

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 нелектролітів – 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*



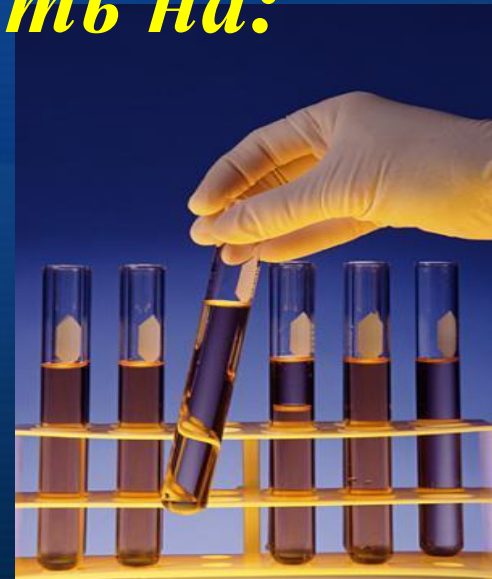
Розчинність

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.

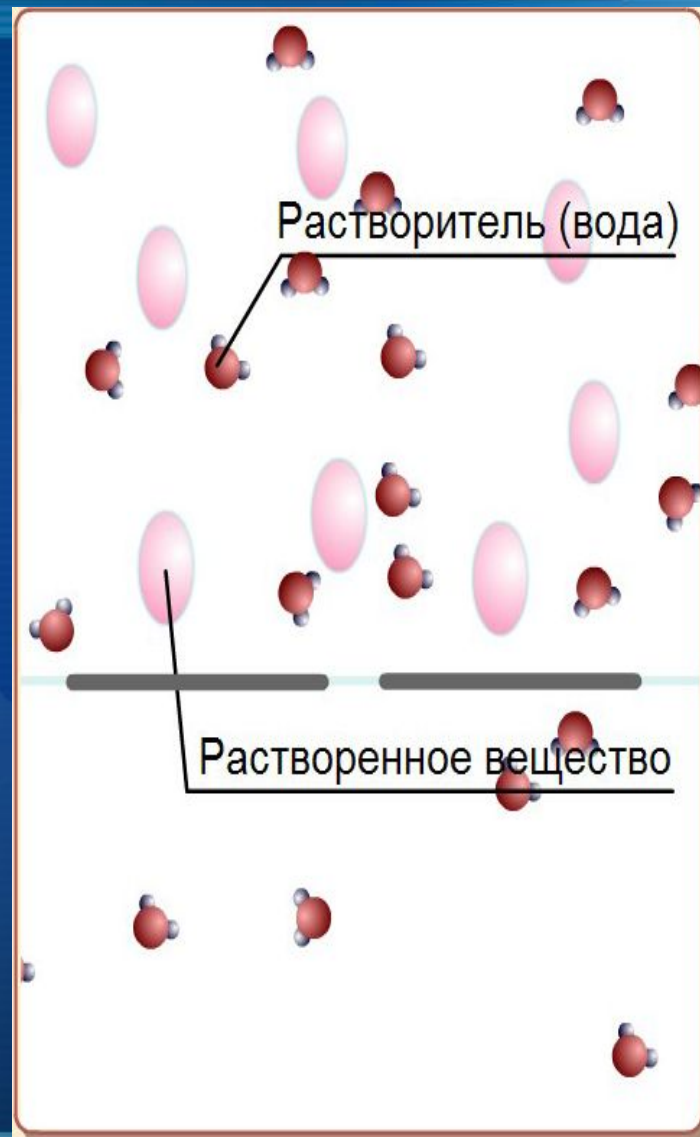
Суспензіями називають мікрогетерогені системи з рідким дисперсійним середовищем і твердою дисперсною фазою.

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.



