

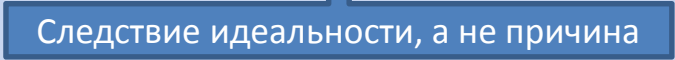

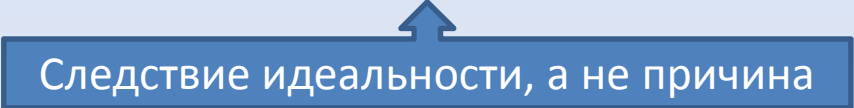
Термодинамика растворов неэлектролитов и электролитов

лекция 7

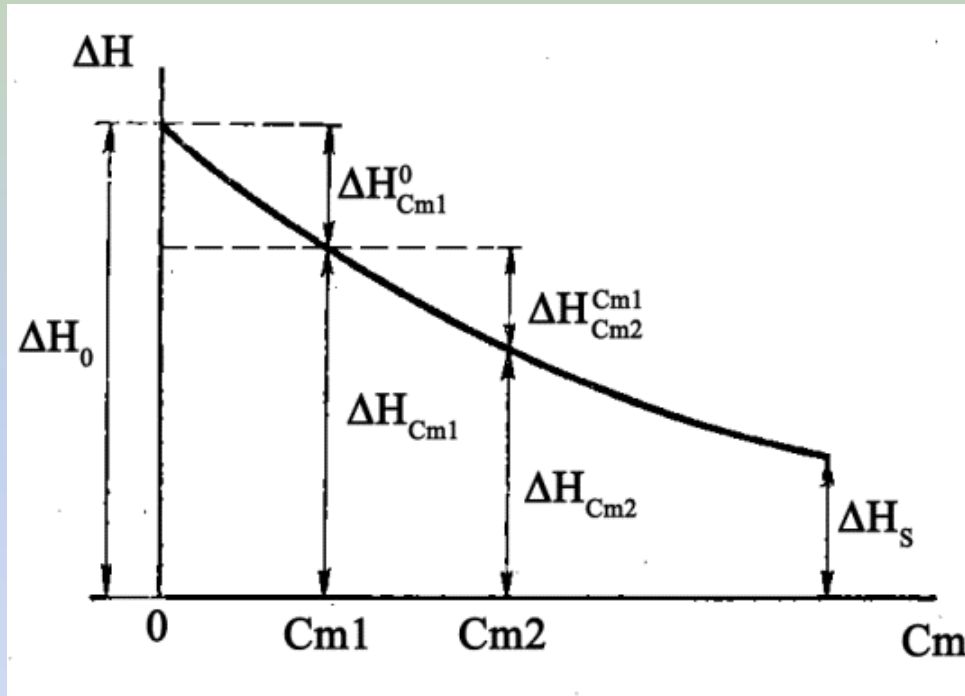
План лекции

1. Модель идеального раствора
2. Тепловые эффекты при растворении
3. Растворимость твёрдых веществ
4. Коллигативные свойства идеальных растворов
5. Приближение к реальным растворам
6. Правило ионной силы

Модель идеального раствора:

- взаимодействия между всеми компонентами идеального раствора одинаковы (частицы растворителя взаимодействуют друг с другом точно так же, как частицы растворителя взаимодействуют с частицами растворённого вещества и частицы растворённого вещества – между собой);
- объём идеального раствора равен сумме объёмов его компонентов;

- энтальпия образования идеального раствора равна нулю (поскольку энтальпия образования новых связей равна по модулю энтальпии разрушения старых);

- строгое выполнение I закона Рауля (парциальное давление пара компонента раствора над раствором равно произведению его мольной доли в растворе на давление пара над чистым компонентом).


Тепловые эффекты при растворении

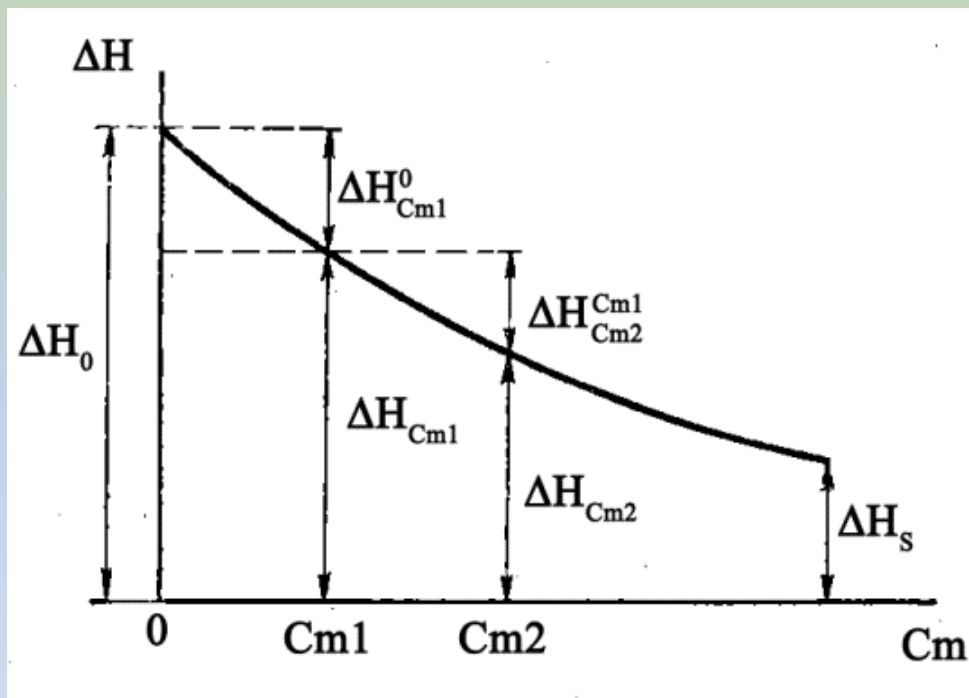


Первая теплота растворения (ΔH_0) – это тепловой эффект процесса растворения 1 моля вещества в бесконечно большом количестве растворителя.

