

# Вчення про розчини. Колігативні властивості розчинів.



## *Визначення та поняття*

- ***Розчини*** – це гомогенні термодинамічно стійкі системи, що складаються з 2-х і більше речовин, співвідношення яких визначається їх взаємною розчинністю.
- ***Розчин*** – це однорідна система, яка складається з двох і більше компонентів: розчинника, розчинених речовин і продуктів їх взаємодії.

## Визначення та поняття

**Розчинність** – це здатність речовини розчинятися в тому чи іншому розчиннику.

**Розчинник** – це речовина, якої за масою або за об'ємом більше.





# Класифікація розчинів

## 1. За агрегатним станом:

- ✓ Газоподібні (повітря –  $N_2 + O_2 + He + CO_2$ )
- ✓ Рідкі ( $NaOH + H_2O$ ;  $NaCl + H_2O$ )
- ✓ Тверді (сплави –  $Fe + Ni + Co$ )

## 2. За здатністю проводити електричний струм:

- ✓ Розчини електролітів - проводять електричний струм (водні розчини  $OH^-$ ,  $H^+$ , солей)
- ✓ Розчини неелектролітів – не проводять електричний струм (розчини більшості органічних речовин та оксидів)

# *Класифікація розчинів*

*3. Розчини ділять на насичені, ненасичені і пересичені.*

*Насичені розчини - це розчини в яких при даній температурі не може розчинятися додаткова кількість розчиненої речовини.*

*4. За розміром часток розчиненої речовини:  
Істинні та  
Колоїдні або дисперсні*



# Розчинність

Кількісно розчинність ( $P$ ) виражають відношенням маси речовини ( $g$ ) до об'єму або маси розчинника ( $л$ ).

$$P = m(\text{речовини}) / V(\text{розчинника})$$

За розчинністю речовини ділять на:

1. Розчинні;
2. Малорозчинні;
3. Нерозчинні.





# *Дисперсні системи*



*Дисперсні системи це гетерогенні системи, які характеризуються дисперсністю.*

*Дисперсність – це величина, зворотна розміру часток. До дисперсних системх відносять суспензії та емульсії.*

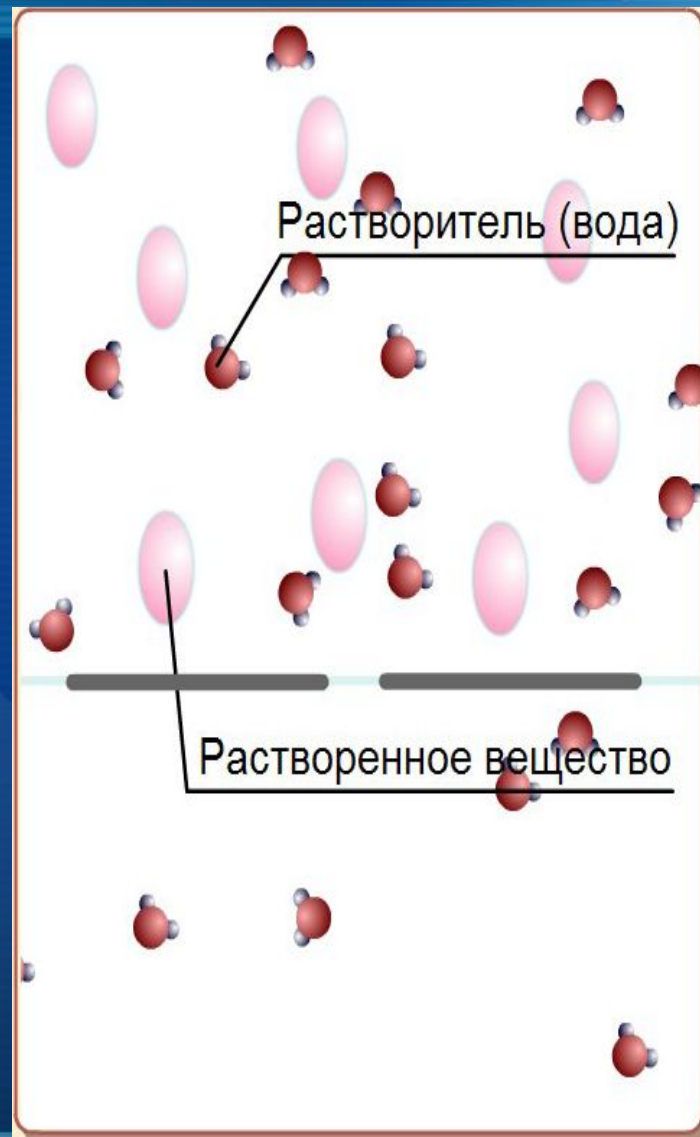
*Суспензіями називають мікрогетерогені системи з рідким дисперсійним середовищем і твердою дисперсною фазою.*

*Емульсіями називають дисперсні системи, в яких дисперсійне середовище і дисперсійна фаза рідкі.*

# Ідеальні розчини

Розчин складається з розчиненої речовини та розчинника (В). Між одноіменними молекулами, а також між молекулами різноіменних речовин існує взаємодія.

*Ідеальні розчини – це розчини у яких сили взаємодії між одноіменними і різноіменними частками є рівними і ними можна знехтувати.*





# Фізична теорія утворення розчинів .

Засновниками даної теорії є *Арреніус, Оствальд та Вант-Гофф*. Ці вчені розглядали процес розчинення як рівномірний механічний розподіл часток розчиненої речовини по всьому об'єму розчинника.



