

Лекція 4

ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ.

ЗАГАЛЬНІ

ВЛАСТИВОСТІ

РОЗЧИНІВ

План лекції

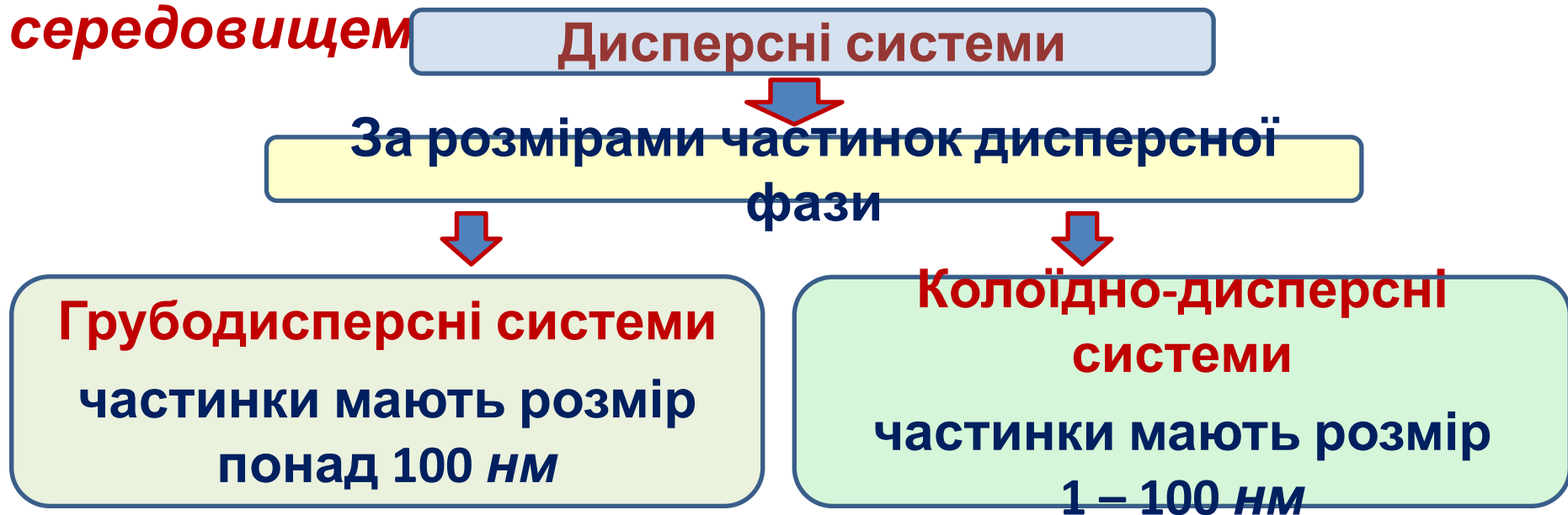
1. Поняття про дисперсні системи
2. Загальна характеристика розчинів
3. Концентрація розчину і способи її вираження
4. Колігативні властивості розчинів

Поняття про дисперсні системи

Поняття про дисперсні системи

Дисперсна система – це система, в якій одна речовина рівномірно розподілена в об'ємі іншої у вигляді дуже дрібних часточок. Дисперсні системи складаються із дисперсної фази та дисперсійного середовища.

Дисперсна фаза (диспергована речовина) – частина дисперсної системи, яка рівномірно розподілена в об'ємі іншої. Середовище, в якому рівномірно розподілена дисперсна фаза, називають **дисперсійним середовищем**



системи. **До грубодисперсних відносяться такі системи:**

Суспензія – це система, в якій дисперсною фазою є тверда речовина, а дисперсійним середовищем – рідина. Прикладом суспензії є система, що утворюється після збовтування глини чи крейди у воді.

