

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ІМЕНІ І. І. МЕЧНИКОВА  
ФАКУЛЬТЕТ ХІМІЇ ТА ФАРМАЦІЇ

**Л. А. Раскола, Т. О. Кіосе, В. В. Менчук**

**РОЗЧИНИ.  
ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА  
ТА КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ**

*ПРАКТИКУМ*

ОДЕСА  
ОНУ  
2022

УДК 54.145/075

Рекомендовано науково-методичною радою  
ОНУ імені І. І. Мечникова.  
Протокол № 1 від 17 лютого 2022 р.

**Рецензенти:**

**В. Ф. Зінченко** – доктор хімічних наук, професор, завідувач відділу хімії функціональних неорганічних матеріалів Фізико-хімічного інституту ім. О. В. Богатського НАН України;

**Я. Ф. Бурдіна** – кандидат хімічних наук, доцент кафедри клінічної хімії та лабораторної діагностики Одеського національного медичного університету.

**Раскола Л. А.**

P242 Розчини. Загальна характеристика та колігативні властивості :  
практикум / Л. А. Раскола, Т. О. Кіосе, В. В. Менчук. – Одеса :  
Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова, 2022 . – 117 с.; табл., рис.  
ISBN 978-617-689-535-0

В практикумі викладено теоретичні та практичні основи розділу «Розчини» з курсу загальної хімії. Наведені відомості про способи вираження кількісного складу розчинів, їх фізичні, хімічні, колігативні властивості та біологічне значення. Посібник містить приклади розв'язування задач, а також задачі для самостійної роботи та питання для перевірки засвоєння теоретичної частини.

Призначений для студентів, що навчаються за спеціальністю 226 «Фармація, промислова фармація», а також може бути корисним для студентів хімічних та біологічних факультетів.

УДК 54.145/075

ISBN 978-617-689-535-0

© Раскола Л. А., Кіосе Т. О., Менчук В. В., 2022  
© Одеський національний університет імені І. І. Мечникова, 2022

## ЗМІСТ

<i>Вступ</i>	5
1. ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ. РОЗЧИНИ	6
Питання для перевірки теоретичних знань	12
2. СПОСОБИ ВИРАЗУ КОНЦЕНТРАЦІЇ	14
Питання для перевірки теоретичних знань	26
Приклади розв'язування задач	27
<i>Обчислення масової частки розчиненої речовини</i>	27
<i>Обчислення маси розчиненої речовини або розчинника за масою розчину</i>	28
<i>Обчислення масової частки розчиненої речовини у розчині, утвореному при додаванні розчинника або додаванні розчиненої речовини до розчину</i>	32
Задачі для аудиторної роботи	35
Задачі для самостійної роботи	36
<i>Обчислення масової частки розчиненої речовини у розчині, утвореному при змішуванні декількох розчинів</i>	40
Задачі для аудиторної роботи	47
Задачі для самостійної роботи	48
<i>Обчислення молярної, моляльної, масової концентрації та молярної концентрації еквівалента розчину</i>	50
Задачі для аудиторної роботи	55
Задачі для самостійної роботи	56
3. РОЗВИТОК ТЕОРІЇ РОЗЧИНІВ. СУЧАСНА ТЕОРІЯ УТВОРЕННЯ РОЗЧИНІВ	60
3.1. Енергетичні ефекти при утворенні розчинів	63
Питання для перевірки теоретичних знань	64
4. РОЗЧИННІСТЬ	65
4.1. Вплив природи речовин на розчинність	66
4.2. Біологічне значення законів Генрі, Дальтона, І. М. Сеченова	75
Питання для перевірки теоретичних знань	77
Приклади розв'язування задач	78
<i>Розчинність. Коефіцієнт розчинності</i>	78
<i>Визначення маси розчиненої речовини, що кристалізується з насиченого розчину при його охолодженні</i>	80
Задачі для аудиторної роботи	81
Задачі для самостійної роботи	82

5. КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ	84
5.1. Зниження тиску пари над розчином	85
5.2. Підвищення температури кипіння та зниження температури кристалізації розчину	88
5.3. Осмос. Осмотичний тиск	90
5.4. Роль осмосу та осмотичного тиску в біологічних системах	98
Питання для перевірки теоретичних знань	100
Приклади розв'язування задач	102
Задачі для аудиторної роботи	107
Задачі для самостійної роботи	108
<i>Додаток</i>	112
<i>Список літератури</i>	114

## ВСТУП

Практикум складений викладачами кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти Одеського національного університету імені І. І. Мечникова та присвячений вивченню окремого розділу дисципліни «Загальна хімія» – «Розчини».

Метою практикуму є систематизація, інтеграція, поглиблення та розширення знань про розчини та їх роль для живих організмів.

Всі біологічні процеси в організмі людини перебігають в розчинах. Будь-яка галузь хімії, включаючи фармацевтичну, тісно пов'язана з розвитком вчення про розчини. Вивчення фізико-хімічних закономірностей взаємодії лікарських препаратів з біологічними рідинами – це важливий напрямок досліджень життєдіяльності організму, крім того, важливе значення мають розчини у фармацевтичній практиці, вони є найбільшою групою серед лікарських форм та мають ряд переваг, тому знання, отримані при вивченні розділу теми «Розчини» полегшать сприйняття професійно-орієнтованих дисциплін.

Практикум «Розчини...» призначений для самостійної підготовки до практичних і лабораторних занять, а також аудиторної роботи з курсу Загальна хімія за темою «Розчини» для студентів 1 курсу факультету хімії та фармації, які навчаються за спеціальністю 226 «Фармація, промислова фармація».

Практикум містить основні теоретичні поняття, визначення, закони та закономірності протікання процесів у розчинах, їх біологічне значення. Крім теоретичної частини до практикуму включені приклади розв'язування типових задач, завдання для самостійного виконання з метою самоконтролю засвоєння навчального матеріалу, а також питання для перевірки теоретичних знань до кожної теми, які дадуть змогу студентам самостійно опрацювати навчальний матеріал та перевірити набуті знання.

## 1. ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ. РОЗЧИНИ

Дисперсна система – це система, в якій одна речовина рівномірно розподілена в об'ємі іншої.

Дисперсні системи складаються із дисперсної фази та дисперсійного середовища.

**Дисперсна фаза (диспергована речовина)** – частина дисперсної системи, яка рівномірно розподілена в об'ємі іншої.

**Дисперсійне середовище** – середовище, в якому рівномірно розподілена дисперсна фаза.

Дисперсна фаза і дисперсійне середовище можуть бути в різних агрегатних станах (твердому, рідкому, газоподібному). Залежно від агрегатного стану дисперсійного середовища і диспергованої речовини можливі такі випадки:

Дисперсійне середовище – Дисперсна фаза		
Г–Г – повітря	Р–Г – піна	Т–Г – тверда піна
Г–Р – туман	Р–Р – емульсії	Т–Р – гель
Г–Т – пил, дим	Р–Т – суспензії	Т–Т – сплави, забарвлене скло

**Аерозоль** – це дисперсна система, в якій дисперсійним середовищем є газ, зокрема, повітря (Г-Г). Система Г–Г є гомогенною або газоподібним розчином.

Розрізняють *дим* і *пил* (дисперсна фаза – тверде тіло, Г-Т), а також *туман* (дисперсна фаза – рідина, Г-Р) у вигляді мікроскопічно малих крапель, які не осідають.

**Піни** – це дисперсія газу в рідині (Р–Г), причому в пінах рідина є у вигляді тонких плівок, що розділяють окремі бульбашки газу.

**Суспензія** – це система, в якій дисперсною фазою є тверда речовина, а дисперсійним середовищем – рідина (тверда речовина та рідина нерозчинні одна в одній). Прикладом суспензії є система, що утворюється після збовтування глини чи крейди у воді, кава, мутна вода (Р–Т).

**Емульсія** – це система, в якій і дисперсна фаза, і дисперсійне середовище – рідини, які взаємно нерозчинні одна в одній (Р-Р). Прик-

ладом 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.

Суспензії та емульсії являють собою гетерогенні системи. Стійкість суспензій та емульсій залежить від розміру частинок: чим дрібніші частинки, тим довше вони існують.

У твердому дисперсійному середовищі можуть бути дисперговані гази (Т–Г), рідини (Т–Р) або тверді тіла (Т–Т). До систем Т–Г (тверді піни) належать пінопласти, пінобетон, пемза, шлаки тощо. Прикладом системи Т–Р – є натуральні перлини, що є карбонатом кальцію, у якому колоїдно-диспергована вода. До дисперсних систем типу Т–Т належать будівельні матеріали (бетон), металокерамічні композиції (кермети), склокристалічні матеріали (ситали), деякі сплави, кольорове скло, емалі, низка мінералів.

На властивості рідких дисперсних систем впливає ступінь подібнення (дисперсності) дисперсної фази. Якщо всі частинки дисперсної фази мають однакові розміри, то такі системи називають *монодисперсними*. Частинки неоднакового розміру утворюють *полідисперсні* системи.

Залежно від розмірів дисперсних частинок розрізняють грубодисперсні системи, колоїдні розчини та істинні розчини (табл. 1.1).

Таблиця 1.1

### Класифікація систем за дисперсністю

Системи	Розмір (діаметр) частинок	Приклади систем
Грубодисперсні	$> 100 \text{ нм} (10^{-5} \text{ см})$	Суспензії, емульсії, піни, дим
Колоїдні розчини	$1-100 \text{ нм} (10^{-7}-10^{-5} \text{ см})$	Кров, золі
Істинні розчини	$<1 \text{ нм}(10^{-7} \text{ см})$	Розчини електролітів та неелектролітів

У грубодисперсних системах частинки розміром понад 100 нм перебувають у завислому стані в рідині (суспензії та емульсії) або в газоподібному дисперсійному середовищі (дим, туман).

Колоїдні системи характеризуються розміром частинок дисперсної фази від 1 до 100 нм. Колоїдні частинки складаються з великого числа молекул або іонів. Вони є високодисперсними (ультрамікрогетерогенними) системами, які агрегативно нестійкі. Їх не можна розділити механічно, наприклад, центрифугуванням або фільтруванням. Без спеціальної стабілізації колоїдні частинки об'єднуються й осідають. Прикладами колоїдних систем є розчини желатину, клею, деяке кольорове скло, більшість лугів існують у вигляді колоїдних систем.

*Істинними розчинами* називають дисперсні системи, у яких молекули або іони розчиненої речовини рівномірно розподілені серед молекул розчинника. Розчинена речовина і розчинник в істинних розчинах утворюють єдину однорідну рідку фазу, у якій немає поверхні поділу між дисперсною фазою і дисперсійним середовищем. При утворенні істинних розчинів розчинена речовина розкладається на молекули або іони. Однією з характерних особливостей істинних розчинів є те, що механічним способом (наприклад, фільтруванням) розділити розчинник і розчинену в ньому речовину неможливо.

Розчини, в яких відсутні сили міжмолекулярної взаємодії між розчиненою речовиною та розчинником, називаються *ідеальними*, наприклад, дуже розбавлені ( $<0,001$  моль/л) розчини неелектролітів.

До ідеальних відносять розчини, які утворені речовинами, що мають однакові розміри частинок та однакову енергію міжмолекулярної взаємодії. Компоненти при цьому змішуються як ідеальні гази: передбачається, що частинки розчиненої речовини та розчинника не взаємодіють та змішуються без виділення або поглинання теплоти ( $\Delta H=0$ ;  $\Delta V=0$ ). Рушійною силою утворення ідеального розчину є зростання ентропії ( $\Delta S > 0$ ). Чим менша концентрація розчинів, тим більше вони підходять за властивостями до ідеальних.

**Розчинами** називають однорідні (гомогенні) системи, які складаються з двох або більше компонентів, відносна кількість яких може змінюватися в широких межах без порушення однорідності.



До складу розчину входять розчинник та розчинені речовини.

*Розчинник – це середовище, в якому розчинені речовини, рівномірно розподілені у вигляді молекул або іонів.*

Компонент, агрегатний стан якого не змінюється під час утворення розчину, вважають розчинником. Наприклад, при розчиненні цукру у воді, незалежно від кількостей цих речовин, розчинником є вода.

У випадку, коли розчинник та розчинена речовина знаходяться в одному агрегатному стані (при змішуванні газу з газом, рідини з рідиною, твердої речовини з твердою), розчинником вважають компонент, об'єм якого більший, а у разі однакових об'ємів компонентів розчину не важливо, який компонент буде розчинником, а який розчиненою речовиною.

Характерною ознакою розчинів є їх однорідність.

*Розчинена речовина.* Частинками розчиненої речовини є окремі молекули або іони з розміром менше 1 нм, які рівномірно розподілені між молекулами розчинника.

Розчини посідають проміжне місце між механічними сумішами та хімічними сполуками. Від суміші розчин відрізняє те, що будь-який його мікроскопічний об'єм, який знаходиться у стані динамічної рівноваги, має однаковий хімічний склад і фізичні властивості, як і вся маса розчину. Важливо, що утворення розчинів супроводжується тепловим ефектом та зміною об'єму.

На відміну від хімічних сполук, склад розчинів може змінюватись залежно від кількості взятих компонентів. Отже, розчини не підлягають законам сталості складу і кратних відношень, тому їх називають сполуками змінного складу. Крім того, для розчинів характерні слабкі Ван-дер-ваальсові взаємодії, а в деяких випадках – виникнення водневих зв'язків між компонентами розчину.

### **Класифікація розчинів**

Розчини класифікують за наступними ознаками:

– залежно від природи розчинника розчини поділяють на водні та неводні (спиртові, бензольні тощо);

- залежно від концентрації іонів водню розчини можуть бути кислотними, нейтральними та лужними;
- залежно від агрегатного стану розчинника та розчиненої речовини розчини поділяють на газоподібні, рідкі та тверді;
- залежно від вмісту розчиненої речовини розчини поділяють на розведені та концентровані.

Розведеним вважають розчин, у якому вміст розчиненої речовини не перевищує 30 %, а у концентрованому розчині масова частка розчиненої речовини становить понад 30 %.

Розведений розчин містить досить малу масу розчиненої речовини порівняно з масою розчинника (наприклад, в 100 г води розчинено 5 г хлороводню). Розчин, який містить 36,5 г хлороводню в 100 г води, вважають концентрованим. Однак, межі між розведеними та концентрованими розчинами умовні. Наприклад, для сульфатної кислоти концентрованим вважається розчин, який містить 96 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , для нітратної – 63 г  $\text{HNO}_3$ , для хлоридної – 37 г  $\text{HCl}$  в 100 г води.

- залежно від здатності речовини розчинятись за даних умов у даній масі розчинника розчини бувають ненасиченими, насиченими, пересиченими.

*Насичений розчин* – це розчин, у якому встановилася термодинамічна рівновага між нерозчиненою речовиною та речовиною в розчині (при сталих температурі і тиску). Він представляє собою динамічно рівноважну систему, в якій швидкість процесу розчинення дорівнює швидкості процесу кристалізації (випадання осаду розчиненої речовини з розчину).

*Ненасиченим* називається розчин, який містить менше розчиненої речовини, ніж потрібно для насичення, у такому розчині ще може розчинятися речовина за даної температури.

*Перенасиченим* називається розчин, який при певній температурі містить більше розчиненої речовини, ніж це зумовлено межею насичення (при зниженні температури надлишок речовини випадає у вигляді кристалів).

Основні параметри стану розчину – це температура, тиск та концентрація.

Найбільш поширеними і вивченими є рідкі водні розчини.

### **Значення водних розчинів у фармації та медицині**

Розчини відіграють важливу роль у живій та неживій природі. В людському організмі міститься багато різних біологічних рідин від простих розчинів солей і кислот до складних дисперсних систем. Вода – це те середовище, у якому відбуваються фізіологічні та біохімічні процеси у живих організмах (засвоєння їжі, всмоктування в кров поживних речовин, транспортування метаболітів).

Важливіші біологічні системи (цитоплазма, кров, лімфа, слина, сеча, піт тощо) є водними розчинами солей, білків, вуглеводів, ліпідів. Плазма крові складається з води (90-92 %) та сухої речовини (8-10 %). З органічних речовин в ній містяться білки (альбуміни, глобуліни, фібриноген), небілкові нітрогеновмісні сполуки (амінокислоти, поліпептиди), продукти розпаду білків і нуклеїнових кислот (сечовина, креатин, сечова кислота, креатинін) глюкоза, жири, ліпоїди та ін. Мінеральні речовини – це солі з катіонами Натрію, Калію, Кальцію, Магнію та аніонами Хлору, гідрогенкарбонат- і гідрогенфосфат-іонами.

У тілі новонародженої дитини міститься приблизно 80 % води, у дорослих чоловіків – 60 %, у жінок 55 %. Вміст води в різних тканинах складає від 10 % (у жирових) до 85-90 % (у нирках та крові).

В організмі дорослої людини вагою 70 кг містить 45-50 л води, з яких 3,5 л приходить на плазму крові, 10,5 л на лімфу та позаклітинну воду тканин. Добова потреба дорослої людини у воді коливається в межах 1,5-3 л (табл. 1.2).