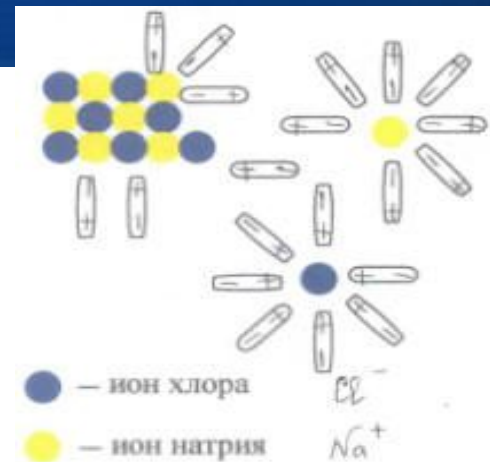
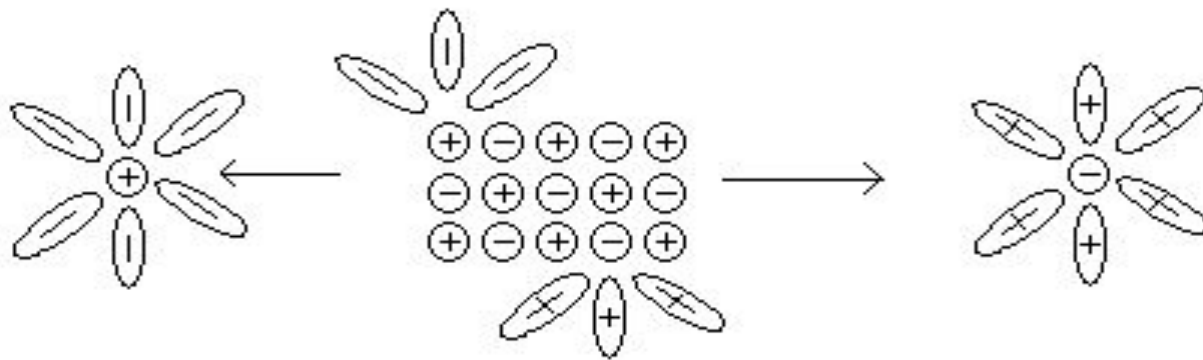
# *Хімічна теорія утворення розчинів*



- Основні тези хімічної теорії були представлені в 1887 році Д. І. Менделєєвим. В подальшому цю теорію розвивали **І. А. Каблуков**, **Н. С. Курнаков**.*
- Хімічна теорія розглядає розчини, як системи, утворені частками розчинника, розчиненої речовини і нестійких хімічних сполук, які утворюються між ними.*

# Хімічна теорія утворення розчинів

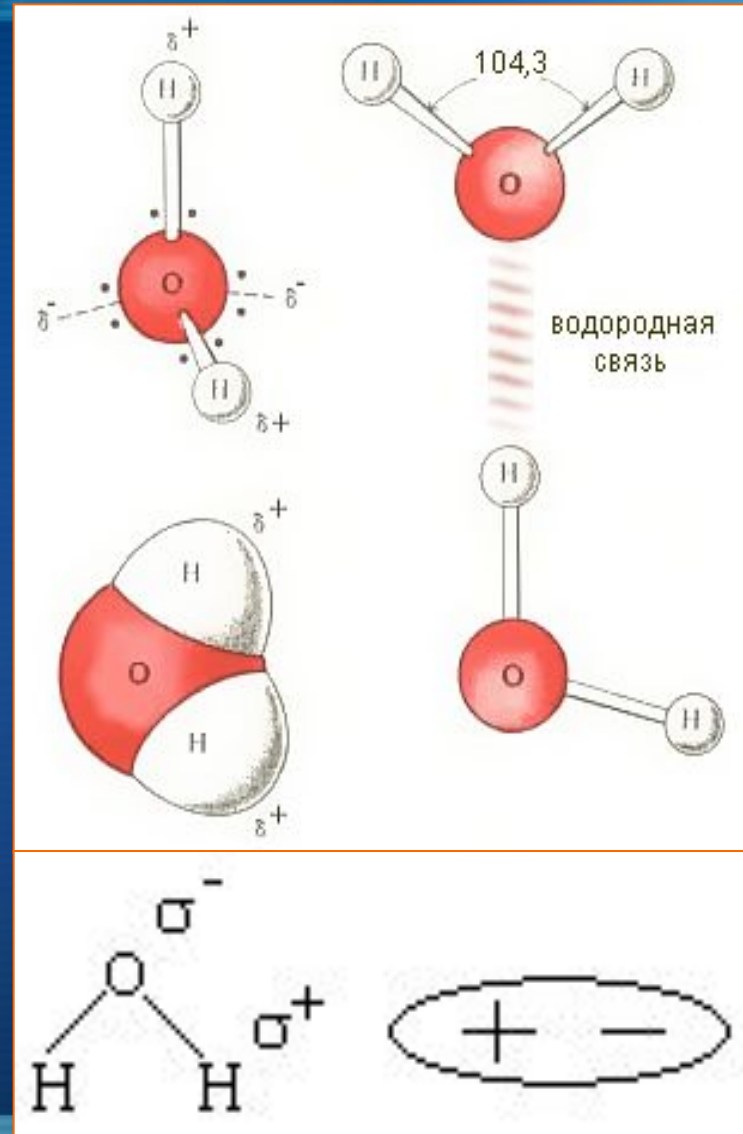
**Гідрати (сольвати)** виникають не за рахунок основних хімічних зв'язків, а за рахунок Ван-дер-Ваальсових сил або водневого зв'язку. Оскільки енергія цих зв'язків є незначною, то сполуки, що утворились не відрізняються великою міцністю і можуть легко руйнуватися. При розчиненні речовин з іонною структурою молекули розчинника утримуються біля іона силами іон-дипольної взаємодії.





# Хімічна теорія утворення розчинів

При розчиненні речовин з молекулярною структурою сольвати (гідрати) утворюються внаслідок диполь-дипольної взаємодії. Диполі розчиненої речовини можуть бути при цьому постійними або наведеними, тобто індукованими дією розчинника.



# Сучасна теорія

## утворення розчинів

**Сучасна теорія** розчинення об'єднує фізичну і хімічну теорії і розглядає розчинення, як складний фізико-хімічний процес, що складається з двох стадій:

- 1.** Стадії гідратації (сольватації) на якій молекули води (розчинника) оточують молекули речовини, утворюючи гідрати або сольвати.
- 2.** На другій стадії відбувається дифузія гідратів (сольватів) в різні частини системи. Цей процес призводить до однорідності системи.

