



PROPRIEDADES COLIGATIVAS

Como vimos no primeiro módulo desta apostila, as propriedades coligativas são aquelas que dependem, exclusivamente, da quantidade de moléculas, partículas ou íons dissolvidos em um sistema. Sendo que quanto maior a razão entre o número de partículas do soluto e o número de partículas do solvente, mais pronunciado será o efeito coligativo.

$$\uparrow \frac{n^{\circ} \text{ de partículas do soluto}}{n^{\circ} \text{ de partículas de solvente}}$$

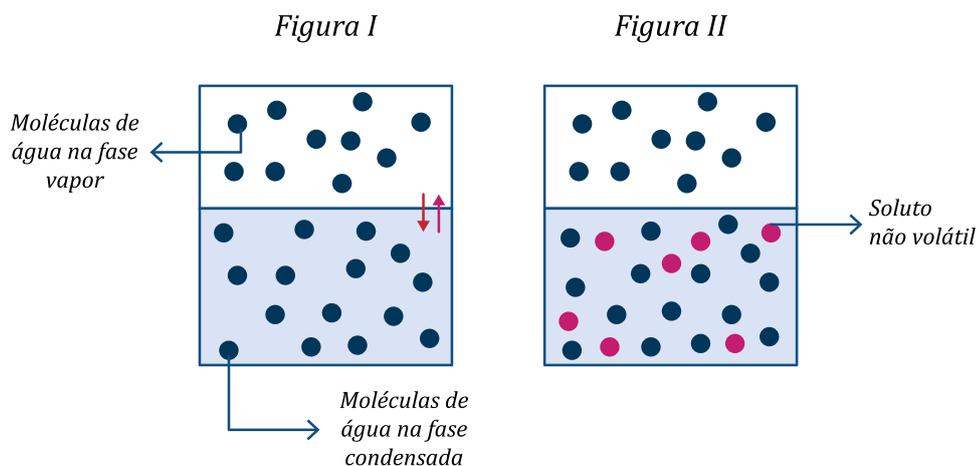
↑ Pronunciamento do efeito coligativo

Existem quatro propriedades coligativas que estudam os diferentes comportamentos do solvente quando um soluto não volátil é adicionado:

Propriedades Coligativas	Estuda:
Tonosopia	O abaixamento da pressão de vapor
Ebuliosopia	O aumento da temperatura de ebulição
Criosopia	O abaixamento na temperatura de congelamento
Osmometria	A passagem espontânea de solvente de uma solução mais diluída para outra mais concentrada, através de uma membrana semipermeável

TONOSCOPIA

A tonosopia é a propriedades coligativa que estuda o abaixamento da pressão de vapor quando um soluto não volátil é adicionado em solução. Vamos analisar as figuras.



Na figura I, temos um recipiente fechado com água pura ilustrando o equilíbrio dinâmico entre a fase vapor e a fase condensada. Agora, repare que na segunda imagem, com adição do soluto, a quantidade de partículas na fase vapor é menor. Isto ocorre em



função das interações entre o soluto e solvente, de forma que uma menor quantidade de partículas de água fique disponível para passar espontaneamente para fase vapor. Logo:

A pressão de vapor de uma solução é sempre menor do que quando comparada com o solvente puro.

Além disso, como já estudamos, quanto maior o número de partículas, mais pronunciado é o efeito coligativo. Logo, quanto **maior** a concentração de soluto, mais pronunciado será o efeito tonoscópico e **menor** será a pressão de vapor do solvente, como mostrado na tabela.

↑ Número de partículas em solução

↓ Pressão de vapor do solvente

Sistema	Pressão de Vapor a 30°C (mmHg)Á
Água	31,82
Solução de glicose 1 mol/L	31,26
Solução de glicose 2 mol/L	30,70
Solução de glicose 3 mol/L	30,12

Mas, afinal, o quão menor será a pressão de vapor? Isto pode ser calculada através da Lei de Raoult. Essa expressão matemática relacionada a variação da pressão de vapor do sistema com a fração molar do soluto, a pressão de vapor do solvente puro e o fator de correção de Van't Hoff.