Полная теплота растворения (ΔH_s) – это теплота растворения 1 моля вещества в таком количестве растворителя, чтобы получился насыщенный раствор.

$$\Delta H_{\text{раств}} = \Delta H_{\text{пл}} + \Delta H_{\text{гидр}}$$

Тепловые эффекты при растворении

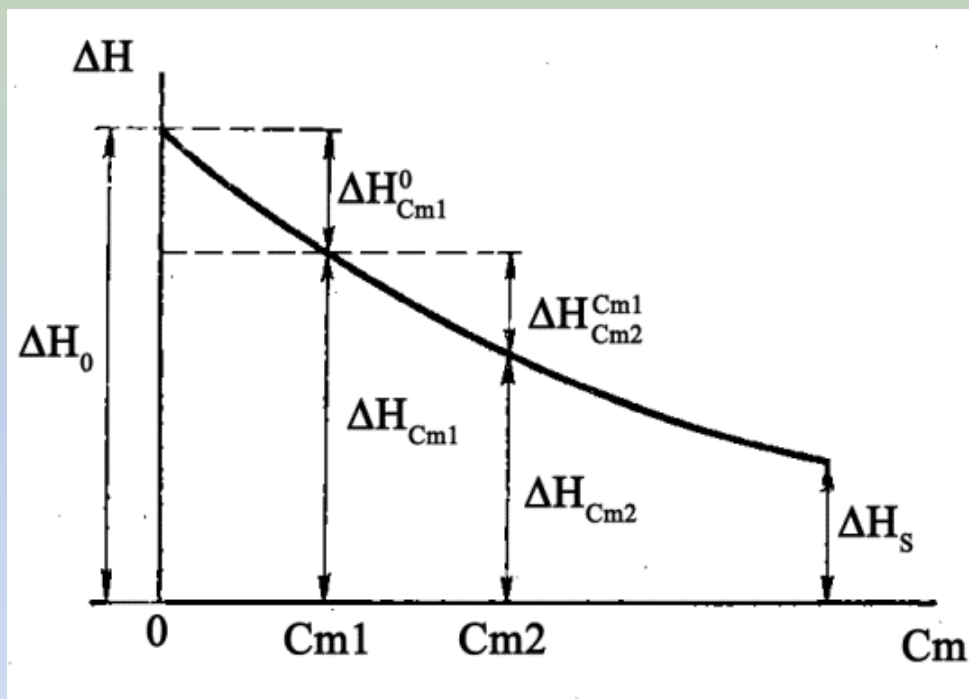


Промежуточная теплота растворения – это тепловой эффект от добавления вещества в раствор, уже содержащий определённое количество этого вещества.

$$\Delta H_{\text{раств}} = \Delta H_{\text{пл}} + \Delta H_{\text{гидр}}$$

Промежуточная теплота разведения – тепловой эффект от добавления растворителя к готовому раствору.

Тепловые эффекты при растворении

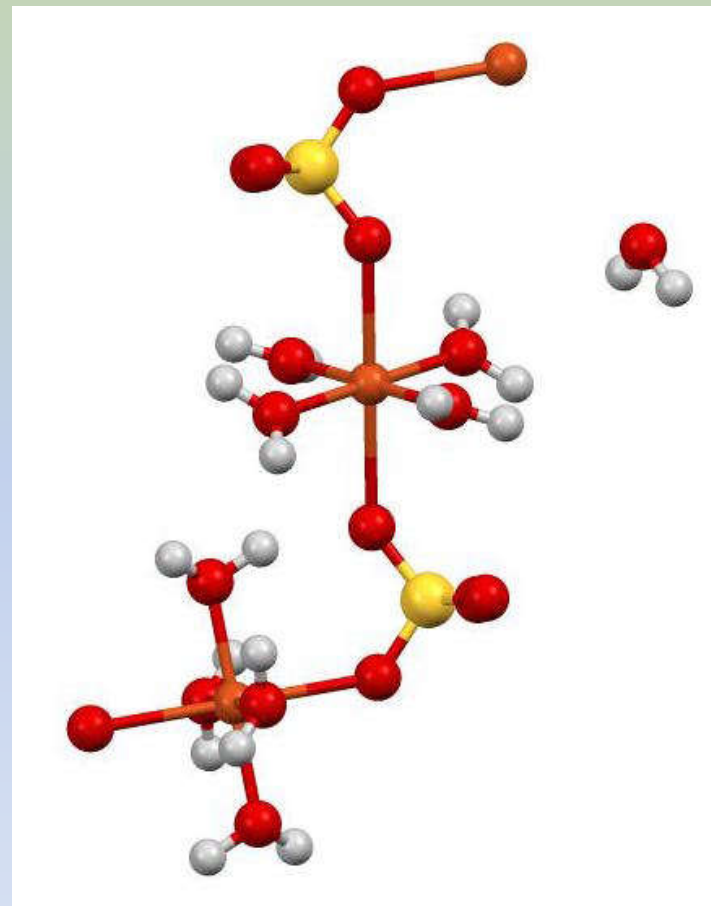
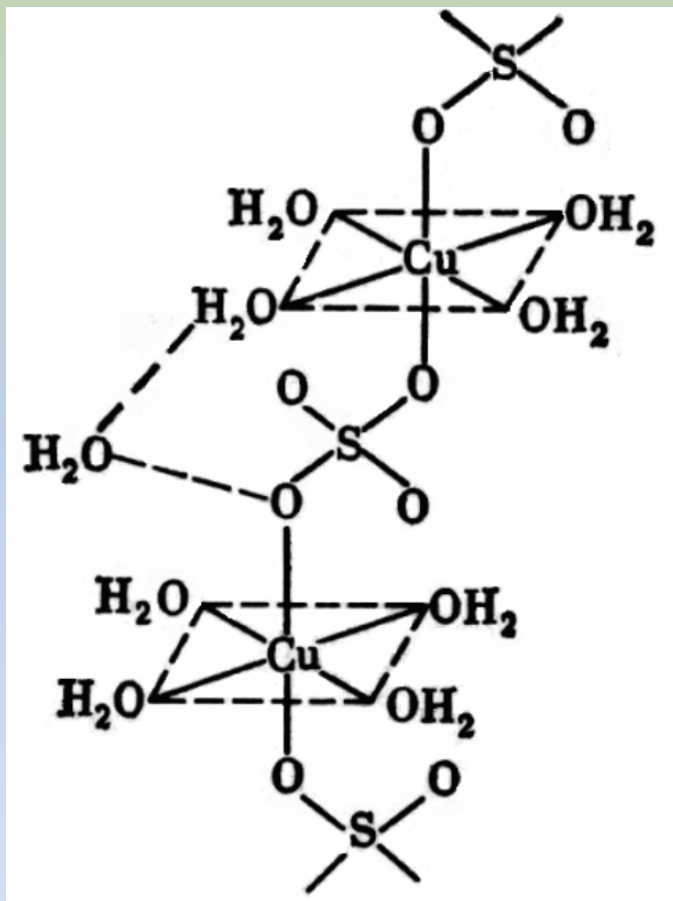


