III.

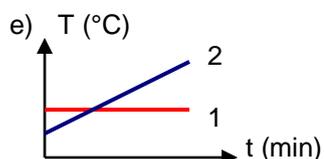
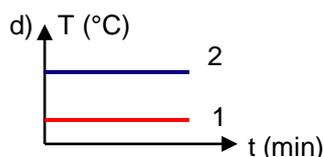
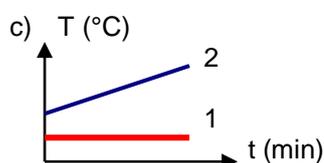
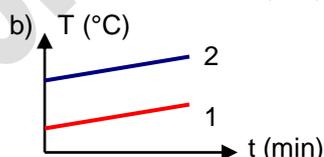
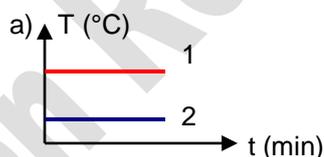
02) Quando o café é aquecido em banho-maria, observa-se que:

- a) só o café ferve.
- b) o café e a água do banho-maria fervem.
- c) só o banho-maria ferve.
- d) o banho-maria ferve a uma temperatura menor que a da água pura.
- e) o café ferve a uma temperatura menor que a da água pura.

03) Indique a afirmativa INCORRETA:

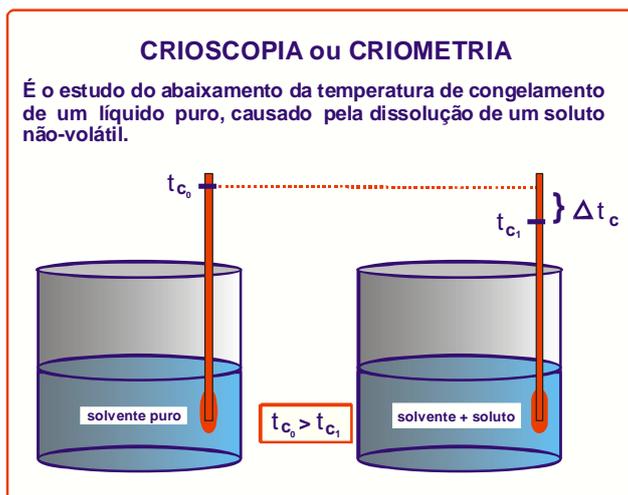
- a) Quanto maior a temperatura, maior a pressão de vapores dos líquidos.
- b) A pressão de vapor de um líquido é inversamente proporcional ao volume do líquido.
- c) A água do mar entra em ebulição a uma temperatura mais alta que a água destilada.
- d) O líquido **A** tem a 20°C a pressão de vapor igual a 30 mmHg; o líquido **B**, à mesma temperatura, tem pressão de vapor igual a 60 mmHg; então, a temperatura de ebulição de **B** é menor que a de **A**.
- e) Um líquido entra em ebulição quando sua pressão de vapor se torna igual à pressão externa (atmosférica).

04) Dois recipientes iguais contêm líquidos em contínua ebulição. O recipiente 1 tem água pura e o recipiente 2 tem água do mar. O gráfico que melhor representa a variação das temperaturas dos líquidos em função do tempo é:



05) Das soluções abaixo, a que ferverá mais rapidamente é 100 mL, de solução aquosa de:

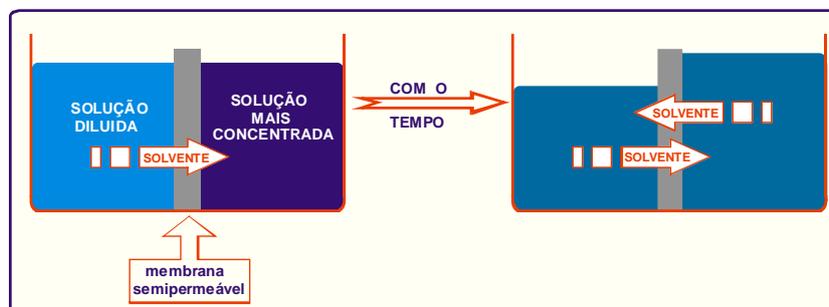
- a) sulfato de cobre 0,1 mol/L.
- b) cloreto de cálcio 0,1 mol/L.
- c) bicarbonato de sódio 0,1 mol/L.
- d) glicose 0,1 mol/L.
- e) soda cáustica 0,1 mol/L.



