

Propriedades coligativas

Resumo

Quando adicionamos soluto não volátil a um solvente, o sistema resultante passa a ter um conjunto específico de propriedades diferentes das do composto puro inicial, as quais chamamos de **propriedades coligativas**.

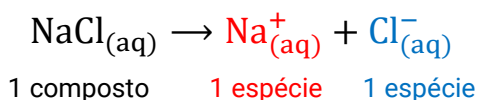
Mas o que são solutos não voláteis (SNV)?

Volatilidade é uma propriedade física de líquidos que pode ser definida como a capacidade de ele virar vapor. É perceptível para nós que a acetona e o álcool etílico viram vapor com facilidade muito maior que a da água, por isso dizemos que são mais voláteis.

Sendo assim, SNVs são aqueles que não viram vapor ou gás com facilidade, à temperatura ambiente. Os sais e as bases cujos cátions são metais (hidróxidos metálicos), por exemplo, são solutos não voláteis. É muito importante saber que, quanto maior for o **número de espécies dissolvidas** no sistema, mais **intensa** será a forma como essas propriedades irão ocorrer.

Obs: espécie é um termo genérico para designar todo e qualquer **tipo** de substância ou partícula presente na natureza, bem como nas diversas reações que nela ocorrem. Por exemplo, um recipiente com NaCl dissolvido em água não possui uma só espécie dissolvida, embora possua apenas um composto químico dissolvido. Na verdade, este sistema possui duas espécies dissolvidas: um Na^+ e um Cl^- .

Veja:

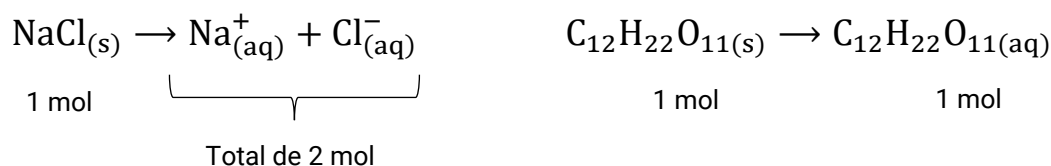


Antes de estudarmos cada propriedade coligativa, é importante sabermos distinguir dois tipos de solução:

- a) **Solução iônica:** obtemos ao dissolvermos um composto iônico no solvente. Assim, as partículas presentes serão íons. Exemplos: NaCl, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NH_4Cl , etc.
- b) **Solução molecular:** obtemos ao dissolvermos um composto molecular/covalente no solvente. Assim, as partículas presentes serão moléculas. Exemplos: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $\text{C}_2\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, etc.

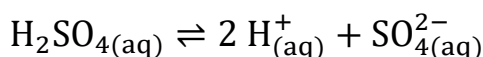
A diferença de comportamento de cada um desses tipos de soluto influi nos efeitos coligativos, uma vez que compostos iônicos se dissociam no solvente, gerando mais espécies dissolvidas do que os compostos moleculares, que não se dissociam.

Tomemos como exemplos o NaCl e a $C_{12}H_{22}O_{11}$:



Dessa forma, no caso ilustrado, as propriedades coligativas na solução de cloreto de sódio serão mais intensas do que na solução de sacarose.

Obs: Os ácidos, embora sejam compostos moleculares e não sofram dissociação iônica, eles sofrem ionização em meio aquoso. Ou seja, o composto não é iônico, mas em água ele **gera íons**.



A propriedades coligativas:

Tonoscopia (Pv)

É a propriedade coligativa que estuda a **DIMINUIÇÃO** da **pressão máxima de vapor** de um solvente, quando se adiciona soluto não volátil (SNV).