Последней теплотой растворения называется *дифференциальная* теплота растворения 1 моля вещества в бесконечно большом количестве его *насыщенного* раствора.

Интегральная теплота разведения (ΔH_{Cm1}^0) – это ΔH при переходе от $Cm1$ раствора, содержащего 1 моль растворённого вещества, до бесконечного разведения.

$$\Delta H_{\text{раств}} = \Delta H_{\text{пл}} + \Delta H_{\text{гидр}}$$

Растворение кристаллогидратов



$$\Delta H_{\text{растворения сухой соли}} = \Delta H_{\text{растворения кристаллогидрата}} + \Delta H_{\text{гидратации}}$$

Причины образования растворов

$$\Delta G_{\text{р-рения}} = \Delta H_{\text{р-рения}} - T\Delta S_{\text{р-рения}}$$

реальные растворы

$$\Delta G_{\text{р-рения}} = - T\Delta S_{\text{р-рения}}$$

идеальные растворы

Химический потенциал

*Химический потенциал чистого вещества
равен мольной энергии Гиббса этого
вещества*

(в изобарно-изотермических условиях)

$$\mu_{\text{компонента}} = \mu_{\text{компонента}}^0 + RT \ln X_{\text{компонента}}$$

$$G = H - T \cdot S$$

Растворимость веществ при образовании **ИДЕАЛЬНЫХ** растворов



$$\mu_{\text{р-р-ённого в-ва}} = \mu_{\text{распл. в-ва}}^0 + RT \ln X_1$$

$$\mu_{\text{р-р-ённого вещества}} = \mu_{\text{твёрдого вещества}}$$

$$\mu_{\text{твёрдого в-ва}} = \mu_{\text{распл. в-ва}}^0 + RT \ln X_1,$$

$$\mu_{\text{распл. в-ва}} - \mu_{\text{твёрдого в-ва}} = - RT \ln X_1$$



ΔG плавления 1 моля растворённого
вещества при температуре раствора

Уравнение Гиббса-Гельмгольца

Дифференциал отношения G к T .

$$d(G/T) = (TdG - GdT)/T^2$$

Так как $dG = Vdp - SdT$,

$$d(G/T) = (TVdp - TSdT - GdT)/T^2 = (TVdp - [G + TS]dT)/T^2$$

Так как $G = H - TS$ и $H = G + TS$,

$$d(G/T) = (TVdp - HdT)/T^2$$

В изобарных условиях $dp=0$.

$$\partial(G/T) = - (H\partial T)/T^2$$

$$\partial(G/T)/\partial T = - H/T^2$$

Поделим обе части на ∂T .

Вместо ΔG подставим в уравнение Гиббса-Гельмгольца “ $-RT \ln X_1$ ”


$$\partial(\Delta G_{\text{пл}}/T)/\partial T = -\Delta H_{\text{пл}}/T_{\text{пл}}^2$$

$$\partial(-RT \ln X_1)/\partial T = -\Delta H_{\text{пл}}/T_{\text{пл}}^2$$

$$\partial(\ln X_1)/\partial T = \Delta H_{\text{пл}}/(R \cdot T_{\text{пл}}^2)$$

проинтегрируем левую часть в пределах от X_1 до 1, правую – в пределах от температуры образования насыщенного раствора до температуры плавления растворённого вещества

$$\ln X_1 = (\Delta H_{\text{пл}}/R) \times (1/T_{\text{пл}} - 1/T)$$



Уравнение
Шрёдера

Чем больше энтальпия
плавления и температура
плавления данного вещества,
тем ниже его растворимость.

$$\ln X_1 = (\Delta H_{\text{пл}}/R) \times (1/T_{\text{пл}} - 1/T)$$

Между растворимостью твёрдого
вещества и температурой
существует прямая зависимость.

*Растворимость НЕ зависит от природы
растворителя.*

Коллигативные свойства **ИДЕАЛЬНЫХ** растворов

Коллигативными свойствами называются свойства растворов, зависящие только от **количества** нелетучего растворенного вещества, но **не от природы** растворенного вещества:

- понижение давления пара над раствором;
- повышение температуры кипения раствора по сравнению с чистым растворителем;
- понижение температуры замерзания растворов по сравнению с чистым растворителем;
- осмотическое давление.

*Коллигативные свойства **идеальных** растворов обусловлены исключительно энтропийным фактором*