- 01) Num congelador, há cinco fôrmas que contêm líquidos diferentes, para fazer gelo e picolé de limão. Se as fôrmas forem colocadas ao mesmo tempo no congelador e estiverem, inicialmente, à mesma temperatura, via-se congelar primeiro a fôrma que contiver 550mL de:
- água pura
  - solução, em água, contendo 50 mL de suco de limão
  - solução, em água, contendo 100 mL de suco de limão
  - solução, em água, contendo 50 mL de suco de limão e 50 g de açúcar.
  - solução, em água, contendo 100 mL de suco de limão e 50 g de açúcar.
- 02) Em regiões de baixa temperatura, a adição de um soluto não-volátil aos radiadores dos automóveis deve-se ao fato de ele provocar..... na ..... do solvente existente nos mesmos.
- diminuição; temperatura de solidificação.
  - aumento; temperatura de congelamento.
  - diminuição; temperatura de ebulição.
  - aumento; pressão de vapor.
  - diminuição; tensão superficial.
- 03) (UNIFOA-RJ) A presença de um soluto não-volátil dissolvido em um solvente líquido altera o comportamento deste líquido na sua pressão de vapor que (**x**), no seu ponto de ebulição que (**y**) e no seu ponto de solidificação que (**z**). Respectivamente, podemos substituir **x**, **y** e **z** por:
- aumenta, diminui e aumenta.
  - diminui, aumenta e diminui.
  - aumenta, aumenta e diminui.
  - diminui, diminui e aumenta.
  - diminui, aumenta e aumenta.
- 04) Sob mesma pressão, comparando-se as temperaturas de ebulição e de congelamento de uma solução aquosa de açúcar com as correspondentes para a água pura, tem-se:
- valores maiores para as temperaturas referentes à solução.
  - valores menores para as temperaturas referentes à solução.
  - maior temperatura de ebulição e menor temperatura de congelamento para a solução.
  - menor temperatura de ebulição e maior temperatura de congelamento para a solução.
  - a mesma temperatura de ebulição e diferentes temperaturas de congelamento para a solução e a água.
- 05) A adição de 150g de sacarose a um litro de água pura fará com que:
- sua pressão de vapor diminua.
  - passa a conduzir corrente elétrica.
  - sua pressão de vapor aumente.
  - seu ponto de ebulição diminua.
  - seu ponto de congelamento aumente.
- 06) (Rumo-2004) Foram preparadas cinco soluções aquosas diluídas, de mesma concentração molal dos sólidos abaixo. A solução que congela em temperatura mais próxima de 0°C é a de:
- cloreto de sódio.
  - sacarose.
  - sulfato de zinco.
  - ácido acético.
  - ácido sulfúrico.
- 07) (UNIP-SP) A dissolução de certa quantidade de cloreto de sódio à água irá causar ...
- aumento da pressão máxima de vapor.
  - diminuição do ponto de ebulição.
  - diminuição da pressão osmótica.
  - diminuição do ponto de congelamento.
  - aumento do ponto de ebulição e do ponto de congelamento.

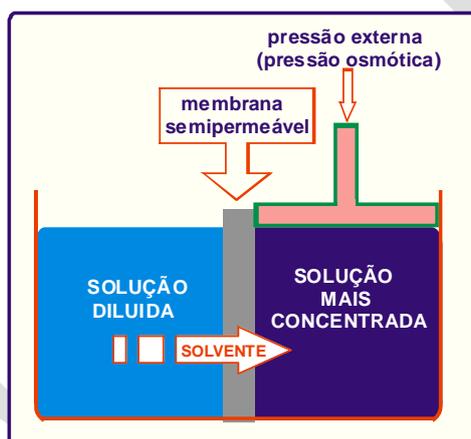
## OSMOSE

Alguns materiais permitem a passagem de moléculas de solvente, mas não permitem a passagem do soluto desta solução. Tais materiais são denominados de **membranas semipermeáveis** e o fenômeno da passagem do solvente de uma solução mais diluída para uma solução mais concentrada, por meio de uma membrana semipermeável chama-se **osmose**.



