

ЛЕКЦИЯ № 12 (продолжение).

11.4. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов.

Разбавленные растворы по свойствам приближаются к идеальным ($\Delta H = 0$, $\Delta V = 0 \rightarrow \Delta G < 0$, $\Delta S > 0$). Частицы растворенного вещества между собой не взаимодействуют. Свойства жидких разбавленных растворов зависят от концентрации растворенного вещества и природы растворителя и практически не зависят от природы растворенного вещества (коллигативные или коллективные).

4 свойства:

1. Первый закон Рауля: понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором.

Испарение \leftrightarrow конденсация ($\Delta G = 0$) при $T = \text{const}$.

Давление насыщенного пара растворителя над раствором (P_1) всегда меньше, чем над чистым растворителем (P_0).

$$\Delta P = P_1^0 \chi_2, \text{ где } \chi_1 = \frac{\frac{m_2}{M_2}}{\frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2}}, \text{ где } \chi_2 = \frac{P_1^0 - P_1}{P_1^0} (P)$$

χ – мольная доля

m_1 – масса растворителя, (M_1),

m_2 – масса растворенного вещества, (M_2).

Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором пропорционально мольной доле растворенного вещества (1-ый закон Рауля).

Следствие из 1-го закона Рауля: раствор всегда кипит при более высокой температуре, чем чистый растворитель.

2. Второй закон Рауля: повышение температуры кипения раствора ($\Delta T_{\text{кип}}$) пропорционально моляльности раствора (C_m): $\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{кип}} C_m$;

$$T_1 - T_0 = K_{\text{кип}} \frac{m_2 \cdot 1000}{M_2 \cdot m_1}$$

$K_{\text{кип}} (\text{H}_2\text{O}) = 0.52 \text{ К кг/моль}$ (эбуллиоскопическая константа).

3. Понижение температуры замерзания ($\Delta T_{\text{зам}}$) пропорционально концентрации и не зависит от природы этих веществ: $\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{зам}} C_m$
 $K_{\text{зам}} (K_{\text{криос}})(\text{H}_2\text{O}) = 1,85 \text{ К кг/моль}$.

4. Осмос – явление односторонней диффузии через полупроницаемую перегородку, разделяющую раствор и чистый растворитель или два раствора различной концентрации.

Осмотическое давление: $P_{осм} = C_m R T$ (принцип Вант-Гоффа).

C_m – молярная концентрация.

Растворы с одинаковым осмотическим давлением называются **изотоническими**.

Если осмотическое давление выше внутриклеточного – **гипертоническое** давление, а ниже – **гипотоническое**.

11.5. Свойства растворов электролитов.

Электролиты – это вещества, растворы которых повышают электропроводность растворителя за счет носителей 2-го рода – ионов. Распад вещества на ионы при растворении – электролитическая диссоциация (самопроизвольно).

11.5.1. Основные положения электролитической диссоциации

•

(С.Аррениус, 1887г.):

1. Электролитическая диссоциация – процесс распада вещества на ионы при растворении в полярном растворителе;
2. Степень электролитической диссоциации (α)

$$\alpha = \frac{\text{число молек, расп. на ионы}}{\text{общее число молекул}},$$

3. Сильные электролиты: $\alpha > 30\%$

4. Слабые электролиты: $\alpha < 30\%$.

5. Константа диссоциации (K_d) – константа равновесия для обратимого процесса диссоциации слабого электролита:



$$K_d = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{Ac}^-}}{C_{\text{HAc}}};$$

$$C_{\text{H}^+} = C_{\text{Ac}^-} = C_{\text{общ}} \alpha; C_{\text{HAc}} = (1 - \alpha) C_{\text{общ}}; K_d = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha};$$

При $\alpha \ll 1$ $\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}}$ – закон разбавления Оствальда для слабых

электролитов, дисс. На 2 иона.

Для сильных электролитов $\alpha < 100\%$ за счет гидратации ионов: $\text{Na}^+ \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и снижения их подвижности (ρ).

