

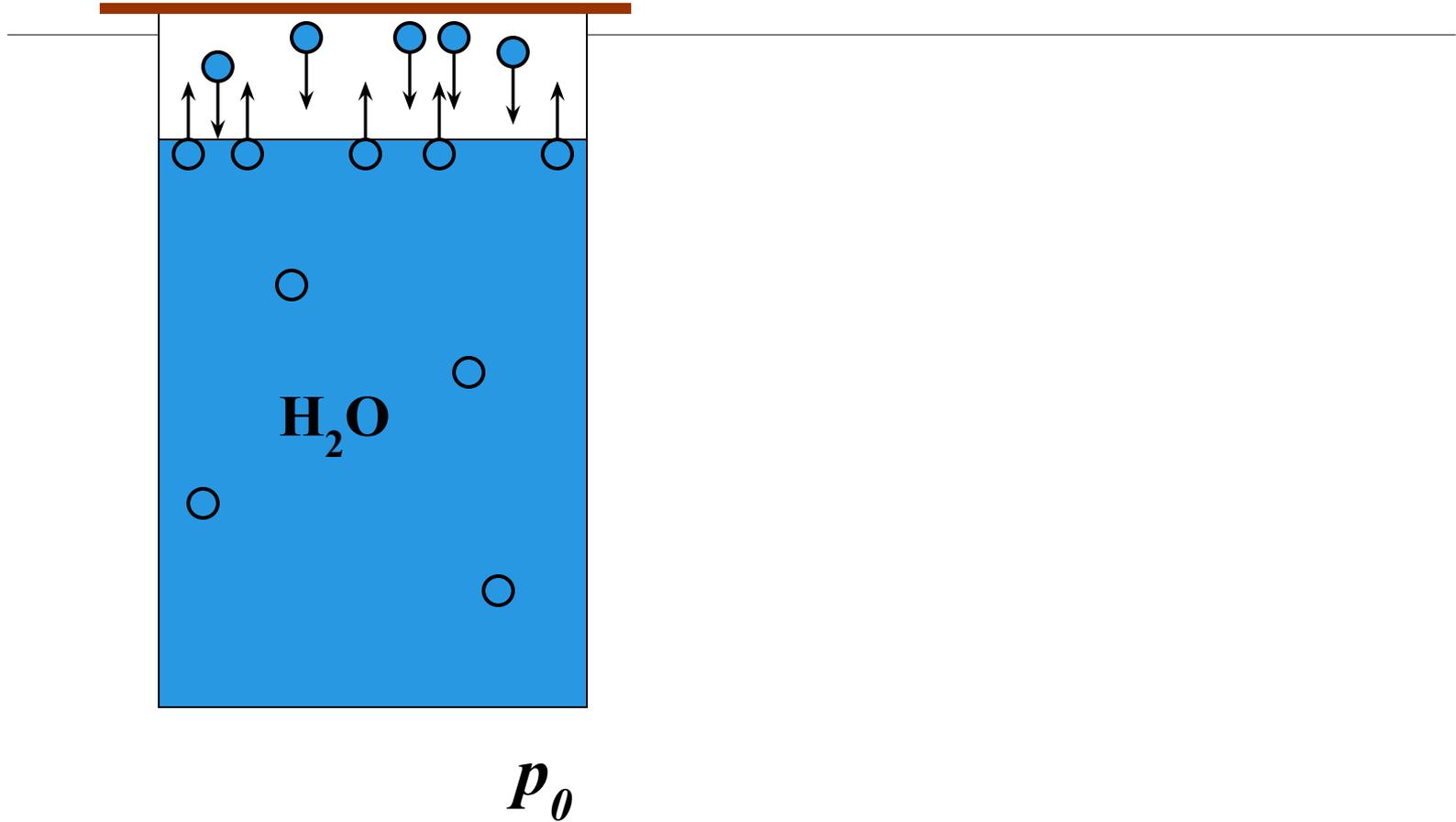
Коллигативные

свойства
растворов

Коллигативные свойства растворов – это свойства, которые зависят от числа частиц растворенного в веществе и не зависят от его природы:

1. Понижение давления насыщенного пара (**ДНП**) над раствором
2. Понижение температуры замерзания раствора (**$\Delta T_з$**) и повышение температуры кипения раствора (**$\Delta T_к$**)
3. Осмотическое давление (**π**).