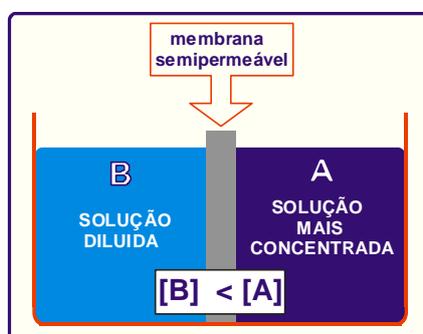
### PRESSÃO OSMÓTICA ( $\pi$ )

**É a pressão externa que deve ser aplicada a uma solução mais concentrada para evitar a sua diluição por meio de uma membrana semipermeável.**



### CLASSIFICAÇÃO DAS SOLUÇÕES

Dadas duas soluções **A** e **B**, separadas por uma membrana semipermeável e à mesma temperatura, com as suas concentrações diferentes, onde:



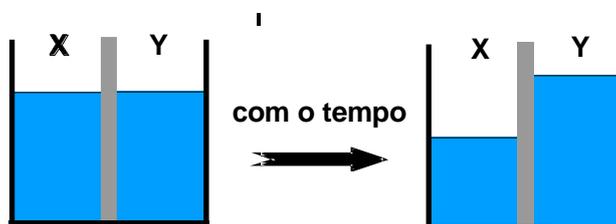
Podemos afirmar que:

- A solução **A** é **hipertônica** em relação à **B**.
- A solução **B** é **hipotônica** em relação à **A**.
- Se **[A] = [B]**, teremos soluções **isotônicas**.

- 01) Uma salada de alface foi temperada com uma solução de vinagre e sal. Após certo tempo, as folhas de alface murcharam. A esse fenômeno chamamos de:
- dispersão.
  - tonometria.
  - ebuliometria.
  - crioscopia.
  - osmose.
- 02) Um saco de celofane, contendo uma solução de sacarose (açúcar) até a metade, é mergulhado num béquer contendo água, de modo que o saco fica inteiramente imerso na água do béquer. Sendo o celofane uma membrana semipermeável, observaremos depois de certo tempo que:
- a água do béquer torna-se adocicada.
  - a água do béquer passa toda para o saco.
  - o volume da solução no saco aumenta
  - a concentração da solução no saco aumenta.
  - a solução do saco torna-se mais adocicada.
- 03) Sabe-se que por osmose o solvente de uma solução mais diluída atravessa uma membrana semipermeável em direção da solução mais concentrada. Sabe-se, também, que um peixe de água doce é hipertônico em relação a água do rio e hipotônico a água do mar. Se um peixe de água doce for colocado na água do mar ele:
- morre porque entra água do mar no seu corpo.
  - morre porque sai água do seu corpo.
  - morre porque entra sal no seu corpo.
  - morre porque sai sal do seu corpo.
  - sobrevive normalmente.
- 04) (Covest-2006) As propriedades de um solvente podem ser alteradas pela adição de solutos. Assim, tem-se alterações dos pontos de fusão e de ebulição, entre outras. O efeito depende da concentração do soluto. Considerando o texto acima, podemos afirmar que:

0	0	Aplica-se para as chamadas propriedades coligativas.
1	1	Adição de um mol de NaCl a um litro de água deverá produzir o mesmo efeito sobre o ponto de ebulição que a adição de um mol de Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> .
2	2	A pressão de vapor da água é tanto maior quanto maior for a concentração de NaCl nela dissolvido.
3	3	O ponto de fusão da água do mar é mais baixo que o da água destilada.
4	4	Além dos pontos de fusão e de ebulição, podemos citar, entre os efeitos coligativos, a pressão osmótica.

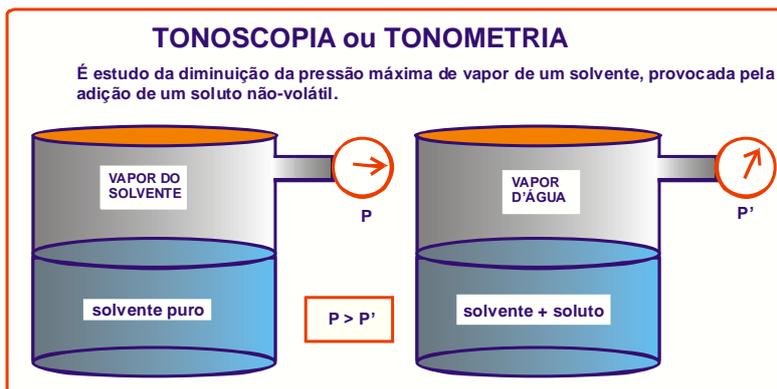
- 05) (PUC-PR) Volumes iguais de duas soluções, sendo uma de glicose (solução X) e outra de sacarose (solução Y), são postos em contato através de uma membrana semipermeável.



Com o passar do tempo, houve alteração no nível de líquido dos compartimentos conforme mostrado nos esquemas acima. Com base nessas informações podemos afirmar que:

- a solução Y é hipotônica em relação a X.
- a solução Y é mais diluída que X.
- a solução Y tem maior pressão osmótica que X.
- a solução X é hipertônica em relação a Y.
- a solução X tem maior pressão osmótica que Y.