A pressão de vapor é aquela que o **vapor de um solvente exerce sobre o meio onde está inserido**. Se temos uma panela tampada com água, mesmo à temperatura ambiente (digamos 30°C), parte da água líquida vaporiza, por ser volátil. Esse vapor d'água, ao atingir um nível de saturação para aquele meio, condensa-se, formando água líquida novamente, que vaporiza, e depois condensa, sucessivamente, gerando um sistema em equilíbrio. Dessa forma, chega-se a um ponto em que a quantidade de água condensada e vaporizada permanecem constantes. Nesse ponto, a agitação das moléculas de água vaporizadas no recipiente exerce a chamada **pressão máxima de vapor** ali dentro (pelo número de moléculas em forma de vapor ser o maior possível, já que o sistema já se encontra equilibrado).

Quando adicionamos **SNV** a esse sistema, no entanto, as partículas do tal soluto, dissolvidas, **interagem** entre si e com as moléculas do solvente (água) com uma **força de atração** (explicada pela polaridade das substâncias) que dificulta o desprendimento de moléculas deste último da fase líquida para a fase de vapor. Com isso, o número de moléculas de água vaporizadas no recipiente é menor, e, portanto, exerce **menor pressão** naquele meio, mesmo quando alcança uma situação de equilíbrio entre as fases.

Neste caso, então, dizemos que a pressão máxima de vapor (Pv) da água pura é maior que a de uma solução de NaCl. Mas e uma solução de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em relação à de NaCl (quantidades iguais dos solutos)? Bem, neste caso, como a solução de NaCl possui maior número de espécies dissolvidas, a Pv será **menor** que a da solução de $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Importante à beça:

- a) Cada líquido possui um valor próprio de pressão de vapor, que pode variar somente com a alteração da **temperatura**.
- b) Quanto mais **volátil** for um líquido, maior será sua pressão máxima de vapor. Se os líquidos A e B estão dentro de recipientes separados sob a mesma temperatura, e o B é mais volátil que o A, então ele libera mais moléculas de vapor para o recipiente do que o A. Sendo assim, a pressão exercida por suas moléculas vaporizadas será maior que a exercida pelas moléculas vaporizadas do A.

Osmometria (Po)

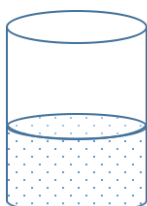
Estuda o **AUMENTO** da **pressão osmótica** das soluções, ao adicionarmos SNV.

- Tipos de solução quanto à concentração de soluto:

Quanto **mais soluto** há em uma solução, mais **concentrada** ela é. Quanto **menos soluto**, mais **diluída** é a solução. Ao compararmos duas soluções, surgem algumas classificações importantes para entendermos a osmometria. São elas:

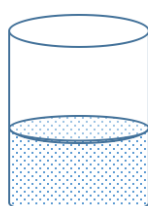
- Solução **hipotônica**: É a solução **menos** concentrada, ou seja, a que tem menos soluto por quantidade de solvente, como sugere o prefixo “hipo”.
- Solução **hipertônica**: É a solução **mais** concentrada, ou seja, a que tem mais soluto por quantidade de solvente, como sugere o prefixo “hiper”.
- Soluções **isotônicas**: São soluções que possuem concentrações **iguais**, ou seja, tem a mesma quantidade de soluto pela mesma quantidade de solvente.