Емульсія – це система, в якій і дисперсна фаза, і дисперсійне середовище – рідини, які взаємно нерозчинні одна в одній. Прикладом емульсії є молоко, в якому дисперсною фазою є краплини жиру. Після відстоювання емульсія розділяється (розшаровується) на складові – дисперсну фазу і дисперсійне середовище. Для стабілізації до емульсій додають емульгатори.

Аерозоль – це дисперсна система, в якій дисперсійним середовищем є газ, зокрема повітря. Розрізняють **дим** і **пил** (дисперсна фаза – тверде тіло), а також **туман** (дисперсна фаза – рідина) у вигляді мікроскопічно малих крапель, які не осідають).

Колоїдний розчин – це гетерогенна система, в якій частинки дисперсної фази рівномірно розподілені в рідкому дисперсійному середовищі.

Оскільки розмір диспергованих частинок у колоїдних розчинах коливається від 1 до 100 *нм*, то їх можна побачити лише за допомогою ультрамікроскопа або електронного мікроскопа.

Колоїдний стан речовини є одним із найпоширеніших у природі: найважливіші складові частини тіла людини, тварин і рослин перебувають у колоїдному стані. Колоїди важливі також у багатьох галузях народного господарства.

Загальна характеристика розчинів

Загальна характеристика розчинів

Якщо речовина диспергована до розмірів молекул або йонів (менше ніж 1 *нм*), утворюється гомогенна система – ***істинний розчин***, або просто ***розчин***.

Відсутність поверхні поділу між дисперсною речовиною і дисперсійним середовищем зумовлює високу стійкість розчинів, чого не можна сказати про гетерогенні системи (суспензії, емульсії, колоїдні розчини), в яких є поверхні поділу. Протягом тривалого часу розчини не розділяються на складові компоненти і є термодинамічно стійкими.

Розчини – це багатоконпонентні термодинамічно стійкі однофазні системи змінного складу

Загальна характеристика розчинів



Тверді розчини можуть утворювати метали, солі або оксиди. Відомі тверді розчини двох типів: заміщення і вкорінення.

Тверді розчини заміщення утворюються при кристалізації рідких розчинів, якщо компоненти мають однотипні кристалічні решітки, а частинки компонентів близькі за розмірами. Наприклад, **Ag** і **Au** можуть утворювати тверді розчини, масові співвідношення між якими змінюються в широких межах (від 0 до 100 %).

Тверді розчини вкорінення утворюються в результаті закріплення йонів, атомів або молекул однієї речовини в порожнинах між кристалами іншої речовини. Наприклад, розчин вуглецю в залізі (стабільний)

Загальна характеристика

Розчин – це практичне значення мають рідкі розчини, які утворюються при розчиненні газоподібних, рідких або твердих речовин у рідині.

Розчин складається з розчинника і розчиненої речовини.

Розчинник – це компонент розчину, агрегатний стан якого не змінюється під час утворення розчину. Самим поширеним розчинником на нашій планеті є вода.

Розчинена речовина – це речовина, яку розчиняють.



1 – розчинник (H_2O)

2 – розчинена речовина ($NaCl$)