# Сучасна теорія утворення розчинів

Стадія гідратації екзотермічна, а стадія розчинення ендотермічна. Загальний тепловий ефект процесу складається з суми двох теплових ефектів:

$$\Delta H_{\text{заг}} = \Delta H_{\text{ст. гідрат.}} + \Delta H_{\text{ст. р-чинення}}$$

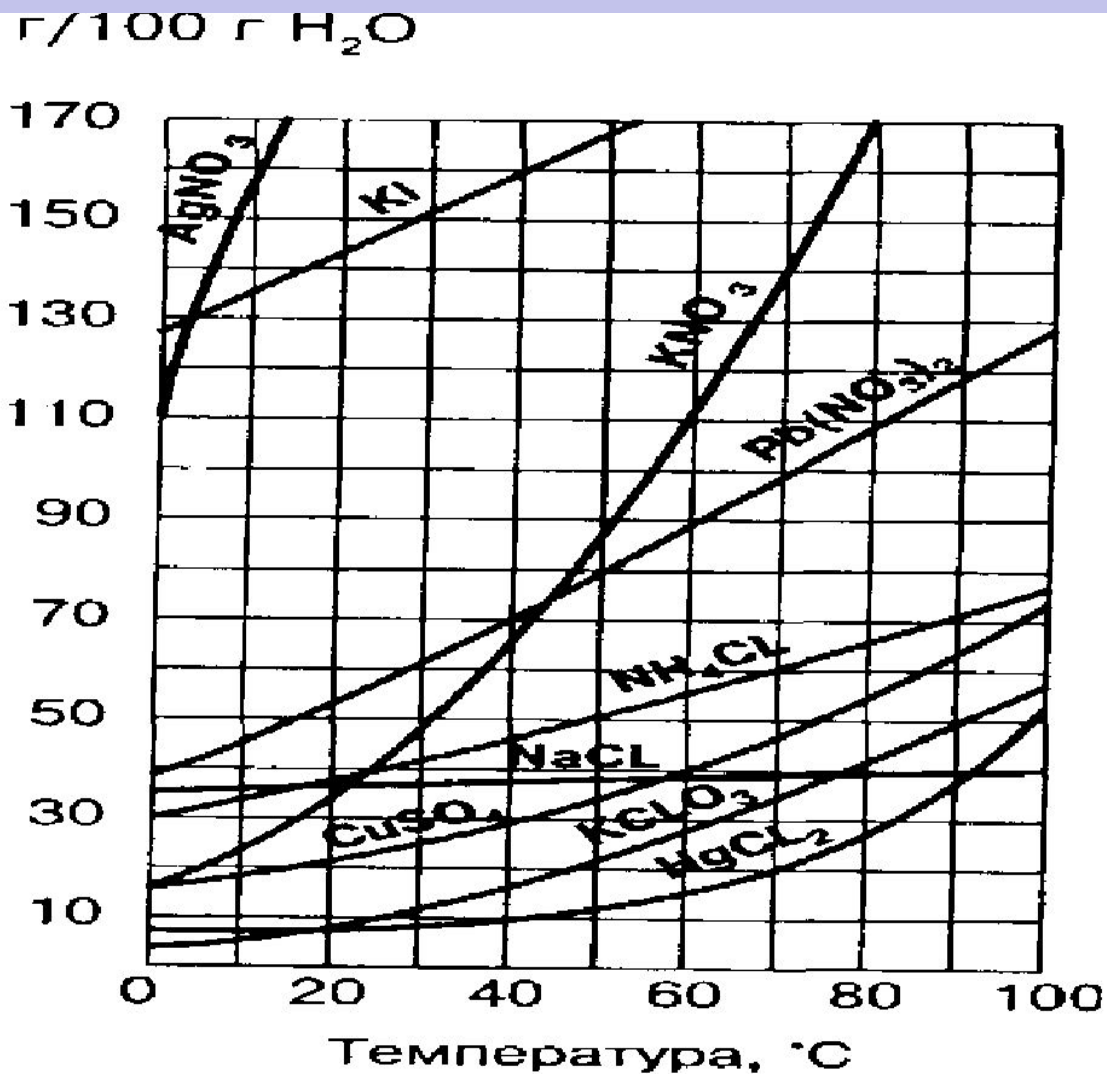
Якщо  $\Delta H_{\text{ст. гідрат.}} > \Delta H_{\text{ст. р-чинення}}$ , при розчиненні таких речовин у воді тепло виділяється.

Наприклад: розчинення кислоти сульфатної у воді. Якщо  $\Delta H_{\text{ст. гідрат.}} < \Delta H_{\text{ст. р-чинення}}$ , то для розчинення таких речовин у воді необхідно затратити енергію. Наприклад: розчинення натрій тіосульфату у воді, розчинення сахарози у воді.

Якщо  $\Delta H_{\text{ст. гідрат.}} \approx \Delta H_{\text{ст. р-чинення}}$ , на розчинення таких речовин температурний фактор майже не впливає.



# Розчинність твердих речовин



# *Розчинність твердих речовин*

Як правило, з підвищенням температури розчинність більшості твердих речовин підвищується. При обережному охолодженні таких систем отримують **пересичені розчини**.



# Розчинність газів

На розчинність газів у рідинах впливає температура і тиск.

Залежність розчинності газів від тиску виражають законом Генрі:

Маса газу, який розчиняється за постійної температури в даному об'ємі речовини, прямо пропорційна порціальному тиску газу

$$W = k p,$$

де  $W$ -масова концентрація,

$p$ -тиск,

$k$ -коефіцієнт пропорційності (стала Генрі)



# Газові закони

Закон Сеченова - розчинність газів в рідинах знижується в присутності електролітів

$$S = S_0 e^{-KC}$$

де  $S_0$  - розчинність газу в чистій воді;

$S$  - розчинність газу в розчині електроліту, за тієї ж температури;

$C$  - концентрація електроліту;

$e$  - основа натурального логарифму;

$K$  - емпірична константа, що залежить від природи газу, електроліту та температури.