Таблиця 1.2

#### **Добовий водний баланс дорослої людини**

<b>Надходження води в організм</b>	<b>Виділення води з організму</b>
1,1-1,4 л (з рідкою їжею, питвом)	1,2-1,5 л через нирки
0,8-1,0 (із твердою їжею)	0,1-0,3 з випорожненнями
0,3 ендогенна метаболічна води	0,4 л через легені
	0,5-0,6 л через шкіру
Разом 2,2-2,7 л	Разом 2,2-2,7 л

Втрата 2 % води викликає зміну самопочуття, 6-7 % може призвести до втрати свідомості, зневоднення на 15-20 % викликає необоротні зміни в організмі

Важливе значення мають розчини у фармацевтичній практиці. Вони є найбільшою групою серед лікарських форм.

Вода – це універсальний і найдоступніший розчинник, що дозволяє використовувати її як розчинник та дисперсійне середовище при приготуванні рідких лікарських форм.

Як лікарська форма, розчини мають ряд переваг: вони, порівняно з іншими лікарськими формами, швидше всмоктуються організмом людини, відповідно швидше досягається лікувальний ефект; виключається подразнення слизової оболонки; розчини зручні для вживання; технологія їх приготування та дозування відрізняється простою.

Вода широко використовується у фармації:

- лікарські розчини для внутрішнього і зовнішнього застосування;
- очні краплі і офтальмологічні розчини;
- лікарські препарати для новонароджених;
- вода для ін'єкцій (використовується для розчинення ін'єкційних та інфузійних препаратів);
- допоміжна речовина в складі лікарських засобів;
- розчинник для підготовки препаратів до застосування;
- розчинник при синтезі активних фармацевтичних інгредієнтів (АФІ) і виробництві лікарських засобів тощо.

### **Питання для перевірки теоретичних знань**

1. Класифікація дисперсних систем у залежності від агрегатного стану дисперсійного середовища і диспергованої речовини. Наведіть приклади.

2. Класифікація дисперсних систем у залежності від розмірів частинок дисперсної фази. Наведіть приклади.

3. Дайте визначення понять: дисперсна система, дисперсна фаза, дисперсійне середовище.

4. Що таке істинний розчин? Якими загальними ознаками харак-

теризують розчини?

5. Суть основних понять: розчин, розчинена речовина, розчинник.

6. Які розчини називаються розведеними, а які концентрованими?

7. Поясніть, що таке ненасичений, насичений та пересичений розчин.

8. Зіставити поняття насичений розчин та концентрований розчин. Чи може насичений розчин бути розведеним, а ненасичений концентрованим?

9. Чи можна вважати насичені розчини  $\text{AgCl}$  та  $\text{BaSO}_4$  концентрованими. Чи буде 35 % розчин калій нітрату за  $40^\circ\text{C}$ :

а) концентрованим; б) насиченим?

## 2. СПОСОБИ ВИРАЗУ КОНЦЕНТРАЦІЇ

Концентрація – це величина, що вказує на співвідношення між кількістю розчиненої величини та розчинника в розчині. Концентрацією можна охарактеризувати будь-який розчин на відміну від розчинності, яка характеризує концентрацію лише в насиченому розчині.

За співвідношенням між концентрацією і розчинністю розчини можна класифікувати наступним чином:

- розведені розчини мають концентрацію, що набагато відрізняється від розчинності, тому такі розчини будуть ненасиченим;

- концентровані розчини мають концентрацію, що незначно відрізняється від розчинності;

- насичені розчини – це такі, в яких існує гетерогенна динамічна рівновага між розчином та твердою розчиненою речовиною. Для характеристики саме таких розчинів і використовують не концентрацію, а розчинність.

Існує багато способів виразу концентрації розчину. Розглянемо ті, які найбільше використовуються в хімії.

Концентрації повинні мати розмірність, тому необхідно відокремити частки, які є відносними величинами і не можуть мати розмірність.

Частка – це частина від цілого, яка змінюється від 0 до 1. Якщо частку помножити на 100, вона перетворюється у відсоток (%). Залежно від величини, якою задається ціле, частки бувають масові, об'ємні та мольні.

Склад газуватих і рідких розчинів можна задавати будь-якою з наведених часток. У випадку газоподібних розчинів перевагу слід віддати об'ємній або мольній часткам, а у випадку рідких – масовій частці. Склад твердих розчинів можна задавати масовими або мольними частками, що на практиці однаково зручно.

**1. Масова частка** – це маса розчиненої речовини в 100 г розчину (% або безрозмірна величина).

Наприклад, розчин з масовою часткою кальцій хлориду 5 % містить 5 г кальцій хлориду в 100 г розчину. Оскільки маса розчину до-

рівнює сумі мас розчинника та розчиненої речовини, то в наведеному прикладі кожен 100 г розчину містять 5 г кальцій хлориду та 95 г води.

Зв'язок між масовою часткою  $\omega$ , масою розчиненої речовини  $m_1$  та масою розчину  $m_2$  виражають формулою:

$$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \quad (2.1)$$

$$\omega\% = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% , \quad (2.2)$$

$\omega$  виражають у частках одиниці або у відсотках.

Маса розчину дорівнює сумі мас розчиненої речовини і розчинника:

$$m_{\text{розчину}} = m_{\text{речовини}} + m_{\text{розчинник}} \quad (2.3)$$

$$\omega\% = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчинник}} + m_{\text{речов}}} \cdot 100\% . \quad (2.4)$$

Обчислення масової частки розчиненої речовини при розбавленні розчину розчинником (якщо розчинник вода,  $m_{\text{H}_2\text{O}}$ ):

$$\omega\% = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\% . \quad (2.5)$$

Обчислення масової частки розчиненої речовини при змішуванні двох розчинів:

$$\omega = \frac{m_{\text{речов1}} + m_{\text{речов2}}}{m_{\text{розчину1}} + m_{\text{розчину2}}} \quad (2.7)$$

$$\omega\% = \frac{\omega_1 \cdot m_{\text{речов1}} + \omega_2 \cdot m_{\text{речов2}}}{m_{\text{розчину1}} + m_{\text{розчину2}}} \cdot 100\% \quad (2.8)$$

**Об'ємна частка речовини в розчині** – відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину (% або безрозмірна величина):

$$\omega_{\text{об}\%} = \frac{V_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}} \cdot 100\% \quad (2.9)$$



Якщо до вихідного розчину додають воду, то концентрація розчину зменшується, тобто розчин розбавляють. Отже, маса розчину зростає на масу доданої води, а маса розчиненої речовини, що містилась у вихідному розчині, залишається тією ж самою.

Якщо до вихідного розчину деякої речовини додають ще певну порцію цієї ж речовини, то концентрація вихідного розчину зростає. Отже, маса розчину та маса розчиненої речовини зростають на масу доданої речовини.

**2. Мольна частка ( $N(X)$ )** – відношення кількості розчиненої речовини або розчинника до суми кількостей речовин всіх компонентів розчину (% або безрозмірна величина):

$$N_{\text{речов}} = \frac{n_{\text{речов}}}{n_{\text{розчинник}} + n_{\text{речов}}} . \quad (2.10)$$

Для розчину, який складається з компонентів А, Б, В:

$$N_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_V}; \quad N_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_V}; \quad N_V = \frac{n_V}{n_A + n_B + n_V} . \quad (2.11)$$

Мольна частка – кількість розчиненої речовини в 1 моль розчину, тому сума мольних часток компонентів розчину дорівнює одиниці:

$$N_A + N_B + N_V = 1.$$

**3. Молярна концентрація розчину ( $C_M$ )**. Визначають кількістю розчиненої речовини, яка міститься в одному літрі розчину. Розраховують як відношення числа моль розчиненої речовини до об'єму розчину. Одиниці виміру – моль/л:

$$C_M = \frac{n_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{m_{\text{речов}}}{M_{\text{речов}} \cdot V_{\text{розчину}}} , \text{ [моль/л]} . \quad (2.12)$$

Молярну концентрацію позначають таким чином:

1 М – одномолярний розчин ( $C_M = 1$  моль/л),

0,1 М – децимолярний розчин ( $C_M = 0,1$  моль/л),

0,01 М – сантимольярний розчин ( $C_M = 0,01$  моль/л),

0,001 М – мілімолярний розчин ( $C_M = 0,001$  моль/л).



**4. Моляльна концентрація розчину (моляльність)** показує, яка кількість розчиненої речовини припадає на 1 кг розчинника в даному розчині; розраховується як відношення числа моль розчиненої речовини до маси розчинника. Одиниці виміру – моль/кг.

$$C_m = \frac{n_{\text{речов}}}{m_{\text{розчинника}}} = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}}, \text{ [моль/кг]}. \quad (2.13)$$

У чисельнику з'являється 1000, якщо маса розчинника ( $m_{\text{розчинника}}$ ) задається в грамах.

**5. Молярна концентрація еквіваленту (нормальна концентрація)** показує кількість моль-еквівалентів розчиненої речовини, яка міститься в 1 л розчину. Розраховується як відношення числа моль-еквівалентів розчиненої речовини до об'єму. Одиниці виміру – моль/л:

$$C_n = \frac{n_{\text{еквів}}}{V_{\text{розчину}}}, \text{ [моль/л]} \quad (2.14)$$

$$C_n = \frac{m_{\text{речов}}}{E_m \cdot V_{\text{розчину}}}. \text{ [моль/л]} \quad (2.15)$$

**Молярна концентрація еквіваленту завжди більше або дорівнює молярній концентрації.** Це положення використовують під час перевірки отриманих даних.

Молярну концентрацію еквіваленту ще називають нормальною та позначають 0,1 н.; 0,5 н. ...

Наприклад, 1 н розчин сульфатної кислоти містить 1 моль-еквівалент  $\text{H}_2\text{SO}_4$  або 49 г в 1 л розчину; 0,01 н – 0,01 моль-еквівалент або 0,49 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в 1 л розчину.

Особливістю розчинів з молярною концентрацією еквівалентів є те, що розчини з однаковою концентрацією реагують між собою у рівних об'ємах, оскільки містять рівні кількості моль-еквівалентів.

Якщо розчини мають різні концентрації, то відповідно до закону еквівалентів їх об'єми обчислюють, виходячи із співвідношення:

$$C_{n1} V_1 = C_{n2} V_2, \quad \frac{C_{n1}}{C_{n2}} = \frac{V_2}{V_1}, \quad (2.16)$$

де  $V_1$  і  $V_2$  – об'єми розчинів реагуючих речовин,  $C_{H1}$  і  $C_{H2}$  – молярні концентрації еквівалентів цих розчинів.

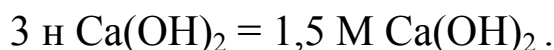
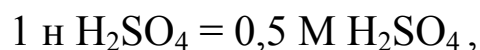
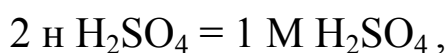
Таким чином, об'єми розчинів реагуючих речовин обернено пропорційні молярним концентраціям їх еквівалентів. Ці властивості розчинів використовують не лише для обчислення об'ємів, але й навпаки, за об'ємами розчинів, які витрачені на реакцію, визначають їх концентрації.

Перейти від молярної до нормальної концентрації і навпаки можна за формулами:

$$C_M = \frac{C_H E_m}{M}, \quad C_H = \frac{M \cdot C_M}{E_m}. \quad (2.17)$$

Наприклад, для двоосновних кислот та двокислотних основ:

$$C_H = 2 C_M, \quad C_M = \frac{C_H}{2}, \quad (2.18)$$



**6. Масова концентрація** – відношення маси речовини, що міститься в розчині, до об'єму цього розчину:

$$\rho = \frac{m_{p-ни}}{V_{p-ну}}, \text{ [г/л]} \quad (2.19)$$

Одиницями вимірювання можуть бути  $кг/м^3$ ,  $г/см^3$ ,  $г/л$ ,  $г/мл$ . Для двокомпонентних розчинів числові значення масової концентрації та густини збігаються. Найбільш поширеним виразом масової концентрації є *титр*, що виражає кількість грам розчиненої речовини в 1 мл розчину.

**7. Титр розчину (Т)** показує, скільки грамів або міліграмів розчиненої речовини міститься в одному мілілітрі розчину. Одиниці виміру –  $г/мл$  або  $мг/мл$ .

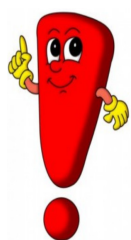
$$T = \frac{m_{речов}}{V_{розчину}}. \quad (2.20)$$

Так, якщо в 1 л розчину міститься 40 г натрій гідроксиду, то титр цього розчину дорівнює:  $T = 40/1000 = 0,0400 \text{ г/мл}$ .

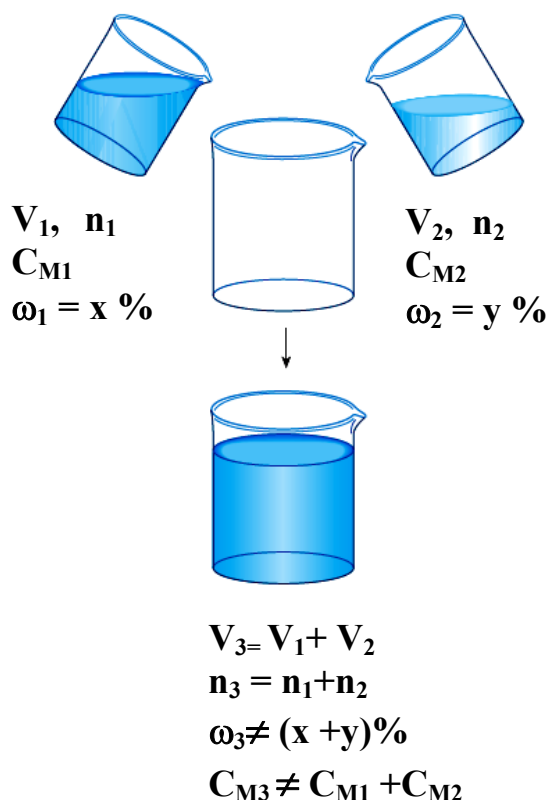
Між титром та молярною концентрацією еквівалента існує залежність:

$$T = \frac{C_H \cdot E_m}{1000} \quad (2.21)$$

На практиці при приготуванні розчинів часто використовують вже готові розчини, які можна змішувати.



При змішуванні двох розчинів їх об'єми та число моль є аддитивними величинами, але масова частка та молярність – ні.

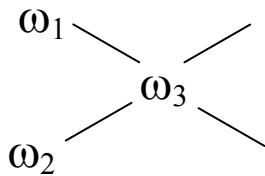


При розрахунках підсумків змішування в хімії можна скористатися «правилом хреста». Зазвичай, змішують два розчини 1 і 2 та отримують розчин 3 з параметрами цих розчинів:

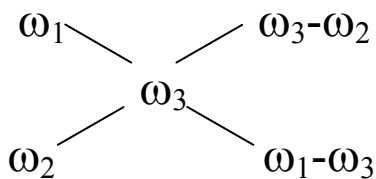
Розчини		Масова частка, %	Маса розчину, г
Змішують	Отримують		
1		$\omega_1$	$m_1$
2		$\omega_2$	$m_2$
	3	$\omega_3$	$m_3 = m_1 + m_2$

У такому випадку концентрація зменшується в ряді  $\omega_1 > \omega_3 > \omega_2$ , а маса підкоряється закону адитивності  $m_3 = m_1 + m_2$ . Щоб скласти хрест, треба найбільшу  $\omega_1$  записати вище, найменшу  $\omega_2$  – нижче, а се-

редню  $\omega_3$  – посередині.



В правій частині на діагоналі записуємо значення, які отримали відніманням від більшої концентрації меншої.

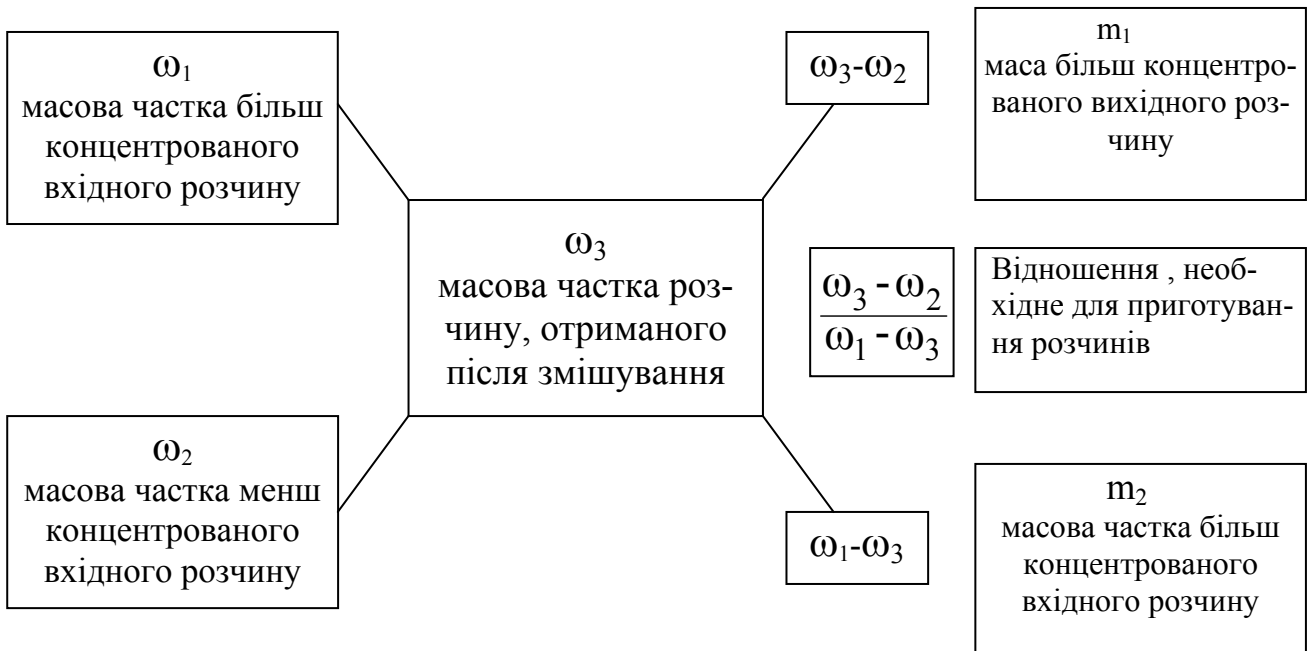


$m_1$  маса більш концентровано-го вихідного розчину

$m_2$  маса більш розведеного вихідного розчину

Складаємо рівняння, в якому відношення різниць дорівнює відношенню мас розчинів, що змішують, наступним чином: в чисельнику стоятиме маса того розчину, концентрація якого більша, а в знаменнику – того, концентрація якого менша.

$$\frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3} = \frac{m_1}{m_2}$$



В одержаному рівнянні замість  $m_1$  або  $m_2$  можна записати їхній вираз через масу кінцевого розчину:

$$\frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3} = \frac{m_1}{m_3 - m_1} = \frac{m_3 - m_2}{m_2}.$$

Правило хреста спрощує розрахунки, які зазвичай виконують під час приготування розчинів з використанням кристалогідратів. Умовно припускається, що кристалогідрат являє собою розчин безводної солі у власній кристалогідратній воді або як розчин, схожий на рідкий розчин безводної солі, але в твердому агрегатному стані. В такому випадку можна розрахувати масову частку безводної солі в кристалогідраті та розглядати її як концентрацію розчину  $\omega_{\text{к.г.}} = \omega_1$  разом з  $\omega_2 = 0$  для води та  $\omega_3$  розчину безводної солі, який слід приготувати з цього кристалогідрату.