5 g de NaCl em
100 mL de água



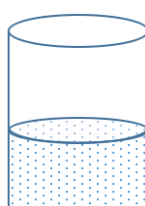
Hipotônica

10 g de NaCl em
100 mL de água



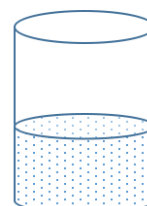
Hipertônica

5 g de NaCl em
100 mL de água

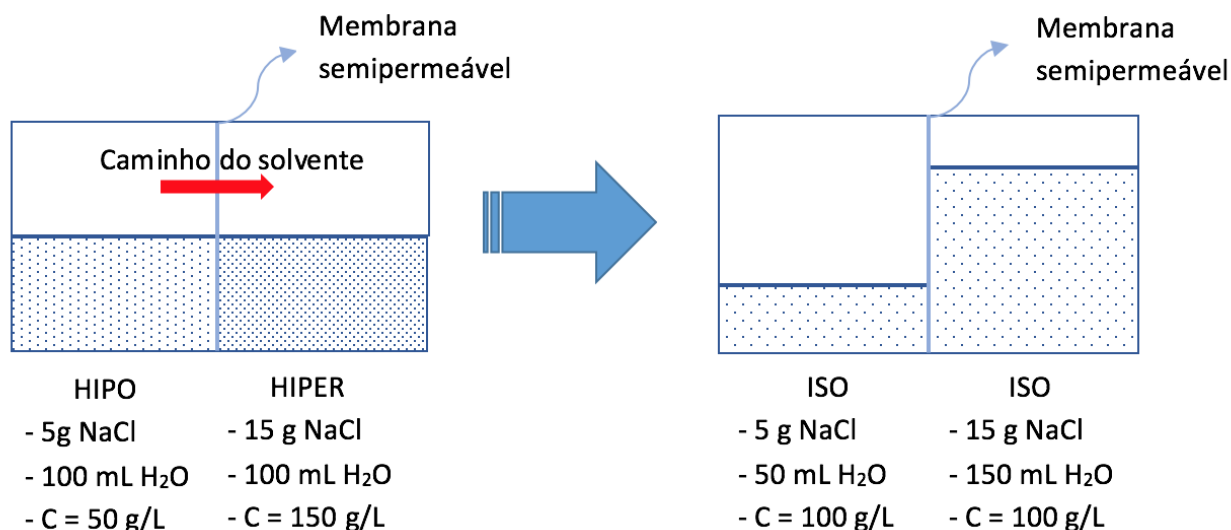


Isotônicas

5 g de NaCl em
100 mL de água



Se temos um recipiente dividido por uma **membrana semipermeável** (através da qual o solvente pode atravessar, mas o soluto não), e os dois lados da solução possuem concentrações diferentes, o solvente tende a se difundir para o lado **HIPERTÔNICO**, a fim de igualar as concentrações dos dois lados. A esse processo damos o nome de **osmose**.



A **pressão osmótica** é aquela que exercemos artificialmente para impedir a passagem natural de solvente do meio hipotônico para o meio hipertônico. Se o acréscimo de soluto a um dos lados da membrana semipermeável aumenta a tendência de o solvente se difundir para o meio hipotônico, então a pressão osmótica que precisamos aplicar para impedir essa passagem também aumenta. Ou seja, quanto **mais SNV**, **maior é a Po** da solução.

É bom saber:

A **osmose reversa** é um método usado para transformar água salobra em água potável; para **dessalinizar água de mar**. Consiste na aplicação de pressão superior à pressão osmótica da água do mar, para impulsionar o solvente (água pura) a passar para a solução mais diluída, sem levar junto os sais que havia no conteúdo. Por ser contra o caminho natural da osmose, esse processo é caro e, portanto, difícil de ser utilizado por países mais pobres, que geralmente são os que mais sofrem com a falta de água potável.

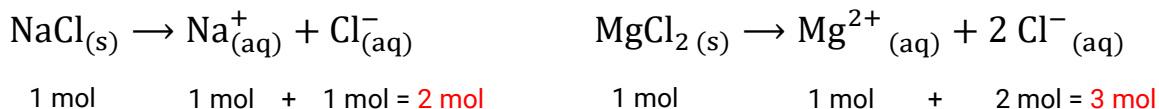
Ebulioscopia (Pe)

Estuda o **AUMENTO** do **ponto de ebulição** de um sistema aquoso ao acrescentarmos SNV.