Понижение давления пара над раствором

$$P_1 = P_1^0 \cdot X_1$$

$$P_2 = P_2^0 \cdot X_2$$


$$P = P_1 + P_2$$

если оба
компонента
летучи

Если один из компонентов *не является летучим*, то $P_2 = 0$

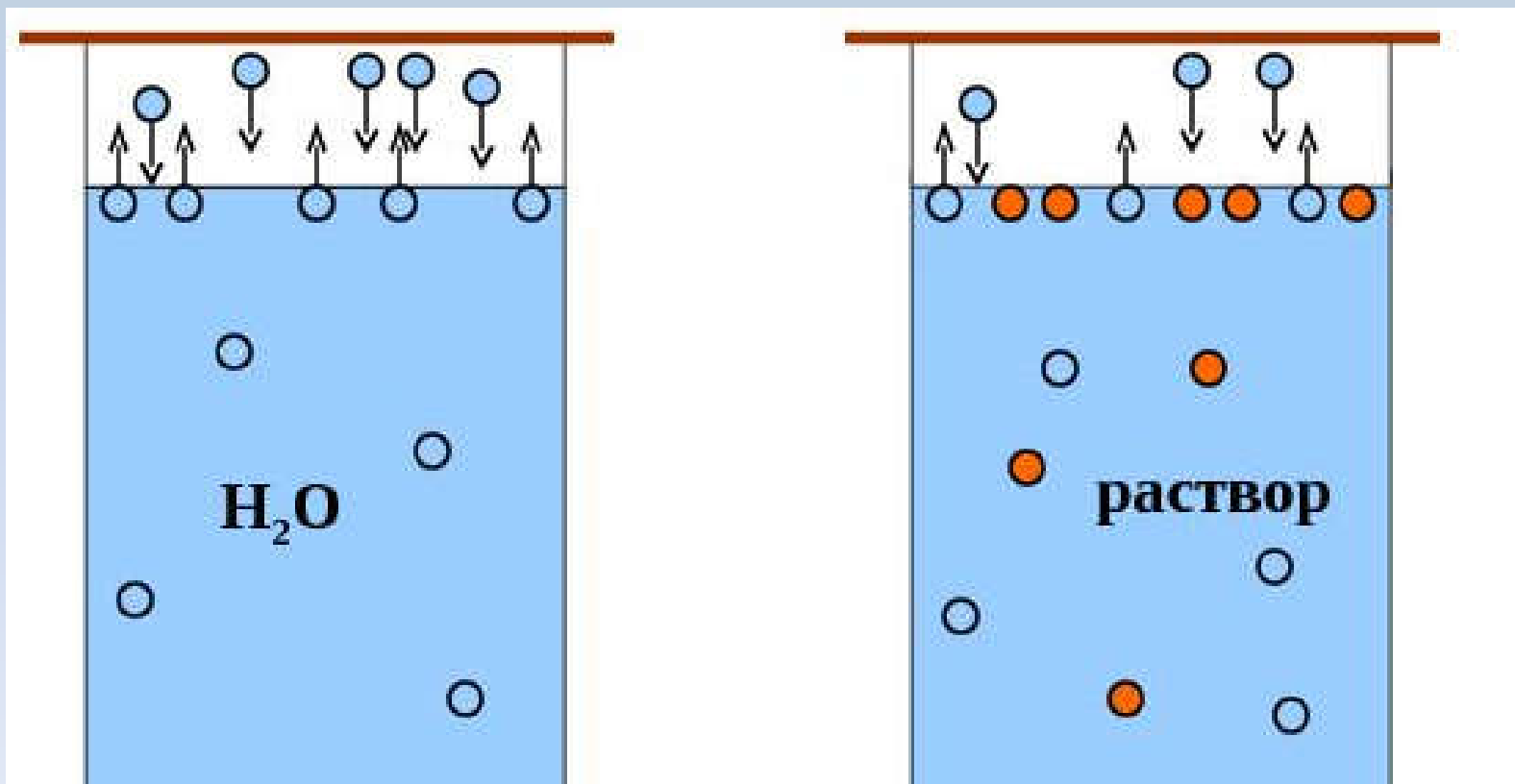
$$P = P_1 + 0 = P_1^0 \cdot X_1$$

$$\Delta P / P_1^0 = (P_1^0 - P) / P_1^0 = (P_1^0 - P_1^0 \cdot X_1) / P_1^0 = P_1^0 (1 - X_1) / P_1^0 = 1 - X_1 = X_2$$

$$\Delta P = P_1^0 \cdot X_2$$

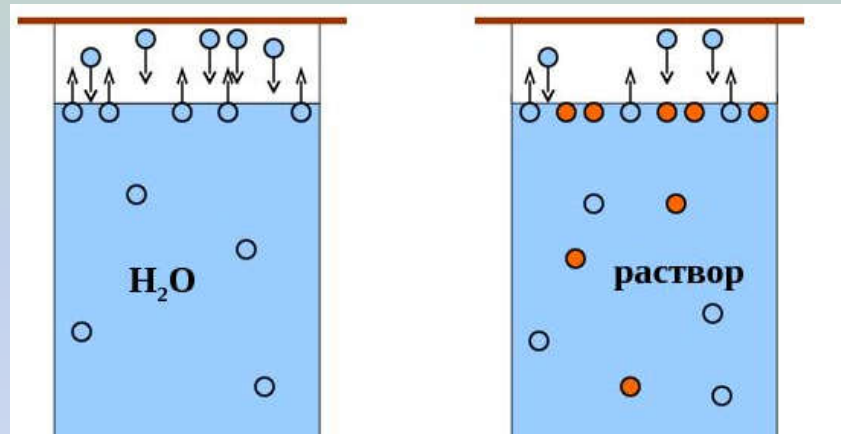
ПИВ или ПАВ?

Закон Рауля не привязан к площади границы раздела фаз



Термодинамический вывод I закона Рауля

$$\begin{aligned} \mu^0_{\text{чистого растворителя}} &= \\ = \mu^0_{\text{газообразного растворителя}} + RT \ln P^0 &\longrightarrow \mu^0_{\text{чистого растворителя}} + RT \ln X_1 = \\ &= \mu^0_{\text{газообразного растворителя}} + RT \ln P_1 \end{aligned}$$



$$\mu^0_{\text{газообразного растворителя}} + RT \ln P^0 + RT \ln X_1 = \mu^0_{\text{газообразного растворителя}} + RT \ln P_1$$

$$RT \ln X_1 = RT \ln P_1 - RT \ln P^0$$

$$\ln X_1 = \ln(P_1/P^0)$$

$$X_1 = P_1/P^0$$

Понижение температуры замерзания растворов

Раствор, в отличие от чистой жидкости, не отвердевает целиком при постоянной температуре; при некоторой температуре, называемой **температурой начала кристаллизации**, начинают выделяться кристаллы чистого растворителя и по мере кристаллизации температура раствора понижается (поэтому под температурой замерзания раствора всегда понимают именно температуру начала кристаллизации).