Кесонна хвороба — різке зниження тиску призводить до "закипання" крові через виділення розчинених в ній газів.

Розчинені в крові гази починають виділятися у вигляді пухирців і руйнувати стінки клітин та кровоносних судин, блокувати кровотік, що може призвести до паралічу або смерті.



*Виникає у водолазів при різкому піднятті з глибин на поверхню, коли тиск різко зменшується і одночасно зменшується розчинність газів у крові.*

Гірська хвороба - виникає як кисневе голодування при підйомі в гори (перебування в розрідженому повітрі з низьким парціальним тиском кисню)



**ОТЖЕ,  
ІСНУЄ ЗБІЛЬШЕННЯ  
РОЗЧИННОСТІ ГАЗІВ  
ПРИ ЗРОСТАННІ  
ТИСКУ І ЗМЕНШЕННЯ  
РОЗЧИННОСТІ ГАЗІВ  
В КРОВІ ПРИ  
ЗМЕНШЕННІ ТИСКУ!**



# Способи вираження концентрації

1. Масова частка  $W$  – це відношення маси розчиненої речовини ( $m_{p-ни}$ ) до маси розчину ( $m_{p-ну}$ )

$$W = \frac{m_{p-ни}}{m_{p-ну}} 100\% \quad (\%)$$

2. Молярна частка  $W_m$  – це відношення кількості розчиненої речовини ( $n$ ) до загальної кількості всіх речовин в розчині ( $\Sigma n$ ).

$$W_m = \frac{n_{p-ни}}{\sum n_{p-н}}$$

## Способи вираження концентрації

3. Молярна концентрація ( $C_M$ ) показує яку кількість речовини ( $n$ ) розчинено в 1 л розчину ( $V$ )

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} \quad (\text{МОЛЬ/Л})$$

4. Молярна концентрація еквіваленту ( $C_N$ ) показує яка кількість моль еквівалентів ( $n_{ек}$ ) розчиненої речовини міститься в 1 літрі розчину

$$C_N = \frac{n_{ек}}{V} = \text{МОЛЬ / Л}$$

## Способи вираження концентрації

5. Молярність ( $C_m$ ) показує яка кількість речовини ( $n$ ) припадає на 1 кг розчинника ( $m_{p-ка}$ )

$$C_m = \frac{n}{m(p-ка)} = \frac{m(p-ни)}{M \cdot m(p-ка)} = \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$$

6. Титр ( $T$ ) показує скільки грамів речовини ( $m_{p-ни}$ ) розчинено в 1 мл розчину ( $V_{p-ну}$ )

$$T = \frac{m(p-ни)}{V(p-ну)} = \frac{\text{г}}{\text{мл}}$$

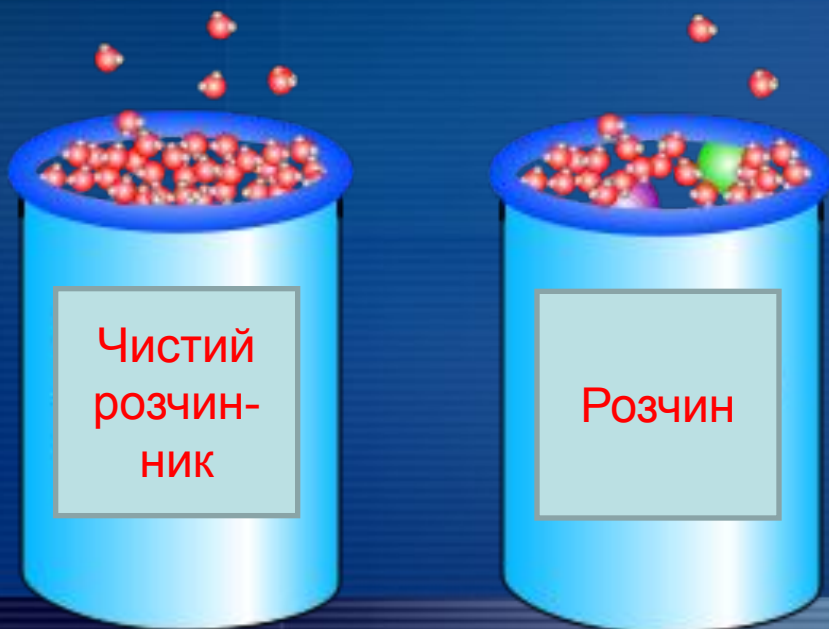


# Закон Рауля. Колігативні властивості розчинів.

Ф. Рауль встановив, що: Для ідеальних (розбавлених) розчинів тиск насиченої пари розчинника над розчином  $P_i$  є пропорційним його молярній частці  $x_i$  в розчині

$$P = P_i^0 X_i$$

де  $P_i^0$  - тиск насиченої пари чистого розчинника



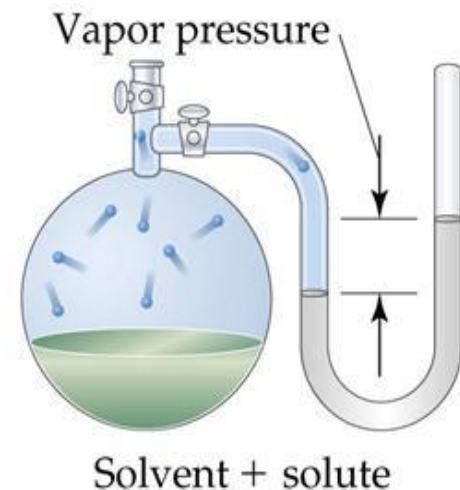
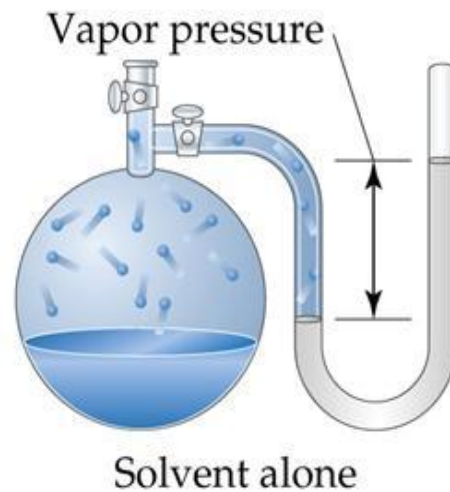
# Закон Рауля. Колігативні властивості розчинів.