Понижение давления насыщенного пара (ДНП) над раствором. I закон Рауля



Понижение давления насыщенного пара (**ДНП**) над раствором. I закон Рауля

$\uparrow t \quad \uparrow p_0$

H_2O :

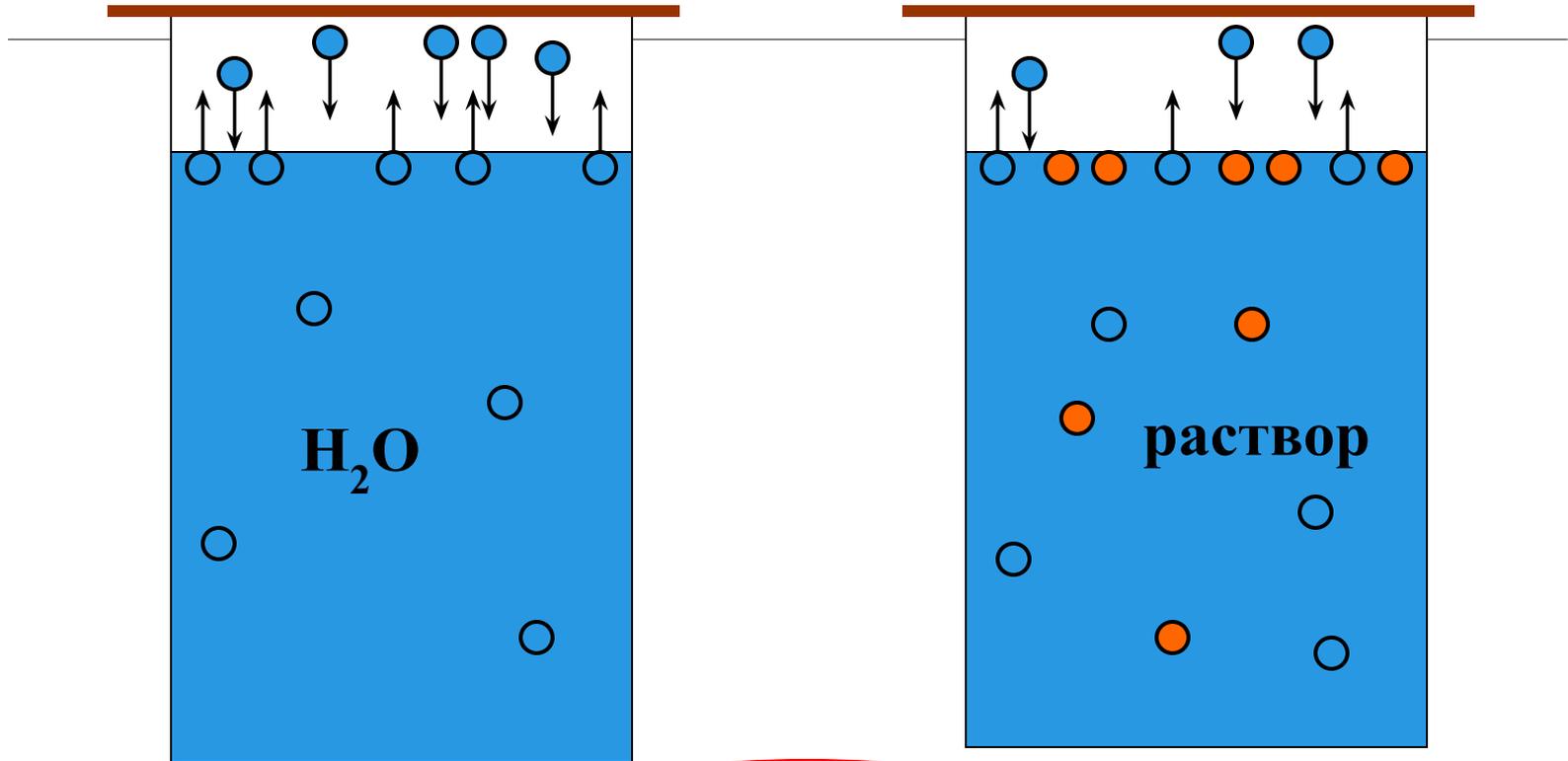
$0^{\circ}C - 4,6 \text{ мм рт. ст.}$

$20^{\circ}C - 17,4 \text{ мм рт. ст.}$

$100^{\circ}C - 760 \text{ мм рт. ст.}$

$p_0 = p_{\text{атм.}}$ жидкость закипает

Понижение давления насыщенного пара (ДНП) над раствором. I закон Рауля



$$P_0 > P$$

Понижение давления насыщенного пара (ДНП) над раствором. I закон Рауля

Относительное понижение ДНП растворителя над раствором нелетучего неэлектролита равно молярной доле растворенного вещества.