## ESTUDO QUANTITATIVO



Observe nas figuras que a pressão máxima do vapor do solvente puro ( $p$ ) é maior que a pressão máxima do vapor da solução ( $p'$ ).

Podemos destacar, em função destes fatos:

- **Abaixamento absoluto** da pressão máxima de vapor da solução:  $\Delta p = p - p'$
- **Abaixamento relativo** da pressão máxima de vapor da solução:  $\frac{\Delta p}{p} = \frac{p - p'}{p}$   
(também chamado de efeito **tonoscópico** ou **tonométrico**)

## LEI DE RAOULT

O cientista François Marie Raoult verificou que: **“dissolvendo-se 1 mol de qualquer soluto não-volátil e não-iônico, em 1kg de solvente, observa-se o mesmo efeito tonoscópico”**.

Raoult observou também que o efeito tonoscópico varia na mesma proporção que a quantidade de soluto presente na solução.

Como o número de mols presente em 1kg de solvente se chama molalidade ( $W$ ) a lei de Raoult será:

**Em uma solução diluída de um soluto qualquer não-volátil e não iônico, o abaixamento relativo da pressão máxima de vapor é diretamente proporcional à molalidade da solução.**

$$\frac{\Delta p}{p} = K_t \cdot W$$

Como a molalidade é dada pela expressão:

$$W = \frac{1000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

A fórmula da lei de Raoult pode ser:

$$\frac{\Delta p}{p} = K_t \frac{1000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

A constante  $K_t$  é chamada de **constante tonoscópica** ou **tonométrica molar do solvente** e pode ser calculada pela relação:

$$K_t = \frac{M_2}{1000}$$

Em que  $M_2$  é a **massa molar do solvente**.

Exercícios:

01) Uma solução aquosa foi preparada dissolvendo-se 100g de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) em 500g de água. Sabendo que a pressão máxima de vapor d'água no local é 700 mmHg a uma dada temperatura, calcule:

Dados:  $H_2O = 18g/mol$ ;  $C_6H_{12}O_6 = 180g/mol$ .

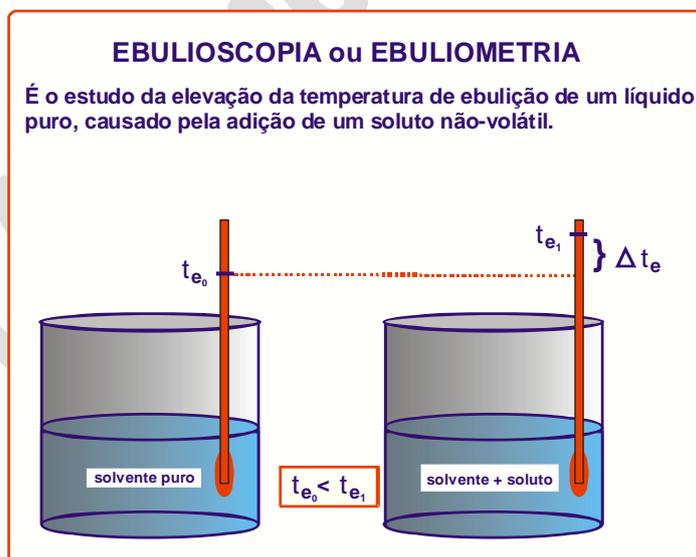
- O abaixamento relativo da pressão máxima de vapor.
- O abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor.
- A pressão máxima de vapor da solução na mesma temperatura.

02) Considere uma solução contendo 17,1g de sacarose (massa molar = 342g) em 180g de água (massa molar = 18g). A pressão máxima de vapor dessa solução a  $20^\circ C$  é:  
Dado: Pressão de vapor da água a  $20^\circ C$  é 17,5 mmHg.

- 0,001 atm.
- 0,023 atm.
- 0,500 atm.
- 17,41 atm.
- 17,45 atm.

03) A pressão máxima de vapor da água pura, a  $20^\circ C$ , é 17,54 mmHg. Dissolvendo-se 36g de glicose (massa molar de 180g) em 500g de água (massa molar de 18g), o abaixamento relativo e o absoluto da pressão máxima de vapor da solução serão, respectivamente, iguais a:

- 0,0072 mmHg e 0,1262 mmHg.
- 0,1262 mmHg e 0,0072 mmHg.
- 0,0072 mmHg e 0,0072 mmHg.
- 0,1262 mmHg e 0,1262 mmHg.
- 17,532 mmHg e 24,36 mmHg.