За наявності трьох значень  $\omega$  з них можна скласти хрест:

$$\begin{array}{ccc} \omega_{\text{к.г.}} & & \omega_3 - 0 \\ & \searrow & / \\ & \omega_3 & \\ & / & \searrow \\ 0 & & \omega_{\text{к.г.}} - \omega_3 \end{array}$$

$$\frac{\omega_3}{\omega_{\text{к.г.}} - \omega_3} = \frac{m_{\text{к.г.}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ де } m_{\text{к.г.}} - \text{маса кристалогідрату}$$

Для розрахунку  $\omega_{\text{к.г.}}$  скористаємося тим, що  $\omega$  не залежить від маси розчину. Ось чому можна розглянути 1 моль кристалогідрату, тоді маса розчину дорівнюватиме його молярній масі ( $M_{\text{к.г.}}$ ), а маса розчиненої речовини – молярній масі безводної солі ( $M_{\text{б.с.}}$ ):

$$\omega_{\text{к.г.}} = \frac{M_{\text{б.с.}}}{M_{\text{к.г.}}} \cdot 100\% \quad (2.22)$$

Особливість розрахункових задач з кристалогідратами полягає в тому, що в розчині розчиненою речовиною є сіль – складова кристалогідрату. Тобто, необхідно робити перерахунок з маси кристалогідрату на масу безводної солі, яка й буде розчиненою речовиною:

$$\omega = \frac{m_{\text{б.с.}}}{m_{\text{к.г.}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\% \quad (2.23)$$

$$m_{\text{к.г.}} = m_{\text{б.с.}} + m(\text{H}_2\text{O})$$

Серед різних способів виразу концентрацій найпростішими за використанням є: молярна концентрація (молярність), молярна концентрація еквіваленту (нормальність), моляльність, масова концентрація та титр. Нормальність та титр знайшли широке використання в аналітичній хімії. Молярність та моляльність поряд із мольною часткою – це концентрації, які використовуються у фізичній хімії. Неорганічна хімія надає об'єкт дослідження та використовує закони фізичної хімії, прийоми та методи аналізу аналітичної хімії, і мають справу з будь-якими способами виразу концентрацій.

### Способи переходу між різними видами концентрацій розчинів Розрахунок молярної концентрації, якщо відома масова частка

Використовуємо основні формули:

$$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% , \quad C_M = \frac{n_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{m_{\text{речов}}}{M_{\text{речов}} \cdot V_{\text{розчину}}} , \quad \rho = \frac{m_{\text{р-ну}}}{V_{\text{р-ну}}} .$$

Для  $C_M$  слід перевести об'єм з «л» у «мл»:

$$C_M = \frac{n_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot V_{\text{розчину}}} \quad [\text{МОЛЬ/МЛ}] .$$

З виразу для масової частки знаходимо  $m_{\text{речовини}}$ :

$$m_{\text{речов}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{розчину}}}{100} .$$

Підставляємо у вираз для  $C_M$ :

$$C_M = \frac{n_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ну}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot V_{\text{р-ну}} \cdot 100} = \frac{\omega\% \cdot \rho \cdot 10}{M_{\text{речов}}} ;$$

$$\boxed{C_M = \frac{\omega\% \cdot \rho \cdot 10}{M_{\text{речов}}}} , \quad C_M = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{M_{\text{речов}}} . \quad (2.24)$$

### ***Розрахунок молярної концентрації еквіваленту, якщо відома масова частка***

Використовуємо основні формули:

$$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%, \quad C_{\text{н}} = \frac{n_{\text{еквів}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{m_{\text{речов}}}{E_{\text{м}} \cdot V_{\text{розчину}}}, \quad \rho = \frac{m_{\text{р-ну}}}{V_{\text{р-ну}}}.$$

Для  $C_{\text{н}}$  також слід перевести об'єм з «л» у «мл»:

$$C_{\text{н}} = \frac{n_{\text{еквів}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{E_{\text{м}} \cdot V_{\text{розчину}}}.$$

З виразу для масової частки знаходимо  $m_{\text{речовини}}$ :

$$m_{\text{речов}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{розчину}}}{100}.$$

Підставляємо у вираз для  $C_{\text{н}}$ :

$$C_{\text{н}} = \frac{n_{\text{еквів}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ну}} \cdot 1000}{E_{\text{м}} \cdot V_{\text{р-ну}} \cdot 100} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{E_{\text{м}}};$$

$$\boxed{C_{\text{н}} = \frac{\omega\% \cdot \rho \cdot 10}{E_{\text{м}}}}, \quad C_{\text{н}} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{E_{\text{м}}}. \quad (2.25)$$

### ***Розрахунок масової частки, якщо відома молярна концентрація***

$$\omega = \frac{C_{\text{М}} \cdot M}{10 \cdot \rho}. \quad (2.26)$$

### ***Розрахунок масової частки, якщо відома молярна концентрація еквіваленту***

$$\omega = \frac{C_{\text{н}} \cdot E_{\text{м}}}{10 \cdot \rho}. \quad (2.27)$$

**Розрахунок молярної концентрації, якщо відома масова частка**

$$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%;$$
$$C_m = \frac{n_{\text{речов}}}{m_{\text{розчинника}}} = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}} .$$

З виразу для масової частки знаходимо  $m_{\text{речовини}}$

$$m_{\text{речов}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{розчину}}}{100} ;$$
$$C_m = \frac{\omega \cdot m_{\text{розчину}} \cdot 1000}{100 \cdot M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}} .$$

з визначення  $\omega$  (маса речовини в 100 г розчину) запишемо рядок:

Розчин	Речовина	Розчинник
100 г	$\omega$ , г	$(100 - \omega)$ , г

$$C_m = \frac{\omega \cdot 100 \cdot 1000}{100 \cdot M_{\text{речов}} \cdot (100 - \omega)} = \frac{\omega \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot (100 - \omega)} ;$$

$$C_m = \frac{\omega \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot (100 - \omega)} . \quad (2.28)$$

**Розрахунок масової частки, якщо відома молярна концентрація розчину**

З формули  $C_m$  отримаємо формулу для перерахунку масової частки

$$C_m \cdot M_{\text{речов}} \cdot (100 - \omega) = \omega \cdot 1000$$

$$100 \cdot C_m \cdot M_{\text{речов}} - C_m \cdot M_{\text{речов}} \omega = \omega \cdot 1000 ,$$

$$100 \cdot C_m \cdot M_{\text{речов}} = \omega \cdot 1000 + C_m \cdot M_{\text{речов}} \omega ,$$

$$100 \cdot C_m \cdot M_{\text{речов}} = \omega (1000 + C_m \cdot M_{\text{речов}}) ,$$



<b>Способи вираження складу розчинів</b>				
	<b>ω, %</b>	<b>C<sub>М</sub>, моль/л</b>	<b>C<sub>м</sub>, моль/кг</b>	<b>C<sub>Н</sub>, моль/л</b>
<b>ω, %</b>	—	$\omega = \frac{C_M \cdot M}{10 \cdot \rho}$	$\omega = \frac{100 \cdot C_m \cdot M}{1000 + C_m \cdot M}$	$\omega = \frac{C_H \cdot E_m}{10 \cdot \rho}$
<b>C<sub>М</sub>, моль/л</b>	$C_M = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M}$	—	$C_M = \frac{1000 \cdot C_m \cdot \rho}{1000 + C_m \cdot M}$	$C_M = \frac{C_H \cdot E_m}{M}$
<b>C<sub>м</sub>, моль/кг</b>	$C_m = \frac{\omega \cdot 1000}{M \cdot (100 - \omega)}$	$C_m = \frac{1000 \cdot C_M}{1000 \cdot \rho - C_M \cdot M}$	—	$C_m = \frac{1000 \cdot C_H}{1000 \cdot \rho - C_H \cdot E_m}$
<b>C<sub>Н</sub>, моль/л</b>	$C_H = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{E_m}$	$C_H = \frac{C_M \cdot M}{E_m}$	$C_H = \frac{1000 \cdot C_m \cdot \rho}{1000 + C_m \cdot E_m}$	—

$$\omega = \frac{100 \cdot C_m M}{1000 + C_m M} \quad (2.29)$$

**Розрахунок масової концентрації, якщо відома масова частка**

$$\rho = \frac{m_{p-ни}}{V_{p-ну}} ;$$

$$\omega = \frac{m_{речов}}{m_{розчину}} , \quad m_{речов} = \omega \cdot m_{p-ну} ;$$

$$\rho = \frac{\omega \cdot m_{p-ну}}{V_{p-ну}} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot V}{V_{p-ну}} = \omega \cdot \rho .$$

### Питання для перевірки теоретичних знань

1. Що виражає концентрація розчину?
2. На які дві групи поділяються способи вираження концентрації? В якому випадку концентрація оцінюється безрозмірними величинами (в частках від одиниці або відсотках)?
3. Що таке масова частка речовини у розчині? В яких одиницях вона виражається?
4. Молярна концентрація розчину. В яких одиницях її вимірюють?
5. Молярна концентрація еквівалента (нормальність розчину). В яких одиницях її вимірюють?
6. Що таке титр розчину? Вивести формулу, яка зв'язує титр і нормальність розчину.
7. Для яких речовин значення молярної і молярної концентрації еквівалента збігаються? Навести приклади.
8. Як пов'язані між собою молярна концентрація та масова частка речовини. Вивести формулу, яка зв'язує молярну концентрацію та масову частку речовини.
9. Вивести формулу, яка зв'язує нормальну та молярну концентрації речовини?
10. Як пов'язані між собою нормальна концентрація та масова частка речовини?

## Приклади розв'язування задач

### Обчислення масової частки розчиненої речовини

#### Приклад 1

Обчислити масову частку натрій хлориду в розчині, утвореному при розчиненні 40 г NaCl в 280 мл води.

Дано:	Розв'язок:
$V(\text{H}_2\text{O}) = 280 \text{ мл}$ $m(\text{NaCl}) = 40 \text{ г}$	1. Для розрахунку використовуємо формулу: $\omega\% = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%$
$\omega(\text{NaCl}) = ?$	2. Знаходимо масу розчину: $m_{\text{р-ну}} = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O});$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho \cdot V = 1 \text{ г/мл} \cdot 280 \text{ мл} = 280 \text{ г};$$

$$m_{\text{р-ну}} = 40 + 280 = 320 \text{ г.}$$

3. Знаходимо масову частку NaCl:

$$\omega\% = \frac{40}{320} \cdot 100\% = 12,5\%$$

*Відповідь:*  $\omega(\text{NaCl}) = 12,5\%$ .

#### Приклад 2

У воді масою 150 г розчинили мідний купорос масою 50 г. Визначити масову частку купрум(II) сульфату в одержаному розчині.

Дано:	Розв'язок:
$m(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ г}$ $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ г}$	1. Визначаємо масу розчиненої речовини – безводного $\text{CuSO}_4$ : $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4$
$\omega(\text{CuSO}_4) = ?$	$\begin{array}{ccc} 1 \text{ моль} & & 1 \text{ моль} \\ M=250 \text{ г/моль} & & M=160 \text{ г/моль} \\ m = 250 \text{ г} & & m = 160 \text{ г} \\ 50 \text{ г} & & x \text{ г} \end{array}$

$$x = 32 \text{ г - це } m \text{ (р.р.)}$$

2. Визначаємо масову частку безводної солі в утвореному розчині:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{к.г.}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\% = \frac{32}{50 + 150} \cdot 100\% = 16\% .$$

*Відповідь:*  $\omega(\text{CuSO}_4) = 16\%$

### Приклад 3

У 87,7 г води розчинили 12,3 г магній сульфату гептагідрату  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Розрахуйте масову частку солі в розчині.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m(\text{H}_2\text{O}) = 87,7 \text{ г}$	Масові частки солей в розчинах розраховують на безводну сіль незалежно від того, в якому вигляді було взято вихідну речовину.
$m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 12,3 \text{ г}$	
$\omega(\text{MgSO}_4) = ?$	

При розчиненні кристалогідрату вода, що в ньому міститься, об'єднується з іншою водою, взятою для розчинення.

$$M(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 246 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{MgSO}_4) = 120 \text{ г/моль}$$

Знаходимо масу безводної солі  $\text{MgSO}_4$ :

$$246 \text{ г } \text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} - 120 \text{ г } \text{MgSO}_4$$

$$12,3 \text{ г} \quad \quad \quad - x \text{ г } \text{MgSO}_4 \quad \quad \quad x = 6 \text{ г}$$

$$\omega(\text{MgSO}_4) = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{к.г.}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\% = \frac{6}{12,3 + 87,7} \cdot 100\% = 6\% .$$

*Відповідь:*  $\omega(\text{MgSO}_4) = 6\%$

### ***Обчислення маси розчиненої речовини або розчинника за масою розчину***

#### Приклад 4

Визначити масу натрій нітрату та води, які необхідні для приготування 800 г розчину,  $\omega(\text{NaNO}_3) = 12\%$ .

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m_{\text{р-ну}} = 800 \text{ г}$	Знаходимо масу розчиненої речовини з формули: $\omega = \frac{m_{\text{NaNO}_3}}{m_{\text{розчину}}}$ ;
$\omega(\text{NaNO}_3) = 12\% (0,12)$	
$m(\text{NaNO}_3) = ?$	
$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$	

$$m(\text{NaNO}_3) = \omega(\text{NaNO}_3) \cdot m_{\text{р-ну}} = 0,12 \cdot 800 \text{ г} = 96 \text{ г} .$$

1. Знаходимо масу розчину:

$$m_{\text{р-ну}} = m(\text{NaNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O}).$$

2. Знаходимо масу розчинника:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{NaNO}_3), \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 800 - 96 = 704 \text{ г}.$$

$$\text{Відповідь: } m(\text{H}_2\text{O}) = 704 \text{ г}, \quad m(\text{NaNO}_3) = 96 \text{ г}$$

### Приклад 5

Визначити масу кристалогідрату  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  та води, які необхідні для приготування 0,4 кг розчину з  $\omega(\text{CuSO}_4) = 8 \%$ .