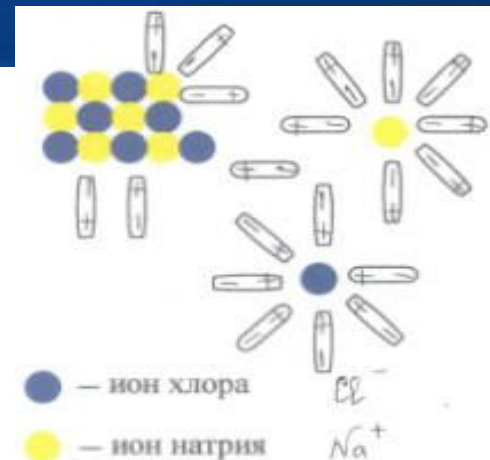
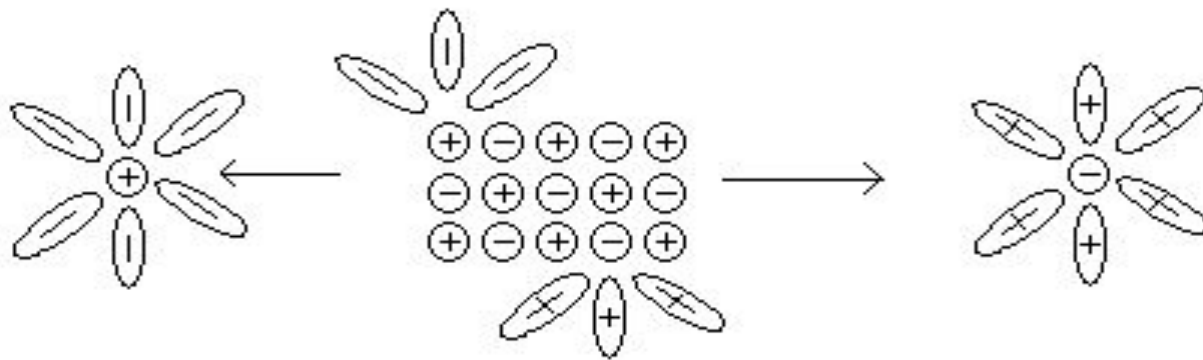
Хімічна теорія утворення розчинів



