



**КОЛЛИГАТИВНЫЕ
СВОЙСТВА
РАСТВОРОВ**

ПЛАН:

1. Закон Рауля (1-ый закон)
2. Следствия из закона Рауля (2-ой закон)
3. Осмос и осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа
4. Коллигативные свойства для разбавленных растворов электролитов
5. Применение и биологическое значение коллигативных свойств растворов

ИДЕАЛЬНЫЙ РАСТВОР - раствор, образование которого не сопровождается химическим взаимодействием компонентов, изменением объема и тепловым эффектом.

Сильно разбавленные растворы неэлектролитов, где $N_B \ll 0,005$ (мольная доля растворенного вещества)

$$N_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

A – растворитель, **B** – растворенное вещество

КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА – свойства растворов, которые определяются только количеством растворенного вещества (зависят только от количества частиц в растворе) и не зависят от природы этих частиц.

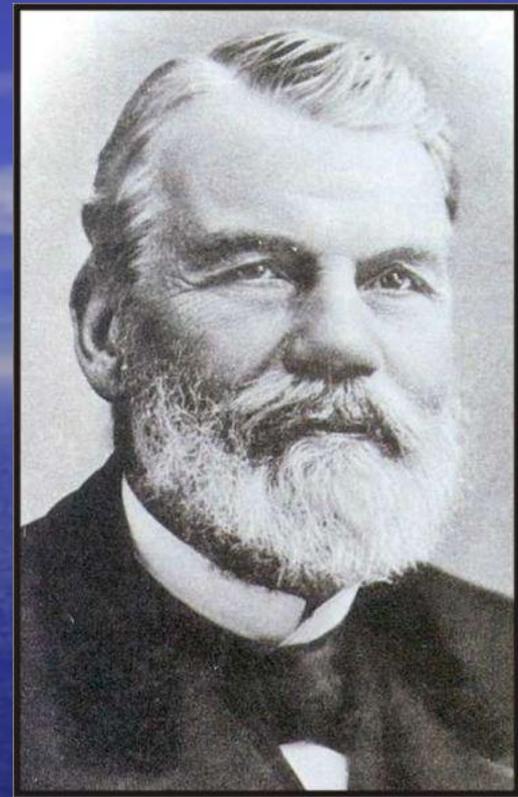
- Это:
- 1) давление насыщенного пара
 - 2) повышение температуры кипения
 - 3) понижение температуры замерзания
 - 4) осмотическое давление

Закон Рауля (I закон) 1882 год.

Относительное понижение давления пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества.

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_B \quad N_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \quad , \text{ т.к.}$$

$$P = P_0 \cdot N_A \quad \text{и} \quad N_A + N_B = 1$$



Вода при атмосферном давлении 101,3 кПа кипит при 100° С потому, что при этой температуре давление водяного пара равно 101,3 кПа

$\Delta P = P_0 - P$ абсолютное понижение давления
насыщенного пара

$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{\Delta P}{P_0}$ относительное понижение
давления насыщенного пара

Чем выше концентрация растворенного
вещества, тем больше ΔP и $\Delta P/P_0$

Следствием понижения давления насыщенного пара растворителя над раствором являются повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем.

Для разбавленных растворов неэлектролитов повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания пропорционально числу молей растворенного вещества (молярной концентрации раствора C_m)

II закон Рауля $\Delta T = k \cdot C_m$ (k – константа)

$$C_m = \frac{n_B}{m_{\text{растворителя}}} \left[\frac{\text{моль}}{\text{кг}} \right]$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = T_{\text{кип. р-ра}} - T_{\text{кип. р-рителя}}$$

$K_{\text{э}} = E_{\text{э}}$ – эбуллиоскопическая константа растворителя (зависит лишь от природы растворителя).

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{э}} \cdot C_{\text{м}} = E_{\text{э}} \cdot C_{\text{м}}$$

$$\Delta T_{\text{зам.}} = T_{\text{зам. р-рителя}} - T_{\text{зам. р-ра}}$$

$K_{\text{к}}$ – криоскопическая постоянная растворителя (зависит лишь от природы растворителя).

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{к}} \cdot C_{\text{м}}$$

$$C_{\text{м}} = \frac{m_{\text{раст. в-ва}} \cdot 1000}{M_{\text{раст. в-ва}} \cdot m_{\text{р-рителя}}}$$

Рис. 1. Зависимость давления насыщенного пара растворителя от температуры.