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>				
$m_{\text{р-ну}} = 0,4 \text{ кг}$ $\omega_{\%}(\text{CuSO}_4) = 8 \%$ $(0,08)$	<p>З формули для обчислення масової частки розчину знайдемо безводної солі <math>\text{CuSO}_4</math></p> $\omega_{\%}(\text{CuSO}_4) = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{m_{\text{к.г.}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\%$				
$m_{\text{к.г.}} = ?$ $m(\text{H}_2\text{O}) = ?$	$m(\text{CuSO}_4) = \omega \cdot m_{\text{р-ну}}$ $m(\text{CuSO}_4) = 0,08 \cdot 400 \text{ г} = 32 \text{ г}$ $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4$ <table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td style="text-align: center;">1 моль</td> <td style="text-align: center;">1 моль</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;"><math>M = 250 \text{ г/моль}</math></td> <td style="text-align: center;"><math>M = 160 \text{ г/моль}</math></td> </tr> </table>	1 моль	1 моль	$M = 250 \text{ г/моль}$	$M = 160 \text{ г/моль}$
1 моль	1 моль				
$M = 250 \text{ г/моль}$	$M = 160 \text{ г/моль}$				

Знаходимо кількість речовини  $\text{CuSO}_4$ :

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{m}{M} = \frac{32 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}), \quad n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,2 \text{ моль}.$$

Знаходимо масу кристалогідрату та води:

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = n \cdot M = 0,2 \text{ моль} \cdot 250 \text{ г/моль} = 50 \text{ г};$$

$$m_{\text{р-ну}} = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 400 - 50 \text{ г} = 350 \text{ г}.$$

$$\text{Відповідь: } m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ г}; \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 350 \text{ г}$$

## Приклад 6

Визначити об'єм хлороводню, виміряного за н. у., та об'єм води, які необхідні для приготування 500 г розчину з масовою часткою HCl 20 %.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m_{\text{р-ну}} = 500 \text{ г}$ $\omega(\text{HCl}) = 20 \%$	1. Знаходимо масу HCl: $m(\text{HCl}) = \omega(\text{HCl}) \cdot m_{\text{р-ну}} = 0,2 \cdot 500 = 100 \text{ г}.$
$V(\text{HCl}) = ?$ $V(\text{H}_2\text{O}) = ?$	2. Знаходимо об'єм HCl : $V(\text{HCl}) = n \cdot V_m = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} \cdot V_m ;$

$$V(\text{HCl}) = \frac{100 \text{ г}}{36,5} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 61,37 \text{ л}.$$

3. Обчислюємо масу води:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{HCl}) = 500 \text{ г} - 100 \text{ г} = 400 \text{ г};$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{400}{1} = 400 \text{ мл}.$$

*Відповідь:*  $V(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ мл}$ ,  $V(\text{HCl}) = 61,37 \text{ л}$

## Приклад 7

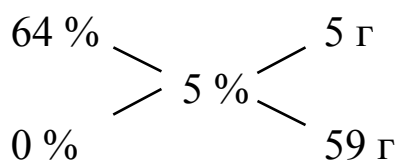
Визначити масу мідного купоросу, яку слід взяти для приготування 100 г 5 %-го розчину купрум(II) сульфату.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m(\text{CuSO}_4) = 100 \text{ г}$ $\omega(\text{CuSO}_4) = 5\%$	Знаходимо молярну масу мідного купоросу та купрум(II) сульфату: $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 + 5 \cdot 18 = 250 \text{ г/моль};$
$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = ?$	$M(\text{CuSO}_4) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 = 160 \text{ г/моль}.$

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  – розглядаємо як розчин безводної солі  $\text{CuSO}_4$  у власній кристалогідратній воді (розчин у твердому агрегатному стані).

Обчислимо масову частку  $\text{CuSO}_4$  в  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  та будемо розглядати її як концентрацію розчину  $\omega_{\text{к.г.}}$ .

$$\omega_{\text{к.г.}} = \frac{M(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{160}{250} \cdot 100\% = 64 \%$$



$$\frac{5}{59} = \frac{m_{\text{к.г.}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}};$$

$$m_{\text{р-ну}} = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 100 - m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}).$$

$$\frac{5}{59} = \frac{m_{\text{к.г.}}}{100 - m_{\text{к.г.}}};$$

$$5(100 - m_{\text{к.г.}}) = 59 m_{\text{к.г.}};$$

$$500 - 5m_{\text{к.г.}} = 59 m_{\text{к.г.}};$$

$$500 = 64 m_{\text{к.г.}};$$

$$m_{\text{к.г.}} = 7,81 \text{ г.}$$

*Відповідь:*  $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 7,81 \text{ г}$

### Приклад 8

Розрахуйте масу залізного купоросу, що потрібна для підвищення вдвічі концентрації ферум(II) сульфату в 100 г 3 %-го розчину.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m = 100 \text{ г}$ $\omega_1(\text{FeSO}_4) = 3\%$	Вихідна концентрація $\omega_1(\text{FeSO}_4) = 3\%$ , після підвищення вдвічі концентрації $\text{FeSO}_4$ $\omega_2(\text{FeSO}_4) = 3 \cdot 2 = 6\%$ .
$m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = ?$	$M(\text{FeSO}_4) = 152 \text{ г/моль}$ $M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 278 \text{ г/моль}$

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  – розчин безводної солі  $\text{FeSO}_4$  у кристалогідратній воді.

Розрахуємо масову частку  $\text{FeSO}_4$  в  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  та будемо розглядати її як концентрацію розчину  $\omega_{\text{к.г.}}$

$$\omega_{\text{к.г.}} = \frac{M(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{152}{278} \cdot 100\% = 54,7\%$$

$$\begin{array}{ccc}
 54,7\% & \diagdown & 3\text{ г} \\
 & \diagup & \\
 & 6\% & \\
 & \diagdown & 48,7\text{ г} \\
 3\% & \diagup & \\
 \frac{3}{48,7} = \frac{m_{\text{к.г.}}}{100}
 \end{array}$$

$$m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 6,16\text{ г}$$

Відповідь:  $m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 6,16\text{ г}$

**Обчислення масової частки розчиненої речовини у розчині, утвореному при додаванні розчинника або розчиненої речовини до розчину. Розбавлення та концентрування**

Якщо до вихідного розчину додають воду, то концентрація розчину зменшується, тобто розчин розбавляють. Отже, маса розчину зростає на масу доданої води, а маса розчиненої речовини, що містилась у вихідному розчині, залишається тією ж самою.

**Приклад 9**

До 300 г 5 %-ного розчину натрій гідроксиду додали 200 г води. Визначте масову частку розчиненої речовини в отриманому розчині.

Дано:	Розв'язок:
$m_1(\text{р-ну}) = 300\text{ г}$ $\omega_1(\text{NaOH}) = 0,05$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 200\text{ г}$	Для розрахунку масової частки розчиненої речовини в утвореному розчині необхідно: <ul style="list-style-type: none"> <li>- визначити масу розчиненої речовини у вихідному розчині;</li> <li>- визначити масу утвореного розчину.</li> </ul>
$\omega_2(\text{NaOH}) - ?$	1. Для розрахунку маси розчиненої речовини у вихідному розчині з формули:

$$\omega_{\%} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%$$

2. Знаходимо  $m(\text{NaOH})$ :

$$m(\text{NaOH}) = m_1(\text{р-ну}) \cdot \omega_1;$$

$$m(\text{NaOH}) = 300\text{ г} \cdot 0,05 = 15\text{ г}.$$

3. Визначаємо масу утвореного розчину:

$$m_2(\text{р-ну}) = m_1(\text{р-ну}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 300\text{ г} + 200\text{ г} = 500\text{ г}.$$



3. Обчислюємо масову частку розчиненої речовини в утвореному розчині:

$$\omega_2(\text{NaOH}) = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{2(\text{р-ну})}} \cdot 100\% = \frac{15 \text{ г}}{500 \text{ г}} \cdot 100\% = 3\% (0,03)$$

*Відповідь:*  $\omega_2(\text{NaOH}) = 3\% (0,03)$

### Приклад 10

Визначити масову частку хлоридної кислоти в розчині, утвореному при додаванні 200 мл води до 300 г 40 % її розчину.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$V(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ мл}$ $m_1(\text{розч.}) = 300 \text{ г}$ $\omega_1(\text{HCl}) = 25\%$ $\omega_2(\text{HCl}) - ?$	1. Визначаємо масу HCl у вихідному розчині: $\omega\% = \frac{m_{\text{HCl}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%, \quad m(\text{HCl}) = \frac{\omega\% \cdot m_{\text{розчину}}}{100\%};$ $m(\text{HCl}) = \frac{25 \cdot 300}{100\%} = 75 \text{ г.}$

2. Визначаємо масу води, що додали до розчину:

$$m = \rho \cdot V, \quad \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 200 \text{ г.}$$

3. Визначаємо масу утвореного розчину:

$$m_{\text{р-ну}2} = m_{\text{р-ну}1} + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m_{\text{р-ну}2} = 300 + 200 = 500 \text{ г.}$$

4. Визначаємо масу HCl у розчині 2 (після додавання води):

$$\omega_2 = \frac{m_{\text{HCl}}}{m_{\text{р-ну}2}} \cdot 100\%, \quad \omega_2 = \frac{75}{500} \cdot 100\%.$$

*Відповідь:*  $\omega_{\text{HCl}} = 15\%$

*Якщо до вихідного розчину деякої речовини додають ще певну порцію цієї ж речовини, то концентрація вихідного розчину зростає. Отже, маса розчину та маса розчиненої речовини зростають на масу доданої речовини.*

### Приклад 11

Визначити масову частку натрій хлориду в розчині, одержаному при додаванні 60 г NaCl до 200 г розчину з масовою часткою солі 0,25 (25 %).

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m(\text{NaCl})=60 \text{ г}$	1. Визначаємо масу NaCl у вихідному розчині:
$m_{1\text{р-ну}}=200 \text{ г}$	$\omega\% = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%, \quad m(\text{NaCl}) = \frac{\omega \cdot m_{\text{розчину}}}{100\%};$
$\omega_1(\text{NaCl}) = 0,25$	
$\omega_2\% (\text{NaCl}) - ?$	

$$m(\text{NaCl}) = 200 \cdot 0,25 = 50 \text{ г.}$$

2. Визначаємо масу розчиненої речовини в утвореному розчині:

$$m_2(\text{NaCl}) = m_1(\text{NaCl}) + m(\text{NaCl}) = 50 + 60 = 110 \text{ г.}$$

3. Маса утвореного розчину дорівнює:

$$m_{2\text{р-ну}} = m_{1\text{р-ну}} + m(\text{NaCl}) = 200 + 60 = 260 \text{ г.}$$

Розраховуємо масову частку утвореного розчину:

$$\omega_2\% = \frac{m_2(\text{NaCl})}{m_{2\text{р-ну}}} \cdot 100\%;$$

$$\omega_2\% = \frac{110 \text{ г}}{260 \text{ г}} \cdot 100\% = 42,3 \text{ \%}.$$

*Відповідь:*  $\omega(\text{NaCl}) = 42,3 \text{ \%}$

## Приклад 12

Визначити масу натрій нітрату, яку треба розчинити в 240 г 10 %-го розчину натрій нітрату, щоб утворився розчин з масовою часткою розчиненої речовини 0,2.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m_1(\text{р-ну}) = 240 \text{ г}$	<b>I спосіб</b>
$\omega_1(\%) = 10 \text{ \%}$ (0,1)	Знаходимо масу $\text{NaNO}_3$ у першому розчині:
$\omega_2 = 0,2 \text{ (20 \%)}$	$m_1(\text{NaNO}_3) = m_1(\text{р-ну}) \cdot \omega_1;$
$m_1(\text{NaNO}_3) - ?$	$m_1(\text{NaNO}_3) = 240 \cdot 0,1 = 24 \text{ г.}$
	Запишемо формулу для обчислення масової частки

розчиненої речовини в розчині:

$$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}}, \quad \omega_2 = \frac{m_{1\text{NaNO}_3} + m_{2\text{NaNO}_3}}{m_{1\text{розчину}} + m_{2\text{NaNO}_3}}.$$

Позначимо  $m_2(\text{NaNO}_3)$  за  $x$  г, тоді:

$$0,2 = \frac{m_{1\text{NaNO}_3} + m_{2\text{NaNO}_3}}{m_{1\text{розчину}} + m_{2\text{NaNO}_3}} = \frac{24 + m_{2\text{NaNO}_3}}{240 + m_{2\text{NaNO}_3}};$$

$$0,2(240 + m_2(\text{NaNO}_3)) = 24 + m_2(\text{NaNO}_3);$$

$$48 + 0,2x = 24 + x;$$

$$48 - 24 = x - 0,2x;$$

$$24 = 0,8x;$$

$$x = 30 \text{ г.}$$

$$m_2(\text{NaNO}_3) = 30 \text{ г.}$$

### II спосіб

1. Знаходимо масу  $\text{NaNO}_3$  у першому розчині:

$$m_1(\text{NaNO}_3) = m_1(\text{р-ну}) \cdot \omega_1;$$

$$m_1(\text{NaNO}_3) = 240 \cdot 0,1 = 24 \text{ г};$$

$$2. m_1(\text{H}_2\text{O}) = m_1(\text{р-ну}) - m_1(\text{NaNO}_3) = 240 - 24 = 216 \text{ г};$$

$$\omega_{\%}(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 20 = 80\% \text{ або } \omega(\text{H}_2\text{O}) = 1 - 0,2 = 0,8;$$

$$m_2(\text{р-ну}) = \frac{216 \text{ г}}{0,8} = 270 \text{ г};$$

$$m_2(\text{NaNO}_3) = 270 - 240 = 30 \text{ г.}$$

*Відповідь:*  $m_2(\text{NaNO}_3) = 30 \text{ г}$

### Задачі для аудиторної роботи

1. Знайти масову частку глюкози в розчині, що містить 280 г води та 40 г глюкози. *Відповідь:* 14 %.

2. Визначити масову частку  $\text{CuSO}_4$  у розчині, отриманому при розчиненні 50 г мідного купоросу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  у 450 г води. *Відповідь:* 6,4 %.

3. Визначити масу води, яку треба додати до 200 г 10 %-го розчину натрій гідроксиду, щоб одержати розчин з масовою часткою  $\text{NaOH}$  5 %. *Відповідь:*  $m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г}$ .

4. Яку масу води необхідно додати до 200 мл 30 %-го (за масою) розчину  $\text{NaOH}$  ( $\rho = 1,33 \text{ г/мл}$ ) для отримання 10 %-го розчину луку? *Відповідь:*  $m(\text{H}_2\text{O}) = 532 \text{ г}$ .

5. Визначити масу та об'єм води, в якій потрібно розчинити

60 г солі, щоб отримати розчин з масовою часткою 25 %. Відповідь: 140 г, 140 мл.

6. Який об'єм води необхідно додати до 100 мл розчину нітратної кислоти ( $\rho = 1,1$  г/мл)  $\omega(\text{HNO}_3) = 20\%$ , щоб отримати розчин  $\text{HNO}_3$  з  $\omega(\text{HNO}_3) = 5\%$ ? Відповідь: 330 мл.

7. Яку масу калій хлориду та яку масу води необхідно взяти для приготування 80 г розчину з масовою часткою солі 0,2? Відповідь:  $m(\text{KCl}) = 16$  г;  $m(\text{H}_2\text{O}) = 64$  г.

8. Які об'єми води та розчину сульфатної кислоти з масовою часткою кислоти 90 % та густиною 1,7 г/мл необхідно взяти для приготування 120 мл розчину з масовою часткою кислоти 40 % та густиною 1,35 г/мл? Відповідь: 42,35 мл; 90 мл.

9. Який об'єм розчину натрій хлориду з масовою часткою  $\text{NaCl}$  20 % та густиною 1,15 г/мл необхідно додати до 200 г води, щоб отримати розчин з масовою часткою  $\text{NaCl}$  0,07? Відповідь: 93,7 мл.

10. До 450 г 10 %-го розчину калій нітрату додали 50 г  $\text{KNO}_3$ . Визначити масову частку розчиненої речовини калій нітрату в утвореному розчині. Відповідь: 0,19 або 19 %.

11. З 200 мл розчину  $\text{CuSO}_4$ ,  $\omega(\text{CuSO}_4) = 8\%$  ( $\rho = 1,1$  г/мл) випарили 100 мл  $\text{H}_2\text{O}$ . Визначити  $\omega(\text{CuSO}_4)$  в отриманому розчині. Відповідь: 14,7 %.

### Задачі для самостійної роботи

1. Яку масу калій гідроксиду необхідно розчинити в 400 г розчину з масовою часткою розчиненої речовини 0,1, щоб отримати 14,3 % розчин лугу? Відповідь: 20 г.

2. До 150 г спиртового розчину йоду з масовою часткою йоду 3 % додали 5 г кристалічного йоду. Розрахувати масову частку йоду в отриманому розчині. Відповідь: 6,1 %.

3. До 50 мл розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\omega = 48\%$ ,  $\rho = 1,38$  г/мл) додали 950 мл води. Визначити масову частку  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в отриманому розчині. Відповідь: 3,2 %.

4. З 500 г розчину натрій хлориду з масовою часткою розчиненої речовини 0,1 випарили 100 г води. Визначити масову частку ро-

зчиненої речовини в утвореному розчині. Відповідь: 12,5 %.

5. До 500 г розчину калій хлориду з масовою часткою 5 % додали 300 г води. Визначити масову частку калій хлориду в отриманому розчині. Відповідь: 3,1 %.

6. Яку масу ортофосфатної кислоти  $\text{H}_3\text{PO}_4$  необхідно додати до 150 г 8 %-ного розчину кислоти, щоб отримати 15 %-ний розчин  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ? Відповідь: 12,35 г.

7. Визначити масу калій хлориду та масу розчину з масовою часткою  $\text{KCl}$  0,06, які необхідні для приготування 240 г 15 % розчину калій хлориду. Відповідь: 30 г  $\text{KCl}$  та 210 г 6 % розчину.

8. Яку масу води необхідно додати до 625 г розчину нітратної кислоти з масовою часткою розчиненої речовини 0,4, щоб утворився розчин з масовою часткою кислоти 10 %? Відповідь: 1875 г.

9. Знайти маси води та мідного купоросу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , необхідні для приготування одного літру розчину, що містить 8 % безводної солі. Густина 8 %-го розчину  $\text{CuSO}_4$  дорівнює 1,084 г/мл. Відповідь: 948 г, 135,6 г.

10. З 400 г 50 %-ного (за масою) розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  випаровуванням видалили 100 г води. Чому дорівнює масова частка  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в отриманому розчині? Відповідь: 66,7 %.