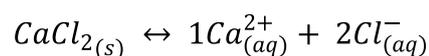
$$\Delta P = x_{\text{solute}} \cdot P_{\text{vapor}} \cdot i$$



EXERCÍCIO RESOLVIDO

A pressão de vapor da água pura, a 60°C, é de 20.000 Pa. Ao adicionar 2 mols de cloreto de cálcio em 10 mols de água, qual a variação da pressão de vapor?

Para determinarmos a variação da pressão de vapor é necessário obter os valores do fator de correção de Van't Hoff e da fração molar (x) do soluto. O CaCl_2 , quando colocado em água, se dissocia em íons $\text{Ca}_{(aq)}^{2+}$ e $\text{Cl}_{(aq)}^-$, como mostrado na equação.



Ou seja, uma partícula se dissocia em duas partículas. Logo:

$$i = \frac{\text{número de partículas formadas}}{\text{número de partículas iniciais}} = \frac{2}{1} = 2$$



Já a fração molar é obtida por:

$$x_{CaCl_2} = \frac{n_{CaCl_2}}{n_{total}} = \frac{n_{CaCl_2}}{n_{CaCl_2} + n_{\text{água}}} = \frac{2}{2 + 10}$$
$$x_{CaCl_2} = 0,17$$

Com esses dados podemos calcular a variação da pressão de vapor:

$$\Delta P = x_{\text{soluto}} \cdot P_{\text{vapor}} \cdot i = 0,17 \cdot 20000 \cdot 2$$
$$\Delta P = 6.800 \text{ Pa}$$

EBULIOSCOPIA

A ebulioscopia é a propriedades coligativa que estuda o aumento da temperatura de ebulição de um solvente quando um soluto não volátil é adicionado em solução.

Como já vimos na tonoscopia, com a adição de um soluto não volátil ocorre uma diminuição da pressão de vapor. Mas, qual a ligação da pressão de vapor com a temperatura de ebulição de um solvente?



Um determinado líquido entra em ebulição quando a pressão de vapor do sistema se iguala a pressão exercida sobre ele. Logo, se a pressão de vapor (PV) do solvente diminui, é necessário temperaturas mais altas para gerar o aumento, gradativo, da PV até que se iguale a pressão externa, dando início ao processo de ebulição.

↑ Número de partículas em solução

↑ Temperatura de ebulição do solvente

QUÍMICA NO COTIDIANO

Cozinhando macarrão

Você já reparou que quando vamos cozinhar macarrão e adicionamos sal na água fervendo, ela para de ferver? Bom, isso acontece porque o sal de cozinha, constituído majoritariamente por cloreto de sódio, atua como um soluto causando o efeito ebulioscópico. As partículas de NaCl são solvatadas pelas moléculas





de água e se dissociam em cátions $Na^+_{(aq)}$ e ânions $Cl^-_{(aq)}$. Esses íons causam, rapidamente, o abaixamento da pressão de vapor da solução e cessam o processo de ebulição que estava ocorrendo. Após alguns minutos, a solução de água e cloreto de sódio volta a ferver, porém em uma temperatura maior que os 100°C iniciais.

Cozinhando feijão

Você já se perguntou por que usamos panela de pressão? A panela de pressão é um sistema fechado, com apenas uma válvula para o escape do vapor. Quando colocada sobre o fogo com feijão e água, por exemplo, o aumento da temperatura do sistema acelera o processo de evaporação, causando mais choques entre as partículas e a parede da panela, aumentando a pressão do sistema. Neste momento, o interior da panela está com a pressão maior que a atmosférica, cerca de 2 atm.

Sabemos que a água entra em ebulição a 100°C, sob a pressão de 1 atm, pois é nessas condições que a pressão de vapor do solvente se iguala a pressão externa. Imagine, agora, dentro da panela de pressão: se a pressão externa é superior a 1 atm, serão necessárias temperaturas mais altas para que a pressão de vapor consiga se igualar a externa e o processo de ebulição se inicie.

Ou seja, dentro da panela de pressão a água entra em ebulição em uma temperatura maior que 100°C, podendo alcançar até 120 °C, e o alimento cozinha mais rapidamente!