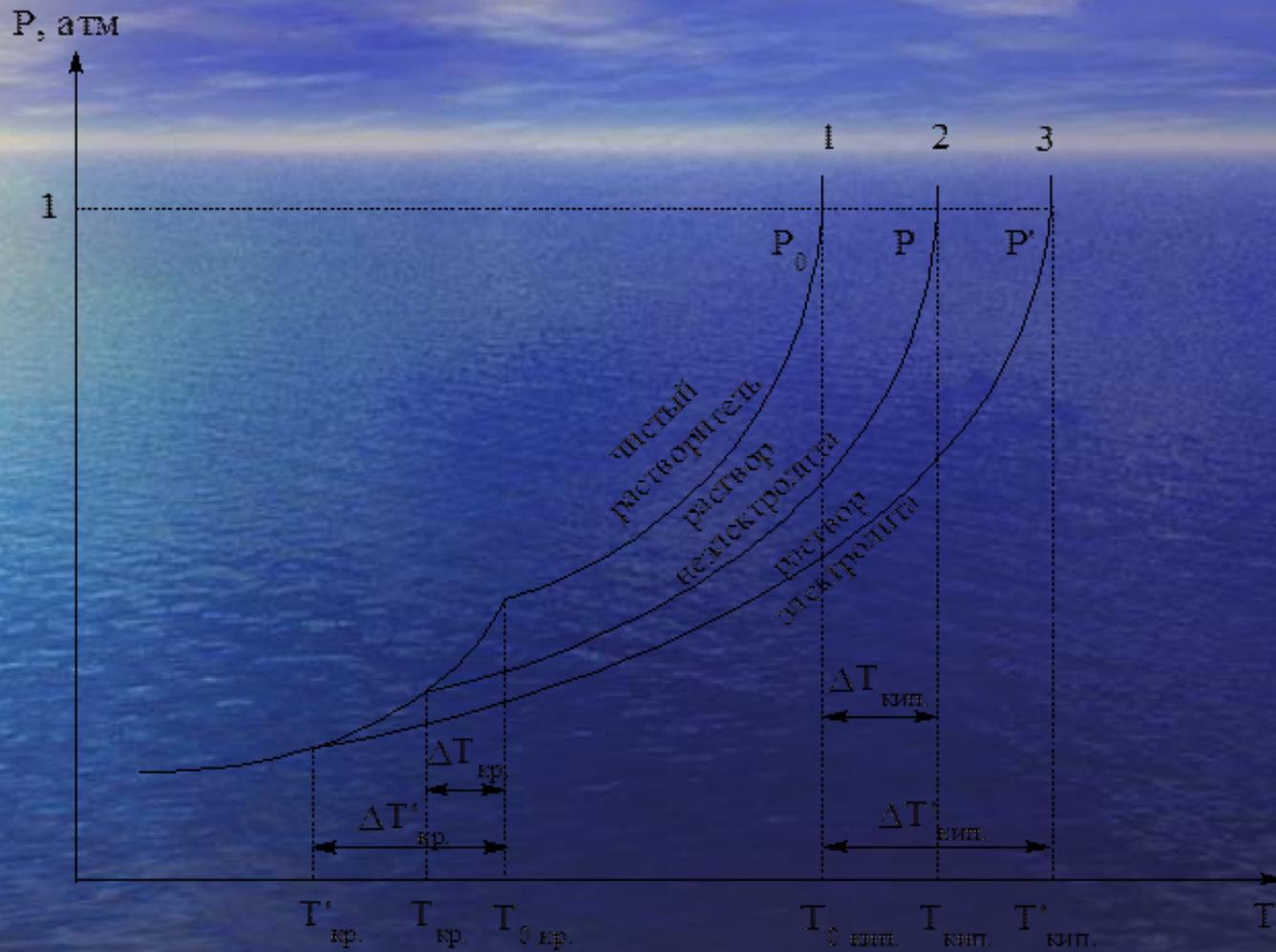


Таблица 1. Физико-химические характеристики растворителей.