11. Скільки грамів 30 %-го (за масою) розчину  $\text{NaCl}$  потрібно додати до 300 г води, щоб отримати 10 %-вий розчин солі? Відповідь: 150 г.

12. Яку масу 20 %-го (за масою) розчину калій гідроксиду треба додати до 1 кг 50 %-го (за масою) розчину, щоб отримати 25 %-вий розчин? Відповідь: 5 кг.

13. Визначити масову частку речовини, в розчині який отримали змішуванням 300 г 25 %-го та 400 г 40 %-го (за масою) розчинів цієї речовини. Відповідь: 33,6 %.

14. Який об'єм води треба додати до 100 мл 20 %-го (за масою) розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,14$  г/мл), щоб отримати 5 % розчин? Відповідь: 342 мл.

15. До 500 мл 32 % (за масою)  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,20$  г/мл) додали 1 л води. Чому дорівнює масова частка  $\text{HNO}_3$  в отриманому розчині? Відповідь: 12 %.

16. Розрахувати масу води, яку необхідно додати до 50 г розчину калій перманганату з масовою часткою  $\text{KMnO}_4$  5 %, щоб отримати розчин з масовою часткою калій перманганату 1 %. Відповідь: 200 г.

17. Для приготування 5 % розчину  $\text{MgSO}_4$  взяли 400 г  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Розрахувати масу одержаного розчину. Відповідь 3,9 кг.

18. Скільки молей  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  необхідно додати до 100 мл води, щоб отримати 10 %-вий розчин  $\text{MgSO}_4$ . Відповідь: 1,88 моль.

19. Визначити масову частку  $\text{CuSO}_4$  у розчині, отриманому при розчиненні 50 г мідного купоросу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  у 450 г води. Відповідь: 6,4 %.

20. В якій масі води потрібно розчинити 25 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , щоб отримати 8 % розчин  $\text{CuSO}_4$ ? Відповідь: 175 г.

21. Скільки грамів  $\text{NaSO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  треба розчинити у 800 г воді, щоб отримати 10 %-ний розчин  $\text{NaSO}_4$ ? Відповідь 234,6 г.

22. Розрахувати масу кристалогідрату та об'єм води, необхідні для приготування 500 мл таких розчинів.

1)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\rho = 1,06$  г/мл,  $\omega(\text{CuSO}_4) = 0,25$  %;

2)  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\rho = 1,11$  г/мл,  $\omega(\text{FeSO}_4) = 6$  %;

3)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\rho = 1,13$  г/мл,  $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 15$  %;

4)  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\rho = 1,04$  г/мл,  $\omega(\text{FeSO}_4) = 0,085$  %.

Відповідь: 1) 2,07; 527,93; 2) 60,98; 494,1; 3) 192,18; 372,82;

4) 0,91; 519,09.

25 Розрахувати масову частку натрій сульфату у розчині, одержаному при розчиненні 6 г глауберової солі ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) в 50 г води. Відповідь: 4,7 %.

26. Яку масу залізного купоросу ( $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ) необхідно розчинити у 100 г води, щоб отримати розчин з масовою часткою  $\text{FeSO}_4$  10 %? Відповідь: 19,23 г.

27. Скільки грамів мідного купоросу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  потрібно розчинити в 500 г розчину купрум(II) сульфату з масовою часткою  $\text{CuSO}_4$  5 % для отримання 10 % розчину купрум(II) сульфату? Відповідь: 46,3 г.

28. Яку масу кристалогідрату  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  необхідно використати, щоб приготувати 360 г розчину з масовою часткою  $\text{MgSO}_4$  5 %? Відповідь: 36,9 г.

29. Визначити масу кристалогідрату  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  і води, які необхідно взяти для приготування розчину масою 540 г з масовою часткою натрій карбонату 15 %. Відповідь: 219 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  і 321 г води.

30. Скільки грамів  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , що застосовується як послаблюючий засіб, необхідно розчинити в 250 г води для одержання розчину, який містить 5 % безводної солі? Відповідь: 32 г.

31. Для змащування ясен приготували розчин з 5 мл 30 %-го розчину  $\text{H}_2\text{O}_2$  та 15 мл дистильованої води. Розрахуйте масову частку  $\text{H}_2\text{O}_2$  в отриманому розчині ( $\rho_{\text{р-ну}} = 1$  г/мл). Відповідь: 7,5 %.

32. Розрахувати об'єми 2,5 %-го розчину  $\text{KMnO}_4$  та води, які необхідно взяти для приготування 40 мл 0,05 %-ного розчину. Густина 0,05 %-го розчину дорівнює 1,003 г/мл, а 2,5 %-го - 1,017 г/мл. Відповідь:  $V(\text{H}_2\text{O}) = 39$  мл;  $V(\text{KMnO}_4) = 0,8$  мл.

33. Яку масу кристалогідрату  $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  необхідно розчинити в розчині масою 1000 г з масовою часткою 2 %, щоб отримати розчин з масовою часткою 3 %. Відповідь 19,1 г.

34. Який об'єм (н.у.) амоніаку необхідно розчинити у розчині амоніаку ( $\omega = 10$  %,  $\rho = 0,958$  г/мл) об'ємом 1500 мл для одержання розчину з масовою часткою 20 %? Відповідь: 236,6 м<sup>3</sup>.

35. Натрій масою 4,6 г розчинили в розчині натрій гідроксиду ( $\omega = 20$  %,  $\rho = 1,22$  г/мл) об'ємом 200 мл<sup>3</sup>. Визначити масову частку ( $\omega$ , %) одержаного розчину. Відповідь: 22,9 %.

**Обчислення масової частки розчиненої речовини у розчині,  
утвореному при змішуванні декількох розчинів**

**Приклад 13**

Визначити масову частку розчиненої речовини натрій гідроксиду у розчині, утвореному при змішуванні 200 г 10 %-го розчину натрій гідроксиду та 150 г 40 %-го розчину натрій гідроксиду.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m_1(\text{р-ну}) = 200 \text{ г}$	Для розрахунку масової частки розчиненої речовини в утвореному розчині необхідно визначити маси розчиненої речовини у першому та другому вихідних розчинах та масу утвореного розчину.
$m_2(\text{р-ну}) = 150 \text{ г}$	
$\omega_1(\text{NaOH}) = 0,1$	
$\omega_2(\text{NaOH}) = 0,4$	
$\omega_3(\text{NaOH}) = ?$	1. Для розрахунку маси розчиненої речовини у вихідних розчинах необхідно знайти $m_{\text{речов}}$ з формули:

$$\omega_{\%} = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% \quad ;$$

$$\omega_{1\%} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{1\text{розчину}}} \cdot 100\%, \text{ знаходимо } m_1(\text{NaOH}) ;$$

$$m_1(\text{NaOH}) = m_1(\text{р-ну}) \cdot \omega_1, \quad m_1(\text{NaOH}) = 200 \text{ г} \cdot 0,1 = 20 \text{ г};$$

$$\omega_{2\%} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{2\text{розчину}}} \cdot 100\% .$$

2. Знаходимо  $m_2(\text{NaOH})$ :

$$m_2(\text{NaOH}) = m_2(\text{р-ну}) \cdot \omega_2, \quad m_2(\text{NaOH}) = 150 \text{ г} \cdot 0,4 = 60 \text{ г}.$$

3. Визначаємо масу отриманого розчину:

$$m_3(\text{р-ну}) = 200 \text{ г} + 150 \text{ г} = 350 \text{ г}.$$

4. Знаходимо масу розчиненої речовини в утвореному розчині:

$$m_3(\text{NaOH}) = 20 \text{ г} + 60 \text{ г} = 80 \text{ г}.$$

5. Знаходимо масову частку розчиненої речовини в утвореному розчині:

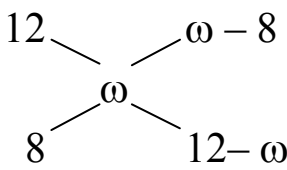
$$\omega_{3\%} = \frac{80 \text{ г}}{350 \text{ г}} \cdot 100\% = 22,8 \% (0,228).$$

**Відповідь:**  $\omega_{3\%} = 22,8 \% (0,228)$ .



### Приклад 14

Змішали 100 г 12 %-го і 400 г 8 %-го розчинів солі. Розрахувати масову частку солі в отриманому розчині.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m_1(\text{р-ну}) = 100 \text{ г}$	Використовуємо правило хреста 
$m_2(\text{р-ну}) = 400 \text{ г}$	
$\omega_1(\text{солі}) = 12\%$	
$\omega_2(\text{солі}) = 8\%$	
$\omega_3(\text{солі}) = ?$	$\frac{\omega - 8}{12 - \omega} = \frac{100}{400};$

$$400(\omega - 8) = 100(12 - \omega);$$

$$400\omega - 3200 = 1200 - 100\omega;$$

$$500\omega = 1200 + 3200;$$

$$500\omega = 4400;$$

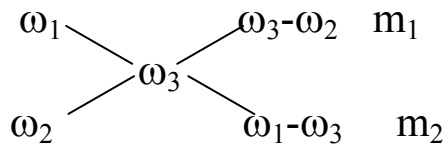
$$\omega = 8,8\%.$$

*Відповідь:*  $\omega_0 = 8,8\% (0,088)$ .

За використання масової концентрації  $\omega$  можливе тільки масове співвідношення розчинів. Якщо ж кількість розчину задається об'ємом, слід останній перевести в масу, скориставшись рівнянням для розчинів,  $\rho = m/V$ , в якому  $\rho$  – густина,  $m$  – маса,  $V$  – об'єм розчину.

### Приклад 15

Визначити маси 12- та 20 %-го розчинів кислоти, потрібних для приготування 250 г 15 %-го розчину.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m_3(\text{р-ну}) = 250 \text{ г}$	Використовуємо правило хреста, враховуючи, що $m_3 = m_1 + m_2 = 250 \text{ г} :$ 
$\omega_1(\text{к-ти}) = 20\%$	
$\omega_2(\text{к-ти}) = 12\%$	
$\omega_3(\text{к-ти}) = 15\%$	
$\omega_3(\text{солі}) = ?$	$\frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3} = \frac{m_1}{m_2};$

Замість  $m_1$  або  $m_2$  можна записати їхній вираз через масу кінцевого розчину:

$$\frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3} = \frac{m_1}{m_3 - m_1} = \frac{m_3 - m_2}{m_2};$$

$$\begin{array}{ccc} 20\% & \diagdown & 15\% & \diagup & 3 \text{ г} \\ & & & & \\ 12\% & \diagup & & \diagdown & 5 \text{ г} \end{array}$$

$$\frac{3}{5} = \frac{m_1}{250 - m_1};$$

$$3(250 - m_1) = 5m_1;$$

$$750 - 3m_1 = 5m_1;$$

$$750 = 5m_1 + 3m_1;$$

$$m_1 = 93,75 \text{ г } 20\% \text{-го розчину};$$

$$m_2 = 250 - 93,75 = 156,25 \text{ г } 12\% \text{-го розчину}.$$

*Відповідь:*  $m_{20\%} = 93,75 \text{ г}$   $m_{12\%} = 156,25 \text{ г}$

### Приклад 16

Розрахувати масову частку розчину луѓу, якщо при змішуванні 20 г його з 7%-м розчином утворюється 36 мл 10%-го розчину з густиною 1,08 г/см<sup>3</sup>.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m_1(\text{р-ну}) = 20 \text{ г}$ $\omega_2(\text{луѓу}) = 7\%$ $\omega_3(\text{луѓу}) = 10\%$ $V_3 = 36 \text{ мл}$ $\rho_3 = 1,08 \text{ г/см}^3$	<p>1. Маса отриманого розчину <math>m_3 = \rho_3 \cdot V_3</math>  <math>m_3 = 36 \cdot 1,08 = 38,88 \text{ г}</math>:</p> $\begin{array}{ccc} \omega_1 & \diagdown & \omega_3 - \omega_2 & m_1 \\ & & \omega_3 & \\ & \diagup & \omega_1 - \omega_3 & m_2 \\ \omega_2 & & & \end{array}$ $\frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3} = \frac{m_1}{m_2}$
$\omega_3(\text{солі}) = ?$	$\frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3} = \frac{m_1}{m_3 - m_1} = \frac{m_3 - m_2}{m_2};$

$$\begin{array}{ccc} \omega_1 & \diagdown & 3 \text{ г} \\ & 10\% & \\ 7\% & \diagup & \omega_1 - 10 \end{array}$$

$$\frac{3}{\omega_1 - 10} = \frac{20}{38,88 - 20}$$

$$3(38,88 - 20) = 20(\omega_1 - 10);$$

$$\omega_1 = 12,83 \%$$

Відповідь:  $\omega_1 = 12,83 \%$ .

### Приклад 17

Розрахувати об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 56 % ( $\rho = 1,460$  г/мл) та об'єм води, необхідний для приготування 100 мл розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 20 % ( $\rho = 1,143$  г/мл).

Дано:	Розв'язок:
$\omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 56 \%$ $\rho_1 = 1,460$ г/мл $V_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 100$ мл $\omega_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20 \%$ $\rho_2 = 1,143$ г/мл	<b>I спосіб</b> 1. Знаходимо масу 20 % розчину $\text{H}_2\text{SO}_4$ : $m_{20\% \text{ р-ну}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \rho_2 \cdot V_2$ ; $m_{\text{р-ну}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,143 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} = 114,3 \text{ г}$ . 2. Знаходимо масу $\text{H}_2\text{SO}_4$ :
$V_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$ $V(\text{H}_2\text{O}) = ?$	$\omega_{\%} = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%, \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{\omega_{\%} \cdot m_{\text{розчину}}}{100\%};$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{20 \cdot 114,3}{100} = 22,86 \text{ г}$$

При приготуванні розчину маса  $\text{H}_2\text{SO}_4$  не змінюється, тому знаходимо масу 56 %-го розчину:

$$m_{56\% \text{ р-ну}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m_{\text{речов}}}{\omega} \cdot 100\% = \frac{22,86}{0,56} = 40,82 \text{ г};$$

$$V_{56\% \text{ р-ну}} = \frac{m_1}{\rho} = \frac{40,82}{1,460} = 27,95 \text{ мл} \approx 28 \text{ мл};$$

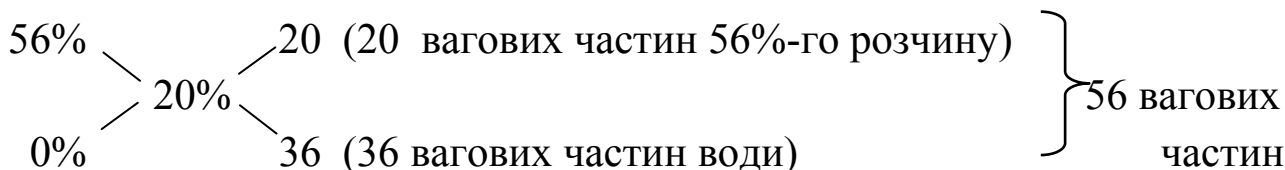
$$V(\text{H}_2\text{O}) = V_3 - V_1 = 100 - 28 = 72 \text{ мл}$$

### II спосіб

1. Знаходимо масу 20 % розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

$$m_{20\% \text{ р-ну}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \rho_2 \cdot V_2;$$

$$m_{\text{р-ну}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,143 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} = 114,3 \text{ г};$$



Для утворення

114,3 г 20 % розчину – 56 вагових частин

$m_{56\% \text{ розчину}}(x)$  – 20 вагових частин

$$m_{56\% \text{ р-ну}} = \frac{114,3 \cdot 20}{56} = 40,82 \text{ г};$$

$$V_{56\% \text{ р-ну}} = \frac{m_{56\% \text{ р-ну}}}{\rho} = \frac{40,82}{1,460} = 27,95 \text{ мл} \approx 28 \text{ мл};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 114,3 - 40,82 = 73,48 \text{ г};$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл};$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 73,48 \text{ мл}.$$

*Відповідь:*  $V(\text{H}_2\text{O}) = 73,48 \text{ мл}; V_{56\% \text{ р-ну}} = 28 \text{ мл}.$

### Приклад 18

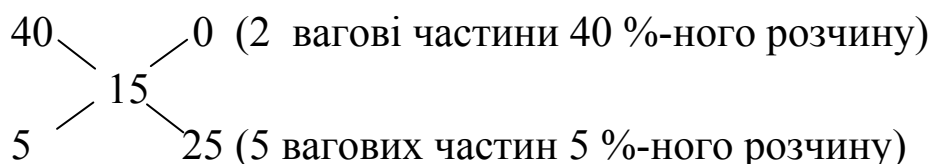
В яких об'ємних відношеннях треба змішати 40 %-вий розчин  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,32 \text{ г/мл}$ ) з 5 %-вим розчином цієї ж кислоти, щоб отримати 600 мл 15 %-го розчину ( $\rho = 1,24 \text{ г/мл}$ )  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$\rho_1 = 1,32 \text{ г/мл}$ $\rho_3 = 1,24 \text{ г/мл}$ $\omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 40\%$ $\omega_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5\%$ $\omega_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 15\%$ $V_3 = 600 \text{ мл}$	<p>Для розв'язування задачі використовуємо правило хреста</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <math display="block">\begin{array}{c} 40 \backslash \\ 15 \\ 5 / \end{array}</math> <p>(I)</p> </div> <div style="text-align: center;"> <math display="block">\begin{array}{c} 40 \backslash \\ 15 \\ 5 / \quad 25 \end{array}</math> <p>(II)</p> </div> <div style="text-align: center;"> <math display="block">\begin{array}{c} 40 \backslash \quad / 10 \\ 15 \\ 5 / \quad 25 \end{array}</math> <p>(III)</p> </div> </div>
$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = ?$	<p>Для цього початкові концентрації розчинів записують зліва, а концентрацію заданого розчину праворуч (схема I).</p>

З більшої концентрації вираховують задану концентрацію і різ-

ницю записують правіше по діагоналі, як показано на схемі (II), а із заданої концентрації вираховують меншу концентрацію і теж записують правіше по діагоналі, як показано на схемі (III).

