

ЛЕКЦІЯ 4 РОЗЧИНИ. РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ.

План

1. Вступ.
2. Розчини: визначення, класифікація.
3. Способи вираження кількісного складу розчинів.
4. Колігативні властивості розчинів.
5. Розчинення та розчинність.

1. ВСТУП. РОЗЧИНИ: ВИЗНАЧЕННЯ, ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ.

Безліч хімічних реакцій, перебіг яких забезпечує життєдіяльність організму людини відбувається в рідких середовищах, які є розчинами. В них універсальним розчинником є вода, а розчиненими речовинами – як електроліти (солі, кислоти), так і неелектроліти (амінокислоти, білки, вуглеводи тощо).

Також показник вмісту води та його залежність від віку, статі, фізіологічного стану тощо в людському організмі (середні показники вмісту води становлять: у тілі новонародженої дитини -80%, у дорослих чоловіків – 60%, у жінок – 55%) переконливо свідчить, про необхідність та значення водних розчинів для забезпечення функціонування нашого організму. Цілком природно, що значна частина лікарських форм, що застосовуються у медичній практиці як для внутрішнього введення, так і для зовнішнього використання є водними розчинами. Отже, майбутньому лікареві варто знати і розуміти певні закономірності та закони процесів утворення розчинів, їх властивостей, способів вираження кількісного складу. Цим питанням і буде присвячено другу й третю лекції.

2. РОЗЧИНИ:ВИЗНАЧЕННЯ, КЛАСИФІКАЦІЯ.

Розчин – це гомогенна система змінного складу.

Розчини містять декілька компонентів, саме: **розчинник, розчинену речовину** (одну або переважно декілька, якщо йдеться про розчини у живих організмах) та продукти їх взаємодії. Розчинником вважають речовину, вміст якої у розчині найбільший, крім того, якщо у розчині є вода, то її, незалежно від вмісту, вважають розчинником (гомогенну систему у 100 г якої міститься 70 г етилового спирту та 30 г води розглядають як 70% розчин етилового спирту у воді, а не 30% розчин води у спирті).

Розчини належать до рівноважних однорідних систем. Відмінною ознакою істинних розчинів є відсутність поверхні поділу, що зумовлює їх прозорість й високу стійкість, тому вони самочинно не розділяються на складові частини протягом тривалого часу.

Розчини мають як спільні риси з механічними сумішами і хімічними сполуками, так і відмінності від них. Подібно до механічних сумішей розчини мають змінний склад, але на відміну від них розчин неможливо розділити на компоненти простими фізичними методами (фільтруванням, відстоюванням тощо). Останнє цілком справедливо і для хімічних сполук, які здебільшого характеризуються сталим складом.

Розчини прийнято класифікувати за різними ознаками:

1 - за агрегатним станом (рідкі, тверді, газоподібні);
 2- за типом розчинника (водні та неводні);
 3 – за типом розчиненої речовини (розчини неелектролітів та електролітів);
 4 – за концентрацією розчиненої речовини (розведені та концентровані);
 5 – за насиченістю розчину розчиненою речовиною (насичені, ненасичені, пересичені). Детальніше цей вид класифікації розчинів буде описано нижче при розгляді 5 питань лекції.

Наприклад, залежно від агрегатного стану розчини поділяються на три групи, кожна з яких має свої особливості.

1. **Газоподібні розчини** – це суміш газів, що не взаємодіють між собою (рис.1а), наприклад, повітря (суміш N_2 , O_2 , CO_2 та ін.), природний газ.



Рис. 1 – Агрегатний стан розчинів: а) газоподібний; б) рідкий

2. **Рідкі розчини** – це однофазні гомогенні системи (рис.1б), що утворюються при розчиненні газоподібних, рідких або твердих речовин у рідкому розчиннику, роль яких можуть відігравати неорганічні речовини (найчастіше – це вода, рідкий амоніак, безводна сульфатна чи оцтова кислоти) або органічні сполуки (метанол спирти, ацетон, бензен, тетрахлорометан тощо).

У рідких розчинах відбувається більшість реакцій завдяки створюванню сприятливих умов для переміщення і зближення молекул. Чільне місце серед рідких розчинів посідають системи, в яких розчинником є вода, оскільки саме в них відбуваються біологічні, геологічні, хімічні і технологічні процеси (добування кислот, солей, лугів). Усі природні води є розчинами. Поширеність розчинів зумовлена тим, що процес розчинення є самочинним, тому знайти хімічно чисті речовини у природних умовах або приготувати їх у лабораторії дуже важко.

3. **Тверді розчини**, які можуть утворюватися солями, металами чи оксидами. Тверді розчини поділяються на два тип. Прикладами твердих розчинів є сплави (сталь можна розглядати як твердий розчин вуглецю у залізі).

3. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КІЛЬКІСНОГО СКЛАДУ РОЗЧИНІВ.

Важливою кількісною характеристикою розчинів вважається їх концентрація.

Концентрація розчинів – це величина, що характеризує кількість розчиненої речовини, яка міститься у певній кількості розчину або припадає на певну кількість розчинника.

Для якісної оцінки концентрації розчину використовують терміни: *розведений* і *концентрований*, однак межі між ними досить умовні. Для точного вираження концентрації розчину застосовують декілька способів.

1. Масова частка W (ω) – це величина, яка визначається відношенням маси розчиненої речовини ($m_{\text{реч}}$) до маси усього розчину ($m_{\text{розч}}$) і вимірюється у частках одиниці:

$$w = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{розч}}} \quad (3.1)$$

Однак іноді масову частку виражають у відсотках – у цьому випадку її можуть називати відсотковою концентрацією, або масовою часткою у відсотках:

$$w = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{розч}}} \cdot 100\% \quad (3.2)$$

З формули 3.2 зрозуміло, що масова частка показує, яка маса розчиненої речовини $m_{\text{реч}}$ міститься у 100г розчину.

2. Молярна концентрація, або молярність C_M – це величина, що дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини ($\nu_{\text{реч}}$) до об'єму розчину ($V_{\text{розч}}$), вимірюваному в літрах:

$$C_M = \frac{\nu_{\text{реч}}}{V_{\text{розч}}} \quad (3.3) \quad \Rightarrow \quad C_M = \frac{\nu_{\text{реч}}}{V_{\text{розч}}} = \frac{m_{\text{реч}}}{M_{\text{реч}} \cdot V_{\text{розч}}}$$

Молярність розчину виражається у [моль/л], але замість цієї розмірності дозволено позначати її великою літерою M , наприклад, записи 2моль/л H_2SO_4 і 2M H_2SO_4 є рівноцінними. Вони вказують на розчин сульфатної кислоти, у одному літрі якого міститься 2моль H_2SO_4 . Розчини, в 1л яких міститься 0,1моль і 0,01моль розчиненої речовини називаються відповідно *децимолярними* і *сантимолярними*.

3. Молярна концентрація еквівалента, нормальна концентрація, або нормальність C_N – це величина, що визначається відношенням кількості еквівалентів ($n_{\text{екв}}$) розчиненої речовини до об'єму розчину ($V_{\text{розч}}$), вимірюваному в літрах:

$$C_N = \frac{n_{\text{екв}}}{V_{\text{розч}}} \quad (3.4) \quad ; \quad n_{\text{екв}} = \frac{m_{\text{реч}}}{M_{\text{реч}}}, \text{ де } M_{\text{екв}}\text{-молярна маса еквіваленту речовини}.$$

Молярна концентрація еквівалента, або *нормальна концентрація*, виражається у [моль-екв/л], чи просто [моль/л]. По аналогії з молярною концентрацією нормальність позначають буквою N , наприклад, запис 0,25N тотожний запису 0,25моль-екв/л. Розчини називають *деци-* і *сантинормальними*, якщо вони містять відповідно 0,1моль і 0,01моль еквівалентів розчиненої речовини в одному літрі.

Зверніть увагу, що *еквівалентом* називається така реальна або умовна частинка речовини, яка в реакціях може заміщувати, приєднувати або вивільняти 1 атом чи 1 йон Гідрогену.

Значення нормальності та молярності збігаються для одноосновних кислот (HNO_3 , HCl , CH_3COOH), однокислотних основ (KOH , NaOH , NH_4OH) і солей, утворених цими основами і кислотами. Якщо кислота, наприклад, трьохосновна, то її нормальність у три рази більша за молярність.

Приклади розрахунку молярної маси еквіваленту речовини.