### LEI DE RAOULT

**Em uma solução diluída de um soluto qualquer, não-volátil e não-iônico, a elevação da temperatura de ebulição é diretamente proporcional à molalidade da solução.**

**Matematicamente:**

$$\Delta t_e = K_e \cdot W$$

ou

$$\Delta t_e = K_e \cdot \frac{1000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

Podemos calcular o valor de  $K_e$ , para um determinado solvente, pela relação:

$$K_e = \frac{R \cdot T^2}{100 \cdot L_v}$$

onde:

- $R$  é a constante universal dos gases perfeitos (2 cal/K.mol).
- $T$  é a temperatura absoluta de ebulição do solvente puro.
- $L_v$  é o calor latente de vaporização do solvente puro (cal/g)

01) Uma solução aquosa de glicose apresenta concentração 0,50 molal. Calcular a elevação do ponto de ebulição da água.

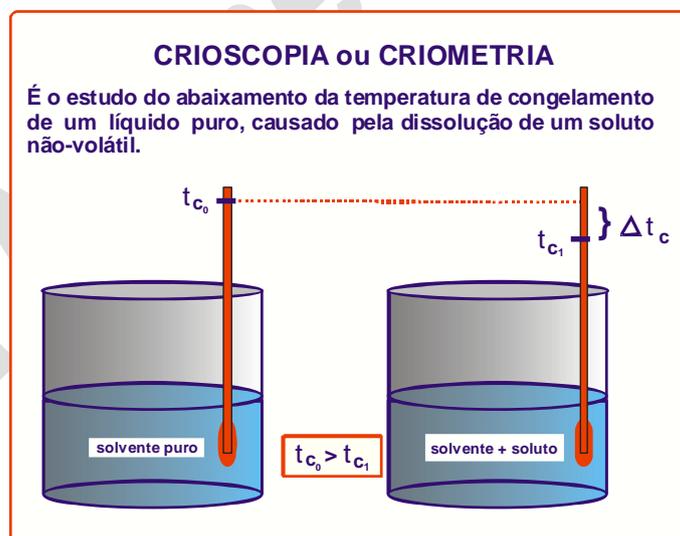
Dado:  $K_e = 0,52^\circ\text{C/molal}$ .

- 5,2°C.
- 2,6°C.
- 0,52°C.
- 0,26°C.
- 0,13°C.

02) 12,0g de uma substância X, dissolvida em 500g de água, sob pressão normal, entram em ebulição a 100,12°C. A massa molar de X é:

Dado:  $K_e = 0,52^\circ\text{C/molal}$

- 52 g/mol.
- 104 g/mol.
- 41,6 g/mol.
- 12,46 g/mol.
- 24 g/mol.



### LEI DE RAULT

**Em uma solução diluída de um soluto qualquer, não-iônico, o abaixamento da temperatura de congelamento é diretamente proporcional à molalidade da solução.**

Matematicamente:

$$\Delta t_c = K_c \cdot W \quad \text{ou} \quad \Delta t_c = K_c \cdot \frac{1000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

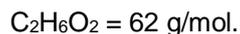
Podemos calcular o valor de  $K_c$ , para um determinado solvente, pela relação:

$$K_c = \frac{R \cdot T^2}{100 \cdot L_f}$$

Onde:

- $R$  é a constante universal dos gases perfeitos (2 cal/K.mol).
- $T$  é a temperatura absoluta de ebulição do solvente puro.
- $L_f$  é o calor latente de fusão do solvente puro (cal/g).

01) O ponto de congelamento de uma solução contendo 13g de etilenoglicol ( $C_2H_6O_2$ ), comumente usado nos radiadores de automóveis, em 200g de água, ao nível do mar, é:  
Dados:  $K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/molal}$ .



- $-1,95^\circ\text{C}$ .
- $-1,86^\circ\text{C}$ .
- $115,32^\circ\text{C}$ .
- $15,38^\circ\text{C}$ .
- $0^\circ\text{C}$ .

### CÁLCULO DA PRESSÃO OSMÓTICA

Em 1885, Van't Hoff observou uma semelhança entre os comportamentos de uma solução e de um gás ideal e, partindo desta observação, propôs a determinação da pressão osmótica através da equação dos gases perfeitos:

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

ou

$$\pi = m \cdot R \cdot T$$

onde:

- $R$  = constante universal dos gases perfeitos.
- $T$  = temperatura absoluta (Kelvin).
- $m$  = Molaridade da solução (mol/L).