Растворитель	Температура кипения, °С	Температура кристаллизации, °С	Эбулиоскопическая константа, К×кг/моль.	Криоскопическая константа, К×кг/моль.
Вода	100	0	0,52	1,86
Бензол	80,1	5,5	2,56	5,10
Этанол	78,4	-114,15	1,16	1,99
Ацетон	56,2	-95,35	1,50	2,40
Хлороформ	61,2	-63,5	4,90	3,90
Диэтиловый эфир	34,5	-116,2	2,02	1,79

Процесс самопроизвольного выравнивания концентрации веществ в термодинамической системе называется **диффузией**.

Диффузия – двусторонний процесс.

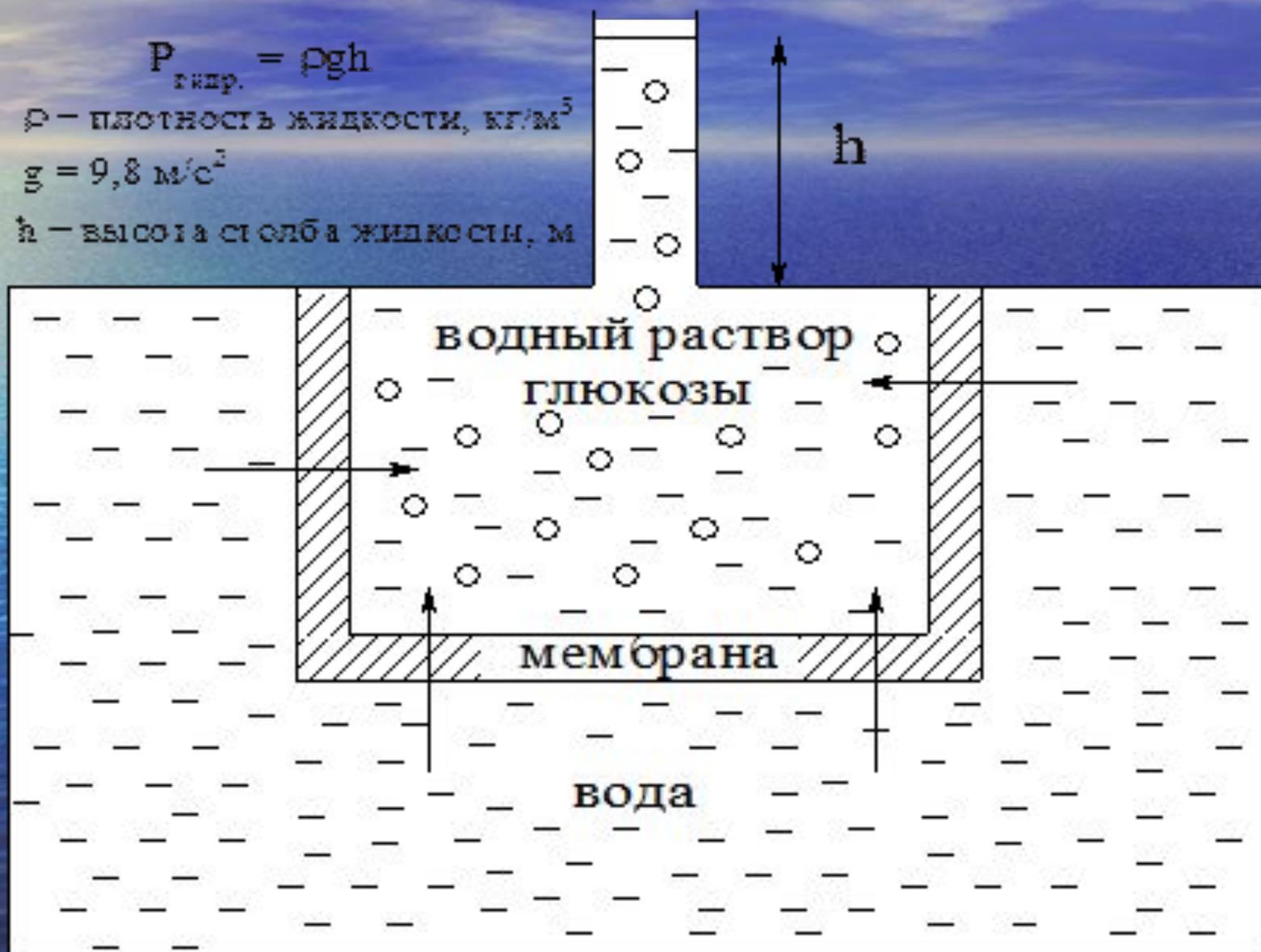
Осмоз – процесс преимущественного одностороннего проникновения молекул растворителя через полупроницаемую мембрану.