Замерзание растворов можно охарактеризовать величиной понижения температуры замерзания $\Delta T_{\text{зам}}$, равной разности между температурой замерзания чистого растворителя $T_{\text{зам}}^0$ и температурой начала кристаллизации раствора $T_{\text{зам}}$:

$$\Delta T_{\text{зам}} = T_{\text{зам}}^0 - T_{\text{зам}}$$

Поменяем местами в уравнении Шрёдера растворённое вещество и растворитель

Тогда температура замерзания раствора – это температура начала выпадения в осадок кристаллов растворителя.

В таком случае мольная доля растворённого вещества в насыщенном растворе – это мольная доля растворителя в растворе при температуре начала кристаллизации.

Преобразуем уравнение Шрёдера

$$\ln X_{\text{нас}} = (\Delta H_{\text{пл}}/R) \times (1/T_{\text{пл}} - 1/T)$$

$$\ln X_{\text{р-ля}} = (\Delta H_{\text{зам}}/R) \times (1/T_{\text{зам}} - 1/T)$$

$$\ln X_{\text{р-ля}} = (\Delta H_{\text{зам}}/R) \times ((T - T_{\text{зам}})/T_{\text{зам}} \times T) = \\ - (\Delta H_{\text{зам}} \times \Delta T) / (R \times T_{\text{зам}} \times T)$$

$$-\ln(1 - X_{\text{в-ва}}) = (\Delta H_{\text{зам}} \times \Delta T) / (R \times T_{\text{зам}} \times T)$$

$$\Delta T = (-\ln(1 - X_{\text{в-ва}}) \times R \times T_{\text{зам}} \times T) / \Delta H_{\text{зам}}$$

Сделаем три допущения

- $\ln(1 - X_{\text{в-ва}}) \approx -X_{\text{в-ва}}$
- $T_{\text{зам}} \times T \approx T_{\text{зам}}^2$
- $X_{\text{в-ва}} \approx (C_m \times M_{\text{р-ля}}) / 1000$

Тогда:

$$\Delta T = (-\ln(1 - X_{\text{в-ва}}) \times R \times T_{\text{зам}} \times T) / \Delta H_{\text{зам}}$$

$$\Delta T = (X_{\text{в-ва}} \times R \times T_{\text{зам}}^2) / \Delta H_{\text{зам}}$$

$$\Delta T = (R \times T_{\text{зам}}^2 \times M_{\text{р-ля}} \times C_m) / 1000 \times \Delta H_{\text{зам}} = K_{\text{зам}} \times C_m$$

$$K_{\text{зам}} = (RT_{\text{зам}}^2 / \Delta H_{\text{пл}}) \cdot (M_{\text{р-ля}} / 1000)$$

Растворитель	M (г/моль)	H (КДж/моль)	T _{пл} (К)	K _{зам} (экспериментальная величина)	K _{зам} (рассчитанная величина)
Вода	18	6	273	1,86	1,86
Уксусная кислота	60	11,53	289,75	3,9	3,63
Четырёххлорис тый углерод	154	2,52	250,13	29,8	31,77

Метод исследования, основанный на измерении понижения температуры затвердевания растворов называют **криоскопическим методом**.

Зная массу растворителя (g_1) и массу растворенного вещества (g_2) можно по измеренной $\Delta T_{\text{зам}}$, пользуясь уравнением $\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{зам}} \cdot C_m$, определить молярную массу растворенного вещества (M_2):

$$M_2 = K_{\text{зам}} \cdot (1000 \cdot g_2) / (\Delta T_{\text{зам}} \cdot g_1)$$

Повышение температуры кипения растворов

Естественно, процесс кипения никак нельзя уподобить процессу выпадения осадка. Поэтому предлагаем вывести уравнение, аналогичное уравнению Шрёдера, для процесса кипения раствора, исходя из уравнения для расчёта химического потенциала растворителя в растворе.

Повышение температуры кипения растворов

$$\mu_{\text{р-ля}} = \mu^0_{\text{р-ля}} + RT \ln X_1$$

В момент кипения

$$\mu_{\text{пара р-ля}} = \mu_{\text{жидкого р-ля}}$$

$$\mu_{\text{пара р-ля}} = \mu^0_{\text{жидкого р-ля}} + RT \ln X_1$$

$$\mu^0_{\text{жидкого р-ля}} - \mu_{\text{пара р-ля}} = -RT \ln X_1$$



ΔG кипения
1 моля растворителя

Вместо ΔG подставим в уравнение Гиббса-Гельмгольца “ $-RT\ln X_1$ ”

$$\partial(\Delta G_{\text{кип}}/T)/\partial T = -\Delta H_{\text{кип}}/T_{\text{кип}}^2$$

$$\partial(-RT\ln X_1)/\partial T = -\Delta H_{\text{кип}}/T_{\text{кип}}^2$$

$$\partial(\ln X_1)/\partial T = \Delta H_{\text{кип}}/(R \cdot T_{\text{кип}}^2)$$

проинтегрируем левую часть в пределах от X_1 до 1, правую – в пределах от температуры кипения растворителя до температуры кипения раствора

$$\ln X_1 = (\Delta H_{\text{кип}}/R) \times (1/T_{\text{кип}} - 1/T)$$

$$K_{\text{кип}} = (RT_{\text{кип}}^2 / \Delta H_{\text{исп}}) \cdot (M_1 / 1000)$$

Растворитель	M (г/моль)	H (КДж/моль)	T _{кип} (К)	K _{кип} (экспериментальная величина)	K _{кип} (рассчитанная величина)
Вода	18	40,66	373	0,52	0,51
Уксусная кислота	60	24,4	391,1	3,07	3,13
Четырёххлористый углерод	154	29,96	348,75	4,88	5,23