O **ponto de ebulição** é a temperatura em que a pressão de vapor de um líquido se iguala à pressão do ambiente em que está, fazendo com que a vaporização do mesmo ocorra de forma mais rápida e turbulenta. Sendo assim, a temperatura de ebulição de uma substância varia sob diferentes valores de pressão atmosférica: quanto **menor** for a **pressão externa** ao líquido, **menor** será sua **temperatura de ebulição**. A água, por exemplo, ferve a menos de 100°C em altitudes mais elevadas.

Como vimos na tonoscopia, ao adicionarmos SNV a certa quantidade de água, suas partículas dissolvidas **interagem** quimicamente com as moléculas de água, atrapalhando a vaporização dela. Com isso, além de a P_v diminuir, o ponto de ebulição desse solvente aumenta. E quanto maior for a quantidade de soluto adicionado e dissolvido, maior ficará o ponto de ebulição da solução.

Exemplo: Quando adicionamos 1 mol de NaCl em 1L de água, a solução final contém 2 mol de espécies dissolvidas, segundo a proporção analisada na reação de dissolução acima. Mas se acrescentarmos a mesma quantidade (1 mol) de MgCl_2 a 1L de água, a solução final conterá 3 mol de espécies dissolvidas.



Importante à beça: Cada composto químico possui seu próprio valor de temperatura de ebulição.

É bom saber:

Quando cozinhamos algo na **panela de pressão**, o tempo de cozimento é menor do que quando usamos a panela normal, e quem explica isso é a ebulioscopia. Como a pressão dentro da panela é superior à pressão atmosférica normal, o ponto de ebulição da água aumenta e, assim, a água líquida que está em contato com o alimento alcança temperaturas mais elevadas, acelerando a velocidade de cozimento (OBS: como aprendemos em cinética química, a temperatura é um dos fatores que intervêm na velocidade das reações).

IV - Crioscopia (Pc)

Estuda a **DIMINUIÇÃO** do **ponto de congelamento** das soluções, ao adicionarmos SNV.

O **ponto de congelamento** é a temperatura em que um **líquido passa para a fase sólida**, ou seja, o ponto em que as moléculas do líquido interagem entre si de maneira mais intensa, aproximando-se e assumindo uma forma menos “espalhada” que a líquida, uma forma cristalizada.

Quando adicionamos SNV à água, por exemplo, seu ponto de congelamento se torna inferior a 0°C (o normal à pressão de 1 atm). Isso ocorre porque as partículas dissolvidas de soluto se **interpõem** entre as moléculas do solvente, dificultando a interação – aproximação – entre elas. Assim, faz-se necessária uma temperatura mais baixa para que a água se cristalice.

É bom saber:

Algumas pessoas, para resfriarem mais rapidamente garrafas de bebida mantidas em recipientes com gelo, jogam sal de cozinha no recipiente. Dessa forma, a temperatura de congelamento daquele gelo abaixa, levando ao seu derretimento. Com isso, expõem as áreas mais internas (mais frias) do gelo ao contato com as garrafas, resfriando-as.

Resumindo:

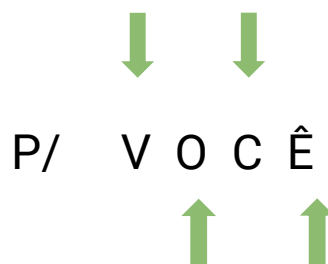
Ao adicionarmos solutos não voláteis a um solvente,

- Sua **pressão de vapor diminui**;
- Sua **pressão osmótica aumenta**;
- Seu **ponto de ebulição aumenta**;

- Seu **ponto de congelamento diminui**.

PSIUUUU!!