Отримані числа (10 і 25), які можна ще скоротити на 5 і отримати (2 і 5), показують, в якому масовому відношенні потрібно змішувати 40 %-ний та 5 %-ний розчини, відповідно, щоб одержати 15 %-ний розчин кислоти.



Маса 15 %-ного розчину, який потрібно приготувати, дорівнює:

$$m_3 = V_3 \cdot \rho_3 = 600 \text{ мл} \cdot 1,24 \text{ г/мл} = 744 \text{ (г)},$$

що становить  $2 + 5 = 7$  вагових частин.

На одну вагову частину припадає:  $744/7 = 106,3 \text{ (г)}$ .

Маса 40 %-ного розчину дорівнює:  $m_1 = 106,3 \cdot 2 = 212,6 \text{ г}$ .

а маса 5 %-ного розчину дорівнює:  $m_2 = 106,3 \cdot 5 = 531,5 \text{ г}$ .

Визначаємо об'єм 40 %-ного розчину:  $V_1 = \frac{m_1}{\rho} = \frac{212}{1,32} = 161,06 \text{ мл}$ .

Густина 5 %-ного розчину вважатимемо за 1, тому об'єм чисельно дорівнює масі розчину  $V_2 = 531,5 \text{ (мл)}$ .

Отже, розчини потрібно змішати в об'ємних відношеннях:

$$V_1 : V_2 = 161,06 : 531,5 = 1,0 : 3,3.$$

Відповідь:  $V_1 : V_2 = 1,0 : 3,3$ .

### Приклад 19

Розрахувати об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 56 % ( $\rho = 1,460 \text{ г/мл}$ ) та об'єм води, які необхідні для приготування 100 мл розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 20 % ( $\rho = 1,143 \text{ г/мл}$ ).

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$\omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 56\%$	<p style="text-align: center;"><i>Варіант 1</i></p> <p>1. Знаходимо масу 100 мл 20 %-ного розчину:  <math>m_3 = \rho \cdot V = 1,143 \cdot 100 = 114,3 \text{ г.}</math></p> <p>2. Знаходимо масу сульфатної кислоти в цьому розчині:</p> $\omega\% = \frac{m_{\text{речов.}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% ;$
$\rho_1 = 1,460 \text{ г/мл}$	
$V_3 = 100 \text{ мл}$	
$\omega_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20\%$	
$\rho_3 = 1,143 \text{ г/мл}$	
$V_1, V(\text{H}_2\text{O}) = ?$	

$$m_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = \omega \cdot m_3 = 0,20 \cdot 114,3 = 22,86 \text{ г.}$$

Оскільки змішували розчин з масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 56\%$  та воду, в якій масова частка  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0\%$ , то знайдена маса сульфатної кислоти в отриманому розчині буде відповідати масі сульфатної кислоти у вихідному (першому розчині), тобто  $m_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 22,86 \text{ г.}$

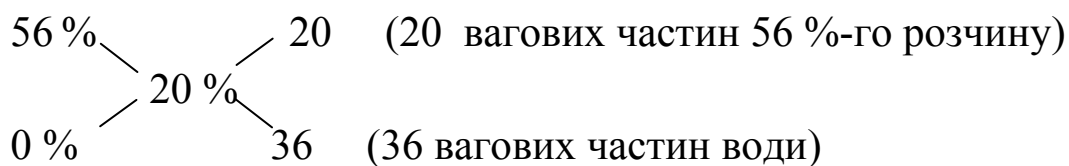
Знаючи масу сульфатної кислоти та її масову частку, можна знайти масу вихідного розчину  $m_1$ :

$$m_1 = \frac{m_{\text{речов.}}}{\omega} \cdot 100\% = \frac{22,86}{0,56} = 40,82 \text{ г;}$$

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho} = \frac{40,82}{1,460} = 27,95 \text{ мл} \approx 28 \text{ мл;}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = V_3 - V_1 = 100 - 28 = 72 \text{ мл.}$$

*Варіант 2*



Всього 56 вагових частин.

$$\text{Маса } 20\% \text{-ого розчину: } m_3 = \rho \cdot V = 1,143 \cdot 100 = 114,3 \text{ г.}$$

$$\text{Знаходимо масу 1 вагової частки: } 114,3/56 = 2,04 \text{ г.}$$

$$\text{Маса } 56\% \text{-го розчину дорівнює: } m_1 = 2,04 \cdot 20 = 40,82 \text{ г;}$$

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho} = \frac{40,82}{1,460} = 27,95 \text{ мл} \approx 28 \text{ мл;}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = V_3 - V_1 = 100 - 28 = 72 \text{ мл.}$$

Відповідь:  $V_1 = 28 \text{ мл}$ ,  $V(\text{H}_2\text{O}) = 72 \text{ мл}$ .

### Задачі для аудиторної роботи

1. Визначити масову частку розчиненої речовини сульфатної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$  у розчині, утвореному при змішуванні 300 г 15 %-ного розчину сульфатної кислоти та 200 г 50 %-ного розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Відповідь: 22,8 %.

2. Яку масу води треба додати до 200 мл 30 %-го (за масою) розчину  $\text{NaOH}$  ( $\rho = 1,33$  г/мл) для отримання 10 го розчину лугу? Відповідь: 532 г.

3. Які об'єми розчинів калій гідроксиду з  $\omega(\text{KOH}) = 50$  %,  $\rho = 1,51$  г/мл та  $\omega(\text{KOH}) = 10$  %,  $\rho = 1,1$  г/мл необхідні для приготування одного літру розчину  $\text{KOH}$ ,  $\omega(\text{KOH}) = 20$  %,  $\rho = 1,19$  г/мл? Відповідь: 197 мл; 811,4 мл.

4. Визначити масову частку  $\text{HNO}_3$  в розчині, отриманому при змішуванні 100 мл розчину  $\text{HNO}_3$  з  $\omega = 10$  %,  $\rho = 1,05$  г/мл та 150 мл розчину  $\text{HNO}_3$  з  $\omega = 20$  %,  $\rho = 1,12$  г/мл. Відповідь: 16,2 %

5. Який об'єм 36 %-го ( $\rho = 1,18$  г/мл) і 20 %-го ( $\rho = 1,10$  г/мл) розчинів хлоридної кислоти необхідно для приготування 100 мл 26 % розчину ( $\rho = 1,13$  г/мл)? Відповідь: 35,9 мл, 64,1 мл.

6. Визначити маси 15 %-го та 50 %-го розчинів  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , необхідні для одержання 500 г розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 0,29. Відповідь: 300 г; 200 г.

7. Яку масу розчину з масовою часткою  $\text{KOH}$  20 % необхідно додати до 250 г розчину з масовою часткою  $\text{KOH}$  90 %, щоб отримати розчин з масовою часткою  $\text{KOH} = 50$  %? Відповідь: 333,3 г

8. Який об'єм розчину нітратної кислоти за вказаних умов, необхідно додати до 1,2 л води для отримання розчину з  $\omega(\text{HNO}_3) = 10$  %:

1)  $\omega(\text{HNO}_3) = 52\%$ ;  $\rho = 1,3$  г/мл

2)  $\omega(\text{HNO}_3) = 63\%$ ;  $\rho = 1,36$  г/мл

3)  $\omega(\text{HNO}_3) = 75\%$ ;  $\rho = 1,43$  г/мл

Відповідь: 1) 219,78 мл; 2) 166,48 мл; 3) 129,1 мл.

9. Які об'єми розчинів сульфатної кислоти з вказаними масовими частками  $\text{H}_2\text{SO}_4$  та густиною розчинів необхідно взяти для отримання 2 л розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  з масовою часткою сульфатної кислоти

14 % ( $\rho=1,095\text{г/мл}$ )?

- 1)  $\omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30\%$ ,  $\rho=1,219\text{ г/мл}$ ,  $\omega_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 6\%$ ,  $\rho=1,038\text{ г/мл}$ ;
  - 2)  $\omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 38\%$ ,  $\rho=1,350\text{ г/мл}$ ,  $\omega_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4,8\%$ ,  $\rho=1,028\text{ г/мл}$ ;
  - 3)  $\omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 50\%$ ,  $\rho=1,40\text{ г/мл}$ ,  $\omega_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2\%$ ,  $\rho=1,018\text{ г/мл}$ .
- (Відповідь (мл): 1) 1598,85;1406,6; 2) 449,6; 1539,9; 3) 391; 1631.

10. Яку масу розчину калій гідроксиду з масовою часткою  $\omega_1(\text{KOH})$  необхідно додати до розчину KOH масою  $m_2$  та масовою часткою  $\omega_2(\text{KOH})$ , щоб отримати розчин KOH масовою часткою  $\omega_3(\text{KOH})$ ?

- 1)  $\omega_1(\text{KOH}) = 20\%$ ,  $m_2=1\text{ кг}$ ,  $\omega_2(\text{KOH})= 50\%$ ,  $\omega_3(\text{KOH}) = 25\%$ ;
- 2)  $\omega_1(\text{KOH}) = 40\%$ ,  $m_2=480\text{ г}$ ,  $\omega_2(\text{KOH})= 90\%$ ,  $\omega_3(\text{KOH}) = 15\%$ ;
- 3)  $\omega_1(\text{KOH}) = 60\%$ ,  $m_2=25\text{ г}$ ,  $\omega_2(\text{KOH})= 2\%$ ,  $\omega_3(\text{KOH}) = 5\%$ .

Відповідь: 1) 5000 г; 2) 116,2 г; 3) 1,36 г.

11. Визначити масу 16 %-го розчину, який можна приготувати з 200 г 32 %-го розчину хлоридної кислоти. Відповідь: 400 г

12. Розрахувати маси 24 %-го розчину натрій хлориду та твердої солі, які слід змішати для одержання 250 г 28 %-го розчину. Відповідь: 236,84 г.

13. Розрахувати масу залізного купоросу, що потрібна для підвищення вдвічі концентрації ферум(II) сульфату в 100 г 3 %-го розчину. Відповідь: 6,16 г.

### Задачі для самостійної роботи

1. Яку масу 30 %-го розчину нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$  треба додати до 250 г 5 %-ного розчину цієї ж кислоти, щоб отримати 25 %-ний розчин  $\text{HNO}_3$ . Відповідь: 1000 г.

2. В якому масовому співвідношенні необхідно змішати 10 %-ний розчин сульфатної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і 75 %-ний розчин цієї ж кислоти, щоб одержати 1000 г акумуляторної кислоти (25 %-ний розчин  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). Відповідь: 770 г; 230 г.

3. В якому масовому співвідношенні необхідно змішати 5 %-вий і 15 %-вий розчини натрій гідроксиду, щоб одержати 7 %-вий розчин лугу. Відповідь: 8 масових частин 5 %-го розчину і 2 масових частини



15 %-го розчину.

4. У 250 г води розчинено 50 г кристалогідрату  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Обчислити масову частку кристалогідрату і безводного ферум(II) сульфату у розчині. Відповідь:  $\omega_{\text{к.г.}} = 16,7$ ;  $\omega_{\text{б.с.}} = 9,1$  %.

5. Обчислити масу бури  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  та води, які необхідні для приготування 2 кг розчину з масовою часткою  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$  5 %. Відповідь: 189,5 г; 1810,5 г.

6. В результаті розчинення у 400 г води деякої кількості мідного купоросу отримано розчин з масовою часткою  $\text{CuSO}_4$  5 %. Обчислити масу використаного кристалогідрату та масу отриманого розчину. Відповідь:  $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 34$  г,  $m_{\text{розчину}} = 434$  г.

7. Обчислити об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 92 % ( $\rho = 1,824$  г/мл) та масу води, які необхідні для приготування 200 мл розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 18 % ( $\rho = 1,124$  г/мл). Відповідь: 24,0 мл, 176 г.

8. Яку масу 30 %-ного розчину нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$  треба додати до 250 г 5 %-ного розчину цієї ж кислоти, щоб отримати 25 %-ний розчин  $\text{HNO}_3$ . Відповідь: 1000 г.

9. Знайдіть маси води та барій хлориду дигідрату, необхідні для приготування 400 мл розчину барій хлориду ( $\rho = 1,20$  г/см<sup>3</sup>) з масовою часткою солі 0,2. Відповідь: 367 г, 113 г.

10. Обчислити масу мідного купоросу та води, необхідних для приготування розчину купрум(II) сульфату масою 200 г з масовою часткою солі 16 %. Відповідь: 50 г, 150 г.

11. Яку масу розчину натрій карбонату з масовою часткою солі 0,1 та кристалічної соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  необхідно взяти для приготування розчину масою 540 г з масовою часткою натрій карбонату 0,15? Відповідь: 489,1 г; 50,9 г.

12. Визначити масу кристалогідрату купрум(II) броміду тетрагідрату, яку потрібно розчинити в 702 г розчину купрум броміду з масовою часткою  $\text{CuBr}_2$  1,61 %, щоб утворився 10,68 % розчин. Відповідь: 98 г.

13. Визначити масову частку купрум(II) сульфату в розчині, утвореному внаслідок розчинення 80 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  в 320 г 4 %-го ро-

зчину купрум(II) сульфату. Відповідь: 16%.

14. Яку масу 20 %-го (за масою) розчину KOH треба додати до 1 кг 50 %-го (за масою) розчину, щоб отримати 25 %-ий розчин? Відповідь: 5 кг.

15. Визначити масову частку речовини в розчині, отриманому змішуванням 300 г 25 %-го та 400 г 40 %-го (за масою) розчинів цієї речовини. Відповідь: 33,6 %.

16. Скільки грамів 32 %-го розчину HNO<sub>3</sub> слід додати до 600 г 80 %-го розчину тієї ж кислоти для отримання 64 %-го розчину? Відповідь: 300 г.

17. Скільки молей води слід додати до 1,6 кг 25 % розчину NaOH для отримання 16 % розчину? Відповідь: 50 моль.

18. Змішали 300 г 40 %-ного розчину H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> і 700 г 10 %-ного розчину тієї ж кислоти. Обчислити відсотковий вміст H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> в отриманому розчині. Відповідь: 19 %.

### ***Обчислення молярної, моляльної, масової концентрації та молярної концентрації еквівалента розчину***

#### **Приклад 20**

Визначити молярну концентрацію розчину натрій гідроксиду з масовою часткою 30 %, густина розчину 1,29 г/мл.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$\omega(\text{NaOH}) = 30\%$ (0,3) $\rho = 1,29 \text{ г/мл}$	Знаходимо масу 1 л розчину (1 л = 1000 мл): $m_{\text{р-ну}} = V \cdot \rho_{\text{р}} = 1000 \text{ мл} \cdot 1,29 \text{ г/мл} = 1290 \text{ г}.$
$C_M(\text{NaOH}) = ?$	Знаходимо масу речовини NaOH:

$$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% , m(\text{NaOH}) = \omega \cdot m_{\text{р-ну}} = 0,3 \cdot 1290 = 387 \text{ г}.$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль}.$$

Знаходимо молярну концентрацію:

$$C_M = \frac{n_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{m_{\text{речов}}}{M_{\text{речов}} \cdot V_{\text{розчину}}} ; \quad C_M = \frac{387}{40 \cdot 1} = 9,68 \text{ моль/л}.$$

*Відповідь:*  $C_M = 9,68 \text{ моль/л}.$

## Приклад 21

Обчислити молярну концентрацію, молярну концентрацію еквіваленту, моляльну концентрацію та титр розчину з масовою часткою манган(II) хлориду 8 % ( $\rho = 1,085$  г/мл).

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$\rho = 1,085$ г/мл	Обчислюємо масу 1 л (1000 мл) даного розчину та масу розчиненого $\text{MnCl}_2$ :
$\omega_1(\text{MnCl}_2) = 8\%$	
$C_m, C_M, C_H, T = ?$	$m_{\text{розч}} = V \cdot \rho = 1000 \text{ мл} \cdot 1,085 \text{ г/мл} = 1085 \text{ г};$ $m(\text{MnCl}_2) = \omega \cdot m_{\text{розч}} = 0,08 \cdot 1085 \text{ г} = 86,80 \text{ г};$ $M(\text{MnCl}_2) = 55 + 35,5 \cdot 2 = 126 \text{ г/моль};$

$$C_M = \frac{m_{\text{речов}}}{M_{\text{речов}} \cdot V_{\text{розчину}}} = \frac{86,80}{126 \cdot 1} = 0,69 \text{ моль/л};$$

$$C_H = \frac{m_{\text{речов}}}{E_m \cdot V_{\text{розчину}}}, \quad E_m(\text{MnCl}_2) = \frac{M(\text{MnCl}_2)}{n(\text{Mn}^{2+}) \cdot B(\text{Mn})} = \frac{126}{1 \cdot 2} = 63 \text{ г/моль};$$

$$C_H = \frac{86,80}{63 \cdot 1} = 1,38 \text{ моль/л};$$

$$C_m = \frac{n_{\text{речов}}}{m_{\text{розчинника}}}, \quad n(\text{MnCl}_2) = \frac{m}{M} = \frac{86,80}{126} = 0,69 \text{ моль};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1085 - 86,80 = 998,2 \text{ г} = 0,9982 \text{ кг};$$

$$C_m = \frac{0,69}{0,9982} = 0,69 \text{ моль/кг};$$

$$T = \frac{m_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{86,80}{1000} = 0,0868 \text{ г/мл}.$$

*Відповідь:*  $C_m = 0,69$  моль/кг,  $C_M = 0,69$  моль/л,  $C_H = 1,38$  моль/л,  $T = 0,0868$  г/мл.