- *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.*

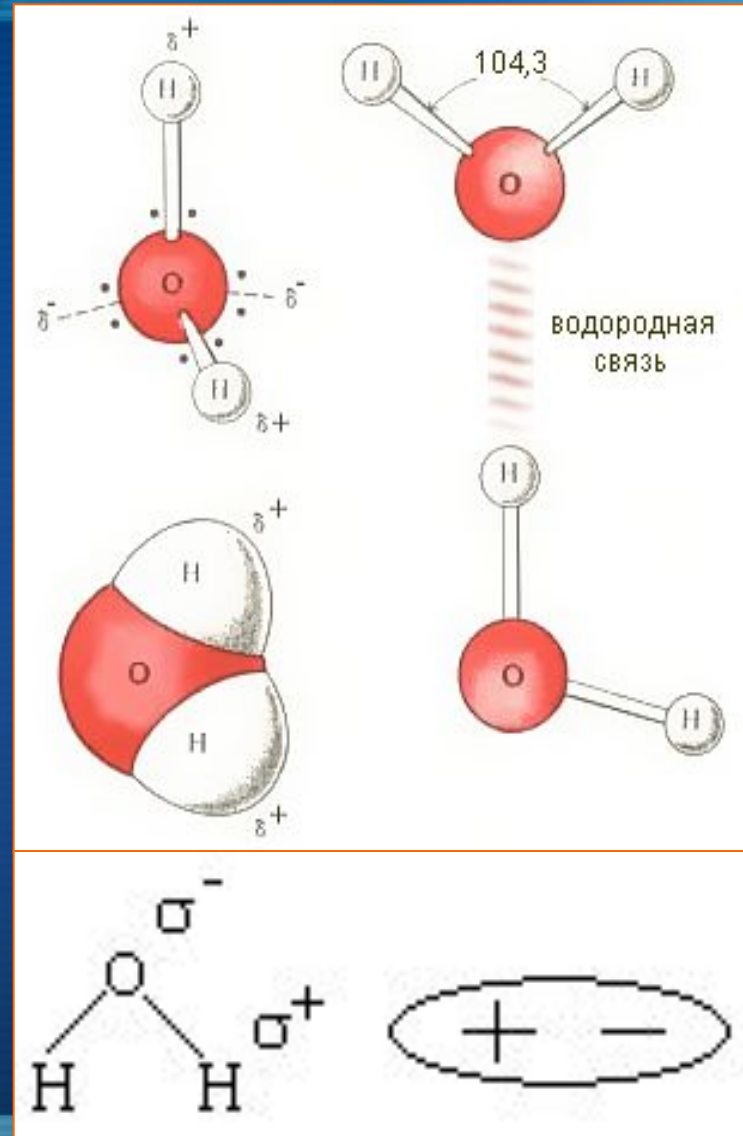
Хімічна теорія утворення розчинів

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:

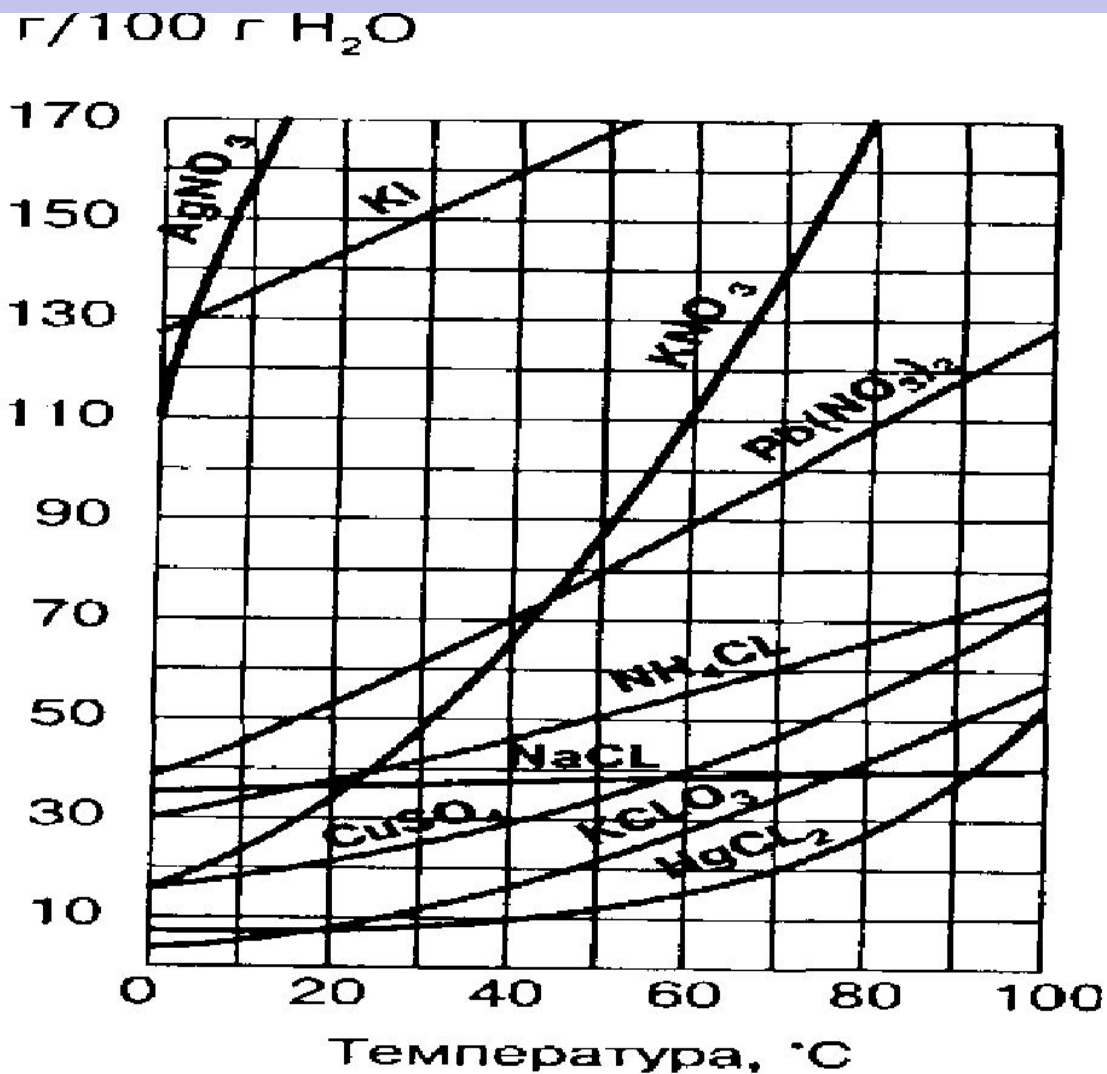
$$\Delta H_{\text{заг}} = \Delta H_{\text{ст. гідрат.}} + \Delta H_{\text{ст. р-чинення}}$$