MACETE



V → pressão de vapor

O → pressão osmótica

C → ponto de congelamento

E → ponto de ebulição

Quer ver este material pelo Dex? Clique [aqui](#)

Exercícios

1. Alguns trabalhos científicos correlacionam as mudanças nas concentrações dos sais dissolvidos na água do mar com as mudanças climáticas. Entre os fatores que poderiam alterar a concentração de sais na água do mar podemos citar: evaporação e congelamento da água do mar, chuva e neve, além do derretimento das geleiras. De acordo com o conhecimento químico, podemos afirmar corretamente que a concentração de sais na água do mar
- a) aumenta com o derretimento das geleiras e diminui com o congelamento da água do mar.
 - b) diminui com o congelamento e com a evaporação da água do mar.
 - c) aumenta com a evaporação e o congelamento da água do mar e diminui com a chuva ou neve.
 - d) diminui com a evaporação da água do mar e aumenta com o derretimento das geleiras.
 - e) aumenta com o derretimento das geleiras e aumenta com o congelamento da água do mar.
2. Ebulioscopia é a propriedade coligativa, relacionada ao aumento da temperatura de ebulição de um líquido, quando se acrescenta a ele um soluto não volátil.
- Considere as três soluções aquosas a seguir:
- Solução A = NaCl $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
- Solução B = *sacarose* $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
- Solução C = CaCl_2 $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
- As soluções foram colocadas em ordem crescente de temperatura de ebulição em
- a) C, A, B.
 - b) B, A, C.
 - c) A, B, C.
 - d) C, B, A.
 - e) B, C, A.
3. O ponto de ebulição do etanol em determinadas condições é $78,22^\circ\text{C}$. Ao dissolver um pouco de fenol no etanol, um estudante de química produziu uma solução com ponto de ebulição $78,82^\circ\text{C}$, nas mesmas condições. Com base nos dados da pergunta, podemos afirmar que a variação da temperatura de ebulição do etanol se deve a(o)
- a) Adição de um soluto volátil como o fenol, que diminui a temperatura de ebulição do etanol.
 - b) Retirada de um soluto não volátil, que aumenta a temperatura de ebulição do etanol.
 - c) Adição de um não soluto volátil como o fenol, que aumenta a temperatura de ebulição do etanol.
 - d) Retirada de um soluto volátil, que aumenta a temperatura de ebulição do etanol.
 - e) Adição de um não soluto volátil como o fenol, que diminui a temperatura de ebulição do etanol.
-

4. Dia de churrasco! Carnes já temperadas, churrasqueira acesa, cervejas e refrigerantes no freezer. Quando a primeira cerveja é aberta, está quente! Sem desespero, podemos salvar a festa. Basta fazer a mistura frigorífica. É simples: colocar gelo em um isopor, com dois litros de água, meio quilo de sal e 300 mL de etanol (46 °GL). Em três minutos, as bebidas (em lata) já estarão geladinhas e prontas para o consumo. Basta se lembrar de lavar a latinha antes de abrir e consumir. Ninguém vai querer beber uma cervejinha ou um refrigerante com gosto de sal, não é?



Sobre a mistura frigorífica, são feitas as seguintes afirmações:

- a) O papel da água é aumentar a superfície de contato da mistura, fazendo todas as latinhas estarem imersas no mesmo meio.
 - b) O sal é considerado um soluto volátil, que, quando colocado em água, aumenta o ponto de fusão do líquido. Esse efeito é denominado de crioscopia.
 - c) Ocorre uma reação química entre o sal e o álcool, formando um sal orgânico. O processo é endotérmico, portanto o sistema se torna mais frio.
 - d) O sal pode ser substituído por areia, fazendo a temperatura atingida pela mistura se tornar ainda mais baixa.
 - e) Na ausência de álcool, nenhum outro líquido volátil, por exemplo, a acetona, poderia ser utilizado.
5. O etilenoglicol é uma substância muito solúvel em água, largamente utilizado como aditivo em radiadores de motores de automóveis, tanto em países frios como em países quentes. Considerando a função principal de um radiador, pode-se inferir corretamente que
- a) a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol deve começar a uma temperatura mais elevada que a da água pura e sua ebulição, a uma temperatura mais baixa que a da água pura.
 - b) a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol deve começar a uma temperatura mais baixa que a da água pura e sua ebulição, a uma temperatura mais elevada que a da água pura.
 - c) tanto a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol quanto a sua ebulição devem começar em temperaturas mais baixas que as da água pura.
 - d) tanto a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol quanto a sua ebulição devem começar em temperaturas mais altas que as da água pura.
 - e) a solidificação e a ebulição de uma solução aquosa de etilenoglicol devem começar às mesmas temperaturas que as da água.