Exercícios:

01) A pressão osmótica exercida por uma solução aquosa 1,0 mol/L de glicose a  $0^\circ\text{C}$  é:

- 22,4 atm.
- 2,24 atm.
- 224 atm.
- 0,082 atm.
- 62,3 atm.

02) A pressão osmótica, a  $27^\circ\text{C}$ , de uma solução aquosa que contém 6g de glicose (massa molar igual a 180g/mol) em 820 mL de solução é:

- 0,6 atm.
- 0,8 atm.
- 1,0 atm.
- 1,2 atm.
- 1,4 atm.

03) A uma temperatura de  $27^\circ\text{C}$ , 500 mL de uma solução contém 34,2g de açúcar ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ). A pressão osmótica desta solução é:

Dado:  $C_{12}H_{22}O_{11} = 342\text{g/mol}$ .

- 0,1 atm.
- 0,2 atm.
- 3,42 atm.
- 4,45 atm.
- 4,96 atm.

04) Uma injeção endovenosa deve ter a mesma pressão osmótica do sangue para não lesar os glóbulos vermelhos. Se o sangue possui pressão osmótica igual a 7,65 atm a 37°C, que massa de glicose (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) deve ser utilizada para preparar 10 mL de uma injeção endovenosa?

Dado: C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> = 180g/mol.

- a) 0,45g.
- b) 0,54g.
- c) 2,7g.
- d) 4,54g.
- e) 5,40g.

### PROPRIADES COLIGATIVAS EM SOLUÇÕES IÔNICAS

Em **concentrações iguais**, verifica-se que os efeitos coligativos de **soluções iônicas** são **maiores** que em **soluções moleculares**. Isto ocorre devido a dissociação iônica do soluto, que aumenta o número de partículas na solução.

Por esta razão, Van't Hoff propôs a criação de um fator de correção para as fórmulas das propriedades coligativas, que passou a se chamar **fator "i" de Van't Hoff**.

O fator de Van't Hoff é calculado pela relação matemática:

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

Na qual:

- **i** é o fator de Van't Hoff.
- **$\alpha$**  é o grau de dissociação ou ionização.
- **q** é o número de íons originados por uma fórmula do composto.

Assim as fórmulas dos efeitos coligativos vistas, em soluções iônicas, serão:

#### TONOSCOPIA

$$\frac{\Delta P}{P} = K_t \cdot W_i$$

#### EBULIOSCOPIA

$$\Delta t_b = K_b \cdot W_i$$

#### CRIOSCOPIA

$$\Delta t_c = K_c \cdot W_i$$

#### OSMOCÓPIA

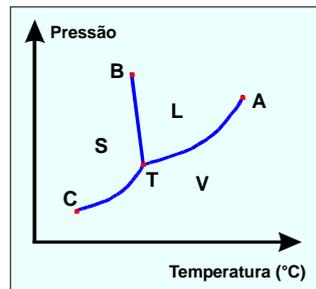
$$\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$$

Exercícios:

- 01) O fator de Van't Hoff "i" para  $\text{CaCl}_2$  com grau de dissociação igual a 80% é:
- 0,80.
  - 0,20.
  - 2,6.
  - 3,0.
  - 2,0.
- 02) O sangue humano tem pressão osmótica 7,8 atm a  $37^\circ\text{C}$ . A massa aproximada de cloreto de sódio que deve ser dissolvida em água suficiente para preparar 4 L de solução isotônica, a ser utilizada nessa temperatura é:  
Dados: Na = 23 g/mol; Cl = 35,5 g/mol.
- 9g.
  - 18g.
  - 27g.
  - 36g.
  - 45g.
- 03) Tem-se 25 mL de cada uma das seguintes soluções 0,1 mol/L;  $\text{MgCl}_2$ , NaCl,  $\text{AlF}_3$ ,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  e  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Apresentará maior pressão osmótica, a solução de:
- $\text{MgCl}_2$ .
  - NaCl.
  - $\text{AlF}_3$ .
  - $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .
  - $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
- 04) No que se refere a efeitos coligativos, a água do mar se comporta como uma solução 0,6 mol/L de NaCl, com grau de dissociação igual a 100%. A pressão osmótica da água do mar, a  $25^\circ\text{C}$ , é:
- 18 atm.
  - 22 atm.
  - 25 atm.
  - 29 atm.
  - 33 atm.
- 05) Qual deve ser a concentração molar de uma solução de  $\text{CaCl}_2$  ( $\alpha = 100\%$ ) tal que seja isotônica de uma solução 0,9 mol/L de NaCl ( $\alpha = 100\%$ ), na mesma temperatura?
- 0,2 mol/L.
  - 0,3 mol/L.
  - 0,4 mol/L.
  - 0,5 mol/L.
  - 0,6 mol/L.
- 06) A  $25^\circ\text{C}$ , uma solução 1,2 mol/L de KCl ( $\alpha = 100\%$ ) terá efeitos coligativos iguais aos de  $\text{CaCl}_2$  ( $\alpha = 100\%$ ) de concentração:
- 0,2 mol/L.
  - 0,4 mol/L.
  - 0,6 mol/L.
  - 0,8 mol/L.
  - 1,0 mol/L.
- 07) Uma solução aquosa 0,1 mol/L de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  terá efeitos coligativos iguais aos de uma solução aquosa de uréia de concentração:
- 0,1 mol/L.
  - 0,2 mol/L.
  - 0,3 mol/L.
  - 0,4 mol/L.
  - 0,5 mol/L.