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.

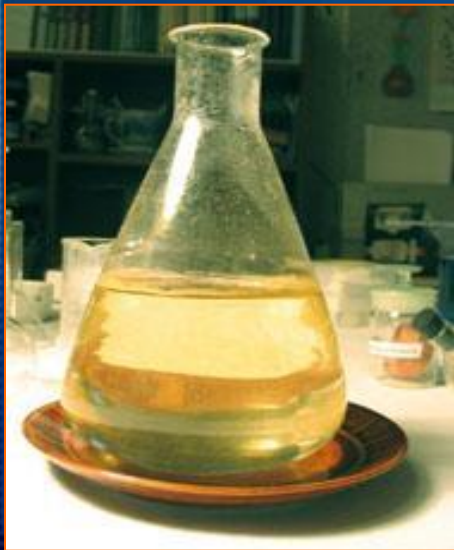
Якщо $\Delta H_{\text{ст. гідрат.}} \approx \Delta H_{\text{ст. р-чинення}}$, на розчинення таких речовин температурний фактор майже не впливає.

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

$$W = k_r p,$$

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 (Σn).

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

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 ($V_{p-ну}$)

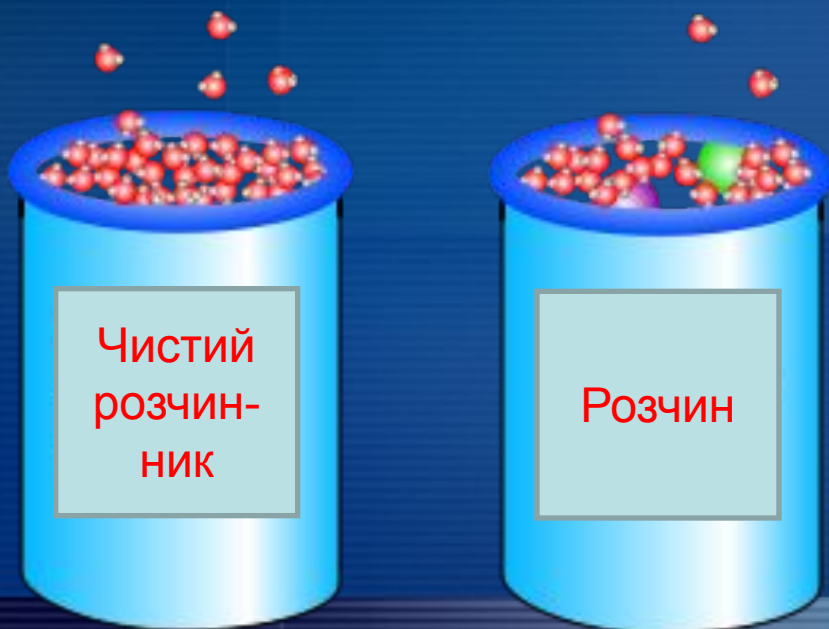
$$T = \frac{m(p-ни)}{V(p-ну)} = \frac{\text{г}}{\text{мл}}$$