Приклад 1 - Розрахунок еквівалентної маси основи.

$$m_{\text{екв}}(\text{Me}(\text{OH})_x) = \frac{M(\text{Me}(\text{OH})_x)}{x}, \text{ де } x - \text{кислотність основи, яка дорівнює кількості OH-груп.}$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2)_{\text{екв}} = \frac{M(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{2} = \frac{74}{2} = 37(\text{г/моль-екв})$$

Приклад 2 Розрахунок еквівалентної маси кислоти.

$m_{\text{екв}}(\text{H}_x\text{An}) = \frac{M(\text{H}_x\text{An})}{x}$, де x - основність кислоти, яка, як правило, для неорганічних кислот дорівнює кількості H .

$$M_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{3} = \frac{98}{3} = 32,67(\text{г/моль-екв})$$

Приклад 3 Розрахунок еквівалентної маси солі.

$m_{\text{екв}}(\text{Me}_x\text{An}_y) = \frac{M(\text{Me}_x\text{An}_y)}{z}$, де z - добуток заряду катіону металічного елемента на його індекс.

$$M_{\text{екв}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{z(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)} = \frac{342}{6} = 57(\text{г/моль-екв})$$

За допомогою нормальної концентрації можна виразити випадок застосування **закону еквівалентів** щодо реакцій у розчинах:

взаємодія між розчинами відбувається в об'ємних співвідношеннях, обернено пропорційних їх нормальностям (молярним концентраціям еквівалентів):

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{N_2}{N_1}, \text{ або } N_1V_1 = N_2V_2.$$

Цей вираз дозволяє робити певні обчислення і за відомими даними однієї сполуки знаходити невідому величину (N чи V) іншої, з якою перша сполука пов'язана стехіометричним співвідношенням, наприклад:

$$N_2 = \frac{N_1 \cdot V_1}{V_2} \quad \text{і} \quad V_2 = \frac{N_1 \cdot V_1}{N_2}.$$

4. Молярна концентрація, або молярність C_m – це величина, яка визначається відношенням кількості розчиненої речовини ($\nu_{\text{реч}}$) до маси розчинника ($m_{\text{розч-ка}}$), виміряної у кілограмах:

$$C_m = \frac{\nu \cdot 1000}{m_{\text{розч-ка}}}.$$

Отже, молярність показує число молів розчиненої речовини, що приходить на 1 кг (1000г) розчинника, тому вона виражається у [моль/кг]. Як правило, у більшості стехіометричних розрахунків кількість речовини (ν) звичайно вимірюють у г/моль, а масу розчинника ($m_{\text{розч-ка}}$) – у грамах, тому для приведення молярної концентрації до відповідної розмірності у числівнику рівняння (8/7) необхідно ставити число 1000. Якщо ж маса розчинника буде вимірюююю у кг, тоді домножувати числівник на 1000 не потрібно.

5. Мольна частка χ – це величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини n_1 до загальної кількості всіх речовин у розчині (тобто суми числа молів розчиненої речовини n_1 і числа молів розчинника n_2). Раніше мольна частка позначалася великою літерою **N**, але в останній час уведене нове позначення – грецькою буквою χ , тому необхідно брати до уваги обидва варіанти:

$$\chi = N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

5. Титр T – це величина, що визначається відношенням маси розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$T = \frac{m_{\text{реч}} \cdot 1000}{V_{\text{розч}} (\text{л})} \quad (3.5)$$

Інакше кажучи, титр показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в 1мл розчину, тому вимірюється в [г/мл]. Відносно формули (3.5) слід зауважити, що множник 1000 у числівнику вводиться у тому випадку, коли об'єм розчину виражений у літрах.

4 КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ.

Загальними, або **колігативними** є такі властивості розчинів, які залежать лише від їх концентрації та природи розчинника і не залежать від складу розчинених речовин.

Колігативні властивості можуть повною мірою виявлятися тільки в ідеальних розчинах.

Ідеальним називається розчин, в якому не відбувається хімічної реакції між компонентами, а сили міжмолекулярної взаємодії між усіма молекулами однакові.

Утворення ідеальних розчинів не супроводжується тепловим ефектом ($\Delta H=0$) і кожний компонент поводить у такому розчині незалежно від інших компонентів. До ідеальних розчинів за своїми властивостями наближаються лише дуже розведені розчини неелектролітів.

До колігативних властивостей належать такі:

- зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином;

- зниження температури замерзання розчину;
- підвищення температури кипіння розчину;
- осмотичний тиск розчину.

Для опису стану речовини та її фазових перетворень звичайно користуються змінними – тиском P і температурою T , за допомогою яких зображують криві рівноваги при фазових переходах сполуки. Діаграма, побудова у таких змінних, називається *діаграмою стану* (рис.2), вона дозволяє визначити, які фазові переходи відбуваються під час тих чи інших процесів. Кожній точці на діаграмі відповідає певний рівноважний стан.

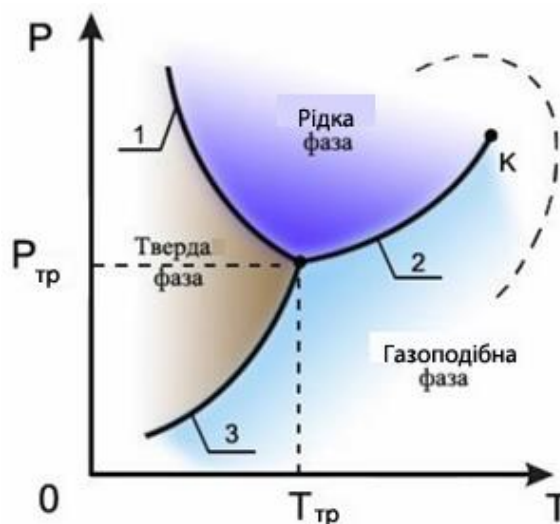


Рис. 2 – Діаграма стану речовини, що характеризує залежність тиску насиченої пари від температури: 1 – крива плавлення, 2 – крива випаровування, 3 – крива возгонки (або сублімації); К – критична точка, в якій зникають відмінності між рідкою та газоподібною фазами речовини; $P_{тр}$ і $T_{тр}$ – координати потрійної точки, в якій речовина одночасно може перебувати у трьох агрегатних станах

ЗАКОН РАУЛЯ

Будь-яка рідина, що знаходиться у відкритій посудині, поступово зменшує свій об'єм завдяки випаровуванню: молекули рідини переходять у газову фазу і віддаляються від поверхні. Однак, якщо рідина перебуває в закритій посудині (рис.3), то внаслідок випаровування молекули накопичуються над поверхнею (рис. 3б), а частина з них – піддається зворотному процесу – конденсації і повертається в рідину (рис.3а). В деякий момент встановлюється динамічна рівновага між процесами випаровування і конденсації – отже, пара стає *насиченою*.

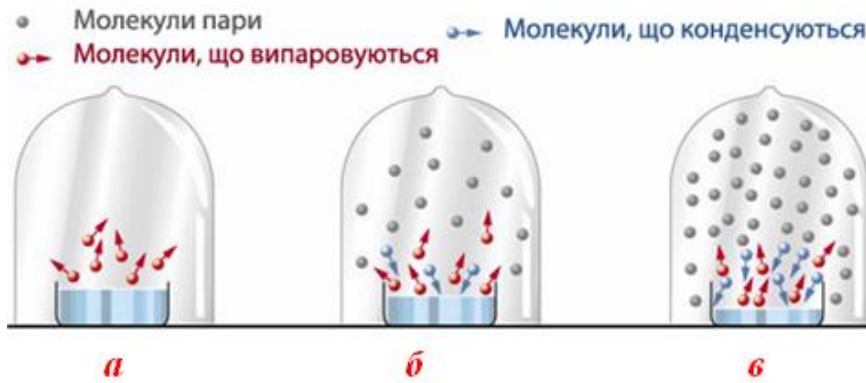


Рис. 3 – Утворення насиченої пари

При сталій температурі тиск насиченої пари чистої рідини (розчинника) – величина постійна. Але досвід свідчить, що при розчиненні у цій рідині якоїсь іншої речовини тиск насиченої пари завжди знижується. Це пояснюється тим, що молекули розчиненої нелеткої речовини перешкоджають випаровуванню з розчину молекул розчинника (рис.4), оскільки, по-перше, зв'язують певну кількість молекул розчинника на утворення сольватів і, по-друге, займають частину поверхні, зменшуючи площу випаровування.