Розчини

Водні

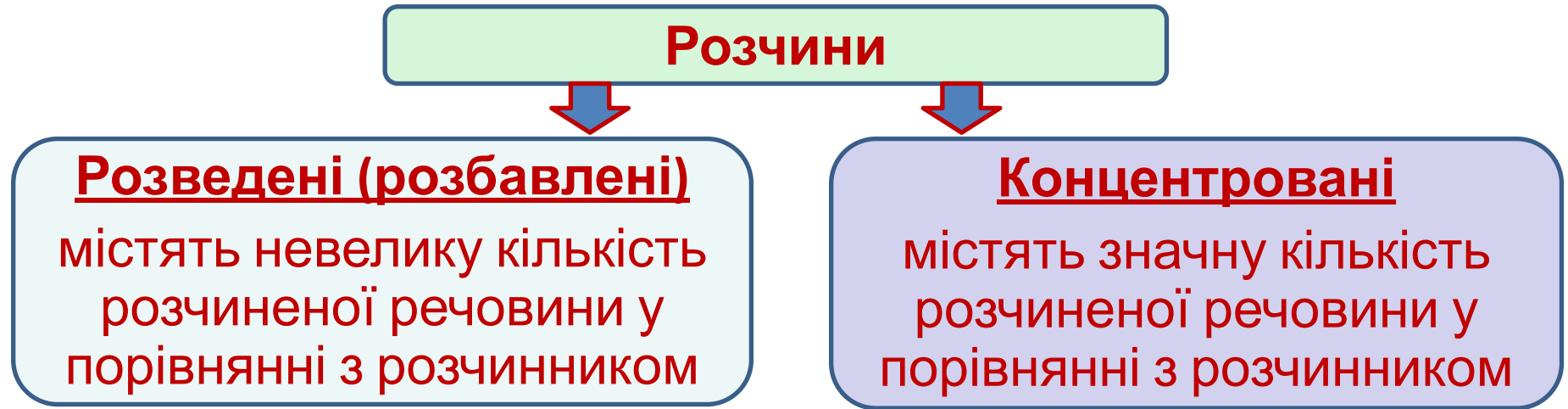
розчинник – вода

Неводні

розчинники – спирти, бензен тощо

Загальна характеристика розчинів

За співвідношенням між кількістю розчиненої речовини і розчинника розрізняють



Поняття розбавлений та концентрований розчини є відносними і між ними не можна провести чіткої межі.

Загальна характеристика розчинів

1
1

Розчини

Насичені
це розчини, в яких за даної температури міститься максимально можлива кількість розчиненої речовини

Ненасичені
це розчини, що містять розчиненої речовини менше, ніж визначено межею розчинності за даної температури

Наприклад, насичений розчин кухонної солі при 20 °C містить 36 г $NaCl$ в 100 г води.

Розчинність – це здатність речовини розчинитися в певному розчиннику при даній температурі. Розчинність речовини кількісно визначається масою речовини, яка може розчинитися у 100 г розчинника і утворити, за певної температури, насичений розчин.

За розчинністю речовини поділяються на:

- **розчинні** (розчиняється більше 10 г у 100 г води);
- **малорозчинні** (розчиняється від 10 г до 0,01 г у 100 г води);
- **нерозчинні** (розчиняється менше 0,01 г у 100 г води).

Розчинність кислот, основ і солей у воді наведена в довідниках.

Загальна характеристика

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ (за температури 20-25 °С)

Аніони	Катіони																		
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Н	М	-	М	М
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	М	М	-	-	М	-	Н	М	Р	Н	-	-	М	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	-	-	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	-	-	Н	-	-	Н	Н	М	-	-	Н	-
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	-	Н	Н	Н	-	-	Н	-	-	Н	Н	-	-	-	Н	-
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

- Умовні позначення:
- Р** – розчиняється (понад 10 г/л H₂O);
 - М** – мало розчиняється (від 10 г/л до 0,01 г/л H₂O);
 - Н** – практично не розчиняється (менше 0,01 г/л H₂O);
 - – сполука розкладається водою або не існує.

РЯД АКТИВНОСТІ МЕТАЛІВ

Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, (H₂), Bi, Cu, Ag, Hg, Pt, Au

Активність металів зменшується →

Забарвлення індикаторів у розчинах кислот і лугів

Індикатор	Забарвлення індикатора в середовищі		
	нейтральному	кислому	лужному
Лакмус	Фіолетовий	Червоний	Синій
Фенолфталеїн	Безбарвний	Безбарвний	Магентовий
Метилловий оранжевий	Оранжевий	Рожевий	Жовтий

Загальна характеристика

розчинів

Розчинність твердих і рідких речовин з підвищенням температури, як правило, зростає, хоча трапляються й такі випадки, коли вона зменшується, розчинність газів зростає з підвищенням тиску і зменшується з підвищенням температури.