Осмотическое давление – дополнительное гидростатическое давление, при котором осмос прекращается.

$$P_{\text{гидр.}} = \rho \cdot g \cdot h, \text{ где}$$

ρ - плотность жидкости, $g = 9,8 \text{ м/с}^2$, h – высота столба жидкости, м.

Рис. 2. Явление осмоса.



Для разбавленных растворов неэлектролитов зависимость осмотического давления от температуры и концентрации выражается уравнением Вант-Гоффа (закон Вант-Гоффа)

$$P_{\text{осм}} = C_{\text{м}} \cdot R \cdot T$$

$C_{\text{м}} = n_{\text{в}} / V_{\text{р-ра}}$ (молярная концентрация неэлектролита, моль/л)

$R = 8,31$ Дж/моль · К (газовая постоянная)

T – температура по Кельвину ($T = 273 + t^{\circ}\text{C}$)

$P_{\text{осм}}$ – измеряется в кПа

Для применения законов Рауля и Вант-Гоффа к электролитам было предложено использовать **изотонический коэффициент (i)**. (Вант-Гофф)

Изотонические растворы – растворы, имеющие равные осмотические давления.

Гипертонический раствор – имеет большее осмотическое давление по сравнению с другим раствором.

Гипотонический раствор – имеет меньшее осмотическое давление, по сравнению с другим раствором.

По Вант-Гоффу (причем $i > 1$):

$$i = \frac{\Delta P_{пр}}{\Delta P_{теор}} = \frac{\Delta T_{зам.(пр)}}{\Delta T_{зам.(теор)}} = \frac{\Delta T_{кип.(пр)}}{\Delta T_{кип.(теор)}} = \frac{\Delta P_{осм.(пр)}}{\Delta P_{осм.(теор)}}$$

С. Аррениус показал (1887 г), что для электролитов имеется **степень диссоциации (α)**.

$$\alpha = \frac{N_{\text{дис}}}{N_o} = \frac{C_{\text{дис}}}{C_o}$$

$0 < \alpha \leq 1$, тогда $i = 1 + \alpha(n-1)$

n – число ионов, на которые распадается молекула электролита,

α - степень диссоциации (для сильных электролитов кажущаяся степень диссоциации).



при $\alpha_{\text{каж}} = 0,9$ $i = 1 + 0,9 \cdot (3 - 1) = 2,8$

Для разбавленных
растворов электролитов
используются уравнения:

$$\frac{\Delta P}{P_0} = iN_B$$

$$\Delta T_{\text{кин}} = i \cdot E_{\text{э}} \cdot C_m$$

$$P_{\text{осм}} = i \cdot R \cdot C_M \cdot T$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = i \cdot K_K \cdot C_m$$

Эбуллиометрия – метод определения молекулярных масс растворенных веществ и концентрации растворов, основанный на измерении повышения температуры кипения растворов.

Криометрия – метод определения молекулярных масс растворенных веществ и состава антифризов, основанный на измерении температуры замерзания растворов.

Осмометрия – метод определения молекулярной массы растворенных веществ и их концентраций, основанный на измерении осмотического давления растворов.

Биологическое значение осмоса и осмотического давления

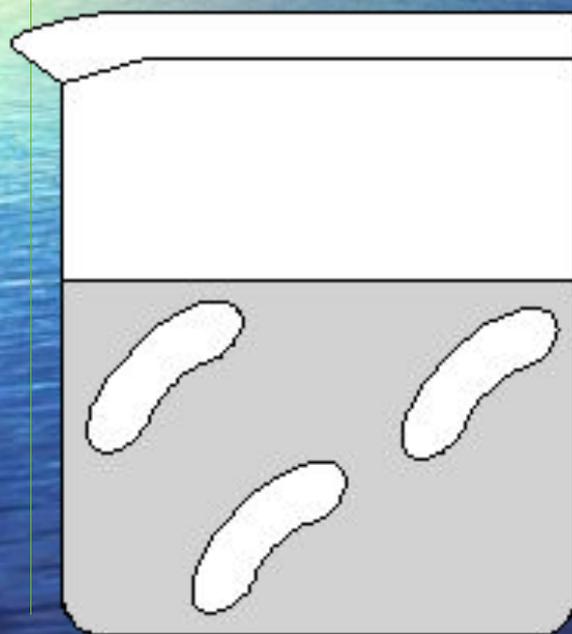
Животные и растительные клетки в составе оболочки имеют полупроницаемые мембраны.