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N(x_2); N(x_2) = \frac{n(x_2)}{n(x_2) + n(x_1)}; n = \frac{m}{M}$$

P_0 – ДНП над чистым растворителем (Па, атм, мм рт.ст.);

P – ДНП над раствором;

$N(x_2)$ – молярная доля растворенного вещества;

$n(x_2)$ – количество растворенного вещества (моль);

$n(x_1)$ – количество растворителя (моль);

m – масса вещества (г);

M – молярная масса вещества (г/моль);

Чем больше концентрация растворенного вещества, тем ниже ДНП над раствором

II закон Рауля

$$\Delta T_{\text{замерзания}} = T_{\text{замерзания р-ля}} - T_{\text{замерзания р-ра}} = \Delta T_{\text{з}}$$

$$\Delta T_{\text{кипения}} = T_{\text{кипения р-ра}} - T_{\text{кипения р-ля}} = \Delta T_{\text{к}}$$

Повышение температуры кипения ($\Delta T_{\text{к}}$) и понижение температуры замерзания ($\Delta T_{\text{з}}$) разбавленных растворов неэлектролитов прямо пропорционально моляльной концентрации раствора.

$$\Delta T_{\text{к}} = K_{\text{э}} \cdot C_{\text{м}}; \quad \Delta T_{\text{з}} = K_{\text{з}} \cdot C_{\text{м}};$$

II закон Рауля

Чем больше концентрация растворенного вещества, тем выше T_k и ниже T_3 раствора.

$$\Delta T_k = K_э \cdot C_m; \quad \Delta T_3 = K_з \cdot C_m;$$

C_m – моляльная концентрация – количество растворенного вещества в 1 кг растворителя (моль/кг):

$$C_m = \frac{m_{\text{вещ-ва}}}{M \cdot m_{\text{раств-ля}} \text{ (кг)}}$$

$K_э$ – эбулиометрическая const;

$K_з$ (K_K) – криометрическая const;

Эти константы зависят от природы растворителя.

При $C_m = 1$ моль/кг; $K_з = \Delta T_3$; $K_э = \Delta T_k$.

$K_{з_{H_2O}} = 1,86$ кг·К/моль; $K_{э_{H_2O}} = 0,52$ кг·К/моль;

Криометрия – метод определения молярной массы вещества (M) по температуре замерзания:

$$M_{\text{вещ-ва}} = \frac{K_z \cdot m_{\text{вещ-ва}}}{\Delta T_z \cdot m_{\text{раств-ля}} (\text{кг})} \quad (\text{г/моль})$$

Осмоз. Осмотическое давление

Осмоз – это односторонняя диффузия воды через полупроницаемую мембрану из растворителя в раствор или из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией.

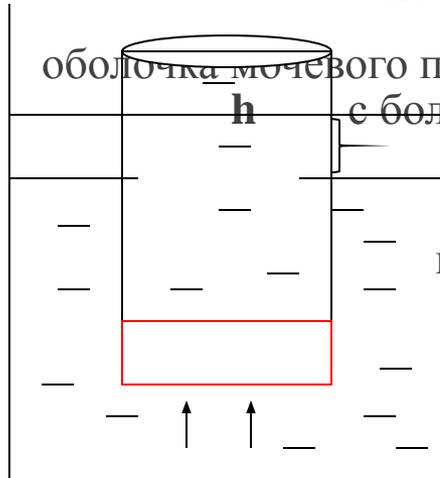
Вода из сосуда переходит через

полупроницаемую мембрану (целлофан,

оболочка мочевого пузыря) в сосуд

с более концентрированным раствором.

Уровень жидкости в этом сосуде поднимается на высоту h .



Осмотическое давление π – это сила, вызывающая ОСМОС или гидростатическое давление столба жидкости, высотой h , от которого прекращается осмос.