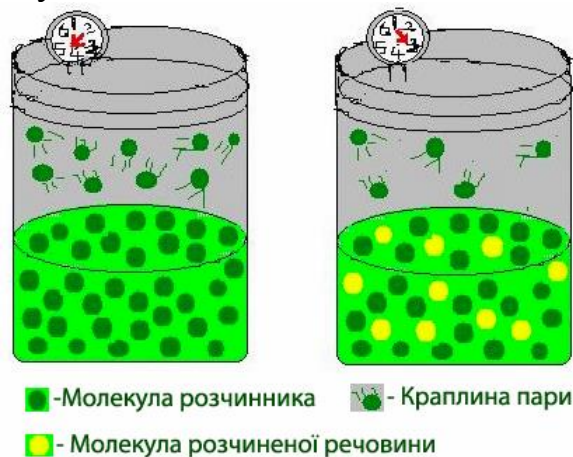


Рис. 4 – Кількість молекул розчинника, що випаровуються з розчину, менше у порівнянні з чистим розчинником, тому тиск насиченої пари у посудині з розчином нижчий, ніж у посудині з чистим розчинником

На діаграмі фазового стану тиск насиченої пари над чистим розчинником А у широкому інтервалі температур дає певну криву (рис.5). Однак при вимірюванні тиску насиченої пари розчинів A_1 і A_2 , концентрації розчинених речовин в яких складають відповідно C_1 і C_2 , криві на діаграмі тиск-температура будуть розташовуватися нижче кривої, що відносилася до чистого розчинника А (рис.5).

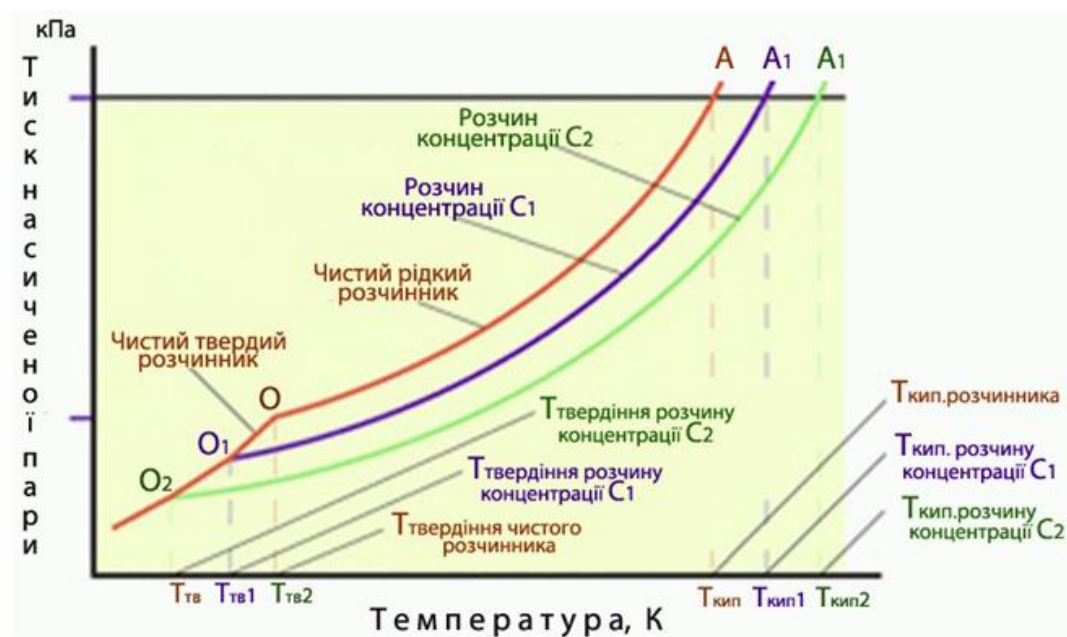


Рис. 5 – Залежність тиску насиченої пари над чистим розчинником А і над розчинами А₁ і А₂, концентрації розчинених речовин в яких складають відповідно С₁ і С₂

Отже, за умов сталої температури тиск насиченої пари розчинника над розчином менший, ніж над чистим розчинником. При цьому зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином тим помітніше, чим вища концентрація розчину. Ця залежність виражається) **законом Рауля:**

зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином пропорційне мольній частці нелеткої розчиненої речовини

$$P_A^0 - P_A = \Delta P_A = P_A^0 \chi_B,$$

де P_A^0 і P_A – тиск насиченої пари розчинника А відповідно над чистим розчинником і над розчином, ΔP_A – зниження (або *депресія*) тиску насиченої пари; χ_B – мольна частка розчиненої речовини В.

Враховуючи, що мольна частка дорівнює $\chi_B = n_B / (n_A + n_B)$, тому рівняння можна представити у вигляді:

$$P_A^0 - P_A = P_A^0 \frac{n_B}{n_A + n_B} \quad (4.1) \quad \text{або} \quad \frac{P_A^0 - P_A}{P_A^0} = \frac{n_B}{n_A + n_B} = \chi_B \quad (4.2)$$

звідки видно, що *відносне зниження тиску*, яке позначається виразом $(P_A^0 - P_A) / P_A^0$, дорівнює мольній частці розчиненої речовини.

З рівнянь (4.1 та 4.2) випливає, що *зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином не залежить від природи розчиненої речовини, а зумовлюється лише її концентрацією.*

Зважаючи на те, що кількість розчиненої речовини дорівнює відношенню її маси до молярної маси ($n_B = m_B / M_B$), можна перетворити рівняння (4.1)

$$\Delta P_A = P_A^0 \frac{m_B / M_B}{n_A} \quad (4.3)$$

і знайти молярну масу розчиненої речовини:

$$M_B = \frac{P_A^0 \cdot m_B}{\Delta P_A \cdot n_A} \quad (4.4)$$

Тиск насиченої пари розчинника над розчином впливає на температури кипіння і замерзання розчинів (рис.6). Тому зменшення цього тиску спричиняє підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання розчину порівняно з відповідними температурами для чистого розчинника.

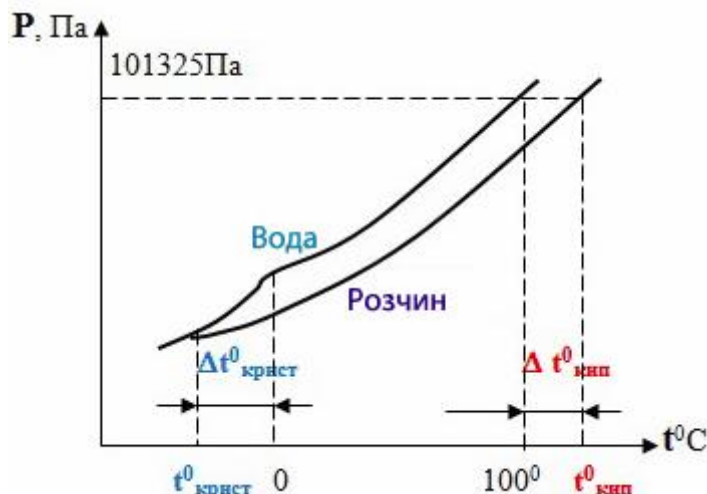


Рис. 6 – Криві залежності тиску насиченої пари на чистою водою і над водним розчином

Підвищення температури кипіння розчину зумовлюється тим, що кипіння відбувається за умови, коли тиск насиченої пари розчинника над розчином стає рівним атмосферному тиску. А це трапляється при температурі, вищій, ніж температура кипіння чистого розчинника. Аналогічно і зниження температури замерзання зумовлюється нижчим тиском насиченої пари розчинника над розчином, ніж над чистим розчинником. Ця залежність встановлюється **є наслідком законом Рауля:**

підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання розчину прямо пропорційне молярній концентрації розчиненої речовини:

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_E \cdot C_m, \quad (4.5)$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_K \cdot C_m, \quad (4.6)$$

де C_m – молярна концентрація, що показує кількість речовини ν , розчиненої у 1кг розчинника; K_E і K_K – відповідно *ебуліоскопічна і кріоскопічна константи*, які визначаються природою розчинника і не залежать від складу та концентрації розчиненої речовини. Фізичний зміст цих сталих впливає з рівнянь (4.5) і (4.6) при розгляданні випадку, коли $C_m=1\text{моль/1кг}$. Тоді K_E і K_K чисельно дорівнюють відповідно підвищенню температури кипіння і зниженню температури замерзання одномолярних розчинів порівняно з температурою кипіння і температурою замерзання чистого розчинника. Ебуліоскопічну K_E і кріоскопічну K_K константи вимірюють у градусах, їх значення для різних розчинників наводяться у довідниках (табл.1 і 2).