Друге формулювання цього закону:

*Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює молярній частці розчиненої речовини.*

*Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином не залежить від природи розчиненої речовини, а визначається тільки числом часток у розчині. Такі властивості розчинів називають колігативними.*

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = N$$



# Кріоскопія

Зменшення тиску насиченої пари над розчином призводить до зниження температури замерзання. Іншими словами температура замерзання розчинника завжди вище, ніж температура замерзання розчину.

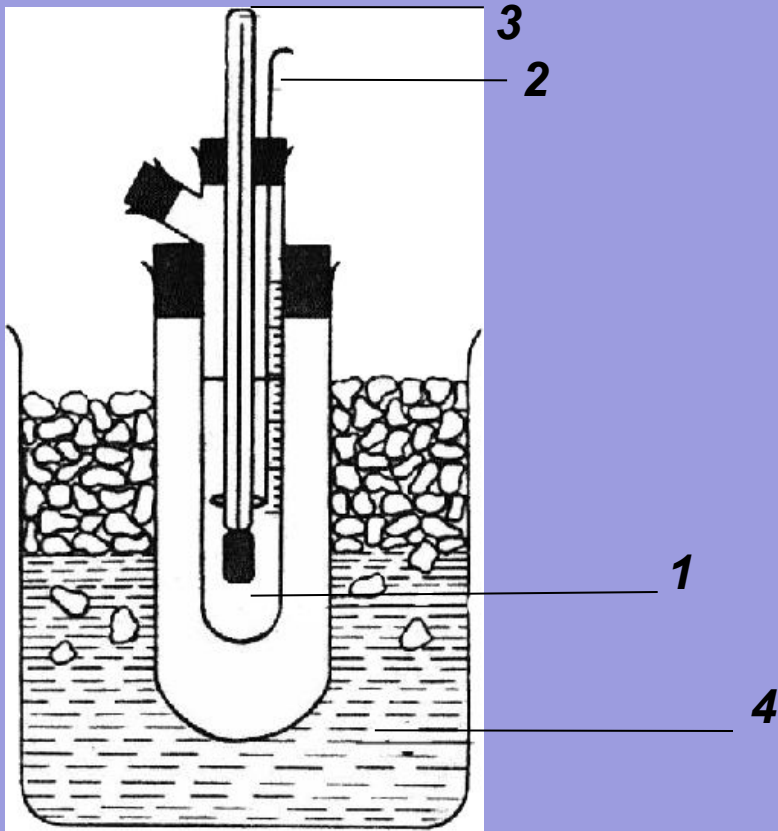
$$\Delta T_{\text{зам}} = K \cdot m,$$

де  $m$  - молярність,  $K$  - кріоскопічна стала.

Кріоскопічна стала чисельно дорівнює температурі замерзання одномольного розчину.



# Кріоскопія



$$M_2 = K \cdot \frac{\omega_2 \cdot 1000}{\omega_1 \cdot \Delta T_3}$$

- 1 — скляна трубка;
- 2 — мішалка;
- 3 — термометр Бекмана;
- 4 — стакан з охолоджуючою сумішшю

## *Колігативні властивості розчинів. Ебуліоскопія*

*Підвищення температури кипіння розчинів нелетких речовин  $\Delta T_k = T_{k \text{ р-ка}} - T_{k \text{ р-ну}}$  є пропорційним зниженню тиску насиченої пари і прямо пропорційним молярній концентрації розчину.*

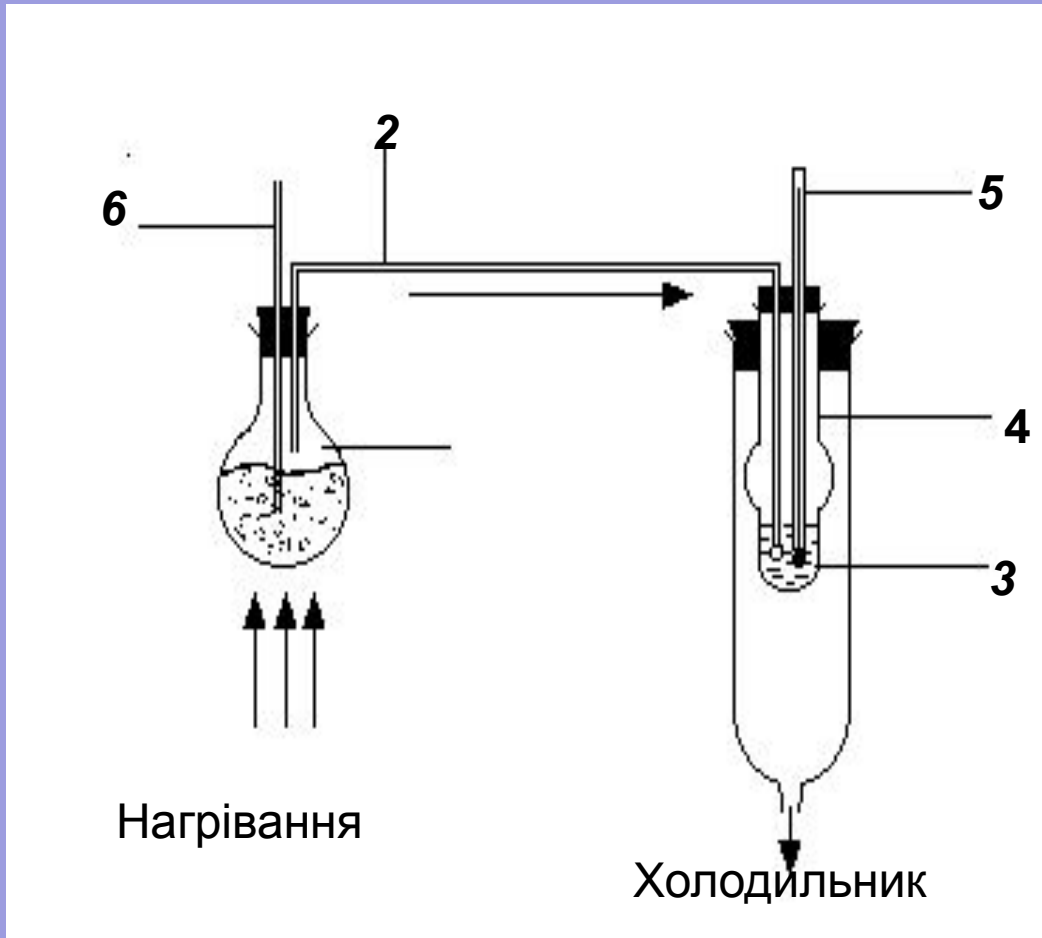
*Температура кипіння розчину нелеткої речовини завжди вище, ніж температура кипіння розчинника.*