Assim como podemos quantificar a variação da pressão de vapor na tonoscopia, também é possível calcular o quanto irá variar a temperatura de ebulição. Para isso, utiliza-se uma expressão matemática que relaciona a variação da temperatura com a molalidade (W) e uma com uma constante, chamada de constante ebulioscópica, K_e .

$$\Delta T_e = W \cdot K_e \cdot i$$



EXERCÍCIO RESOLVIDO

(Uel 2011 – Adaptado) O eugenol, um composto de fórmula molecular $C_{10}H_{12}O_2$, é um ingrediente ativo do cravo-da-índia. O benzeno, um líquido inflamável e incolor, é um composto tóxico. Sabendo que uma quantidade de eugenol foi dissolvida em 10,0 g de benzeno e que a constante ebulioscópica, K_e , do benzeno é $2,53 \text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{molal}^{-1}$, responda:

- Qual a quantidade de eugenol necessária para elevar a temperatura de ebulição do benzeno em em 1 °C?

Para encontrarmos a massa de eugenol teremos que encontrar a molalidade da solução. Mas, antes, é necessário determinar o fator de Van't Hoff.



O eugenol é um composto molecular e, quando adicionado ao benzeno, não formará íons. Logo, a adição de uma partícula de $C_{10}H_{12}O_{2(s)}$ resultará em uma partícula de eugenol em solução.

$$i = \frac{\text{número de partículas formadas}}{\text{número de partículas iniciais}} = \frac{1}{1} = 1$$

Agora podemos obter a molalidade da solução:

$$\Delta T_e = W \cdot K_e \cdot i$$

$$1 = W \cdot 2,53 \cdot 1 \quad \therefore W = \frac{1}{2,53 \cdot 1}$$

$$W = 0,395 \frac{\text{mol}_{\text{solute}}}{\text{Kg}_{\text{solvente}}}$$

Sabemos que a molalidade (W) é a razão entre o número de mol de soluto e a massa de solvente. A massa do benzeno, que atua como solvente, é 10 g. Já para obtermos o número de mol do soluto, é necessário ter a massa de eugenol. Então, vamos fazer uma manipulação entre as equações:

Solute = Eugenol

Solvente = Benzeno

$$W = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{solvente}}} \quad n_{\text{solute}} = \frac{m_{\text{solute}}}{MM_{\text{solute}}}$$

Dica:
Preste muita
atenção nas
unidades!

$$W = \frac{m_{\text{solute}}}{MM_{\text{solute}}} \cdot \frac{1}{m_{\text{solvente}}}$$

$$m_{\text{solute}} = \frac{W \cdot MM_{\text{solute}} \cdot m_{\text{solvente}}}{1} = 0,395 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}_{\text{solute}}}{\text{g}_{\text{solvente}}} \cdot 164 \frac{\text{g}_{\text{solute}}}{\text{mol}_{\text{solute}}} \cdot 10 \text{ g}_{\text{solvente}}$$

$$m_{\text{solute}} = 0,648 \text{ g}_{\text{solute}}$$

Logo, é necessário 0,648 g de eugenol para elevar a temperatura de ebulição da solução em 1°C .

CRIOSCOPIA

A Crioscopia é a propriedades coligativa que estuda a diminuição da temperatura de congelamento de um solvente quando um soluto não volátil é adicionado em solução.

A temperatura de congelamento é atingida quando a substância inicia o processo de cristalização, ordenando as moléculas para que ocorra a passagem do estado líquido para o sólido.



Quando um soluto não volátil é adicionado ao solvente, o processo de cristalização é dificultado, sendo necessário temperaturas menores para que a solidificação ocorra.

↑ Número de partículas em solução

↓ Temperatura de congelamento

Assim como na ebulioscopia, a quantificação da variação da temperatura de congelamento pode ser obtida através de uma expressão que relaciona a molalidade da solução, o fator de correção de Van't Hoff e uma constante. Porém, na crioscopia, tal constante será chamada de constante crioscópica e representada por K_c .

$$\Delta T_c = W \cdot K_c \cdot i$$



EXERCÍCIO RESOLVIDO

(Unicamp 2017 – Adaptado) O etilenoglicol é uma substância muito solúvel em água, largamente utilizado como aditivo em radiadores de motores de automóveis. Considerando a função principal de um radiador, pode-se afirmar 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 temperatura de solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol quanto a de ebulição devem começar em temperaturas mais baixas que as da água pura.
- d. tanto a temperatura de solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol quanto a de ebulição devem começar em temperaturas mais altas que as da água pura.