Таблиця 1 – Температури замерзання $T_{\text{замерз}}, ^\circ\text{C}$ (твердіння, кристалізації) та криоскопічні константи K_K деяких розчинників

Розчинник	$T_{\text{замерз}}, ^\circ\text{C}$	K_K	Розчинник	$T_{\text{замерз}}, ^\circ\text{C}$	K_K
Анілін	-6,0	5,87	Піридин	-42,0	4,97
Бензен	5,5	5,10	Сульфатна кислота	10,5	6,17
Вода	0	1,85	<i>n</i> -Толуїдин	43,0	5,20
Диоксан-1,4	12,0	4,70	Оцтова кислота	16,65	3,90
Камфора	178,4	39,7	Фенол	41,0	7,30
<i>n</i> -Ксилол	13,2	4,30	Тетрахлорметан	-23,0	29,80
Мурашина кислота	8,4	2,77	Циклогексан	6,5	20,20
Нафталін	80,1	6,90	Брометен (сухий)	9,98	12,50
Нітробензен	5,7	6,90	Брометен (волог.)	8,0	11,80

Таблиця 2 – Температури кипіння $T_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$ и ебуліоскопічні константи K_E деяких розчинників

Розчинник	$T_{\text{замерз}}, ^\circ\text{C}$	K_K	Розчинник	$T_{\text{замерз}}, ^\circ\text{C}$	K_K
Анілін	184,4	3,69	Сірковуглець	46,3	2,29
Ацетон	56,0	1,50	Сульфур(IV) оксид	-10,0	1,45
Бензен	80,2	2,57	Оцтова кислота	118,4	3,10
Вода	100,0	0,52	Фенол	181,2	3,60
Диетиловий етер	34,5	2,00	Хлороформ	61,2	3,88
Метилацетат	57,0	2,06	Тетрахлорметан	76,7	5,30
Метиловий спирт	64,7	0,84	Етилацетат	77,2	2,79
Нітробензен	210,9	5,27	Брометен	131,5	6,43
Піридин	115,4	2,69	Етиловий спирт	78,3	1,00

Якщо в рівняння (4.5 та 4.6) підставити вираз молярної концентрації, то можна одержати інші вирази **наслідків закону Рауля**:

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_E \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{розч-ка}}}; \quad \Delta T_{\text{зам}} = K_K \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{розч-ка}}} \quad (4.7, 4.8)$$

Користуючись рівняннями (4.7, 4.8), визначають молярну масу розчиненої речовини за даними щодо підвищення температури кипіння чи зниження температури замерзання:

$$M = \frac{K_E \cdot m \cdot 1000}{\Delta T_{\text{кип}} \cdot m_{\text{розч-ка}}}; \quad M = \frac{K_K \cdot m \cdot 1000}{\Delta T_{\text{зам}} \cdot m_{\text{розч-ка}}} \quad (4.9, 4.10)$$

Визначення молярних мас речовин за величиною підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання розчинів називається відповідно **ебуліоскопією** і **криоскопією**. Ці методи використовуються для встановлення складу сполук, визначення ступеня дисоціації електролітів, вивчення процесів полімеризації

у розчинах. Здатність розчинів замерзати при більш низькій температурі, ніж чистий розчинник, застосовується для приготування різних охолоджувальних сумішей і розчинів з низькою температурою замерзання – антифризів для циліндрів двигунів при їх експлуатації у зимовий період. Наприклад, 66,7% водний розчин етиленгліколю замерзає лише при температурі -75°C .

Також важливого значення має знання закону Рауля та його наслідків для встановлення температури зберігання лікарських препаратів у формі розчинів.

ЗАКОН ОСМОТИЧНОГО ТИСКУ

*Самочинний перехід розчинника через напівпроникну мембрану, що розділяє розчин і розчинник або два розчини різної концентрації, називається **осмосом**.*

Осмос зумовлюється різницею тиску насиченої пари розчинника над розчином і над чистим розчинником (чи більш розведеним розчином). Якщо між такими розчинами поставити напівпроникну мембрану або перегородку, яка пропускає тільки молекули розчинника і затримує молекули розчиненої речовини, то молекули розчинника дифундують крізь неї з розчинника у розчин або з більш розведеного розчину в більш концентрований (рис.7).



Рис. 7 – Осмос: схема переходу молекул розчинника через напівпроникну мембрану з більш розведеного розчин у більш концентрований

Осмотичний тиск вимірюють за допомогою простих приладів – осмометрів (рис.8), в яких внаслідок переходу молекул розчинника з розведеного розчину в концентрований збільшується висота стовпа h , а отже, і гідростатичний тиск (рис.8).

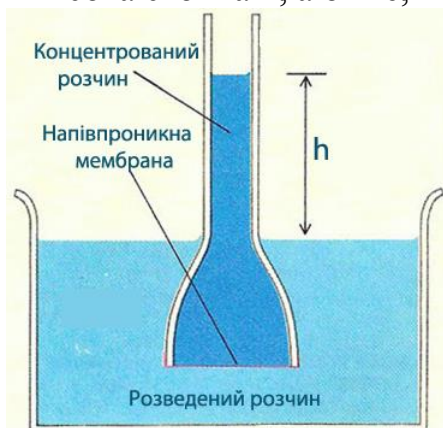


Рис. 8 – Осмометр – прилад для визначення осмотичного тиску: 1 – розчинник (вода), 2 – розчин, 3 – напівпроникна мембрана

Кількісно осмос характеризується величиною *осмотичного тиску*.

Осмотичним називається тиск, що дорівнює силі, яка припадає на одиницю площини поверхні і примушує молекули розчинника проходити через напівпроникну мембрану.

Інакше кажучи, осмотичний тиск дорівнює тиску стовпчика розчину висотою h . Він характеризує надлишковий гідростатичний тиск на розчин, відділений від чистого розчинника напівпроникною мембраною, при якому припиняється дифузія молекул розчинника у більш концентрований розчин. Цей тиск прагне зрівняти концентрації обох розчинів внаслідок зустрічної дифузії молекул розчиненої речовини і розчинника.

Осмос – процес динамічний, оскільки проникнення молекул розчинника через мембрану відбувається в обох напрямках. Динамічна рівновага встановлюється лише тоді, коли осмотичний тиск π урівноважується зовнішнім тиском P ; при цьому осмос припиняється.

Для обчислення осмотичного тиску користуються **законом Вант-Гоффа**:

Осмотичний тиск розчину чисельно дорівнює тиску, який чинила б розчинена речовина, якби вона при тій самій температурі перебувала б у газоподібному стані і займала об'єм, що дорівнює об'єму розчину.

Вант-Гофф припустив, що для осмотичного тиску можна застосувати універсальне рівняння стану ідеального газу Менделєєва-Клапейрона:

$$\pi V = nRT \text{ або } \pi = \frac{n}{V} RT \quad (4.11)$$

звідки

$$\pi = C_M RT, \quad (4.12)$$

де π – осмотичний тиск $\{[\text{Па}] = [\text{Дж}]/[\text{м}^3]\}$, C_M – молярна концентрація розчину ($C_M = n/V = m/M \cdot V$). За відомим значенням осмотичного тиску легко обчислити молярну масу речовини:

$$M = \frac{m RT}{\pi V} \quad (4.13)$$

Якщо до більш концентрованого розчину застосувати зовнішній тиск, вищий за осмотичний, тобто $P_{\text{зовн}} > \pi$, то швидкість переходу молекул розчинника із концентрованого розчину стане більшою і розчинник почне переходити у розведений розчин (або у чистий розчинник). Цей процес називається **зворотним осмосом** (рис.9), він використовується для очищення природних і стічних вод, для одержання питної води з морської води.

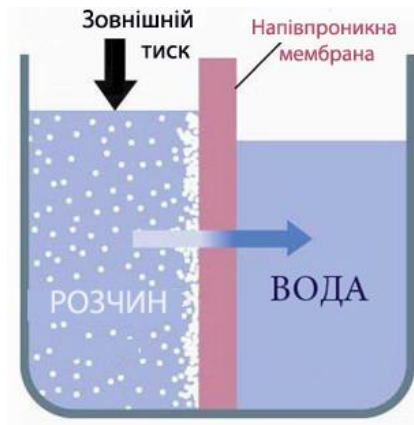


Рис. 9 – Зворотний осмос

Осмоз відіграє важливу роль у життєдіяльності тварин і рослин, оскільки клітинна плазматична мембрана є напівпроникною. Осмос зумовлює підймання води по стеблині рослин, ріст клітин та багато інших явищ, забезпечуючи надходження води у біологічні структури. Осмотичний тиск буває досить великим. Так, під дією осмотичного тиску рослинний сік дерева секвої доставляється на висоту до 100 м. Не меншу роль відіграє осмотичний тиск й у клітинах живих організмів, які містять розчини солей та інших речовин (цукру, сечовини тощо). Наприклад, середній осмотичний тиск крові при 36°C дорівнює 780 кПа.