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot m,$$

*де  $m$  - молярність,  $E$  - ебуліоскопічна стала*

*Ебуліоскопічна стала чисельно дорівнює температурі кипіння одномолярного розчину.*

# Ебуліоскопія



$$M_2 = E \cdot \frac{\omega_2 \cdot 1000}{\omega_1 \cdot \Delta T_{\text{кип}}}$$

1 — колба; 2 — трубка; 3 — градуйована мензурка; 4 — отвір для випускання пари; 5 — термометр Бекмана; 6 — запобіжна трубка



# Закон Рауля



$$\Delta t_{\text{кип}} = K_{\text{еб}} \cdot C_m, \quad \Delta t_{\text{кип}} = t_{\text{кип.розчину}} - t_{\text{кип.розчинника}} = K_{\text{еб}} \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1},$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = K_{\text{кр}} \cdot C_m, \quad \Delta t_{\text{зам}} = t_{\text{зам.розчинника}} - t_{\text{зам.розчину}} = K_{\text{кр}} \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1},$$

$$M = \frac{m \cdot 1000}{\Delta t_{\text{зам}} \cdot m_1} \cdot K_{\text{кр}}.$$

# Дифузія та осмос в розчинах

Дифузія — це мимовільний процес вирівнювання концентрації розчиненої речовини в результаті хаотичного теплового руху часток розчину. Швидкість дифузії описується законом Фіка:

$$\frac{dm}{dt} = -DS \frac{dC}{dx}, \text{ де } \frac{dm}{dt}$$

швидкість дифузії, кількість речовини, що дифундувала через площу  $S$  за час  $t$  уздовж лінії  $x$ ;  
 $D$  - коефіцієнт дифузії

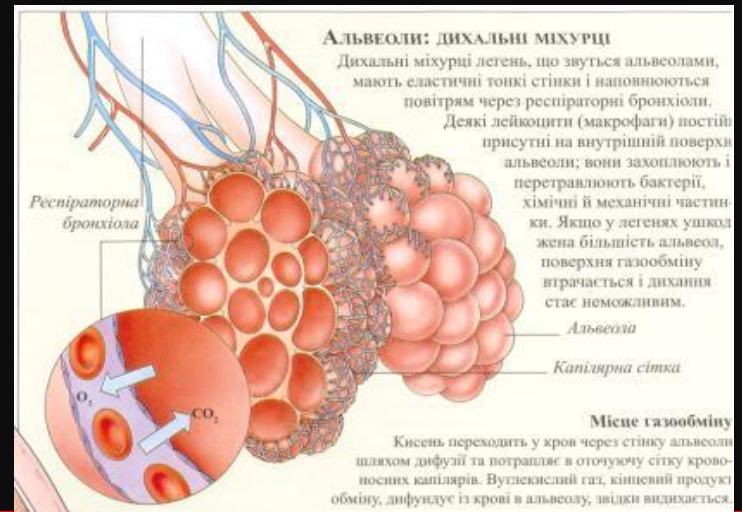
$$\frac{dm}{dt} = -pS(C_1 - C_2), \text{ де } p$$

$p$  - коефіцієнт проникливості мембрани, залежить від в'язкості, товщини мембрани, розчинності речовини в мембрані

# Дифузія в організмі:

- ◎ Транспорт (перенос) поживних речовин та продуктів обміну в тканинах.
- ◎ Газообмін в легенях: внаслідок різниці тиску  $CO_2$  і  $O_2$  венозної крові і повітря - кисень з легень проникає у кров, а з крові - в тканини.