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



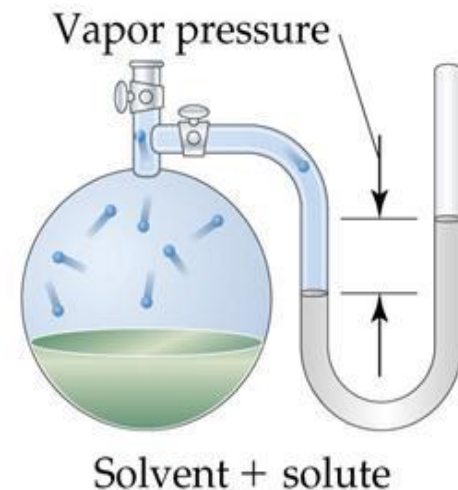
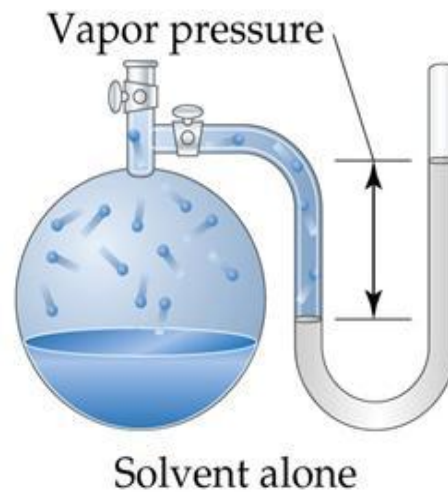
Закон Рауля. Колігативні властивості розчинів.

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

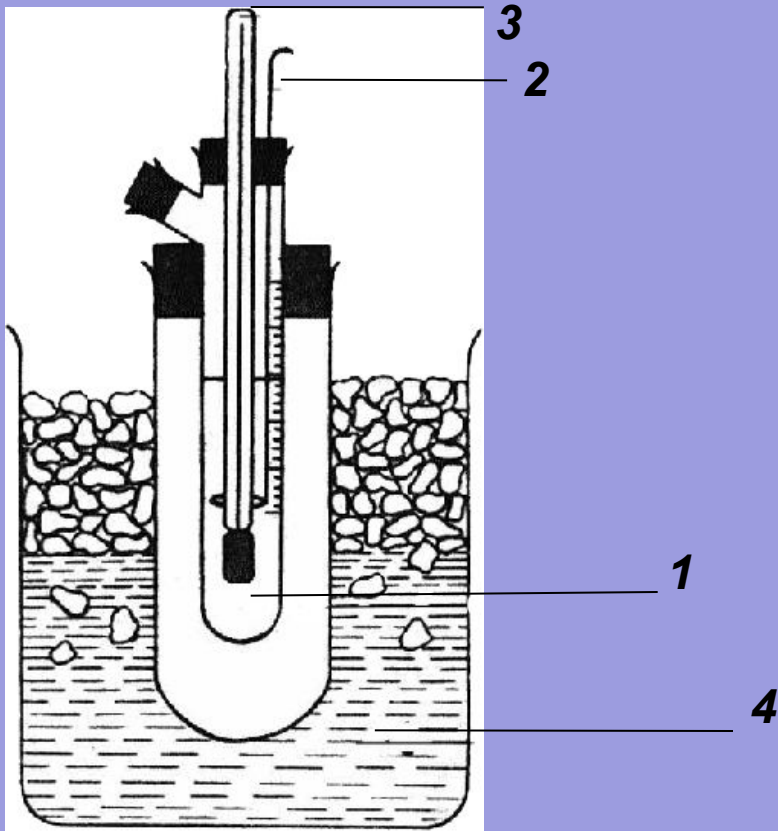
Зменшення тиску насиченої пари над розчином призводить до зниження температури замерзання. Іншими словами температура замерзання розчинника завжди вище, ніж температура замерзання розчину.