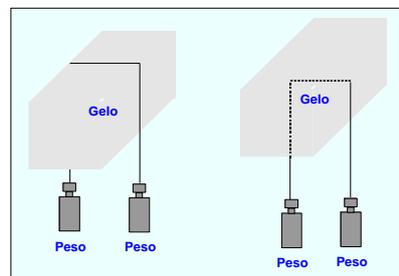
## EXPERIÊNCIA

### INFLUÊNCIA DA PRESSÃO NA FUSÃO E SOLIDIFICAÇÃO DA ÁGUA DO GELO



Observando o diagrama de fases abaixo, podemos observar que a região “BT” corresponde ao equilíbrio

“sólido  $\rightleftharpoons$  líquido”. Esta curva se encontra ligeiramente inclinada para a esquerda. Isto significa que, numa dada temperatura, se aumentarmos a pressão sobre o gelo, ele tenderá a se transformar em líquido.



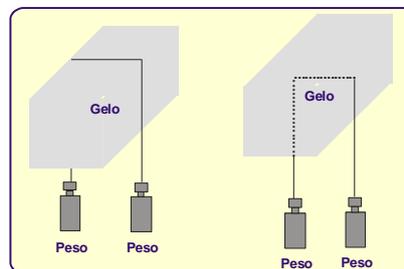
O efeito da pressão sobre o gelo pode ser verificado suspendendo-se um arame, com dois pesos, ao redor de um bloco de gelo (figura acima). **A pressão do arame irá fundir o gelo, de modo que o arame afundará no bloco.**

**Além da água, apenas bismuto e antimônio se comportam dessa maneira.** Geralmente, o aumento da pressão tende a solidificar um líquido.

A medida que o arame vai passando pelo bloco de gelo, a água volta a sofrer uma solidificação.

Aplicações:

01) (UFPR) Pode-se atravessar uma barra de gelo usando-se um arame com um peso adequado (experiência de Tyndall) conforme a figura, sem que a barra fique dividida em duas partes. Qual a explicação para este fenômeno?



- A pressão exercida pelo arame sobre o gelo abaixa seu ponto de fusão.
- O gelo, já cortado pelo arame, devido à baixa temperatura se solidifica novamente.
- A pressão exercida pelo arame sobre o gelo aumenta seu ponto de fusão, mantendo a barra sempre sólida.
- O arame, estando naturalmente mais aquecido, funde o gelo; este calor, uma vez perdido para a atmosfera, deixa a barra novamente sólida.
- Há uma ligeira flexão da barra e as duas partes, já cortadas pelo arame, são comprimidas uma contra a outra, soldando-se.

## QUEM DERRETE PRIMEIRO?

### OBJETIVO:

Verificar que a adição de um soluto não volátil a um solvente puro diminui a sua temperatura fusão e a propagação do calor denominada de convecção.

### MATERIAIS:

- 2 recipientes de vidro transparentes.
- 2 pedra de gelo com corante.
- Água.
- Sal de cozinha.

### MODO DE FAZER:

- Coloque a mesma quantidade de água em dois recipientes de 250 mL e adicione um corante. Leve ao congelador a para formar os blocos de gelo.
- Adicione a mesma quantidade de água nos dois recipientes de vidro. Em seguida, em um dos recipientes, vá adicionando sal até saturar a solução.
- Coloque simultaneamente um bloco de gelo colorido em cada recipiente e observe.