**Внаслідок дифузії газів склад повітря біля поверхні Землі однорідний.**

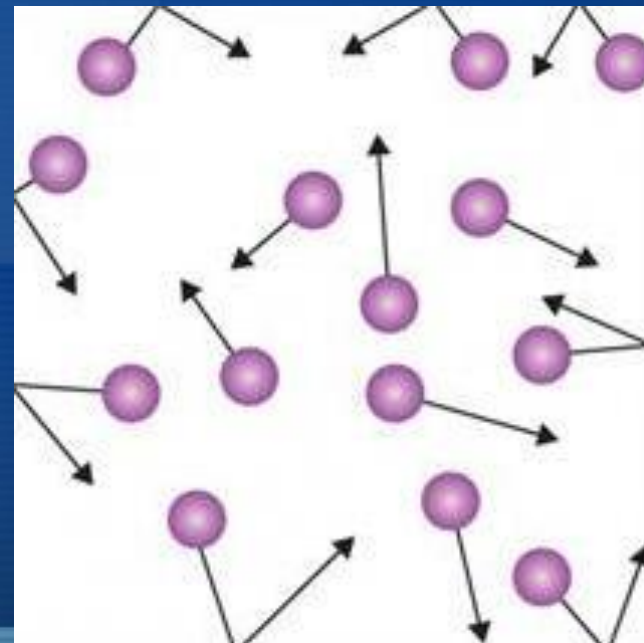


# Осмос.

## Осмо́тичний тиск.

Процес дифузії речовини через напівпроникну мембрану називають **осмосом**. А той тиск, який необхідно прикласти в процесі осмосу до розчину осмотичної клітинки, щоб досягти рівноваги, називається **осмотичним тиском**.

Я. Вант-Гофф з'ясував, що осмотичний тиск розбавлених розчинів підкоряється **законам ідеального газу** і сформулював наступний закон, який носить назву закону Вант-Гоффа :



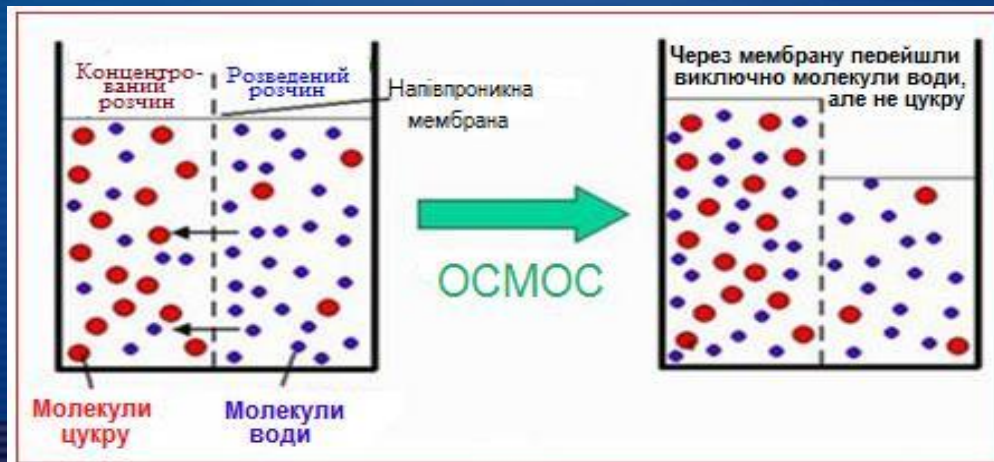


# Закон Вант-Гоффа

Осмотичний тиск розчину дорівнює такому тиску, який мала би розчинена речовина, якщо б вона за даної температури була в газоподібному стані й займала б такий же об'єм, який займає розчин.

Розрахунок осмотичного тиску проводять за формулою:

$$\pi V = \frac{m}{M} RT, \quad \pi = \frac{m}{M \cdot V} RT = CRT \quad \text{або} \quad \pi = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1} RT,$$



## *Закон Вант-Гоффа*

*В розчинах електролітів кількість часток в одиниці об'єму розчину більше, так як кожна молекула речовини дисоціює на певну кількість іонів.*

*Розрахунок осмотичного тиску розчинів електролітів проводять за формулою:*

$$i = 1 + \alpha(v - 1),$$

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = x_2 \cdot i, \quad \Delta t_{\text{зам}} = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1} \cdot K_{\text{кр}} \cdot i, \quad \pi = i \cdot CRT.$$

Усі тканинні рідини (кров, лімфа) є водними розчинами органічних та мінеральних речовин, низько- та високомолекулярних електролітів та неелектролітів. Вони мають певний осмотичний тиск ( $\pi$ ). При патологічних явищах у тканинах він може коливатись (напр. в осередку запалення у 2-3 рази перевищує норму).

**3. Осмотичний тиск крові людини при 37°C (310°K) рівний 740-780 кПа або 7,4 – 7,7 атм.**

**(він зумовлений електролітним складом крові, зокрема вмістом NaCl).**

Частину осмотичного тиску, зумовлену білками крові (альбумінами, глобулінами) називають онкотичним тиском (3,5 – 3,9 кПа), що становлять 0,5% загального тиску крові.

При зниженні вмісту білка в крові (голодування, порушення діяльності травного тракту, втрата білка з сечею при захворюванні нирок) виникає різниця онкотичного тиску у тканинах та крові.

При цьому вода накопичується у тканинах і виникають онкотичні набряки підшкірної клітковини ("голодні" та "ниркові" набряки).



# Ізотонічність

Кров, лімфа та інші  
тканинні рідини  
організму людини мають  
осмотичний тиск  
приблизно **800 кПа.**,  
такий же осмотичний  
тиск у **0,9%** водного  
розчину натрій хлориду.



Осмотичному тиску крові людини відповідає осмомолярна концентрація розчинених в плазмі речовин, яка становить **0,287- 0,303 моль/л.**

✓ 4. ІЗОТОНІЧНИЙ РОЗЧИН – це розчин, який має осмотичний тиск, **рівний** осмотичному тиску рідин організму (крові, плазми, лімфи та ін.):

це **0,85 - 0,9%** розчин **NaCl** (0,146 моль/л), та **4,5 - 5%** розчин **C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>** (0,303 моль/л).

 **Фізіологічні розчини**  
(вводять внутрівеноно без обмежень)

## За величиною осмотичного тиску розчини поділяються на:

- **1. ізотонічні** – мають осмотичний тиск, який рівний стандарту (напр. крові, тобто  $\sim 750$  кПа);
- **2. гіпертонічні** – мають більший осмотичний тиск (і вищу концетр.);
- **3. гіпотонічні** – мають нижчий осмотичний тиск (і меншу концентрацію розчинених речовин.)