Закон Вант-Гоффа – для определения π :

Осмотическое давление прямо пропорционально молярной концентрации раствора и абсолютной температуре:

$$\pi = R * C(x) * T$$

R – газовая постоянная = 8,31 кПа * л/моль * К или 0,083 атм * л/моль * К

T – абсолютная температура по К ($C^{\circ} + 273$);

C(x) – молярная концентрация (моль/л) – количество моль растворенного вещества в 1 л раствора.

$$C(x) = \frac{m_{\text{вещ-ва}}}{M_{\text{вещ-ва}} * V_{\text{р-ра}} (\text{л})} \quad (\text{МОЛЬ/Л})$$

На практике π определяют по ΔT_z раствора ($C(x) \approx C_m$):

$$\pi = \frac{R * T * \Delta T_z}{K_z}$$

Значение осмоса

упругость, тургор клеток

эластичность тканей, форма органов

усвоение пищи, образование лимфы, мочи, кала

действие лекарств

За счет осмоса вода в организме распределяется между кровью, тканями, клетками.

Осмотическое давление крови

Состав плазмы крови: 90 % H₂O, 7 % белков, 0,9 % эл-отв (> NaCl), ≈

2 % (лип., а/к, глюкозы, органических кислот).

$$\pi = \pi_{\text{НМС}} + \pi_{\text{ВМС}}$$

(эл. + неэл.) (белки)

$$\Delta T_z \cdot R \cdot T$$

По ΔT_z крови = 0,56 С° определяют π плазмы = $\frac{\Delta T_z \cdot R \cdot T}{K_z} =$

$$0,56 \cdot 0,083 \cdot (273 + 37^\circ)$$

$$= \frac{\quad}{1,86} = 7,65 \text{ атм}$$

$$1,86$$

$$\pi_{\text{пл ВМС}} (\text{белки}) = 0,04 - 0,03 \text{ атм}$$

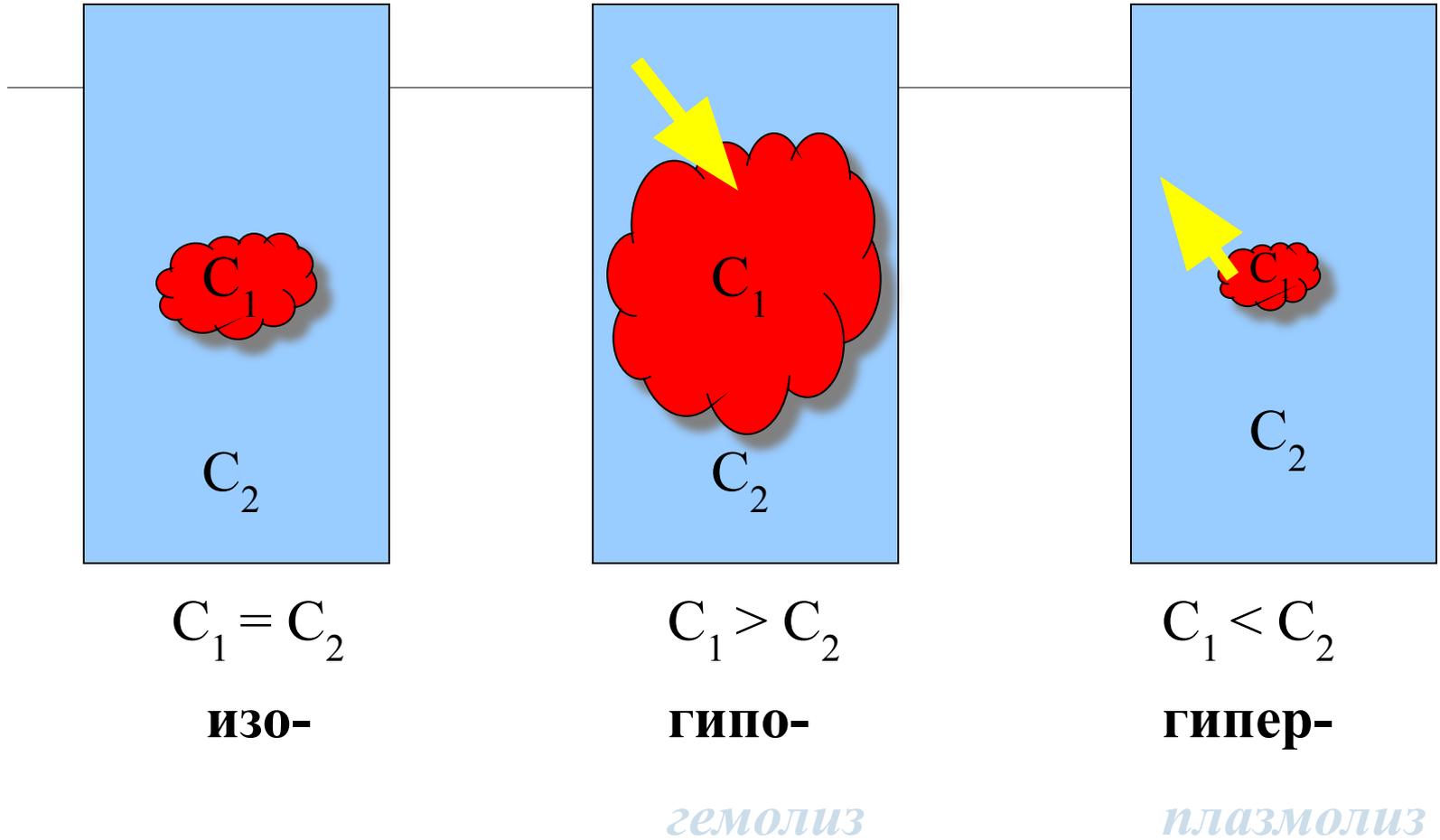
$$\pi_{\text{плазмы}} = \pi_{\text{НМС}} + \pi_{\text{ВМС}} = 7,65 + 0,03(0,04) \approx 7,7 - 8,1 \text{ атм}$$