Осмотичний тиск рідини, що контактує з клітиною, може різним чином співвідноситися з внутрішньоклітинним тиском. Якщо осмотичний тиск вищий, ніж внутрішньоклітинний, то він називається *гіпертонічним* (рис.10а). Клітини, занурені у такий розчин, починають втрачати воду, протоплазма клітини стискається і відшаровується від оболонки – це явище так званого *плазмолізу*. Розчин навколо клітини, що має менший тиск, ніж внутрішньоклітинний, називається *гіпотонічним* (рис.10б). Вода завдяки осмотичному тиску поступає у клітину, протопласт при цьому збільшується в об'ємі і натискає на жорстку клітинну стінку – це явище *тургора*. Розчини з однаковим осмотичним тиском називаються *ізотонічними* (рис.10в), вони не впливають на водний режим клітини.

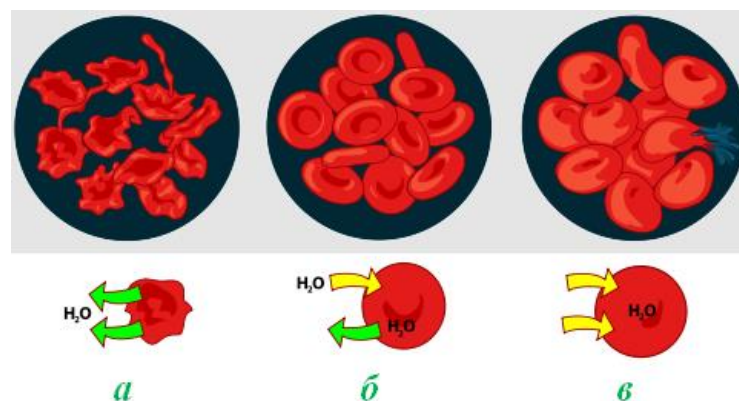


Рис. 10 – Роль осмосу при взаємодії еритроцитів з зовнішньоклітинними розчинами: а) в гіпертонічному розчині відбувається дифузія води з клітини, що зумовлює її стискання (плазмоліз); б) ізотонічний розчин врівноважує осмотичний тиск, створений клітковою рідиною; в) у гіпотонічному розчині за рахунок осмотичного тиску вода проходить всередину клітини і забезпечує тургор, але здатна призвести і до розриву клітинної стінки.

5. РОЗЧИНЕННЯ ТА РОЗЧИННІСТЬ.

Фізична теорія розчинів, засновниками якої були Вант-Гофф і Арреніус, розглядає процес розчинення як просте розподілення (диспергування) однієї речовини в усьому об'ємі іншої. Згідно з цією теорією властивості розчинів повинні залежати лише від концентрації розчиненої речовини. Відповідно до фізичної теорії, розчинник – це індиферентне середовище, в якому хаотично розподілені частинки розчиненої речовини.

Хімічна теорія розчинів, розроблена Д.І.Менделєєвим, розглядає розчин як динамічну систему, між рівноцінними компонентами якої – розчинником і розчиненою речовиною – відбувається хімічна взаємодія.

Сучасна теорія розчинів, основи якої було закладено роботами Каблукова і Кістяковського, є поєднанням фізичної і хімічної теорій. Відповідно до сучасної теорії розчинення слід вважати складною сукупністю фізико-хімічних явищ, серед яких виділяють *три основні етапи*.

- 1. Руйнування структури речовини**, що розчиняється. На руйнування хімічних і міжмолекулярних зв'язків необхідно витратити певну енергію, тому цей етап супроводжується поглинанням теплоти і зростанням ентальпії: $\Delta H_{\text{руйн}} > 0$.
- 2. Хімічна взаємодія** (рис.11а) розчинника з частинками речовини – процес так званої *сольватації* (або *гідратації*, якщо розчинником є вода). При цьому утворюються *сольвати* (або *гідрати*) – *нестійкі хімічні сполуки частинок розчиненої речовини з молекулами розчинника (або води)* (рис.11б).

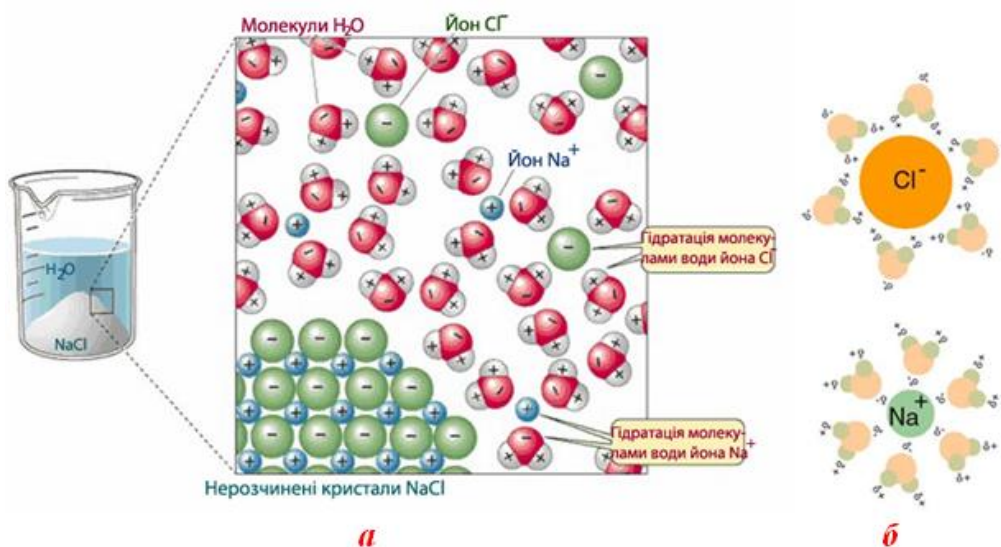


Рис. 11 – Утворення розчинів: а) схема розчинення кристалів NaCl;

б) гідратовані йони Na^+ і Cl^-

Завдяки утворенню нових зв'язків у процесі сольватації, енергія вивільняється, отже спостерігається виділення теплоти. Ентальпія системи при цьому зменшується: $\Delta H_{\text{сольв}} < 0$ (рис.12). Слід зазначити, що зменшення ентальпії системи залежить від розмірів йонів, які поддаються сольватації (рис. 13): чим меншим є радіус йона, тим сильніше він сольватується

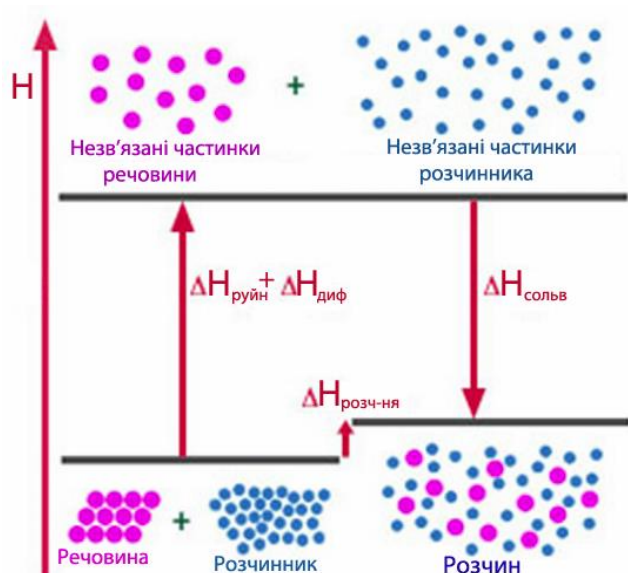


Рис. 12 – Змінення ентальпії системи при розчиненні: на руйнування хімічних зв'язків витрачається енергія, тому $\Delta H_{\text{руйн}} > 0$, а внаслідок сольватації енергія вивільняється, тому $\Delta H_{\text{руйн}} > 0$

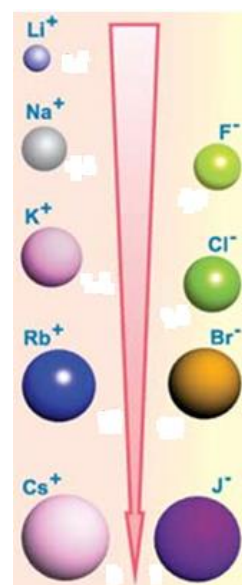


Рис. 13 – Залежність ентальпії гідратації (показана стрілкою) йонів залежно від їх розмірів

Утворення сольватів супроводжується зовнішніми ознаками, наприклад, зміненням об'єму при змішуванні етанолу $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ з водою, виділенням теплоти внаслідок розчинення H_2SO_4 у воді, зміненням забарвлення (білі кристали CuSO_4 утворюють синій розчин, сині кристали CoCl_2 – рожевий). Навіть забарвлення різних розчинів однієї сполуки відрізняються залежно від природи розчинника. Наприклад, при гідратації солі Кобальту (II) розчин набуває рожевого кольору, а при сольватації цієї ж солі в ацетоні – блакитного (рис.14). Цікаво, що при випаровуванні води-розчинника із розчину залишається рожевий осад складу $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, а при випаровуванні ацетону-розчинника – блакитний осад складу $\text{CoCl}_2 \cdot 6(\text{CH}_3)_2\text{CO}$. Це – кристалосольвати.