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

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.

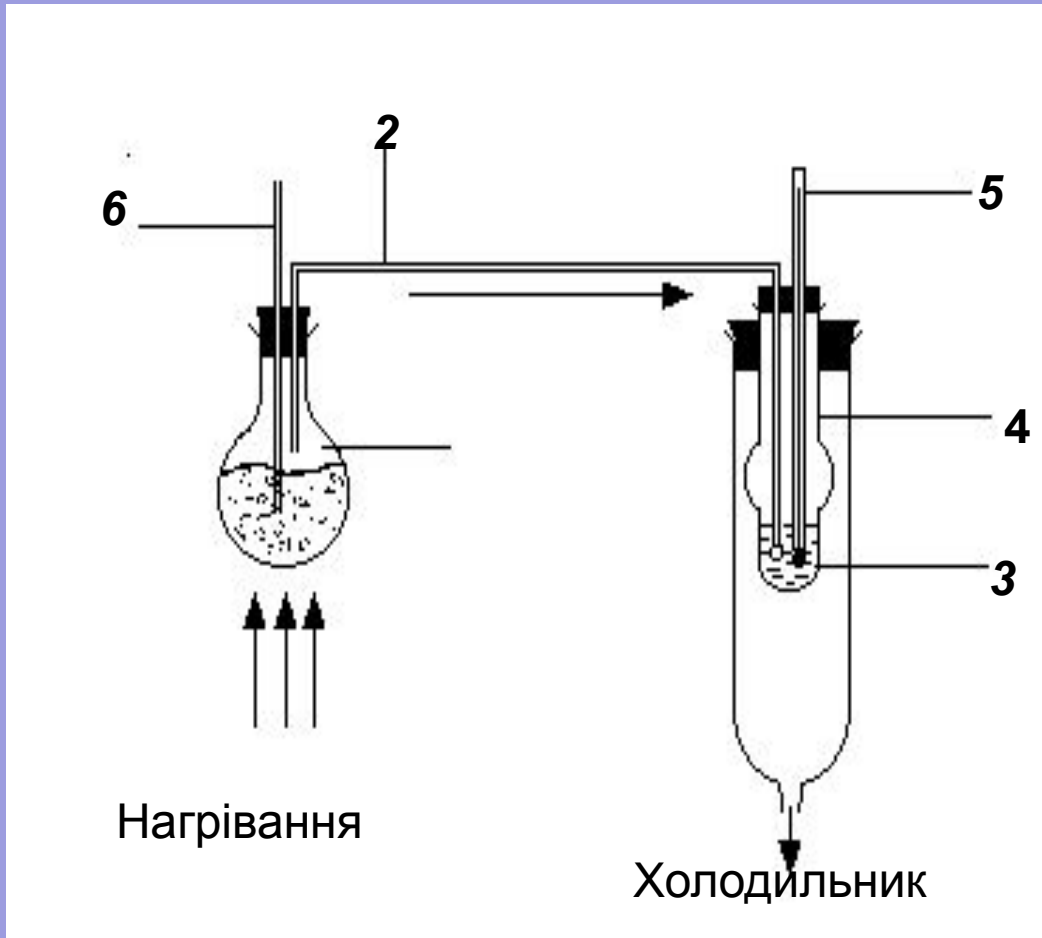
Температура кипіння розчину нелеткої речовини завжди вище, ніж температура кипіння розчинника.