Осмотическое давление, которое зависит от белков называется **онкотическим** (0,03 – 0,04 атм.). При длительном голодании, болезни почек концентрация белков в крови уменьшается, онкотическое давление в крови снижается и возникают онкотические отеки: вода переходит из сосудов в ткани, где $\pi_{\text{ОНК}}$ больше. При гнойных процессах $\pi_{\text{ОНК}}$ возрастает в 2–3 раза в очаге воспаления, так как увеличивается число частиц из-за разрушения белков.

В организме осмотическое давление должно быть постоянным ($\approx 7,7$ атм.). При болезнях больным вводят **изотонические** растворы.

Это растворы, осмотическое давление которых равно $\pi_{\text{ПЛАЗМЫ}} \approx 7,7$ атм. (0,9 % NaCl – физиологический раствор, 5 % раствор глюкозы). Растворы, у которых π больше, чем у $\pi_{\text{ПЛАЗМЫ}}$ называются **гипертоническими**. В медицине они применяются для очистки ран от гноя (10 % NaCl), для удаления аллергических отеков (10 % CaCl₂, 20 % – глюкоза), в качестве слабительных лекарств (Na₂SO₄·10H₂O, MgSO₄·7H₂O).

Гемолиз эритроцитов



Гемолиз – явление набухания и разрыва клеток эритроцитов в гипотоническом растворе. Идет осмос воды в клетки. Клетка набухает, оболочка разрывается.

Растворы, у которых π меньше, чем у $\pi_{\text{ПЛАЗМЫ}}$, называются *гипотоническими*.

Плазмолиз – явление сжатия, высушивания клеток в гипертоническом растворе. Идет осмос воды из клетки в раствор, где π больше. Растворы, у которых π больше, чем у $\pi_{\text{ПЛАЗМЫ}}$, называются *гипертоническими*.

В растворах электролитов число частиц больше из-за диссоциации.

Вант-Гофф дал поправочный *изотонический коэффициент* i ,

который учитывает диссоциацию электролитов.

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

/ \

степень число частиц
диссоциации из 1 молекулы

На практике i определяют по ΔT_z , ΔT_k , π .

$$i = \frac{\Delta T_z \text{ пр}}{\Delta T_z \text{ теор}} = \frac{\Delta T_k \text{ пр}}{\Delta T_k \text{ теор}} = \frac{\pi \text{ пр}}{\pi \text{ теор}}$$

С учетом i формулы для определения коллигативных свойств имеют вид:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = i \cdot N(x_2); \Delta T_z = i \cdot K_z \cdot C_m; \Delta T_k = i \cdot K_z \cdot C_m; \pi = i \cdot R \cdot C(x)$$

Для сильных электролитов ($\alpha \approx 1$):

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



2 иона $\Rightarrow n=2, i=2$ при $\alpha=1$



3 иона $\Rightarrow n=3, i=3$ при $\alpha=1$

Спасибо за внимание.

1ое занятие 2го семестра посвящено данной теме!