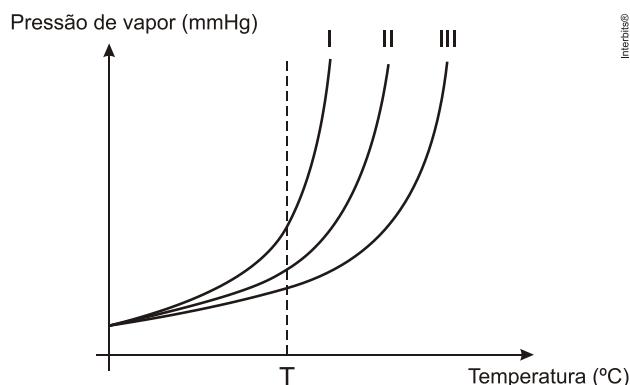
6. Considere soluções aquosas diluídas e de mesma concentração das seguintes soluções:

1. $Mg_3(PO_4)_2$
2. $K_2Cr_2O_7$
3. $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$
4. $Al(NO_3)_3$

A ordem crescente do ponto de ebulição dessas soluções é:

- a) $2 \approx 3 > 4 > 1$
- b) $2 < 4 < 1 < 3$
- c) $2 > 4 > 1 > 3$
- d) $2 \approx 3 < 4 < 1$
- e) $1 = 2 = 3 = 4$

7. Em um laboratório, são preparadas três soluções **A**, **B** e **C**, contendo todas elas a mesma quantidade de um único solvente e cada uma delas, diferentes quantidades de um único soluto não volátil. Considerando que as quantidades de soluto, totalmente dissolvidas no solvente, em **A**, **B** e **C**, sejam crescentes, a partir do gráfico abaixo, que mostra a variação da pressão de vapor para cada uma das soluções em função da temperatura, é correto afirmar que, a uma dada temperatura "T",



- a) a solução **C** corresponde à curva **I**, pois quanto maior a quantidade de soluto não volátil dissolvido em um solvente, menor é a pressão de vapor dessa solução.
- b) solução **A** corresponde à curva **III**, pois quanto menor a quantidade de soluto não volátil dissolvido em um solvente, maior é a pressão de vapor dessa solução.
- c) as soluções **A**, **B** e **C** correspondem respectivamente às curvas **III**, **II** e **I**, pois quanto maior a quantidade de um soluto não volátil dissolvido em um solvente, maior a pressão de vapor da solução.
- d) as soluções **A**, **B** e **C** correspondem respectivamente às curvas **I**, **II** e **III**, pois quanto menor a quantidade de um soluto não volátil dissolvido em um solvente, maior a pressão de vapor da solução.
- e) a solução **B** é a mais volátil, que é representada pela curva **II**.

8. A adição de um soluto à água altera a temperatura de ebulição desse solvente. Para quantificar essa variação em função da concentração e da natureza do soluto, foram feitos experimentos, cujos resultados são apresentados abaixo. Analisando a tabela, observa-se que a variação de temperatura de ebulição é função da concentração de moléculas ou íons de soluto dispersos na solução.