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

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

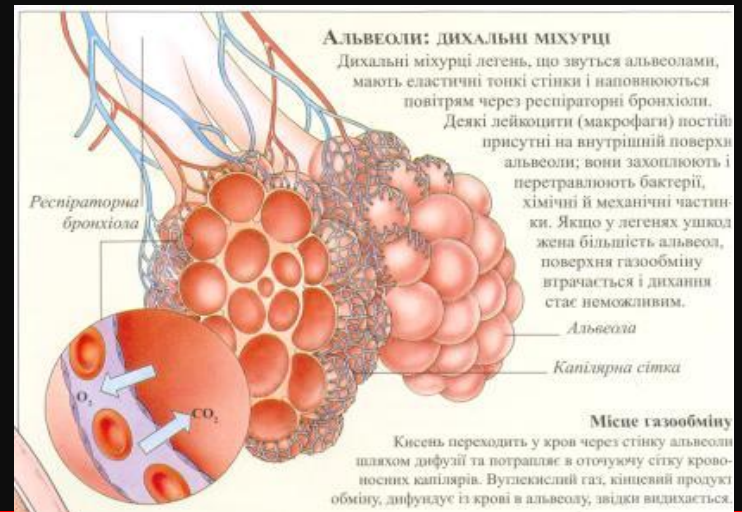
$$\frac{dm}{dt} = -pS(C_1 - C_2), \text{ де } p$$

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.

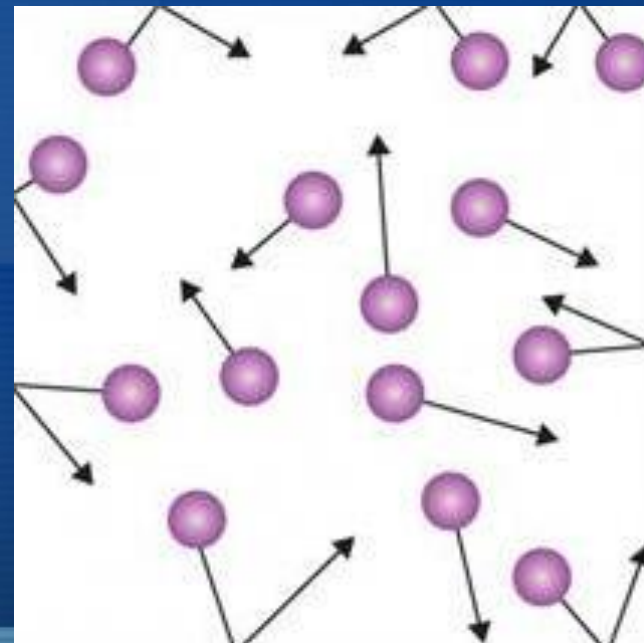


Осмос.

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 :

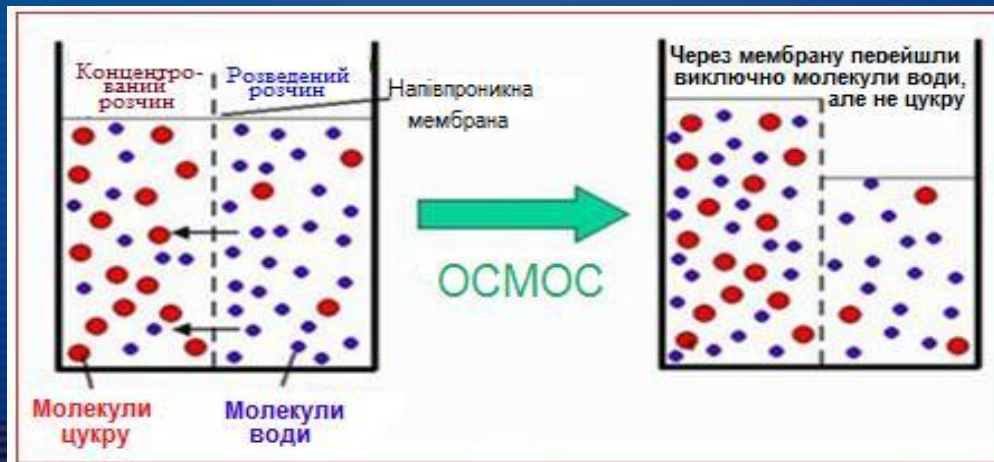


Закон Вант-Гоффа

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 (π). 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 **C₆H₁₂O₆** (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 ~ 750 кПа);
- **2. гіпертонічні** – мають більший осмотичний тиск (і вищу концетр.);
- **3. гіпотонічні** – мають нижчий осмотичний тиск (і меншу концентрацію розчинених речовин.)

