

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

7

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 багатокomпонентні термодинамічно стійкі однофазні системи змінного складу



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 (стапль)

Загальна характеристика

9

розчинів найбільше 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

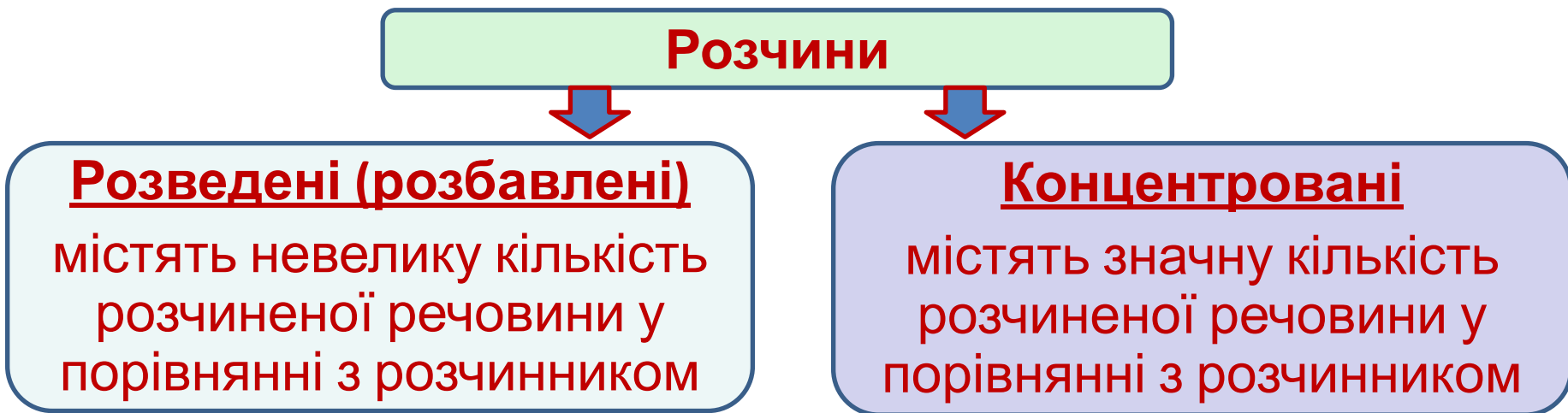
розчинник – вода

Неводні

розчинники – спирти, бензен тощо

Загальна характеристика розчинів

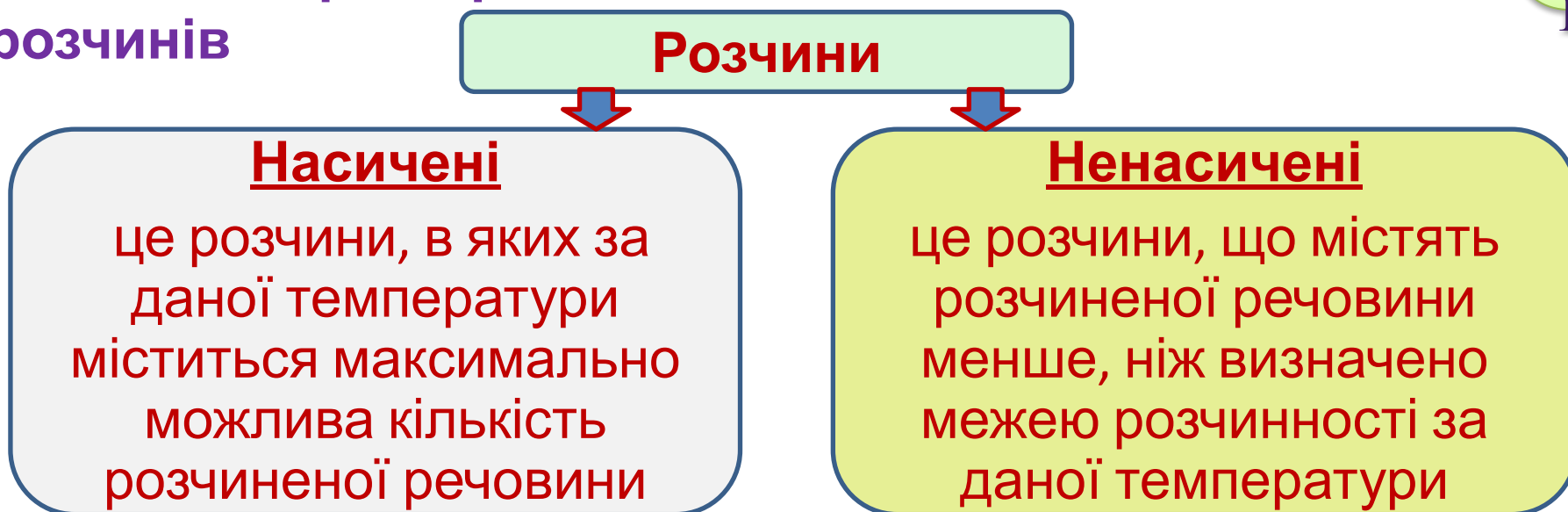
За співвідношенням між кількістю розчиненої речовини і розчинника розрізняють