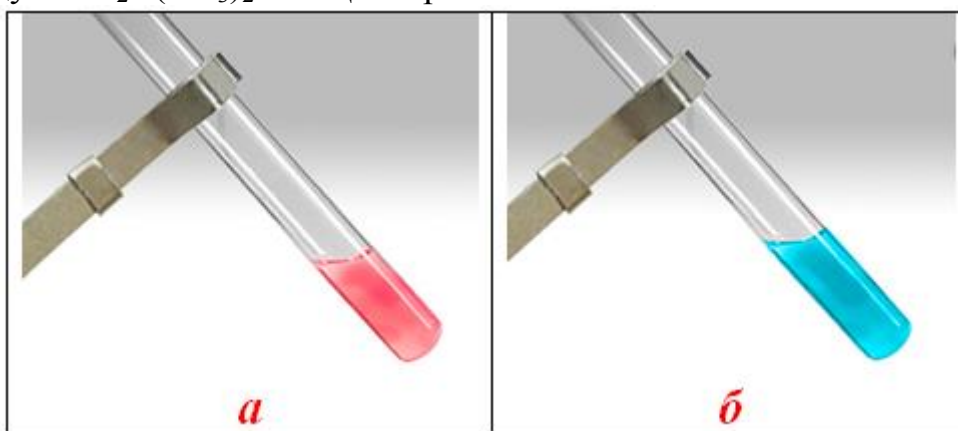


Рис. 14 – Забарвлення розчинів Кобальт (II) хлориду CoCl_2 при утворенні: а) гідратів; б) сольватів з ацетоном

Отже, існування сольватів (гідратів) у розчинах підтверджується можливістю виділення з них *твердих сполук* – **кристалосольватів**

(кристалогідратів – у випадку, коли розчинником є вода), у кристалізаційній гратці яких міститься деяка кількість молекул розчинника. Так, якщо білі кристали CuSO_4 розчинити у воді, розчин набуває синього забарвлення внаслідок утворення гідратів. При тривалому обережному нагріванні такого розчину в осад випадають кристали синього кольору складу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (купрум (II) сульфат пентагідрат - мідний купорос). Якщо нагріти цей кристалогідрат до більш високої температури, кристалізаційна вода випаровується, а у твердій фазі залишається безводний білий порошок CuSO_4 . Подібним чином поведуть себе більшість солей і деякі представники інших класів неорганічних сполук. З неводних розчинів теж вдається добувати тверді кристалосольвати. Наприклад, з метиловим спиртом утворюються кристалосольвати складу $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{CH}_3\text{OH}$, $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{CH}_3\text{OH}$.

3. **Самочинний процес рівномірного розподілу сольватів** (гідратів) у розчиннику, що пов'язаний з дифузією і вимагає витрати енергії. Ентальпія системи при цьому зростає: $\Delta H_{\text{диф}} > 0$.

Сумарний тепловий ефект процесу розчинення

$$\Delta H = \Delta H_{\text{руйн}} + \Delta H_{\text{сольв}} + \Delta H_{\text{диф}}$$

може бути додатним (ендотермічне розчинення) чи від'ємним (екзотермічне розчинення). Наприклад, розчинення звичайної солі NaCl проходить з незначним поглинанням теплоти і невеликим зростанням ентальпії: $\Delta H_{\text{розч-ня}} = 4 \text{кДж/моль}$ (рис.15).

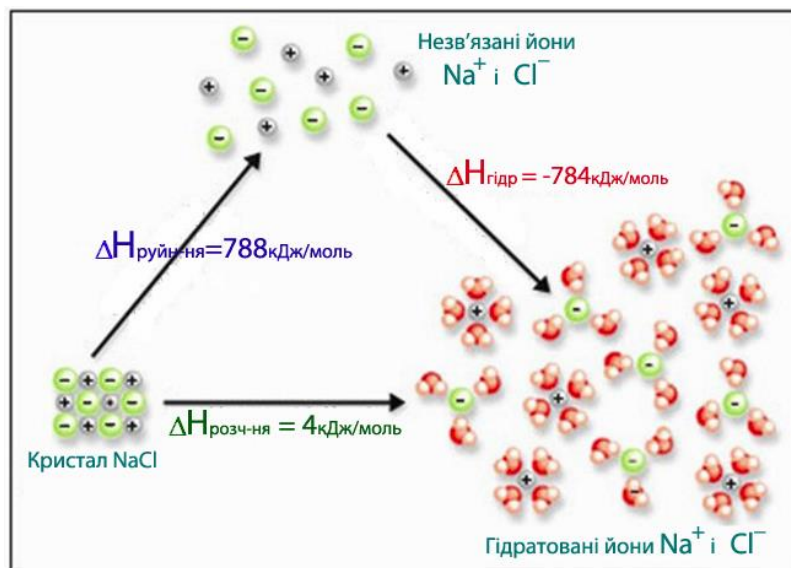


Рис. 15 – Тепловий ефект розчинення NaCl у воді визначається енергією руйнування кристалічної гратки та енергією гідратації

Якщо у воді розчиняються гази чи рідини, то енергія $\Delta H_{\text{руйн}}$ для розриву зв'язків невелика і розчинення супроводжується виділенням теплоти ($\Delta H < 0$). При розчиненні кристалічних речовин, руйнування кристалічної гратки потребує значної витрати енергії. Тому розчинення твердих речовин у воді частіше відбувається з поглинанням теплоти ($\Delta H > 0$) і належить до ендотермічних процесів.

РОЗЧИННІСТЬ

*Здатність речовини рівномірно розподілятися по всьому об'єму розчинника називається **розчинністю**.*

За розчинністю у воді усі речовини поділяються на три групи.

1. *Розчинні речовини*, наприклад, цукор, натрій хлорид, натрій гідроксид (тверді); етиловий спирт, ацетон (рідкі); хлороводень, амоніак (гази).
2. *Малорозчинні*: кальцій сульфат, свинець (тверді речовини); діетиловий етер, бензен (рідини); кисень, азот, метан (гази).
3. *Нерозчинні*: скло, срібло, золото (тверді речовини); гас, рослинні масла (рідини); гелій, неон, аргон (гази).

Кількісною характеристикою розчинності можуть бути дві величини: *коефіцієнт розчинності γ* , яким найчастіше користуються в інженерних розрахунках, і *розчинність s* , до якої звичайно звертаються при обчисленні задач аналітичної хімії.

***Коефіцієнт розчинності γ** – це величина, що показує, скільки грамів речовини може максимально розчинитися у 100г розчинника при даній температурі.*

Наприклад, запис $\gamma_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2}^{18} = 51,7$ означає, що при 18°C у 100г води може максимально розчинитися 51,7г солі $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Якщо у такий розчин внести ще декілька кристаликів $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, то вони за даної температури розчиняться не будуть, а залишаються в осаді. Але між осадом і розчиненою речовиною у розчині встановлюється динамічна рівновага: одночасно здійснюється часткове розчинення осаду і кристалізація речовини із розчину, причому обидва процеси протікають з однаковими швидкостями (рис. 16).

*Розчин, у якому за даної температури речовина більш не розчиняється і встановлюється динамічна рівновага між розчиненою речовиною у розчині та її осадом, називається **насиченим**, а молярна концентрація насиченого розчину – **розчинністю s** :*

$$s = C_{\text{M(насич)}}.$$

Отже, розчинність s – це молярна концентрація речовини в насиченому розчині, тому s виражається у [моль/л], її використовують для розрахунків поряд із коефіцієнтом розчинності γ .