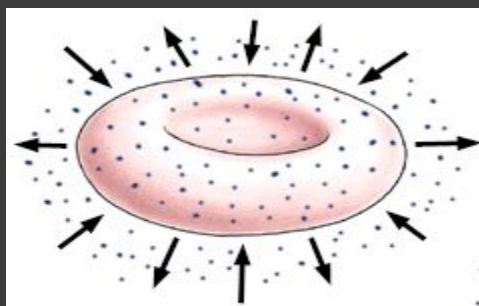
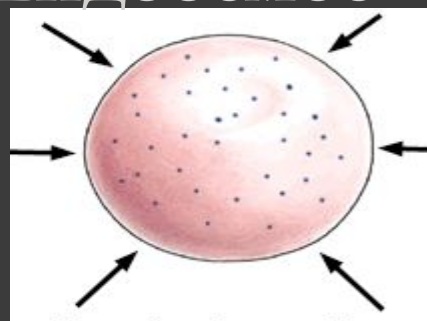
Еритроцит помістили в :

0,1 % NaCl

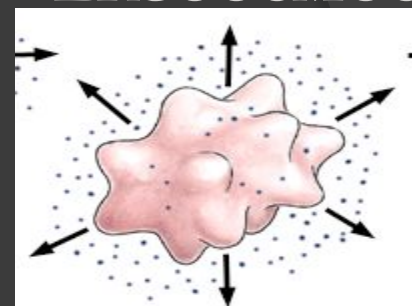
0,9 % NaCl

10 % NaCl

Ендоосмос

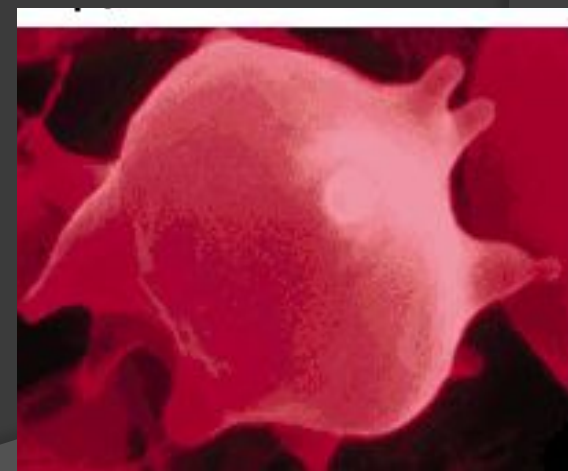
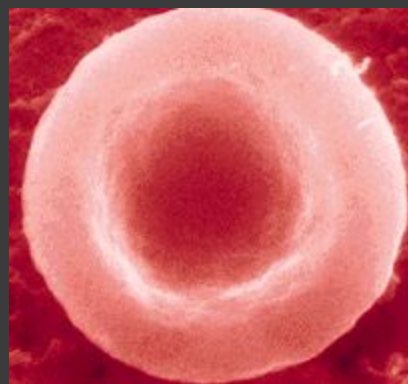
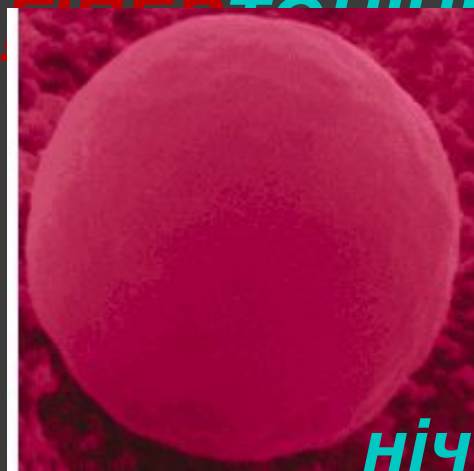


Екзоосмос



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.