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

Загальна характеристика розчинів

1
1



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

Розчинність – це здатність речовини розчинятися 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

1
2

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

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

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

1
5

Результативний 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 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 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

1
7

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:

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

де ω – масова частка розчиненої речовини у розчині;

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

m_{P-HY} – 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, ..., 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:

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

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

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

V_{P-HY} – 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:

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

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

$\nu_{E.P.P.}$ – 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

Моляльна концентрація показує, скільки молів розчиненої речовини міститься в 1 кг розчинника.

Моляльну 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 – моляльна 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

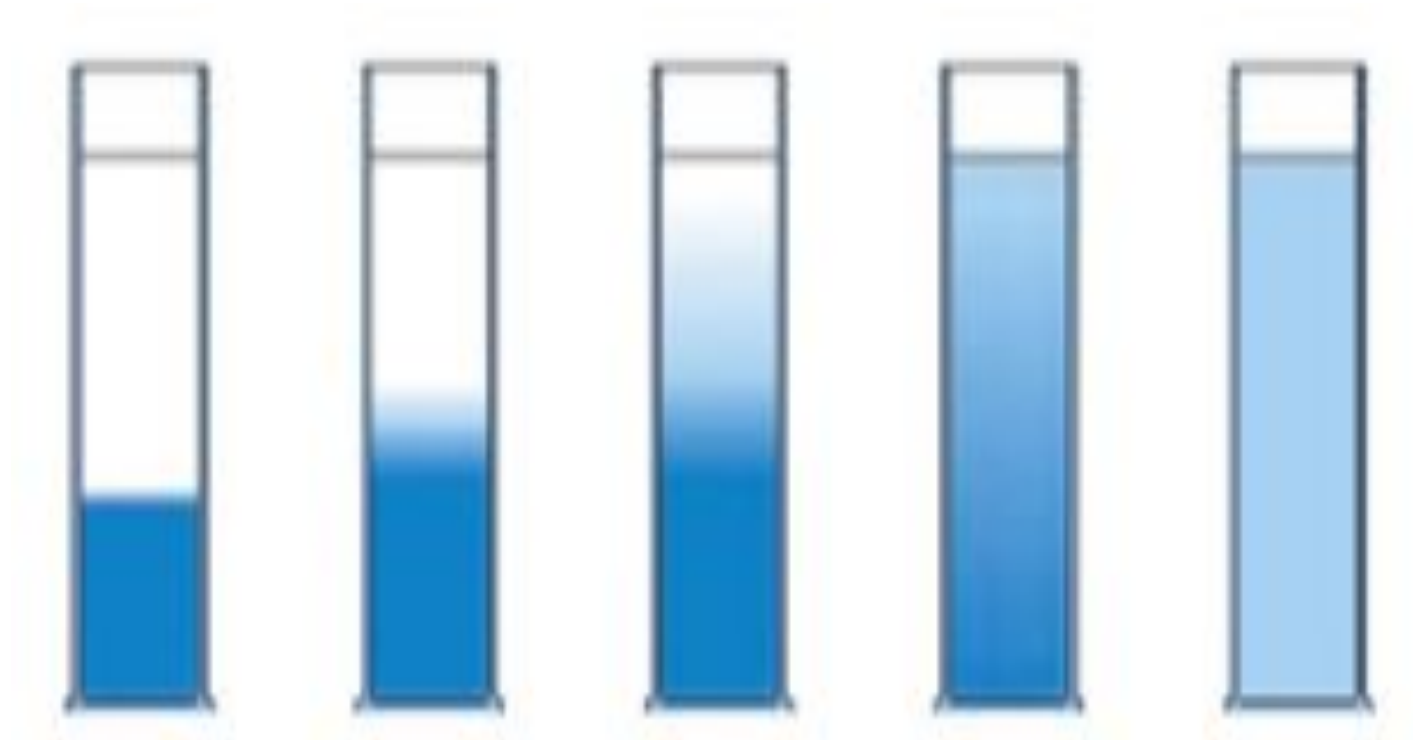
Колігативні властивості розчинів – це властивості розчинів, які залежать лише від їхньої концентрації і не залежать від природи розчиненої речовини.