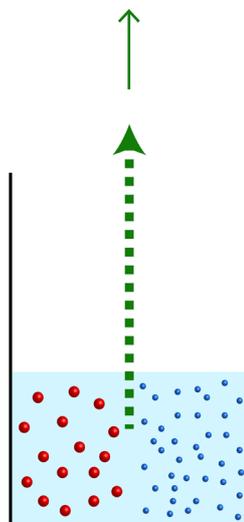
A resposta é a letra **B**, pois o etilenoglicol, quando colocado em água, atua como um soluto provocando efeitos coligativos na solução. Logo, sabemos que ocorre o abaixamento da temperatura de congelamento e o aumento da temperatura de ebulição.

OSMOMETRIA

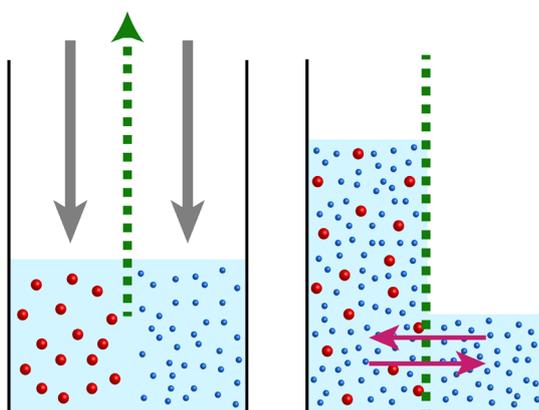
A osmometria é uma das propriedades coligativas mais importantes. Para entendê-la, vamos usar como exemplo um sistema separado por uma membrana semipermeável. Do lado A há uma solução aquosa com glicose e do lado B há água pura.



Membrana semipermeável



Com o passar do tempo, ocorre a passagem de água pela membrana **em ambos os sentidos**. Entretanto, o fluxo de água passando de B para A é muito maior, de forma que o volume da solução de glicose aumente e o da água pura, lado B, diminua.



Esse processo ocorre em função da diferença de concentração entre A e B, de forma que a passagem de água ocorra espontaneamente até que as concentrações se igualem e o equilíbrio do sistema seja alcançado.

O processo de passagem espontânea do solvente de um sistema **menos** concentrado para o **mais** concentrado é chamado de osmose.

Como mencionamos, a água passa espontaneamente pela membrana semipermeável gerando uma pressão no sistema. Esse processo pode ser impedido com a aplicação de uma pressão contrária ao movimento da água, chamada de pressão osmótica (π).

O valor da pressão osmótica pode ser calculado através de uma equação que relaciona a concentração do soluto em solução, ($[]$), constante universal dos gases, R , e a temperatura do sistema, T . Além disso, é necessário multiplicá-la pelo fator de correção de Van't Hoff, i , para adequação do número de partículas em solução.

$$\pi = [] \cdot R \cdot T \cdot i$$

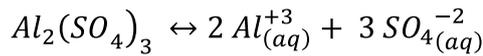


EXERCÍCIO RESOLVIDO

(Uece 2015 - Adaptado) A dessalinização de uma solução de sulfato de alumínio ocorre utilizando-se uma membrana semipermeável. Considerando a concentração em quantidade de matéria da solução 0,4 mol/L, e admitindo-se o sal totalmente dissociado na temperatura de 300 K a diferença da pressão osmótica que se estabelece entre os lados da membrana no equilíbrio, medida em atmosferas, é

- a. 39,36.
- b. 49,20.
- c. 19,68.
- d. 29,52.

Para encontrarmos a pressão osmótica é necessário determinar o fator de correção de Van't Hoff para o sulfato de alumínio.



Como mostrado pela reação acima, o $Al_2(SO_4)_3$ se dissocia em íons. Logo, uma partícula gera 5 partículas em solução. Então:

$$i = \frac{\text{número de partículas formadas}}{\text{número de partículas iniciais}} = \frac{5}{1} = 5$$

Logo, a pressão osmótica (π) pode ser calculada por:

$$\pi = [] \cdot R \cdot T \cdot i = 0,4 \cdot 0,082 \cdot 300 \cdot 5$$

$$\pi = 49,20 \text{ atm}$$



ANOTAÇÕES

-  contato@biologiatotal.com.br
-  /biologiajubilit
-  Biologia Total com Prof. Jubilut
-  @biologiatotaloficial
-  @Prof_jubilut
-  biologiajubilit