Криві розчинності речовин



Загальна характеристика

Бучачів
розчинів

Сучасна теорія розчинів розглядає розчинення як сукупність таких процесів:

□ взаємодія розчинника з частинками розчиненої речовини — **сольватація (гідратація**, якщо розчинником є вода), що супроводжується виділенням теплоти ($\Delta H_{\text{сольв.}} < 0$). Між частинками розчиненої речовини і молекулами розчинника відбувається взаємодія, в результаті якої утворюються нестійкі сполуки змінного складу — **сольвати** або **гідрати**, якщо розчинником є вода. В їх утворенні головну роль відіграють неміцні міжмолекулярні сили, зокрема водневий зв'язок.

Підтвердженням існування процесу сольватації (гідратації) є утворення кристалогідратів — кристалічних речовин, до складу яких входить певне число молекул води ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{NiCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Утворення кристалогідратів супроводжується виділенням теплоти, а для відщеплення води кристалогідрати потрібно нагрівати;

□ руйнування структури розчиненої речовини, що відбувається з поглинанням теплоти ($\Delta H_{\text{розриву зв.}} > 0$). Молекули розчинника, взаємодіючи з частинками речовини, послаблюють і руйнують зв'язки між ними, на що витрачається енергія.

Загальна характеристика

Результив ефект розчинення складається з двох теплових ефектів, протилежних за знаком:

$$\Delta H_{\text{розчинення}} = \Delta H_{\text{сольв.}} + \Delta H_{\text{розриву зв.}}$$

Залежно від того, який з них більший, такий і знак теплового ефекту розчинення даної речовини. Так, розчинення більшості кристалічних речовин (переважно солей – $NaCl$, KNO_3 , $Na_2S_2O_3$ та ін.) супроводжується поглинанням теплоти з навколишнього середовища (енергія зв'язку в кристалічній решітці більша від енергії взаємодії з розчинником), а при розчиненні газів, лугів, деяких кислот у воді теплота виділяється. Наприклад, молекули сульфатної кислоти активно взаємодіють з молекулами води, утворюючи тривкі сполуки – гідрати, в результаті чого виділяється велика кількість енергії; розчинення газів завжди супроводжується позитивним тепловим ефектом, тому що сили взаємодії між молекулами газу на значних відстанях практично відсутні.

Концентрація розчину і способи її вираження

Концентрація розчину і способи її

вираження

Концентрація розчину – це вміст розчиненої речовини в одиниці маси або об'єму розчину.

Масова частка розчиненої речовини у відсотках показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в 100 г розчину. Її обчислюють за формулами:

$$\omega = \frac{m_{P.P.}}{m_{P-НУ}} \quad \text{або} \quad \omega = \frac{m_{P.P.}}{m_{P-НУ}} \cdot 100\%$$

де ω – масова частка розчиненої речовини у розчині;

$m_{P.P.}$ – маса розчиненої речовини, г;

$m_{P-НУ}$ – маса розчину, г.

Концентрація розчину і способи її вираження

Мольну частку обчислюють за формулою:

$$N_1 = \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2 + \dots + \nu_n}$$

де N_1 – мольна частка одного з компонентів розчину;

ν – кількість речовини, *моль*;

$1, 2, \dots, n$ – компоненти розчину (розчинені речовини і розчинник).

Концентрація розчину і способи її

Виразення концентрація показує, скільки молів розчиненої речовини міститься в 1 л розчину.

Молярну концентрацію розчину обчислюють за формулою:

$$C = \frac{\nu_{P.P.}}{V_{P-НУ}} = \frac{m_{P.P.}}{M_{P.P.} \cdot V_{P-НУ}}$$

де C – молярна концентрація розчину, моль/л;

$\nu_{P.P.}$ – кількість речовини, розчиненої в розчині, моль;

$V_{P-НУ}$ – об'єм розчину, л;

$m_{P.P.}$ – маса розчиненої речовини, г;

$M_{P.P.}$ – молярна маса розчиненої речовини, г/моль.