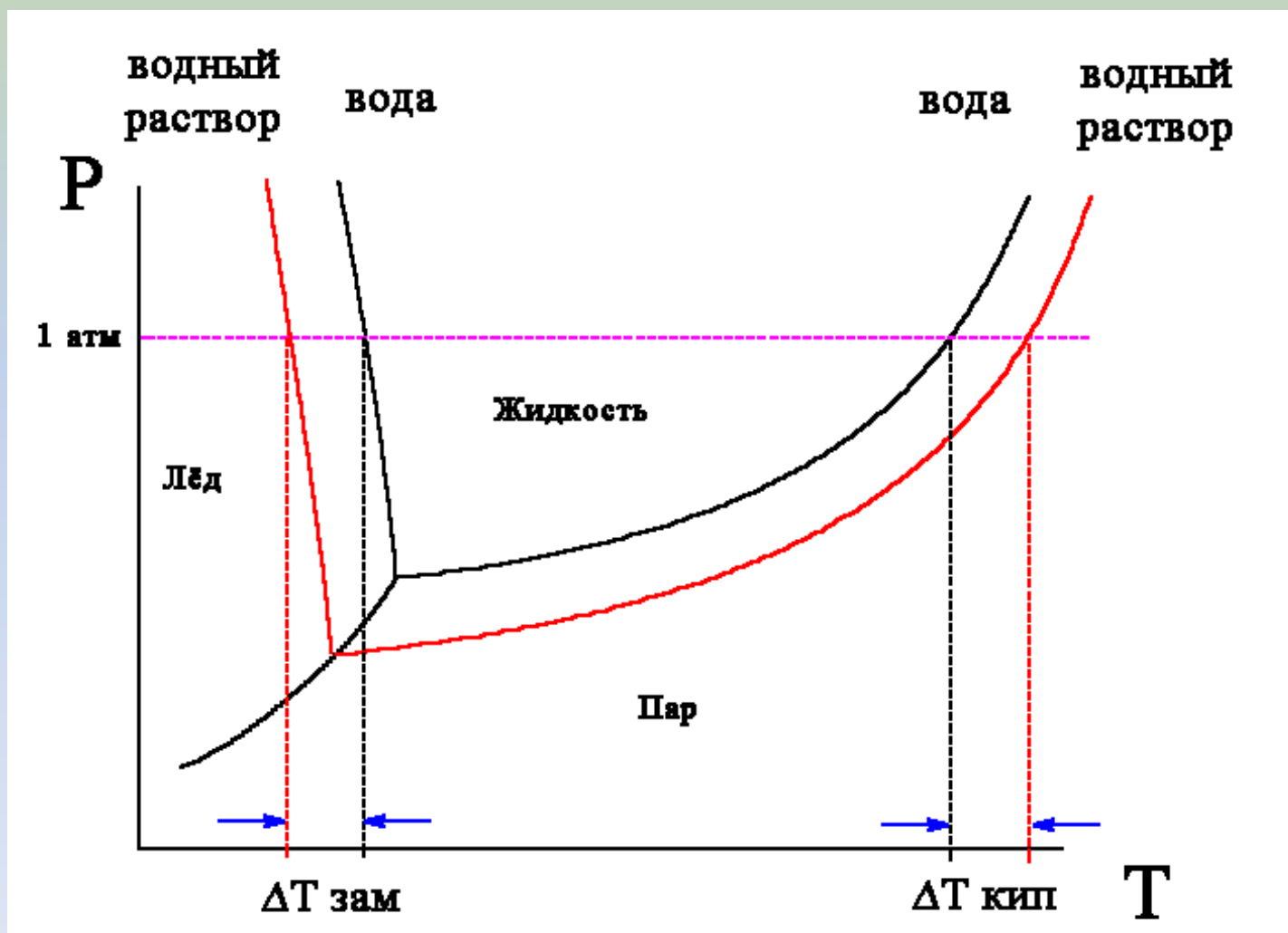
Метод исследования, основанный на измерении повышения температуры кипения растворов, называют **эбулиоскопическим методом**.

Зная массу растворителя (g_1) и массу растворенного вещества (g_2) можно по измеренной $\Delta T_{\text{кип}}$, пользуясь уравнением $\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{кип}} \cdot C_m$, определить молекулярную массу растворенного вещества (M_2):

$$M_2 = K_{\text{кип}} \cdot (1000 \cdot g_2) / (\Delta T_{\text{кип}} \cdot g_1)$$

Таким образом, второй закон Рауля можно в наиболее общем виде сформулировать следующим образом: *«Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения разбавленного раствора нелетучего неэлектролита прямо пропорционально моляльной концентрации раствора и не зависит от природы растворенного вещества».*

Диаграмма состояния раствора



Упрощённый взгляд:

энтропия в растворе > энтропии
в чистом растворителе

$$\Delta G_{\text{кипения}} = \Delta H_{\text{кипения}} - T_{\text{кипения}} \cdot \Delta S_{\text{кипения}}$$

$\Delta S_{\text{кипения}}$ для растворителя в растворе меньше, чем для
чистого растворителя.

Условие $\Delta G_{\text{кипения}} = 0$ выполнится при большей $T_{\text{кипения}}$

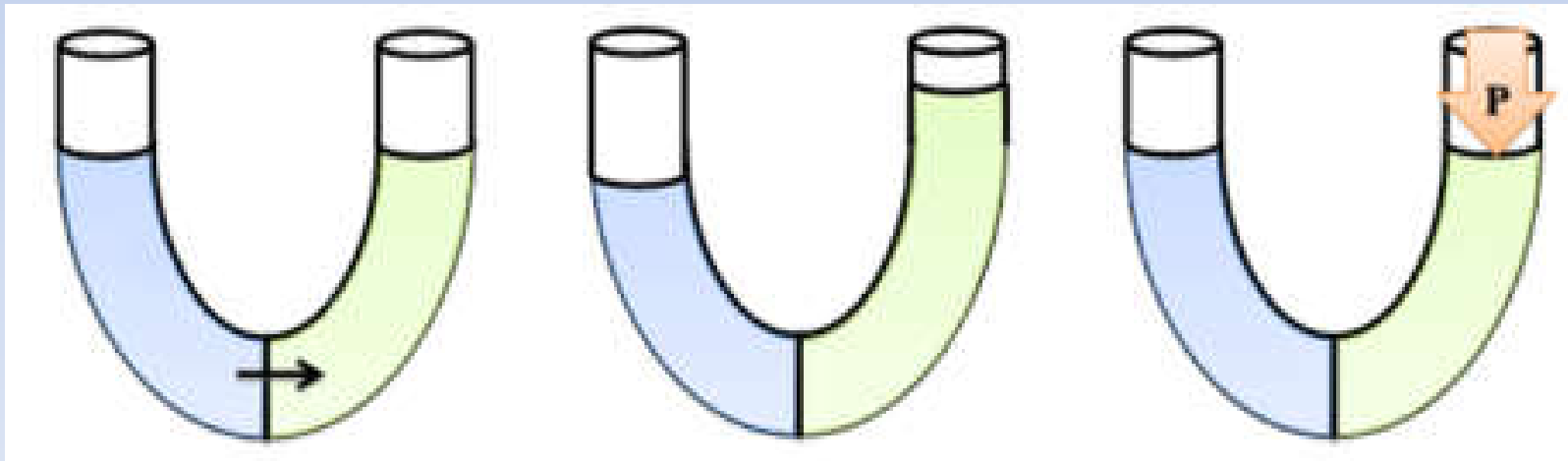
$$\Delta G_{\text{плавления}} = \Delta H_{\text{плавления}} - T_{\text{плавления}} \cdot \Delta S_{\text{плавления}}$$