### O QUE ACONTECE?

- 1) Em qual dos recipientes o conteúdo do gelo se espalhou mais? Porque?
- 2) A temperatura dos líquidos nos recipientes é a mesma em toda a sua extensão? Descreva.
- 3) Em qual recipiente o gelo derreteu mais? Porque?

## EFEITO COLIGATIVO: EBULIOSCOPIA

### OBJETIVO:

Verificar que a adição de um soluto não volátil a um solvente puro aumenta a sua temperatura de ebulição.

### MATERIAIS:

- 2 tubos de ensaio.
- 2 pegadores de roupa.
- Fonte de calor.
- Água destilada.
- Sal de cozinha.

### MODO DE FAZER:

Marque os dois tubos de ensaio, de forma a poder reconhecê-los. Coloque água em um dos tubos de ensaio até um terço de sua altura. Prepare uma solução concentrada de sal de cozinha, em água, dissolvendo duas colheres de sopa em meio copo de água. Coloque esta solução no outro tubo de ensaio até a mesma altura. Usando dois pegadores, aqueça os dois tubos lentamente, movendo-os sobre a chama, de modo que os dois tubos recebam a mesma quantidade de calor.

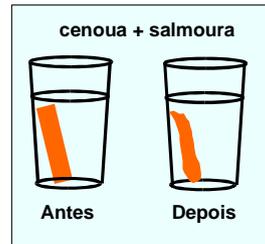
Inicie o aquecimento dos dois tubos de ensaio ao mesmo tempo e continue até a ebulição da água destilada.

## SENTIDO DA OSMOSE

Para saber em que sentido o solvente atravessa a membrana semipermeável em uma osmose, iremos considerar as situações abaixo:

### 1ª situação:

Coloque uma cenoura em uma salmoura, após algum tempo ela perderá água e **ficará murcha**.



### 2ª situação:

Coloque uma ameixa seca em água pura, após certo tempo ela irá absorver água e **inchar**.



Note que, na primeira experiência, a água sai da cenoura (solução diluída) e passa para a salmoura (solução concentrada), enquanto na experiência da ameixa a água penetra na fruta, que possui solução mais concentrada que a água pura.

### Observação:

Os fenômenos são observados após um período aproximado de dois dias.

## JARDIM DE SILICATOS (Osmose)

### OBJETIVO:

Verificar a formação de precipitados e o fenômeno da osmose.

### MATERIAIS:

- Frasco de boca larga.
- Água destilada.
- Silicato de sódio em solução concentrada.
- Cristais (não em pó) de: cloreto de cobalto, sulfato de cobre, cloreto de ferro III, cloreto de cálcio, sulfato de níquel, cloreto de manganês.

### MODO DE FAZER:

- Encha o frasco até a metade com a solução concentrada de silicato de sódio. Complete com água e agite para tornar a mistura homogênea.
- Adicione os maiores cristais de cada um dos sais (pode substituir o sal por outro que tenha o mesmo cátion).

### OBSERVAÇÕES:

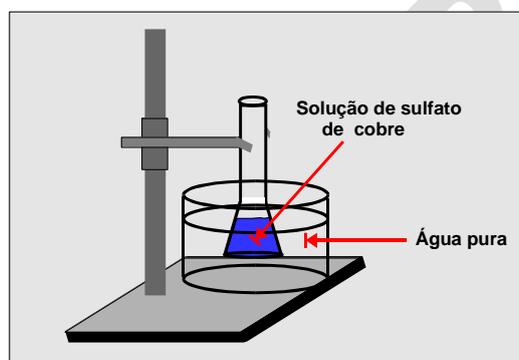
- O silicato reage com cada um dos íons metálicos formando um precipitado gelatinoso que se forma inicialmente ao redor dos cristais funcionando como uma membrana semi-permeável.
- A concentração do sal dentro da membrana é maior do que do lado de fora. Desta forma a água tende a entrar na membrana para igualar as concentrações rompendo a mesma.
- O silicato de sódio novamente reage repetindo todo o processo.

## OSMOSE EM SOLUÇÃO AQUOSA DE SULFATO DE COBRE

### MATERIAL NECESSÁRIO:

- ❖ Funil graduado.
- ❖ Recipiente de vidro (grande).
- ❖ Suporte e garra de ferro.
- ❖ Solução aquosa de sulfato de cobre.
- ❖ Água destilada.
- ❖ Papel celofane.

### MONTAGEM:



### Observação:

Podemos verificar a osmose, também, colocando uma fatia de batata em um recipiente com água pura e fatias em vários recipientes com solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl) de concentrações crescentes.

Verificamos que a batata flutua nas soluções mais concentradas, devido à perda de água.