Оболочка эритроцитов свободно пропускает воду, но непроницаема для ряда катионов.

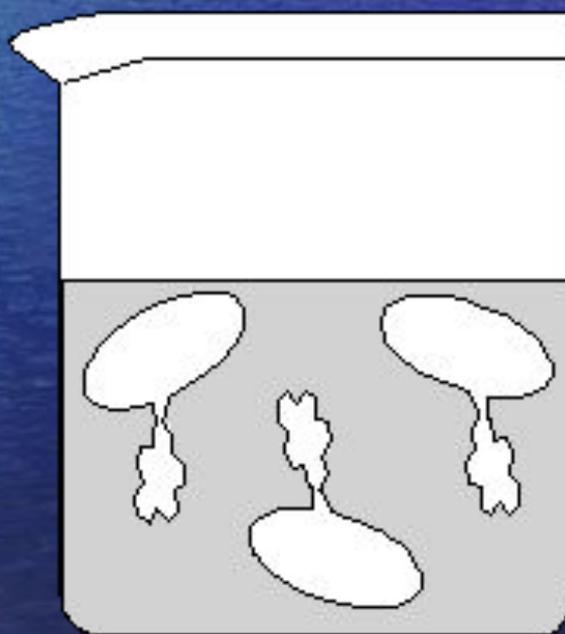
Тургор клетки (всасывание воды корнями растений, набухание семян растений) – это показатель водного баланса, снижение которого приводит к старению и увяданию клеток.

Рис. 3. Изменения, происходящие с кровяными тельцами в растворах NaCl различной концентрации:

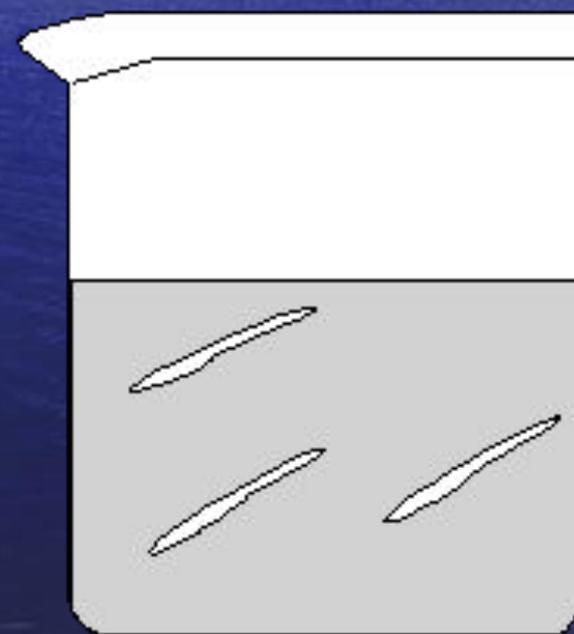
- а – изотонический раствор NaCl (0,9%);
- б – гипотонический раствор NaCl (0,1%);
- в – гипертонический раствор NaCl (2%).



а)



б)



в)

Осмолярность (осмоляльность) – суммарная концентрация всех кинетически активных частиц, определяющих его осмотическое давление.

Осмотическое давление кровяных эритроцитов 7,6-7,9 атм. (740-780 кПа).

Физиологический раствор - 0,9% раствор NaCl, имеет такое же осмотическое давление (изотоничен крови).

Онкотическое давление – часть осмотического давления крови, создаваемое белками (альбумины, глобулины). Оно равно 0,04 атм. ($\approx 0,5\%$ от общего осмотического давления).

Падение осмотического давления в клетках (при обезвоживании организма) приводит к их коллапсу (за счет плазмолиза).

Увеличение осмотического давления в клетках приводит к осмотическому шоку (гемолиз).

При потерях крови применяют инертные высокомолекулярные заменители плазмы крови (поливинилпирролидон)

Осмотический гомеостаз – постоянство осмотического давления крови и других биологических жидкостей характерно для высокоорганизованных животных.

Гипертонические повязки в хирургии – очистка гнойных ран.

Слабительное действие $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (горькая соль) и $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ (глауберова соль) – также основано на явлениях осмоса.

Б л а г о д а р ю

з а

В Н И М А Н И Е !