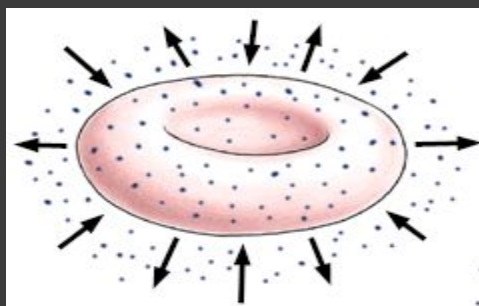
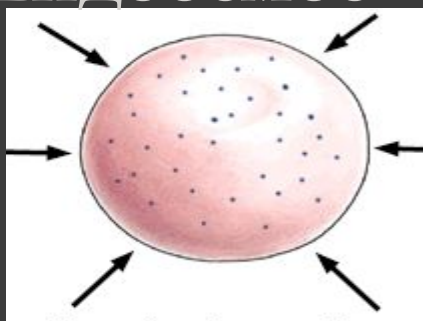
# Еритроцит помістили в :

0,1 % NaCl

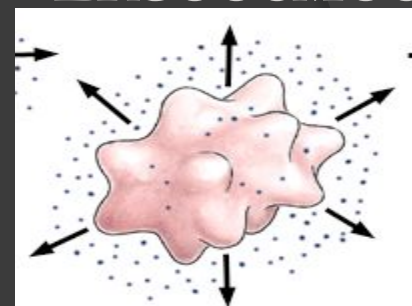
0,9 % NaCl

10 % NaCl

Ендоосмос

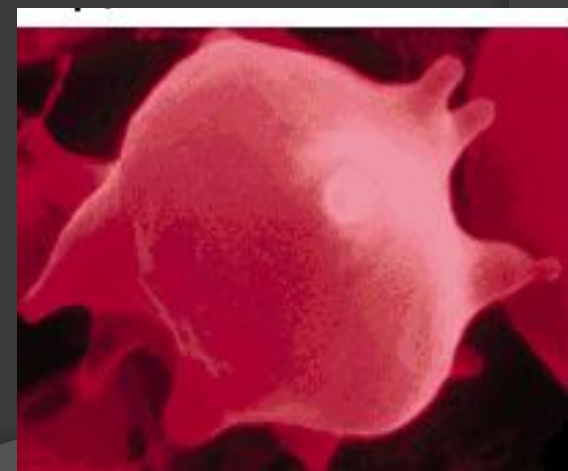
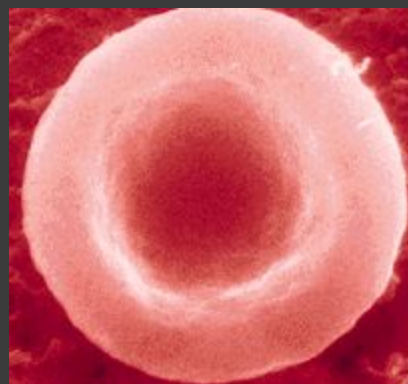
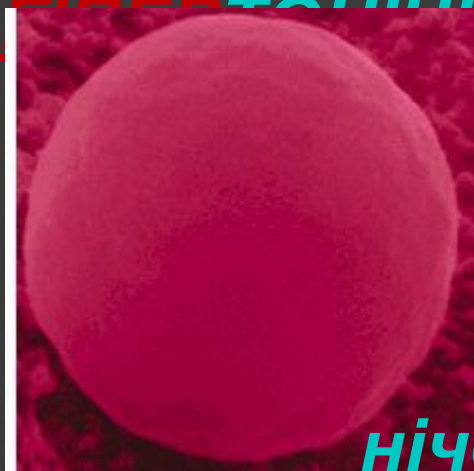


Екзоосмос



ГІПОТОНІЧНИЙ  
ГІПЕРТОНІЧНИЙ

ІЗОТОНІЧНИЙ



нічого не

**ГЕМОЛІЗ**

**змінилося**

**ПЛАЗМОЛІЗ**



**ГІПЕРТОНІЧНІ** розчини - вводять в кров  
повільно в невеликих кількостях.

**ПЛАЗМОЛІЗ** - різке зменшення об'єму та  
зморщення еритроцита при втраті води.

- ⦿ використовують в хірургії як зовнішні для змочування марлевих пов'язок, які вводять у гнійні рани (за законом осмосу рідина з рани прямує по марлі назовні, що сприяє очищенню рани від гною, мікроорганізмів, продуктів розкладу);
- ⦿ як послаблююче (напр.  $MgSO_4$ ,  $Na_2SO_4$ , які погано всмоктуються шлунково-кишковим трактом), внаслідок осмосу відбувається перехід великої кількості води із слизової оболонки в просвіт кишечника.

# ГІПОТОНІЧНІ розчини внутрішньовенно НЕ ВВОДЯТЬ!!!

Це зумовлено явищем **ГЕМОЛІЗУ** - молекули води надходять всередину еритроцитів, внаслідок чого вони збільшуються в об'ємі і руйнуються, оболонка розтріскується.

**Процес гемолізу незворотний.**

Початкова стадія гемолізу настає при зниженні осмотичного тиску у плазмі до 400-360 кПа, а повний гемоліз - при зниженні тиску до 260-300 кПа.

# Осмо́с відіграє важливу роль у багатьох біологічних процесах:

- Мембрана, що оточує клітину, проникна лише для молекул ВОДИ, КИСНЮ, деяких розчинених у крові поживних речовин і продуктів клітинної життєдіяльності. Для великих БІЛКОВИХ молекул, вона непроникна. Тому білки, важливі для біологічних процесів, залишаються всередині клітини.
- Гемодіаліз - видалення продуктів життєдіяльності або отруйних речовин з крові за допомогою діалізу (для хворих з порушенням функції нирок - апарат «штучна нирка»).

Осмос бере участь в перенесенні речовин в стовбурах високих дерев, де капілярного тиску недостатньо для підйому рідини на висоту.

