TONOSCOPIA

A Tonoscopia é a parte das propriedades coligativas ligada ao estudo do abaixamento da pressão de vapor de uma solução. A adição de um solvente não volátil é capaz de reduzir a pressão máxima de vapor de uma solução.

LEI DE RAOULT

Essa relação é utilizada para determinarmos a pressão máxima de vapor de uma solução formada a partir de um soluto molecular não volátil.

$$P_{solução} = X_{solvente} \cdot P_{solvente\ puro}$$

Onde:

$P_{solução}$ = Pressão máxima de vapor da solução.

$X_{solvente}$ = Fração molar do solvente na solução.

$P_{solvente\ puro}$ = Pressão de vapor do solvente puro.

Exemplo:

A pressão de vapor da água pura é de 3,2 kPa a 25 °C. Qual será a pressão de vapor de uma solução à mesma temperatura que possui 0,40 mol de glicose em 2,0 mol de água?

Neste caso: $X_{solvente} = \frac{2,0\,mol}{(2,0+0,4)\,mol} = 0,83$

Psolução = 0,83 · 3,2

Psolução = 2,67 kPa

OSMOSCOPIA

A osmoscopia é a propriedade que estuda a pressão osmótica do sistema. A adição de um soluto não volátil influencia diretamente na espontaneidade da osmose de um sistema. O cálculo da pressão osmótica será dado por:

Soluções moleculares	Soluções iônicas
$\pi = M \cdot R \cdot T$	$\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$

Onde:

π = pressão osmótica

M = molaridade da solução.

R = Constante molar dos gases perfeitos = 0,082 atm·L/mol·K.

T = Temperatura em Kelvin.

i = fator de Van't Hoff (Ajuste de acordo com a ionização do soluto).

Exemplo:

Calcule a pressão Osmótica de uma solução 0,2 mol/L de NaCℓ, mantida a 27º C.

Neste caso temos uma solução iônica, portanto:

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

Para determinar o fator de Van't Hoff:

$NaCl \rightarrow 1\ Na^{+} + 1\ C\ell^{-}$

Logo i = 1 + 1 = 2

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

π = 0,2 · 0,082 · (273 + 27) · 2

π = 9,84 atm.

EBULIOSCOPIA

A ebulioscopia estuda a variação do ponto de ebulição de um solvente, quando lhe é adicionada uma certa quantidade de soluto não volátil.

Para calcular a variação da temperatura de ebulição de uma solução (Δte) basta multiplicar a constante ebulioscópica pela molalidade (W) da solução. Lembrando sempre do fator de Van't Hoff para solutos iônicos:

Soluções moleculares	Soluções iônicas
$\Delta te = K_e \cdot W$	$\Delta te = K_e \cdot W \cdot i$

Onde:

Δte = variação da temperatura de ebulição.

Ke = constante ebulioscópica.

W = molalidade.

i = fator de Van't Hoff.

Para facilitar o uso da molalidade:

$$W = \frac{Ke \times massa\ de\ soluto(m_1) \times 1000}{massa\ molar\ do\ soluto(MM) \times massa\ de\ água(m_2)}$$

Portanto:

$$\Delta te = \frac{Ke \times m_1 \times 1000}{MM \times m_2} \times i$$

(para solutos iônicos)

Exemplo:

Supondo que 1,6 g de uma dada substância molecular, cuja massa molar seja 40 g/mol, são dissolvidos em 20 g de água formam uma solução a 1 atm. Qual será o ponto de ebulição da solução formada? Dados: Ke = 0,52°C (mol/Kg)$^{-1}$?

Por se tratar de uma substância molecular:

$$\Delta te = \frac{Ke \times m_1 \times 1000}{MM \times m_2}$$

Portanto:

$$\Delta te = \frac{0,52 \times 1,6 \times 1000}{40 \times 20}$$, logo Δte = 1,04 °C.

Te = 100 + 1,04 = 101,04°C

CRIOSCOPIA

É a propriedade coligativa que estuda a redução do ponto de congelamento de uma solução em função da adição de um soluto não volátil.

Utilizaremos o mesmo método empregado no ebulioscopia, porém neste caso utilizaremos Kc, que é a constante crioscópica do solvente empregado na solução.

Soluções moleculares	Soluções iônicas
$\Delta te = \frac{Kc \times m_1 \times 1000}{MM \times m_2}$ ou simplesmente $\Delta te = Kc \cdot W$	$\Delta te = \frac{Kc \times m_1 \times 1000}{MM \times m_2} \times i$ ou simplesmente $\Delta te = Kc \cdot W \cdot i$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

01. Supondo que 1,6 g de uma dada substância são dissolvidos em 20g de água formam uma solução molecular que ferve a 101,04°C, a 1atm, qual a massa molecular dessa substância? Dados: Ke = 0,52°C $(mol/Kg)^{-1}$

Em relação à água pura, Δte = 100 – 101,04 = 1,04 °C.

Resolução:

Por se tratar de uma substância molecular:

$$\Delta te = \frac{Ke \times m_1 \times 1000}{MM \times m_2}$$

Portanto: $1{,}04 = \frac{0{,}52 \times 1{,}6 \times 1000}{MM \times 20}$, logo MM = 40g/mol.

02. Calcule a diminuição na temperatura de congelamento do solvente presente em uma solução formada pela adição de uma quantidade de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) a um certo volume de água, o que resultou em uma concentração de 0,8 molal. (Dados: Kc = 1,86 °C.mol/kg).

Resolução:

A sacarose é um soluto iônico, portanto:

Δte = Kc · W

Δte = 1,86 x 0,8 = 1,488 °C.

03. Etilenoglicol, $C_2H_4(OH)_2$, é colocado nos radiadores de carros, em países de clima muito frio, para evitar o congelamento da água, o que ocasionaria a ruptura dos radiadores quando a temperatura ficasse abaixo de 0 ºC. Qual a massa de etilenoglicol a ser adicionada, por quilograma de água, para que a solidificação só tenha início a - 37,2 ºC? Dados: constante criométrica da água = 1,86 ºC.mol/kg

Resolução:

Trata-se de um soluto molecular.

Massa molar do etilenoglicol $C_2H_4(OH)_2$ = 62 g/mol

$$\Delta te = \frac{Kc \times m_1 \times 1000}{MM \times m_2}$$

$$0 - (-37{,}2) = \frac{1{,}86 \times m_1 \times 1000}{62 \times 1000}$$

m_1 = 1240 g.

ANOTAÇÕES