## Приклад 22

В 200 мл розчину міститься 8,55г барій гідроксиду. Розрахувати масову концентрацію, молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту розчину  $\text{Ba}(\text{OH})_2$

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 8,55 \text{ г}$ $V(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 200 \text{ мл}$ $M(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 171 \text{ г/моль}$	$\rho = \frac{m_{\text{Ba}(\text{OH})_2}}{V_{\text{р-ну}}}, \rho = \frac{8,55}{0,2} = 42,75 \text{ г/л};$
$\rho, C_M, C_H = ?$	$C_M = \frac{m_{\text{речов}}}{M_{\text{речов}} \cdot V_{\text{розчину}}};$

$$C_M = \frac{8,55 \text{ г}}{171 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л}} = 0,25 \text{ моль/л};$$

$$C_H = \frac{m_{\text{речов}}}{E_m \cdot V_{\text{розчину}}}, E_m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = \frac{M(\text{Ba}(\text{OH})_2)}{n(\text{OH}^-)} = \frac{171}{2} = 85,55 \text{ г/моль};$$

$$C_H = \frac{8,55 \text{ г}}{85,55 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л}} = 0,5 \text{ моль/л}.$$

*Відповідь:*  $\rho = 42,75 \text{ г/л}$ ,  $C_M = 0,25 \text{ моль/л}$ ,  $C_H = 0,5 \text{ моль/л}$ .

### Приклад 23

Обчислити масову концентрацію, молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту натрій карбонату в розчині з масовою часткою  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  11,6 %, якщо густина розчину 1,12 г/мл.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 11,6 \%$ $\rho(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,12 \text{ г/мл}$	$\rho = \frac{m_{\text{р-ни}}}{V_{\text{р-ну}}};$
$\rho, C_M, C_H = ?$	$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}}, m_{\text{речов}} = \omega \cdot m_{\text{р-ну}};$

$$\rho = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ну}}}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot V}{V_{\text{р-ну}}} = \omega \cdot \rho = 0,116 \cdot 1,12 \text{ г/мл} = 0,13 \text{ г/мл} = 130 \text{ г/л};$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль};$$

$$C_M = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{M_{\text{речов}}} = \frac{0,116 \cdot 1,12 \text{ г/мл} \cdot 1000}{106 \text{ г/моль}} = 1,22 \text{ моль/л};$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль};$$

$$E_m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{2 \cdot 1} = \frac{106}{2} = 53 \text{ г/моль};$$

$$C_H = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{E_m} = \frac{0,116 \cdot 1,12 \text{ г/мл} \cdot 1000}{53 \text{ г/моль}} = 2,45 \text{ моль/л}.$$

*Відповідь:*  $\rho = 130 \text{ г/л}$ ;  $C_M = 1,22 \text{ моль/л}$ ,  $C_H = 2,45 \text{ моль/л}$ .



При змішуванні розчинів кількість речовини (кількість речовини еквівалента) в отриманому розчині дорівнює сумі кількості речовини (кількість речовини еквівалентів) розчинів, що змішуються:

$$n(X) = n_1(X) + n_2(X) + n_3(X) + \dots,$$

де:  $n(X)$  – кількість речовини в отриманому розчині;  $n_1(X)$ ,  $n_2(X)$ ,  $n_3(X)$  – кількість речовини у розчинах, що змішуються.

При змішуванні розчинів різної концентрації об'єм отриманого розчину **не дорівнює сумі** об'ємів розчинів, що змішуються. Це називають контракцією розчинів. Тому, об'єм отриманого розчину необхідно розраховувати. При вирішенні завдань на змішування розчинів, часто доводиться робити перерахунок однієї концентрації в іншу.

### Приклад 24

Змішали 3 л розчину  $H_3PO_4$  ( $C_M(H_3PO_4) = 0,1$  моль/л) та 2 л розчину  $H_3PO_4$  ( $\omega(H_3PO_4) = 90\%$ ,  $\rho = 1,05$  г/мл). Обчислити молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту отриманого розчину (контракцією можна знехтувати).

Дано:	Розв'язок:
$V_1 = 3$ л $C_M(H_3PO_4) = 0,1$ моль/л $V_2 = 2$ л $\omega(H_3PO_4) = 90\%$ (0,9) $\rho = 1,05$ г/мл <hr/> $C_M, C_H = ?$	Оскільки, за умовою задачі контракцією можна знехтувати, розраховуємо об'єм отриманого розчину, як суму вихідних розчинів: $V_3 = V_1 + V_2 = 3$ л + 2 л = 5 л; $n(H_3PO_4) = n_1(H_3PO_4) + n_2(H_3PO_4)$ .

З формули для  $C_M$  знаходимо  $n_1(H_3PO_4)$ :

$$C_M = \frac{n_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}}, \quad n_1(H_3PO_4) = C_M \cdot V_1 = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 3 \text{ л} = 0,3 \text{ моль}.$$

З формули для масової частки знаходимо  $n_2(H_3PO_4)$ :

$$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} = \frac{M \cdot n}{\rho \cdot V},$$

$$n_2(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot \rho \cdot V}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{0,9 \cdot 1,05 \text{ г/мл} \cdot 2000 \text{ мл}}{98 \text{ г/моль}} = 1,928 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,3 + 1,928 = 2,228 \text{ моль};$$

$$C_M = \frac{n_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{2,228 \text{ моль}}{5 \text{ л}} = 0,446 \text{ моль/л};$$

$$C_H = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot C_M}{E_m(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot C_M}{\frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{3}} = 3C_M;$$

$$C_H = 3 \cdot 0,446 = 1,337 \text{ г/моль}.$$

*Відповідь:*  $C_M = 0,446 \text{ моль/л}; C_H = 1,337 \text{ г/моль}.$

### Приклад 25

До якого об'єму слід упарювати 3,5 л розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $C_H = 0,04 \text{ моль/л}$ , щоб отримати розчин з  $C_H = 0,02 \text{ моль/л}$ .

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$V_1 = 3,5 \text{ л}$ $C_{1H} = 0,04 \text{ моль/л}$ $C_{1H} = 0,2 \text{ моль/л}$ $V_2 = ?$	Виразимо молярну концентрацію еквіваленту через молярну концентрацію: $C_H = \frac{m_{\text{речов}}}{E_m \cdot V_{\text{розчину}}};$
$C_H = \frac{m_{\text{речов}}}{\frac{M}{2} \cdot V_{\text{розчину}}} = \frac{2 \cdot m_{\text{речов}}}{M \cdot V_{\text{розчину}}};$	$C_H = \frac{2 \cdot n_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}}.$

Знаходимо  $n(\text{H}_2\text{SO}_4)$ :

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{C_H \cdot V}{2} = \frac{0,04 \cdot 3,5}{2} = 0,07 \text{ моль}.$$

Знаходимо  $V_2$ :

$$C_H = \frac{n_{\text{еквів}}}{V_{\text{розчину}}};$$

$$V_2 = \frac{n_{\text{еквів}}}{C_H} = \frac{0,07}{0,2} = 0,35 \text{ л} = 350 \text{ мл}.$$

*Відповідь:*  $V_2 = 350 \text{ мл}.$

## Задачі для аудиторної роботи

1. Визначити молярну концентрацію розчину, отриманого змішуванням двох розчинів різної концентрації за наступних умов:

1)	2)	3)
$\omega_1(\text{AlCl}_3) = 25 \%$ ;	$\omega_1(\text{AlCl}_3) = 18 \%$ ;	$\omega_1(\text{AlCl}_3) = 28 \%$ ;
$V_1 = 1,25$ л;	$V_1 = 1,71$ л;	$V_1 = 1,28$ л;
$\rho_1 = 1,15$ г/мл;	$\rho_1 = 1,12$ г/мл;	$\rho_1 = 1,16$ г/мл;
$\omega_2(\text{AlCl}_3) = 40 \%$ ;	$\omega_2(\text{AlCl}_3) = 50 \%$ ;	$\omega_2(\text{AlCl}_3) = 48 \%$ ;
$V_2 = 2$ л;	$V_2 = 1,80$ л;	$V_2 = 2,5$ л;
$\rho_2 = 1,32$ г/мл;	$\rho_2 = 1,38$ г/мл;	$\rho_2 = 1,35$ г/мл;
$\rho_3 = 1,22$ г/мл;	$\rho_3 = 1,24$ г/мл;	$\rho_3 = 1,25$ г/мл.

Відповідь(г/моль): 3,17                      3,35                      3,76

2. Обчислити молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту розчинів, насичених при 20 °С:

- а) 27,1 %-го розчину  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ( $\rho = 1,075$  г/мл);
- б) 6,91 %-го розчину  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  ( $\rho = 1,04$  г/мл);
- в) 61,4 %-го розчину  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  ( $\rho = 1,31$  г/мл);
- г) 5,67 %-го розчину  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  ( $\rho = 1,053$  г/мл);
- д) 2,6 %-го розчину  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$  ( $\rho = 1,02$  г/мл);
- е) 68,3 %-го розчину  $\text{AgNO}_3$  ( $\rho = 2,18$  г/мл).

Відповідь, моль/л: а) 5,45 М; 5,45 н; б) 0,228 М; 0,456 н; в) 3,26 М; 6,53 н; г) 0,231 М; 0,925 н; д) 0,132 М; 0,264 н; е) 8,76 М; 8,76 н.

3. Обчислити молярну концентрацію розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 4 Густина розчину 1,025 г/мл. Відповідь: 0,42 моль/л.

4. В 200 мл розчину міститься 8,55 г барій гідроксиду. Розрахувати масову концентрацію, молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту розчину  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ . Відповідь:  $\rho = 42,75$  г/л;  $C_M = 0,25$  моль/л;  $C_H = 0,5$  моль/л.

5. У 64 мл води розчинили 16 г  $\text{NaOH}$  та отримали розчин з  $\rho = 1,22$  г/мл. Визначте  $\omega$ ,  $C_M$ ,  $C_H$ , та  $C_m$  отриманого розчину. Відповідь: 20 %; 6,1 моль/л; 6,1 моль/л; 6,258 моль/кг.

6. Розрахувати масу калій перманганату, необхідну для приготування 600 мл розчину з молярною концентрацією еквіваленту  $\text{KMnO}_4$

=0,75 моль/л. Відповідь: 14,22 г.

7. Розрахувати молярну концентрацію HCl 36 %-го розчину хлоридної кислоти, якщо густина розчину 1,18 г/мл. Відповідь: 11,6 моль/л.

8. Розрахувати масову концентрацію, молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту натрій карбонату в розчині з масовою часткою  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  11,6 %, якщо густина розчину 1,12 г/мл. Відповідь:  $\rho = 130$  г/л;  $C_M = 1,225$  моль/л;  $C_H = 2,45$  моль/л.

9. Знайти молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту 49 %-го розчину ортофосфатної кислоти ( $\rho = 1,88$  г/мл). Відповідь:  $C_M = 6,65$  моль/л;  $C_H = 19,95$  моль/л.

10. Яку масу соди потрібно взяти для приготування 250 мл розчину з  $C_H = 0,1$  моль/л? Відповідь: 3,575 г

### Задачі для самостійної роботи

1. Розрахувати молярну концентрацію розчину нітратної кислоти з масовою часткою  $\text{HNO}_3$  30 %. Густина розчину 1,18 г/мл. Відповідь: 5,619 моль/л.

2. Яку масу 30 % і 5 % розчинів глюкози потрібно взяти для приготування 50 г 10 % розчину з густиною 1,1 г/мл. Яка молярна концентрація отриманого розчину? Відповідь: 10 г, 40 г,  $C_M = 0,61$  моль/л, 611 ммоль/л.

3. Для отримання нашатирного спирту в 500г води розчинили 54,75 г амоніаку. Розрахувати масову частку, масову концентрацію та молярну концентрацію амоніаку в отриманому розчині. Густина розчину 0,958 г/мл. Відповідь:  $\omega = 9,87$  %;  $\rho = 94,54$  г/л;  $C_M = 5,561$  моль/л.

4. Розчин кальцій хлориду з масовою часткою  $\text{CaCl}_2$  10 % застосовується в медицині як протиалергійний та протизапальний засіб. Розрахувати масову та молярну концентрації цього розчину. Густина розчину 1,083 г/мл. Відповідь:  $\rho = 108,3$  г/л;  $C_M = 0,975$  моль/л.

5. Розрахувати молярну концентрацію еквіваленту ортофосфорної кислоти в розчині з масовою часткою  $\text{H}_3\text{PO}_4$  10,32 %. Густина розчину 1,055 г/мл;  $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98$  г /моль. Відповідь: 3,333 моль/л.



6. Розрахувати молярну концентрацію та масову частку натрій хлорид у розчині, отриманому при розчиненні 14,63 г сухої солі в 100 мл води ( $\rho = 1,146$  г/мл). Відповідь: 12,76 %; 2,5 моль/л.

7. У 64 мл води розчинили 16 г NaOH та отримали розчин з  $\rho = 1,22$  г/мл. Визначити  $\omega$ ,  $C_M$ ,  $C_N$ , та  $C_m$  отриманого розчину. Відповідь:  $C_N = 6,1$  моль/л;  $C_M = 6,1$  моль/л;  $C_m = 6,25$  моль/кг.

8. Знайти молярну концентрацію, молярну концентрацію еквіваленту та моляльну концентрацію 15 %-го розчину  $H_2SO_4$  ( $\rho = 1,10$  г/мл). Відповідь:  $C_N = 3,37$  моль/л;  $C_M = 1,68$  моль/л;  $C_m = 1,80$  моль/кг.

9. Розрахувати: а) молярну концентрацію; б) молярну концентрацію еквіваленту; в) мольну частку розчиненої речовини 49 % розчину  $H_3PO_4$  ( $\rho = 1,33$  г/мл). Відповідь:  $C_M = 6,6$  моль/л;  $C_N = 19,9$  моль/л  $N = 0,149$ .

10. Який об'єм 2 М і 6 М розчинів HCl потрібно змішати для приготування 500 мл 3 М розчину кислоти? Зміною об'єму при змішуванні знехтувати. Відповідь: 125 мл; 375 мл.

11. Визначити молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту речовини(X) в розчині:

1) (X) – LiCl;  $\omega(\text{LiCl}) = 15$  %;  $\rho = 1,10$  г/мл

2) (X) –  $H_2SO_4$ ;  $\omega(H_2SO_4) = 25$  %;  $\rho = 1,16$  г/мл

3) (X) –  $Ba(OH)_2$ ;  $\omega(Ba(OH)_2) = 12$  %;  $\rho = 1,08$  г/мл

4) (X) –  $AlCl_3$ ;  $\omega(AlCl_3) = 16$  %;  $\rho = 1,12$  г/мл

Відповідь(моль/л): 1) 3,88; 3,88; 2) 2,96; 5,92; 3) 0,76; 1,52; 4) 1,342; 4,03.

12. Змішали 0,8 л 1,5 н NaOH та 0,45 л 0,6 н NaOH. Обчислити молярну концентрацію еквіваленту отриманого розчину. Відповідь 1,2 моль/л.

13. Водний розчин містить 577 г  $H_2SO_4$  в 1 л. Густина розчину 1335 кг/л Обчислити: масову частку  $H_2SO_4$  в розчині, молярну концентрацію, молярну концентрацію еквіваленту, моляльність та мольні частки  $H_2SO_4$  та  $H_2O$ . Відповідь: 43,22 %; 11,76 моль/л; 5,88 моль/л; 7,76 моль/кг; 0,123; 0,877.

14. Визначити масову частку 12,2 М розчину нітратної кислоти ( $\rho = 1,35 \text{ г/см}^3$ ). Відповідь: 56,7 %.

15. Визначити молярну концентрацію 36 %-го розчину натрій гідроксиду ( $\rho = 1,39 \text{ г/см}^3$ ). Відповідь: 12,5 моль/л.

16. Які об'єми 2 М та 6 М розчинів HCl потрібно змішати для приготування 500 мл 3 М розчину? Контракцією розчинів при змішуванні знехтувати. Відповідь 125 мл, 375 мл.

17. Густина 40 %-го (за масою) розчину  $\text{HNO}_3$  дорівнює 1,25 г/мл. Обчислити молярну та моляльну концентрації цього розчину. Відповідь: 7,94 моль/л; 10,6 моль/кг.

18. Молярна концентрація еквіваленту розчину натрій гідроксиду 9,28 моль/л ( $\rho = 1,310 \text{ г/мл}$ ). Обчислити масову частку NaOH в цьому розчині. Відповідь 28,3 %.