Молярність розчину позначають літерою **M**. Наприклад, розчин з концентрацією розчиненої речовини 2 моль/л прийнято позначати **2M** («двомолярний»).

Концентрація розчину і способи її

вираження

Молярна концентрація еквівалента (стара назва – нормальна концентрація) показує, скільки молів еквівалента розчиненої речовини міститься в 1 л розчину.

Молярну концентрацію еквівалента обчислюють за формулою:

$$C_H = \frac{v_{E_{P.P.}}}{V_{P-HY}} = \frac{m_{P.P.}}{E_{P.P.} \cdot V_{P-HY}}$$

де C_H – молярна концентрація еквівалента розчину, моль/л;

$v_{E_{P.P.}}$ – кількість речовини еквіваленту, розчиненої в розчині, моль;

V_{P-HY} – об'єм розчину, л;

$m_{P.P.}$ – маса розчиненої речовини, г;

E – молярна маса еквіваленту розчиненої речовини, г/моль

Концентрація розчину і способи її

вираження

Молярна концентрація показує, скільки моль розчиненої речовини міститься в 1 кг розчинника.

Молярну концентрацію обчислюють за формулою:

$$C_m = \frac{\nu_{P.P.}}{m_{P-KA}} = \frac{m_{P.P.}}{M_{P.P.} \cdot m_{P-KA}}$$

де C_m – молярна концентрація розчину, моль/кг;

$\nu_{P.P.}$ – кількість речовини, розчиненої в розчині, моль;

m_{P-KA} – маса розчинника, кг;

$m_{P.P.}$ – маса розчиненої речовини, г;

Колігативні властивості розчинів

Колігативні властивості розчинів

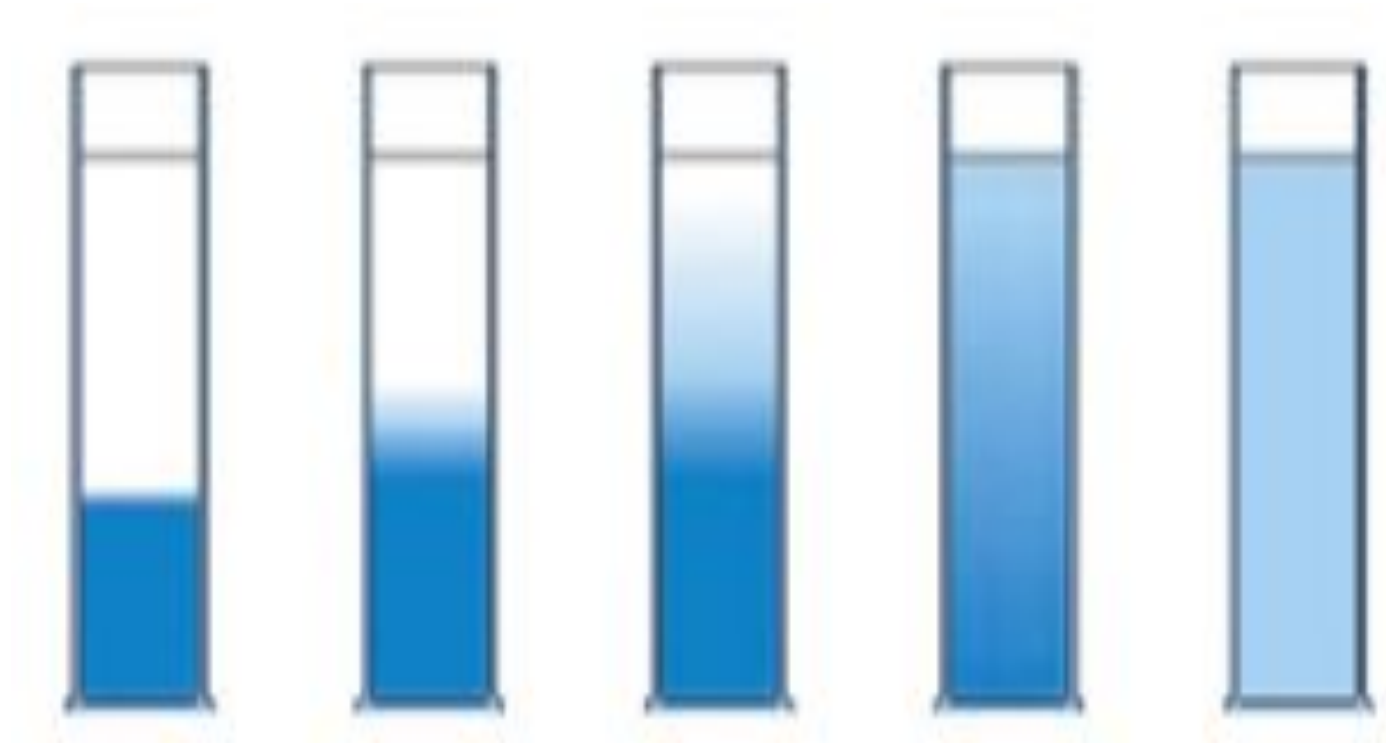
Колігативні властивості розчинів – це властивості розчинів, які залежать лише від їхньої концентрації і не залежать від природи розчиненої речовини.