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.



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.

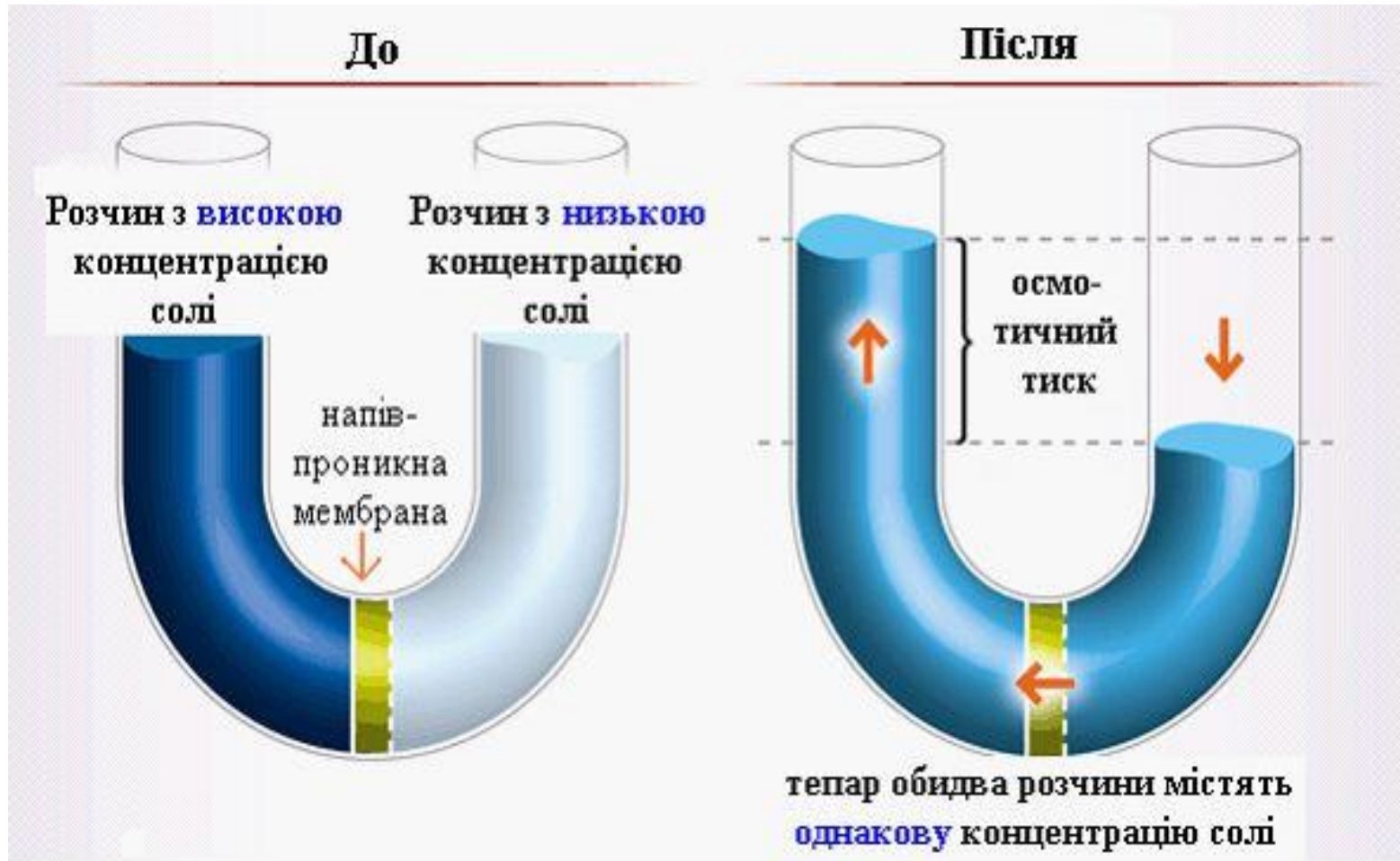
Завдяки осмосу на поверхню мембрани чиниться додатковий тиск, який називають **осмотичним**.

Колігативні властивості

розчинів

Осмоз продовжується до вирівнювання концентрації розчинів по обидві сторони мембрани.

2
6



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, K ;

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

Колігативні властивості

Осмос 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

розчинів

В певній температурі 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_3 – 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.