Volume de água (L)	Soluto	Quantidade de matéria de soluto (mol)	Temperatura de ebulição (°C)
1	-	-	100,00
1	NaCl	0,5	100,50
1	NaCl	1,0	101,00
1	sacarose	0,5	100,25
1	CaCl_2	0,5	100,75

Dois novos experimentos foram realizados, adicionando-se 1,0 mol de Na_2SO_4 a 1 L de água (experimento **A**) e 1,0 mol de glicose a 0,5 L de água (experimento **B**). Considere que os resultados desses novos experimentos tenham sido consistentes com os experimentos descritos na tabela. Assim sendo, as temperaturas de ebulição da água, em °C, nas soluções dos experimentos **A** e **B**, foram, respectivamente, de

- a) 100,25 e 100,25.
 - b) 100,75 e 100,25.
 - c) 100,75 e 100,50.
 - d) 101,50 e 101,00.
 - e) 101,50 e 100,50.
9. O Mar Morto corresponde a uma grande extensão de águas localizadas entre Israel e a Jordânia e apresenta alto teor salino, em torno de 300g de sal por litro de água, inviabilizando a vida marinha. Essa característica é responsável pelo fato de suas propriedades serem distintas daquelas pertencentes à água pura, como, por exemplo,
- a) maior pressão de vapor.
 - b) menor pressão osmótica.
 - c) maior temperatura de fusão.
 - d) menor condutibilidade elétrica.
 - e) maior temperatura de ebulição.

- 10.** Quando se compara a água do mar com a água destilada, pode-se afirmar que a primeira, em relação à segunda, tem menor _____, mas maior _____.
- a) densidade – ponto de ebulição
 - b) condutividade elétrica – densidade
 - c) pressão de vapor – condutividade elétrica
 - d) concentração de íons – ponto de ebulição
 - e) ponto de congelamento – facilidade de vaporização do solvente

Gabarito

1. C

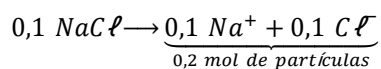
A concentração de sais na água do mar aumenta com a evaporação da água (solvente) e com o congelamento da água do mar (efeito crioscópico).

A concentração de sais na água diminui com a chuva ou com neve devido ao aumento da quantidade de solvente, ou seja, à diluição.

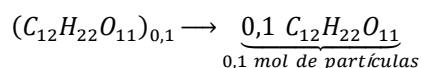
2. B

Quanto maior o número de partículas, maior o efeito coligativo, ou seja, maior a temperatura de ebulição.

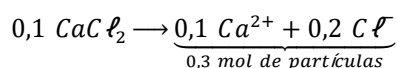
$$A = NaCl \ 0,1 \frac{mol}{L}$$



$$B = sacarose \ 0,1 \frac{mol}{L}$$



$$C = CaCl_2 \ 0,1 \frac{mol}{L}$$



$$0,1 \ mol < 0,2 \ mol < 0,3 \ mol$$

$$Conclusão: T.E_B < T.E_A < T.E_C.$$

3. C

A adição de um não soluto volátil como o fenol, aumenta a temperatura de ebulição do etanol.

4. B

a) A água desempenhará o papel de aumentar a superfície de contato, colocando todas as latas em contato com a mistura.

b) A adição do sal irá diminuir a pressão máxima de vapor e, conseqüentemente, o ponto de congelamento da água.

c) Não ocorre uma reação química entre o cloreto de sódio e o etanol, trata-se apenas de uma mistura.

d) Como a areia não possui as mesmas propriedades físico-químicas que o cloreto de sódio, será formado apenas uma mistura heterogênea com a água, não provocando nenhuma alteração no sistema em questão.

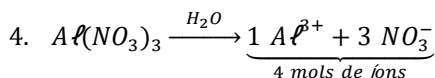
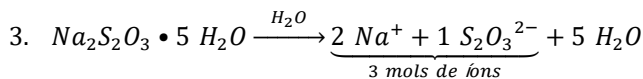
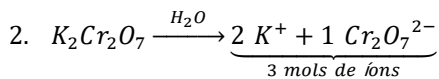
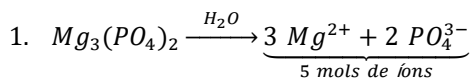
e) O álcool é utilizado devido a sua volatilidade, assim a acetona poderia ser usada sem prejuízo algum.