До колігативних властивостей відносяться

- дифузія;
- осмос;
- зменшення тиску насиченої пари над розчином;
- зниження температури замерзання розчину порівняно з чистим розчинником;
- підвищення температури кипіння розчину порівняно з чистим розчинником.

Колігативні властивості розчинів

Дифузія – це процес довільного вирівнювання концентрації розчинів за рахунок теплового руху молекул шляхом двостороннього проникнення молекул розчинника і розчиненої речовини.



Колігативні властивості розчинів

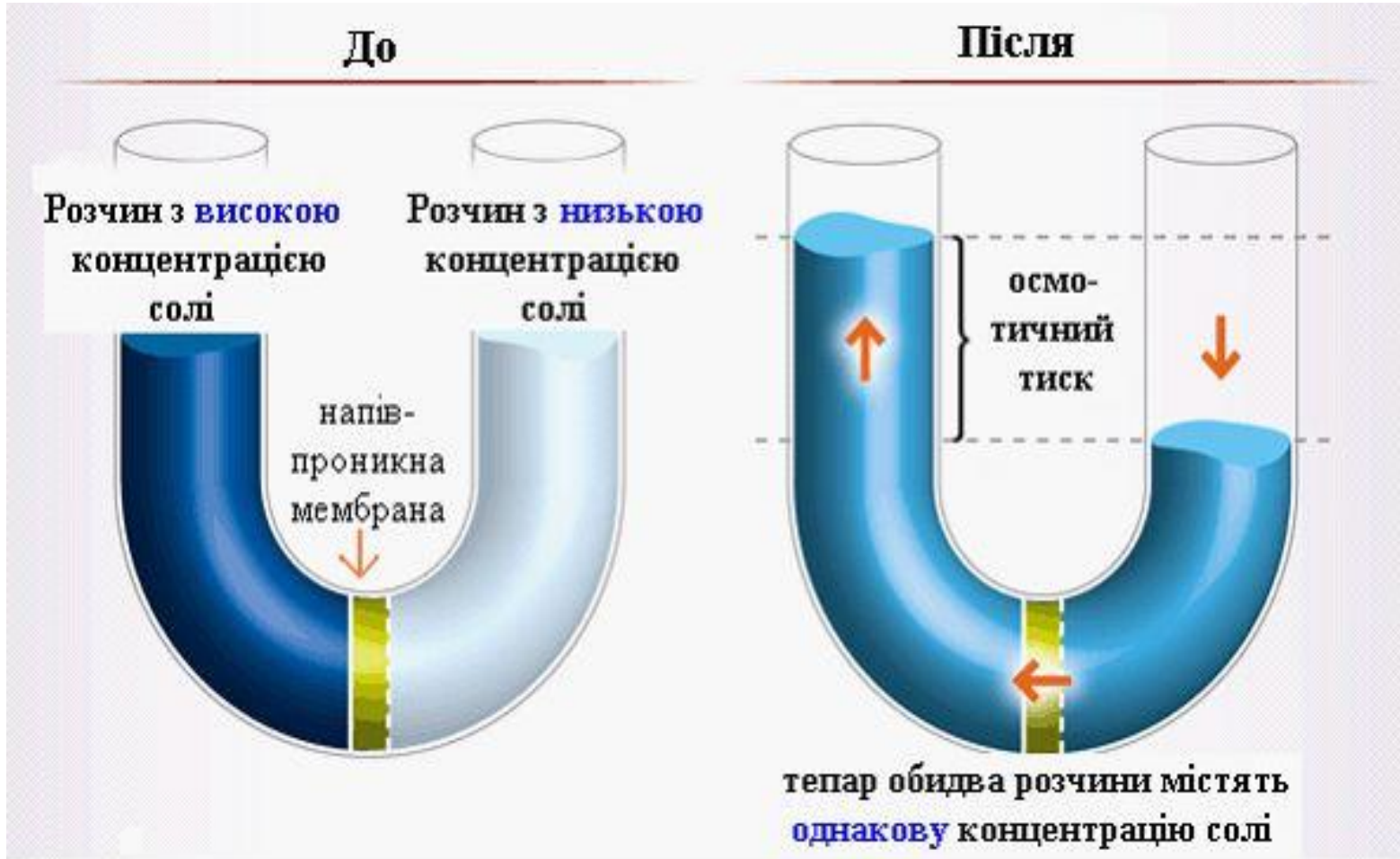
Осмо́с – це процес односторонньої дифузії молекул розчинника через напівпроникну мембрану з менш концентрованого у більш концентрований розчин.

Напівпроникність мембрани полягає у її здатності пропускати молекули розчинника і затримувати молекули розчиненої речовини.

Завдяки осмосу на поверхню мембрани чиниться додатковий тиск, який називають **осмотичним**.

Колігативні властивості

Осмоз продовжується до вирівнювання концентрації розчинів по обидві сторони мембрани.



Чисельно осмотичний тиск дорівнює тому додатковому зовнішньому тиску, який потрібно прикласти до розчину, щоб припинити осмос.

Закон осмотичного тиску Вант-Гоффа:

осмотичний тиск чисельно дорівнює тиску, який мала б розчинена речовина, якби вона при тій самій температурі перебувала у газоподібному стані і займала об'єм, рівний об'єму розчину:

$$\pi = CRT$$

де π – осмотичний тиск розчину, *кПа*;

C – молярна концентрація розчину, *моль/л*;

T – абсолютна температура, *К*;

R – універсальна газова стала, $R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$.

Колігативні властивості

Розчинів відіграє дуже велику роль у життєдіяльності живих організмів, оскільки стінки клітин біологічних тканин мають властивості мембран. З ним пов'язані процеси:

- обміну речовин у клітинах, засвоєння поживних речовин і виведення продуктів обміну речовин

Всі біологічні рідини є водними розчинами багатьох мінеральних і органічних речовин. Вони мають певний осмотичний тиск, який підтримується на відносно сталому рівні. Навіть невеликі зміни осмотичного тиску викликають відчуття дискомфорту. У процесі регуляції осмотичного тиску в організмі людини беруть участь органи виділення, головним чином нирки і потові залози. Завдяки їх фізіологічній дії вода, що надходить в організм, і продукти метаболізму виводяться із сечею та потом, не спричинюючи суттєвих змін осмотичного тиску.