*Розчин, що містить менше розчиненої речовини, ніж необхідно для його насичення, називається **ненасиченим**.*

В ненасиченому розчині відбувається самочинний процес розчинення твердої фази, внаслідок якого вся речовина опиняється у розчині (рис. 16а).

Поняття «насичені» й «ненасичені» розчини не слід ототожнювати з поняттями «концентровані» та «розведені» розчини. Існує багато малорозчинних речовин (CaCO_3 , CaSO_4), насичені розчини яких мають низьку концентрацію.

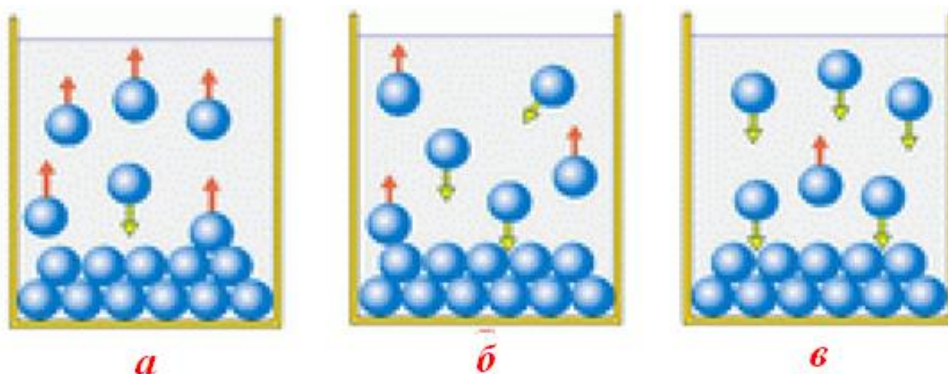


Рис. 16 – Співвідношення між кількістю частинок, що випадають в осад і розчиняються у розчині: а) ненасиченому; б) насиченому; в) пересиченому

Деякі речовини можуть утворювати так звані *пересичені розчини* (рис. 16в), в яких концентрація розчиненої речовини перебільшує величину розчинності s .

Розчин, в якому при певній температурі міститься більше розчиненої речовини, ніж це зумовлено межею розчинності, називається пересиченим.

Проте на відміну від термодинамічно стійких ненасичених і насичених розчинів, пересичений розчин є *метастабільною* (нестійкою) системою. Тому надлишкова кількість речовини (відносно значення розчинності) миттєво випадає в осад навіть при незначному зовнішньому втручанні, а розчин при цьому перетворюється на насичений. Пересичені розчини одержують за допомогою спеціальних методів, наприклад, при дуже повільному і обережному охолодженні насичених розчинів. (рис. 17).

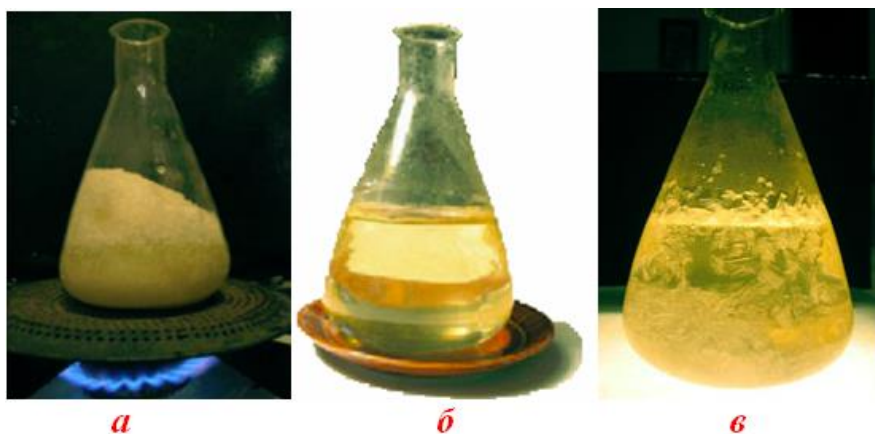


Рис. 17 – Утворення пересиченого розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$:
 а) нагрівання кристалогідрату Натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$;
 б) за рахунок води, що містилася у кристалогідраті та вивільнилася при його нагріванні, відбувається розчинення безводної твердої фази ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) і утворення метастабільного пересиченого розчину;
 в) при незначному зовнішньому втручанні (постукування по колбі скляною паличкою) надлишок розчиненого $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, миттєво випадає в осад, утворюючи кристали натрій тіосульфату у всьому об'ємі.

На розчинність речовин впливають як зовнішні умови, так і співвідношення між хімічною природою речовини і розчинника. Тут діє відома закономірність, на яку звертав увагу ще Д.І.Менделєєв: *подібне розчиняється в подібному*. Це означає, що речовини з неполярним ковалентним зв'язком краще розчиняються в неполярних розчинниках і, навпаки, речовини з полярним або йонним зв'язком краще розчиняються в неполярних розчинниках. Так, кисень, у молекулах якого здійснюється неполярний ковалентний зв'язок, добре розчиняється у неполярному бензені і погано – у полярному розчиннику – воді.

РОЗЧИННІСТЬ ГАЗІВ

Для газів характерна залежність розчинності від тиску і температури. Крім того, необхідно враховувати хімічну природу газу і можливість його взаємодії з розчинником. Так, за однакових зовнішніх умов розчинності N_2 і NH_3 у воді неоднакові, оскільки амоніак утворює гідрат ($NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_3 \cdot H_2O$), у той час як молекулярний азот з водою не реагує.

Розчинність газів виражається кількістю літрів (а інколи кількістю грамів) розчиненого газу в 1л розчинника. Наприклад, при кімнатній температурі в 1л H_2O розчиняється близько 700л NH_3 і лише 0,02л N_2 .

Залежність розчинності газів від тиску виражається *законом Генрі*:

*розчинність газів у рідині за умов сталої температури
прямопропорційна його парціальному тиску*

$$m = k \cdot P,$$

де m – маса газу, що припадає на одиницю маси розчинника, P – тиск газу (або парціальний тиск, коли має місце суміш газів), k – коефіцієнт пропорційності.

А при сталому тиску розчинність газів зменшується з підвищенням температури (рис.18). Тому кип'ятіння розчину дає змогу практично повністю позбутися розчинених у воді газів.

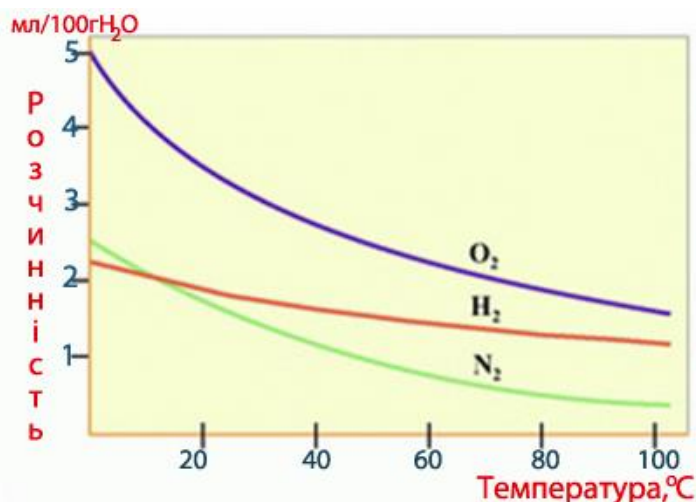


Рис.18 – Залежність розчинності деяких газів від температури

Проте зустрічаються випадки, коли цього досягти неможливо. Так, при нагріванні 37–38%-ного розчину HCl спочатку виділяється газоподібний хлороводень,

а при концентрації 20,2% і температурі 110⁰С починає кипіти нероздільна суміш HCl і H₂O.

*Розчини, що не розділяються на компоненти при температурах кипіння, називаються **азеотропними**, або **азеотропами**.*

Азеотропні суміші дуже часто утворюються і в системі рідина-рідина. Наприклад, вода і етанол утворюють азеотропну суміш, що містить 95,6% C₂H₅OH в 4,4% H₂O і має температуру кипіння 78,15⁰С.

РОЗЧИННІСТЬ РІДИН

При змішуванні двох рідин може спостерігатися декілька випадків:

1. Рідини розчиняються одна в одній у будь яких масових чи об'ємних співвідношеннях. Прикладом таких бінарних систем можуть бути системи: вода-етанол, вода-гліцерин, бензол-гексан, ацетон-етанол та ін.
2. Рідини здатні до обмеженої взаємної розчинності за певною температурою. При нагріванні взаємна розчинність рідин збільшується і при деякій температурі настає необмежена взаємна розчинність компонентів системи.