5. B

A elevação do número de partículas de soluto provoca a diminuição da temperatura de solidificação e a elevação da temperatura de ebulição como consequência do efeito coligativo.

6. D

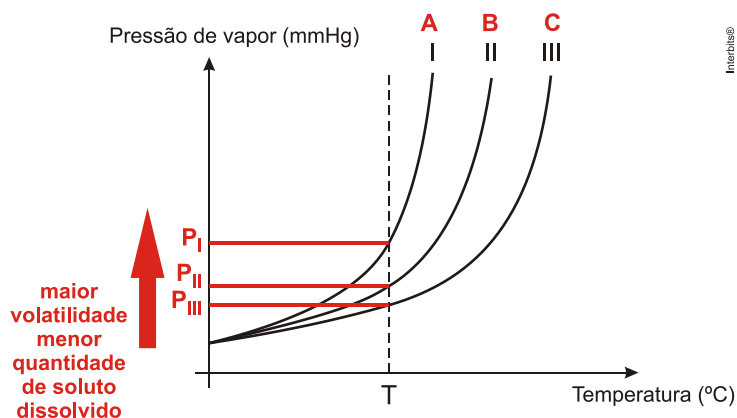
Quanto maior o número de mols de íons formados, maior o efeito coligativo, ou seja, maior será o ponto de ebulição. Supondo 100% de dissociação iônica, vem:



Conclusão: $2 \approx 3 < 4 < 1$.

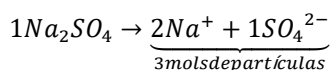
7. D

Teremos:



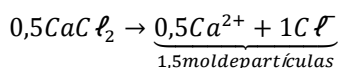
8. D

Adição de 1,0 mol de Na_2SO_4 a 1 L de água (experimento A):



A partir da tabela percebe-se que:

Volume de água (L)	Soluto	Quantidade de matéria de soluto (mol)	Temperatura de ebulição (°C)
1	CaCl_2	0,5	100,75



$$1,5 \text{ mol de partículas} = 0,75^\circ\text{C}$$

$$3 \text{ mol de partículas} = \Delta T$$

$$\Delta T = 1,50^\circ\text{C}$$

Conclusão: no experimento A ocorre uma elevação de $1,50\text{ }^{\circ}\text{C}$ na temperatura de ebulição.

Temperatura de ebulição da solução = $101,50\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($100\text{ }^{\circ}\text{C} + 1,50\text{ }^{\circ}\text{C}$).

Adição de $1,0\text{ mol}$ de glicose a $0,5\text{ L}$ de água (experimento B).

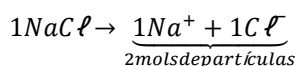
$1\text{ mol glicose } (C_6H_{12}O_6) = 0,5\text{ L de água}$

$n_{\text{glicose}} = 1\text{ L de água}$

$n_{\text{glicose}} = 2\text{ mols de partículas de glicose}$

A partir da tabela percebe-se que:

Volume de água (L)	Soluto	Quantidade de matéria de soluto (mol)	Temperatura de ebulição ($^{\circ}\text{C}$)
1	NaCl	1,0	101,00



Conclusão: no experimento B ocorre uma elevação de $1,00\text{ }^{\circ}\text{C}$ na temperatura de ebulição.

Temperatura de ebulição da solução = $101,00\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($100\text{ }^{\circ}\text{C} + 1,00\text{ }^{\circ}\text{C}$).

9. E

Quanto maior o número de partículas presente na solução, maior sua temperatura de ebulição, ou efeito coligativo.

10. C

Quando se compara a água do mar com a água destilada, pode-se afirmar que a primeira, em relação à segunda, tem menor pressão de vapor (apresenta maior quantidade de partículas, maior efeito coligativo) e maior condutividade elétrica (maior quantidade de íons).