$\Delta S_{\text{плавления}}$ растворителя при условии образования им раствора
больше, чем для растворителя.

Условие $\Delta G_{\text{плавления}} = 0$ выполнится при меньшей $T_{\text{плавления}}$

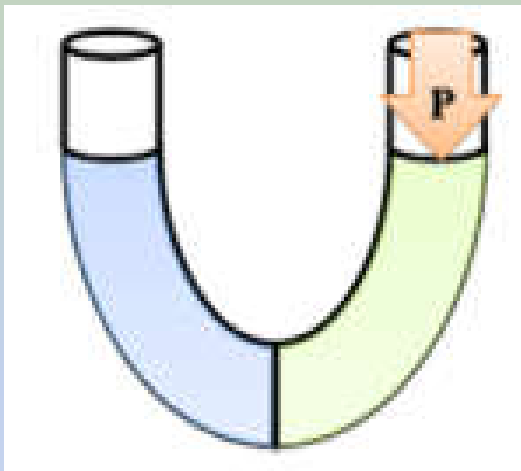
Осмоз и осмотическое давление

Осмоз – самопроизвольный переход растворителя в раствор (большей концентрации), когда жидкости отделены друг от друга полупроницаемой мембраной, а **осмотическое давление** – то давление, которое нужно приложить к раствору (= к полупроницаемой мембране со стороны более концентрированного раствора), чтобы воспрепятствовать проникновению растворителя в раствор через мембрану.



Термодинамический вывод уравнения Вант-Гоффа

$\mu^0_{\text{р-ля}}$



$$\left(\frac{\partial \mu^0_{\text{р-ля}}}{\partial p}\right)_T = V_m^0$$

$$\mu^0_{\text{р-ля}} + RT \ln X_1 + \int_{p_{\text{атмосферное}}}^{p_{\text{конечное}}} \left(\frac{\partial \mu^0_{\text{р-ля}}}{\partial p}\right)_T dp$$

$$-RT \ln X_1 = P_{\text{осм}} V_m^0$$

$$RT X_2 = P_{\text{осм}} V_m^0$$

$$P_{\text{осм}} = (X_2 RT) / V_m^0$$

$$P_{\text{осм}} = CRT$$

$$\ln(1 - X_2) \approx -X_2$$

Это уравнение выражает закон Вант-Гоффа: **«осмотическое давление идеального раствора равно тому давлению, которое оказывало бы растворенное вещество, если бы оно, находясь в газообразном состоянии при той же температуре, занимало бы тот же объём, который занимает раствор».**

Если растворы характеризуются одинаковой величиной осмотического давления, то они называются изотоническими.

Из двух растворов, тот, который обладает более высоким значением осмотического давления, называется гипертоническим по отношению к раствору с меньшим значением осмотического давления (гипотоническим раствором).

Уравнение $P = CRT$ дает возможность определить молярную массу растворенного вещества по измерению осмотического давления P , наблюдаемого в растворе с концентрацией C . Действительно, если навеска g растворена в 1 л раствора, то $g/M = C$ – молярной концентрации раствора; отсюда

$$P = (g/M) \cdot RT, \quad \text{или} \quad M = gRT/P.$$

Приближение к реальным растворам

С использованием поправочного коэффициента i (изотонический коэффициент Вант-Гоффа) имеем:

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C \cdot R \cdot T; \quad \Delta T_{\text{зам}} = i \cdot K_{\text{зам}} \cdot C_{\text{м}}; \quad \Delta T_{\text{кип}} = i \cdot K_{\text{кип}} \cdot C_{\text{м}}.$$

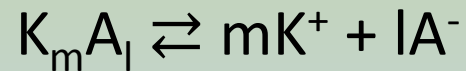
i всегда больше единицы ($i > 1$).

Численное значение i является отношением экспериментально измеренных коллигативных свойств к теоретически рассчитанным.

$$i = P_{\text{эксп}}/P_{\text{теор}}; \quad i = \Delta T_{\text{зам эксп}}/\Delta T_{\text{зам теор}}; \quad i = \Delta T_{\text{кип эксп}}/\Delta T_{\text{кип теор}}$$

Физический смысл изотонического коэффициента Вант-Гоффа согласно Аррениусу: i показывает, во сколько раз в растворе электролита число частиц больше, чем в растворе неэлектролита при одинаковой молярной концентрации.

Между степенью диссоциации слабого электролита (α) и изотоническим коэффициентом (i) существует связь.



N – концентрация $K_m A_l$ (общее количество молекул $K_m A_l$)

$N \cdot \alpha$ – количество продиссоциировавших молекул

n – количество ионов, образующихся из каждой молекулы

$$n = m + l$$

$N \cdot \alpha \cdot n$ – количество ионов в растворе

$(N - N\alpha)$ – количество непродиссоциировавших молекул.