- живлення рослин, переміщення води і поживних речовин від кореня по стовбуру і стеблах рослин

Два розчини, які мають однаковий осмотичний тиск, називають ізотонічними. Наприклад, ізотонічними будуть плазма крові і 0,9%-ний розчин натрій хлориду, так званий фізіологічний розчин.

Колігативні властивості

розчинівкої температури між речовиною у рідкому (твердому) і газоподібному стані встановлюється певна рівновага, яку називають **станом насиченої пари**. Цей стан характеризується певним **тиском насиченої пари** — тиском пари, яка перебуває в рівновазі з рідиною або твердим тілом при даній температурі. Тиск насиченої пари розчинника залежить від температури і частки цього



Розчини мають менший тиск насиченої пари, меншу температуру замерзання і більшу температуру кипіння, ніж чистий розчинник. Залежність між цими властивостями розчинів та їх концентрацією визначають **перший та другий закони**

Колігативні властивості розчинів

Перший закон Рауля: відносне пониження тиску насиченої пари над розчином порівняно з чистим розчинником дорівнює мольній частці розчиненої речовини:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N$$

де P_0 – тиск насиченої пари над чистим розчинником;

P – тиск насиченої пари над розчином.

N – мольна частка розчиненої речовини у розчині.

Колігативні властивості

розчинів

3
1

Тиск насиченої пари над розчином визначає їхню температуру кипіння і замерзання. Рідина закипає за температури, при якій тиск насиченої пари над нею стає рівним зовнішньому (атмосферному) тиску, і замерзає за температури, при якій тиск насиченої пари над нею стає рівним тиску насиченої пари над цією речовиною у твердій фазі. Оскільки тиск насиченої пари над розчином нелеткої речовини менший, ніж над чистим розчинником, то розчин буде закипати при більш високій температурі, а замерзати при більш низькій температурі, ніж чистий розчинник:

$$\Delta t_K = t_{K(P-H)} - t_{K(P-K)}$$

$$\Delta t_3 = t_{3(P-K)} - t_{3(P-H)}$$

де Δt_K – підвищення температури кипіння розчину;

Δt_3 – пониження температури замерзання розчину;

t_K – температура кипіння;

t – температура замерзання

Колігативні властивості

3
2

Другий закон Рауля: зменшення температури замерзання розчину і збільшення його температури кипіння порівняно з чистим розчинником прямо пропорційне молярній концентрації розчину:

$$\Delta t_K = K_E \cdot C_m; \quad \Delta t_3 = K_K \cdot C_m$$

де Δt_K – підвищення температури кипіння розчину;

Δt_3 – зменшення температури замерзання розчину;

C_m – молярна концентрація розчину, моль/кг;

K_E – ебуліоскопічна константа розчинника;

K_K – кріоскопічна константа розчинника.

Ебуліоскопічна і кріоскопічна константи показують зміну температури кипіння або замерзання розчину порівняно з чистим розчинником для одномолярного розчину. Значення K_E і K_K не залежать від концентрації розчину і природи розчиненої речовини, а визначаються лише природою розчинника. Так, наприклад, для води $K_K = 1,86$, а $K_E = 0,53$; для бензену $K_K = 5,14$, а $K_E = 2,57$ і т. д.

Колігативні властивості розчинів



Властивість розчинів замерзати при більш низькій температурі, ніж чистий розчинник, використовують при виготовленні **антифризів** та охолоджуючих сумішей. Наприклад, суміш 100 г снігу та 33 г кухонної солі $NaCl$ замерзає при $-21,0\text{ }^{\circ}\text{C}$, а 66,7%-ний водний розчин етиленгліколю замерзає при температурі $-75\text{ }^{\circ}\text{C}$. Тому антифризи використовують для охолодження циліндрів двигунів під час експлуатації їх у зимовий період.