*Температура, при якій обмежена розчинність компонентів переходить у необмежену, називається **критичною температурою розчинення**.*

Наприклад, якщо змішувати анілін з водою, то після відстоювання утворюються дві рідкі фази: верхня – водна, насичена аніліном, і нижня – анілінова, насичена водою. При нагріванні цієї суміші до критичної температури (168⁰С) двофазна система перетворюється на гомогенну однофазну систему внаслідок досягнення взаємної необмеженої розчинності компонентів. Іноді необмежена взаємна розчинність настає не при підвищенні, а навпаки, при зниженні температури. До систем, які мають нижні критичні температури розчинення, належить суміш триметиламіну і води (T_{кр}=12,5⁰С), триметилпіридину і води (T_{кр}=57⁰С).

3. Рідини практично не розчиняються одна в одній. До таких систем належать системи: вода-бензен, вода-ртуть, вода-циклогексан та ін. Для цього випадку спостерігається цікаве явище: одночасна розчинність третього компоненту в двох рідинах, які перебувають у контактi, але не змішуються між собою. Це явище підкоряється **закону розподілу Нернста-Шилова**:

при сталій температурі незалежно від кількості внесеної речовини відношення рівноважних концентрацій цієї речовини між двома рідинами, що не змішуються, є сталою величиною:

$$K_{\text{розп}} = \frac{C_A}{C_B}$$

де K_{розп} – коефіцієнт розподілу; C_A і C_B – молярні концентрації третього компоненту у рідинах (фазах) А і В. Наприклад, коефіцієнт розподілення I₂ між а між CS₂ і H₂O – 413. Отже, розчинність йоду у сірковуглеці набагато більша,

ніж уводі; коефіцієнт розподілу показує, у скільки разів розчинність третього компонента більша у фазі А, ніж у фазі В.

Закон розподілу є теоретичною основою концентрування і очищення рідин методом екстракції, який використовується для розділу продуктів радіоактивного розпаду елементів АЕС, виділення органічних сполук з рослинної сировини, очищення лікарських препаратів тощо.

РОЗЧИННІСТЬ ТВЕРДИХ РЕЧОВИН

Розчинність різних твердих речовин в одному й тому ж розчиннику може змінюватися у широких межах. При підвищенні температури здебільшого розчинність твердих речовин зростає, проте для деяких сполук вона може зменшуватися. Зменшення розчинності з підвищенням температури характерне для речовин, розчинення яких супроводжується виділенням теплоти. Це, наприклад, вапно $\text{Ca}(\text{OH})_2$, гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

У деяких випадках змінення розчинності зумовлене зміною складу твердої фази, що насичує розчин. Наприклад, розчинність кристалогідрату $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ збільшується при нагріванні до $32,4^\circ\text{C}$, але при цій температурі $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ зневоднюється, а розчинність Na_2SO_4 вже зменшується з підвищенням температури (рис. 19).

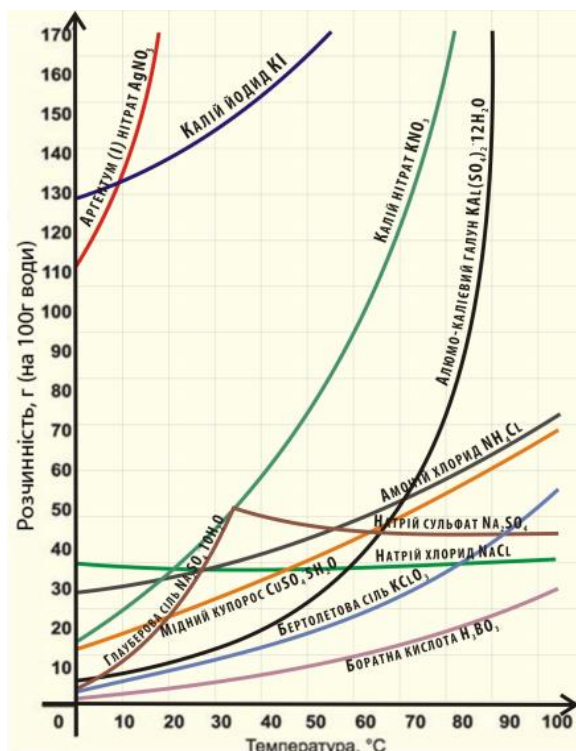


Рис. 19 – Залежність розчинності деяких солей від температури

Дані щодо розчинності індивідуальних солей при різних температурах наводяться у спеціальних довідниках (табл.3). Залежність розчинності твердих речовин від температури покладено в основу метода очищення сполук перекристалізацією.

Таблиця 3 – Розчинність речовин у воді (20°C)

Йони	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺		
OH ⁻		P	P	P	-	P	M	M	H	H	-	M	H	H	H	P	
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	Розчинні
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	M	
S ²⁻	P	P	P	P	H	P	-	-	H	H	H	H	H	H	-	-	Малорозчинні
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	P	M	-	-	H	M	-	-	H	
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	-	M	P	P	P	-	Нерозчинні
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	H	H	M	M	-	H	H	H	-	-	-	
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	-	-	Розкладаються водою чи не існують
PO ₄ ³⁻	P	-	P	P	H	H	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	

ДОДАТОК

Основні поняття теми:

- 1 Розчин;
- 2 Розчинник;
- 3 Розчинена речовина;
- 4 Концентрація;
- 5 Розведений розчин;
- 6 Концентрований розчин;
- 7 Масова частка;
- 8 Молярна концентрація, молярність;
- 9 Молярна концентрація еквіваленту, нормальність;
- 10 Моляльна концентрація, моляльність;
- 11 Мольна частка;
- 12 Ідеальний розчин;
- 13 Колігативні властивості;
- 14 Тиск насиченої пари розчинника;
- 15 Осмос, осмотичний тиск;
- 16 Закон Рауля та його наслідки;
- 17 Закон Генрі;
- 18 Закон розподілу Нернста-Шилова;
- 19 Розчинність;
- 20 Ебуліоскопія, ебуліоскопічна стала;
- 21 Кріоскопія, кріоскопічна стала.

Запитання до лекції

1. Серед наведеного переліку формул виберіть розчини неелектролітів:

а) ізотонічний розчин натрій хлориду; б) розчин глюкози; в) розчин оцтової кислоти; г) розчин питної соди; д) спиртовий розчин йоду; е) магnezія; ж) розчин новокаїну.

2. Яка маса а) розчиненої речовини; б) розчинника міститься у 350 г 20% розчину.

3. Яка а) кількість сульфатної кислоти; б) маса сульфатної кислоти міститься у 300 мл 3М розчину?

4. Яка а) кількість сульфатної кислоти; б) маса сульфатної кислоти міститься у 300мл г 2Н розчину?

4. Яка а) кількість глюкози; б) маса глюкози міститься у розчині з молярною концентрацією 3моль/кг, якщо відомо, що маса розчинника 500г?

5. Як змінюється розчинність: 5.1 газів при підвищенні температури; 5.2 твердих речовин при зниженні температури; 5.3 газів при зниженні тиску; 5.4 рідин при підвищенні тиску; 5.5 газі при підвищенні тиску:

а) не змінюється; б)підвищується; в) знижується.

6. Як зміниться 6.1 температура кипіння розчину порівняно з температурою кипіння чистого розчинника; 6.2 температура замерзання розчину порівняно з температурою замерзання чистого розчинника; 6.3 тиск насиченої пари розчинника над розчином розчину порівняно з тиском насиченої пари розчинника над чистим розчинником; 6.4 осмотичний тиск при розведенні розчину; 6.5 осмотичний тиск при випаровуванні частини розчинника з розчину:

а) не змінюється; б)підвищується; в) знижується.

7. Виберіть систему з двох, що має нижчу температуру замерзання 7.1 а) кров; б) вода; 7.2 а) етиловий спирт; б) спиртовий розчин йоду; 7.3 а) вода; б) 3% розчин гідроген пероксиду.

8. При запальних процесах в організмі людини, що супроводжуються зростанням процесів розпаду біомолекул як буде змінюється осмотичний тиск крові:

а) не змінюється; б)підвищується; в) знижується.

Відповіді на запитання до лекції приймаються (включно до 25.10.2017) за електронною адресою:

litsman@ua.fm (за цією адресою також можна надсилати запитання)

(не забувайте вказувати номер групи, прізвище, ім'я). Чекаю на відповіді і бажаю успіхів.