Общее количество частиц в растворе равно количеству ионов и непродиссоциировавших молекул ($N \cdot \alpha \cdot n + N - N\alpha$).

$$i = (N \cdot \alpha \cdot n + N - N\alpha) / N = (N \cdot \alpha \cdot n + N(1 - \alpha)) / N = \cancel{N} (\alpha \cdot n + 1 - \alpha) / \cancel{N}$$

$$i = \alpha \cdot n + 1 - \alpha \quad i - 1 = \alpha \cdot n - \alpha \quad i - 1 = \alpha(n - 1)$$

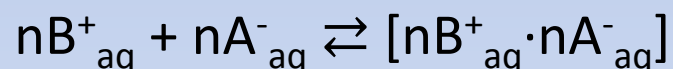
$$\alpha = (i - 1) / (n - 1)$$

Теория растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля.

При детальном изучении растворов сильных электролитов было установлено, что растворённое вещество ведёт себя так, как если бы присутствовало в растворе в меньшей концентрации.

В реальных растворах необходимо учитывать связывание ионов в более крупные частицы. Процесс связывания противоположно заряженных гидратированных ионов в более крупные частицы носит название **ассоциации**.

В результате ассоциации происходит образование не исходных молекул, а преимущественно **электрически нейтральных ионных пар**:



Особенно склонны к ассоциации многозарядные ионы. Например, степень ассоциации $MgSO_4$ (10^{-3} моль/л) равна 6,6%.

Если ассоциация происходит при столь малых концентрациях, тем более с ней следует считаться при более высоких концентрациях, когда могут образовываться **высшие ассоциаты**, возникающие при связывании катионов или анионов с электрически нейтральными ионными парами.

Поэтому потребовалось ввести понятие **активности** электролитов, называемое также эффективной концентрацией. Поскольку невозможно приготовить раствор, содержащий только катионы или только анионы, пользуются понятием **средней активности электролита** (a_{\pm}), определяемой как среднее геометрическое активностей отдельных ионов.

$$a_{\pm} = \sqrt{a_{+} \cdot a_{-}}$$

Это уравнение действительно для растворов электролитов, состоящих из одновалентного катиона и одновалентного аниона. Для общего случая электролита A_mB_n

$$a_{\pm} = \sqrt[m+n]{a_A^m \cdot a_B^n}$$

Например, $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$

$$a_{\pm} = \sqrt[5]{a_{Al^{3+}}^2 \cdot a_{SO_4^{2-}}^3}$$

Между средней активностью электролита и его концентрацией существуют соотношения: $a_{\pm} = f_{\pm} \cdot C$, или $a_{\pm} = f_{\pm} \cdot C_m$, где C – молярная концентрация, C_m – моляльная концентрация, а f_{\pm} – средний коэффициент активности.

Средний коэффициент активности выражается уравнением, известным как **закон Дебая-Хюккеля**:

$$-\lg f_{\pm} = 0,509 \cdot |Z_+ \cdot Z_-| \cdot \sqrt{I}$$

Числовой коэффициент 0,509 действителен для температуры 25°C; он включает диэлектрическую проницаемость воды и её плотность; величина I – ионная сила раствора, Z_+ и Z_- – заряды катиона и аниона, произведение которых иногда называют валентным фактором; вертикальные чёрточки означают абсолютные величины зарядов.

Ионная сила I определяется выражением:

$$I = \frac{1}{2} \sum C_{mi} \cdot Z_i^2$$

Она равна полусумме произведений моляльностей ионов и квадратов их зарядов. Ионная сила имеет размерность моляльной концентрации и выражается в моль/кг.

Правило ионной силы

В разбавленных растворах коэффициент активности сильного электролита одинаков для всех растворов с одной и той же ионной силой, независимо от природы электролита.

Ионы одинаковой зарядности, независимо от их природы, в разбавленных растворах с одинаковой ионной силой имеют равные коэффициенты активности.

Правило ионной силы справедливо при концентрациях растворов менее 0,02 моль/кг, но приближённо им можно пользоваться до концентрации 0,2 моль/кг.

В физиологических жидкостях концентрация NaCl составляет около 0,15 моль/кг (физиологический раствор). Поскольку электролит 1,1 – валентный, эта концентрация непосредственно равна ионной силе. Ионная сила крови и клеточных жидкостей \approx 0,15 моль/кг. Следовательно, все реакции в живом организме протекают при постоянной ионной силе, так что и коэффициент активности – постоянен.

Коллигативные свойства – как способ изучения факторов, вызывающих отклонение от «идеальности»

THE JOURNAL OF
PHYSICAL CHEMISTRY B

J. Phys. Chem. A B C Letters Pre-1997

Home Browse the Journal Articles ASAP Current Issue Submission & Review Subscribe

Article < Previous Article Next Article

Aqueous Solutions of Calcium Ions: Hydration Numbers and the Effect of Temperature

Andreas A. Zavitsas*
Department of Chemistry and Biochemistry, Long Island University, University Plaza, Brooklyn, New York 11201

J. Phys. Chem. B, 2005, 109 (43), pp 20636–20640
DOI: 10.1021/jp053909i
Publication Date (Web): October 7, 2005
Copyright © 2005 American Chemical Society

PDF [91 KB] Abstract
PDF w/ Links [161 KB] Figures
Full Text HTML Reference QuickView
Citing Articles

Abstract

Hydration numbers of calcium ions are determined from extensive measurements of colligative properties of water solutions of calcium salts. The hydration numbers reported refer to the average number of water molecules that are bound sufficiently strongly to calcium ions so as to be removed from the solvent and become part of the solute. Contrary to common descriptions of deviations from ideal behavior for concentrated solutions, ideal behavior is demonstrated when mole fractions are calculated by taking account of such bound water. Measurements over wide concentration and temperature ranges are used to obtain the effect of temperature on the average hydration number of Ca^{2+} . Freezing point depression measurements yield a hydration number of 12.0 ± 0.8 . Boiling point elevations yield 6.7 ± 0.6 . Consistent with this, vapor pressure measurements from 0 to 200 °C show a gradual decrease in hydration number with increasing temperature, with a value of 5.0 at 200 °C.

СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ!!!