19. В 1 кг води розчинено 666 г KOH; густина розчину дорівнює 1,395 г/мл. Знайти: а) масову частку KOH; б) молярність; в) моляльність; г) мольні частки лугу та води. Відповідь а) 40,0 %; б) 9,95 моль/л; в) 11,9 моль/кг; г) 0,176; 0,824.

20. Густина 15 %-го (за масою) розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  дорівнює 1,105 г/мл. Обчислити: а) нормальність; б) молярність; в) моляльність розчину. Відповідь а) 3,38 н.; б) 1,69 моль/л; в) 1,80 моль/кг.

21. Густина 9 %-го розчину сахарози  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  дорівнює 1,035 г/мл. Розрахувати масову концентрацію, молярну концентрацію та моляльну концентрацію розчину сахарози. Відповідь: 93,2 г/л; 0,27 моль/л; 0,29 моль/кг.

22. До 100 мл 96 %-ної (за масою)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho=1,84 \text{ г/мл}$ ) додали 400 мл води. Отримали розчин густиною 1,220 г/мл. Розрахувати молярну концентрацію еквіваленту та масову частку  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в отриманому розчині. Відповідь: 7,52 моль/л; 30,2 %.

23. Знайти молярність 36,2 %-го (за масою) розчину HCl, густина якого 1,18 г/мл. Відповідь: 11,7 моль/л.

24. Яку масу бури  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  потрібно взяти для приготування 250 мл розчину з молярною концентрацією еквіваленту 0,1 моль/л? Визначити титр цього розчину. Відповідь: 4,775 г; 0,0191 г/мл.

25. Розрахувати молярну концентрацію еквіваленту наступних розчинів: а) 60 % розчину оцтової кислоти  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $\rho=1,068$ );  
б) 49 %-го розчину  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ( $\rho=1,33$  г/мл);  
в) 20 %-го розчину  $\text{HCl}$  ( $\rho=1,1$  г/мл);  
г) 36 %-го розчину  $\text{HNO}_3$  ( $\rho=1,22$  г/мл);  
д) 98 %-го розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho=1,84$  г/мл);  
е) 40 %-го розчину  $\text{NaOH}$  ( $\rho=1,43$  г/мл);  
ж) 18 %-го розчину  $\text{NH}_3$  ( $\rho=0,932$  г/мл);  
з) 12 %-го розчину  $\text{KOH}$  ( $\rho=1,1$  г/мл).

Відповідь, моль/л: а) 10,68; б) 19,95; в) 6,03; г) 6,97; д) 36,8; е) 14,3; ж) 9,87; з) 2,36.

26. Визначте об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 5,5 % ( $\rho=1,035$  г/мл), який потрібний для приготування 0,25 М розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  об'ємом 300 мл. Відповідь: 129,1 мл.

27. До якого об'єму необхідно упарювати 3,5 л розчину калій гідроксиду, молярна концентрація еквіваленту якого 0,04 моль/л для отримання 0,1 н розчину  $\text{KOH}$ ? Відповідь: 1,4 л.

28. Розрахувати об'єм і молярну концентрацію розчину, отриманого змішуванням 100 мл 100 %-ої нітратної кислоти ( $\rho=1,513$  г/мл,  $C_M=24,01$  моль/л) та 100 мл 17,6 %-ої нітратної кислоти ( $\rho=1,1$  г/мл,  $C_M=3,07$  моль/л). Густина 65 % розчину нітратної кислоти дорівнює 1,39 г/мл. Відповідь: 188 мл, 14,4 моль/л.

29. Розрахувати молярну, еквівалентну (нормальну), молярну концентрації та титр розчину з масовою часткою мангану(II) хлориду 8 % ( $\rho=1,085$  г/мл). Відповідь  $C_M=0,69$  моль/л;  $C_N=1,38$  моль/л;  $C_m=0,691$  моль/кг;  $T=0,08689$  г/мл.

30. До якого об'єму необхідно упарювати розбавлений розчин кальцій нітрату, щоб отримати більш концентрований?

а)  $C_{1Н}(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)=0,01$  моль/л;  $V_1=1$  л;  $C_{2М}(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)=1$  моль/л;

б)  $C_{1Н}(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)=0,15$  моль/л;  $V_1=3$  л;  $C_{2М}(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)=3$  моль/л;

в)  $C_{1Н}(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)=0,25$  моль/л;  $V_1=5$  л;  $C_{2М}(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)=5$  моль/л.

Відповідь: а) 0,02; б) 0,3; в) 0,5.

### 3. РОЗВИТОК ТЕОРІЇ РОЗЧИНІВ. СУЧАСНА ТЕОРІЯ УТВОРЕННЯ РОЗЧИНІВ

Вивчення розчинів сприяло появі двох теорій їх утворення: фізичної та хімічної (друга половина ХІХ ст.).

**Фізична теорія розчинів** (Вант-Гофф, Арреніус, Оствальд) розглядає розчинення як фізичний процес, а саме, простий розподіл (диспергування) однієї речовини в усьому об'ємі іншої. Розчинник являє собою індиферентне середовище, в якому молекули розчиненої речовини рівномірно розподіляються в усьому об'ємі розчину за рахунок дифузії. При цьому виключається міжмолекулярна взаємодія як між частинками розчиненої речовини, так і між молекулами розчинника. Згідно з цією теорією властивості розчинів повинні залежати лише від концентрації розчиненої речовини.

**Хімічна теорія розчинів** (Д. І. Менделєєв, І. А. Каблуков, М. С. Курнаков). У реальних розчинах між розчиненою речовиною й розчинником має місце взаємодія, про що свідчать теплові ефекти й зміни (звичайне зменшення) об'єму. Це мало відображення в хімічній теорії (сольватної теорії) розчинів, розробленій Д. І. Менделєєвим (1887 р.). Відповідно до цієї теорії в процесі розчинення значну роль відіграють як хімічні процеси, пов'язані із взаємодією розчиненої речовини з розчинником, так і фізичні, пов'язані з дифузією й рівномірним розподілом однієї речовини в середовищі іншої. У результаті взаємодії розчинника з розчиненою речовиною утворюються нестійкі сполуки, які називають сольватами (якщо розчинником є вода, то сполуки називають гідратами), що знаходяться в стані рівноваги. Розпад речовини на гідратовані іони пов'язаний з явищем іонізації (народженням іонів).

Для розвитку хімічної теорії розчинів важливе значення мали роботи І. О. Каблукова, М. С. Курнакова, В. О. Кістяковського. Фізична та хімічна теорії склали основу сучасної теорії розчинів.

**Сучасна теорія розчинів** поєднує фізичну та хімічну теорії. Процес розчинення – це складний фізико-хімічний процес. Залежно від природи компонентів та умов утворення розчину (концентрації, температури, тиску) можуть переважати або фізичні, або хімічні явища.

Фізичні явища:

- розподіл молекул розчиненої речовини серед молекул розчинника;
- взаємодія за рахунок сил електричної природи: іон-дипольна, диполь-дипольна, взаємодія між іонами протилежного знаку.

Фізичні сили діють на далеких відстанях та упереджують хімічні, які діють на відстанях порядку діаметра молекул.

Хімічні явища: перебудова електронних оболонок атомів, молекул, іонів.

Таким чином, згідно з сучасною теорією розчинів, утворення розчинів – це фізико-хімічний процес, в якому виділяють наступні стадії:

- руйнування структури вихідної речовини;
- сольватація;
- дифузія.

*Руйнування структури речовини*, що розчиняється. В процесі розчинення значну роль відіграють хімічні процеси. Вони пов'язані з взаємодією розчиненої речовини з розчинником, в результаті якої відбувається руйнування кристалічних ґраток сполук іонного походження.

На руйнування хімічних і міжмолекулярних зв'язків необхідно витратити певну енергію, тому цей етап супроводжується поглинанням теплоти і зростанням ентальпії:  $\Delta H_{\text{руйн}} > 0$ .

Хімічна взаємодія розчинника з розчиненою речовиною та утворення в результаті взаємодії компонентів розчину називається **сольватацією**, для водних розчинів – гідратацією.

Завдяки утворенню нових зв'язків у процесі сольватації енергія вивільняється, тому спостерігається виділення теплоти (екзотермічний процес), ентальпія системи зменшується:  $\Delta H_{\text{сольв}} < 0$ .

Зменшення ентальпії системи залежить від розмірів іонів, які піддаються сольватації: чим меншим є радіус іона, тим сильніше він сольватується.

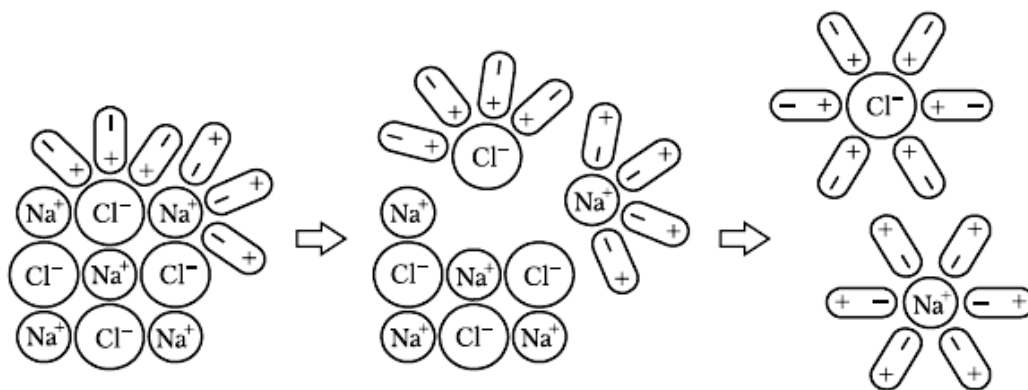
Утворення сольватів супроводжується зовнішніми ознаками, наприклад, зміненням об'єму при змішуванні етанолу  $C_2H_5OH$  з водою, виділенням теплоти внаслідок розчинення  $H_2SO_4$  у воді, зміненням

забарвлення (білий  $\text{CuSO}_4$  утворює синій розчин, сині кристали  $\text{CoCl}_2$  – рожевий).

Залежно від природи розчиненої речовини, сольвати можуть утворюватися різними шляхами.

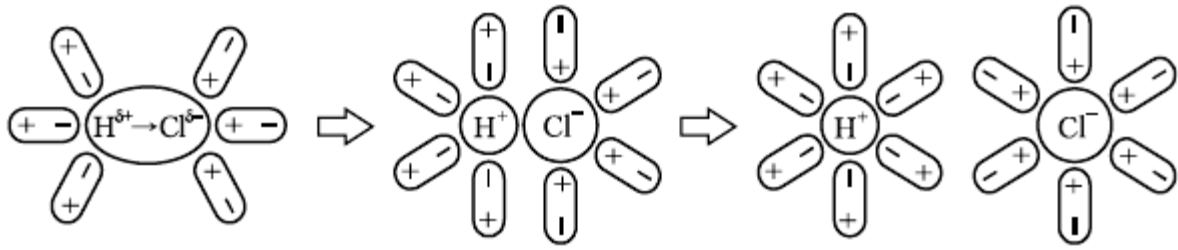
При розчиненні іонних сполук процес сольватації починається з орієнтації диполів води відносно іонів у кристалічній ґратки. При розчиненні натрій хлориду між іонами натрію та хлору, які знаходяться на поверхні кристалу  $\text{NaCl}$ , та молекулами води виникає іон-дипольна взаємодія. Молекули води орієнтуються таким чином, що негативні полюси диполів води повертаються убік позитивного центру молекули  $\text{NaCl}$ , а позитивні полюси – убік негативного центру молекули й притягують їх до себе. За рахунок цього хімічний зв'язок між іонами в молекулі слабшає, а потім розривається з утворенням позитивно й негативно заряджених іонів натрію та хлору, з якими молекули води вступають в іон-дипольну взаємодію та утворюють гідратовані іони. Тож кристал натрій хлориду розпадається на гідратовані іони, які утворюють з водою гомогенну систему іонний розчин.

Схема механізму розчинення натрій хлориду (рис. 3.1):



**Рис. 3.1. Схема електролітичної дисоціації натрій хлориду у водному розчині**

При розчиненні речовин з ковалентним полярним типом зв'язку гідрати (сольвати) утворюються внаслідок диполь-дипольної взаємодії. У результаті диполь-дипольної взаємодії молекули води поляризують молекули  $\text{HCl}$ , викликаючи роз'єднання полюсів молекули. Відбувається дисоціація полярної молекули на іони (рис. 3.2).



**Рисунок 3.2. Схема електролітичної дисоціації HCl під дією розчинника**

Як і у випадку розчинення іонного кристалу, іони  $H^+$  та  $Cl^-$  гідратуються та переходять у розчин.

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

### 3.1. Енергетичні ефекти при утворенні розчинів

Утворення розчинів є самочинним процесом, який відбувається зі збільшенням невпорядкованості системи та характеризується зростанням ентропії ( $\Delta S > 0$ ) і зменшенням вільної енергії Гіббса ( $\Delta G < 0$ )  
 $\Delta G = (\Delta H - T\Delta S) < 0$

Величину  $\Delta H$  називають ентальпійним фактором, а величину  $T\Delta S$  – ентропійним фактором розчинення.

#### ***Вплив ентальпійного фактору***

Зміну ентальпії розчинення необхідно розглядати як сумарний тепловий ефект всіх процесів, що супроводжують розчинення:

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

При розчиненні твердих речовин з молекулярною кристалічною ґраткою або рідин, в яких міжмолекулярні зв'язки не надто міцні,  $\Delta H_{\text{руйн}} < \Delta H_{\text{сольв}}$ . Тому для таких речовин як цукор, спирт, гліцерин, сульфатна кислота розчинення – екзотермічний процес  $\Delta H_{\text{розч}} < 0$ .

Розчинення твердих речовин з іонною кристалічною ґраткою може бути:

екзотермічним процесом  $\Delta H_{\text{руйн}} < \Delta H_{\text{сольв}}$  ( $CaCl_2$ );

ендотермічним процесом  $\Delta H_{\text{руйн}} > \Delta H_{\text{сольв}}$  ( $NH_4NO_3$ ).

Таким чином, процес утворення розчину може супроводжувати-

ся як збільшенням (NaCl) (ендотермічне розчинення), так і зменшенням (KOH) (екзотермічне розчинення) значення ентальпії системи.

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 ґратки потребує значної витрати енергії. Тому розчинення твердих речовин у воді частіше відбувається з поглинанням теплоти ( $\Delta H > 0$ ) і належить до ендотермічних процесів.

### ***Вплив ентропійного фактору***

При розчиненні рідких та твердих речовин ентропія системи зазвичай зростає ( $\Delta S > 0$ ). Речовини, що розчиняються, переходять з більш впорядкованого стану в менш впорядкований. Відповідно, ентропійний фактор, особливо при підвищених температурах, буде сприяти розчиненню. Тому розчинність твердих речовин та рідин при нагріванні, як правило, збільшується.

При розчиненні газів в рідині ентропія системи, як правило, зменшується ( $\Delta S < 0$ ), що пов'язано з переходом розчиненої речовини з менш впорядкованого стану (більший об'єм) до більш впорядкованого (малий об'єм). Зниження температури сприяє розчиненню газів, тому що множник  $T$  малий і абсолютне значення добутку  $T\Delta S$  та зменшення енергії Гіббса тим більше, чим нижче значення  $T$ .

### **Питання для перевірки теоретичних знань**

1. Основні положення фізичної теорії розчинів.
2. Основні положення хімічної (сольватної) теорії розчинів.
3. Розчинення як фізико-хімічний процес.
4. Що таке сольвати (гідрати). Механізми їх утворення. Які процеси відбуваються при розчиненні? Виділіть серед них фізичні та хімічні явища, наведіть приклади.
5. Енергетичний ефект розчинення.
6. Як змінюється енергія Гіббса при розчиненні?
7. Яка термодинамічна умова самочинного утворення істинного розчину за постійних температури і тиску?



## 4. РОЗЧИННІСТЬ

При розчиненні процес утворення розчину в багатьох випадках перебігає самодовільно до тих пір, поки не досягається певна гранична концентрація (настає насичення). Це відбувається, коли досягається рівновага  $\Delta G = 0$ , тобто, коли ентальпійний та ентропійний фактори дорівнюють один одному.

$$\Delta H = T\Delta S \quad (4.1.)$$

Здатність речовин розчинятися в тому чи іншому розчиннику за даних умов називають розчинністю. Вона тим більша, чим сильніша взаємодія між компонентами розчину.

Кількісною мірою розчинності є концентрація речовини в насиченому розчині, або частка речовини в насиченому розчині. Тому кількісно розчинність може визначатись тими ж способам, що і склад розчину (масова частка, молярна концентрація).

В довідниках часто наводиться коефіцієнт розчинності ( $K_S$ ), який визначається масою речовини, яка може розчинитися у 100 г розчинника і утворити, за певної температури, насичений розчин.

Коефіцієнт розчинності – це маса розчиненої речовини в грамах, що може за даних умов розчинитись у 100 г розчинника з утворенням насиченого розчину.

Кількісною мірою розчинності газів є об'ємний коефіцієнт або коефіцієнт абсорбції.

Об'ємний коефіцієнт або коефіцієнт абсорбції – це об'єм газу в літрах, який може поглинутись 1 л розчинника з утворенням насиченого розчину за даної температури. Наприклад, коефіцієнт абсорбції  $\text{HCl}$  дорівнює 505, отже 1 л води може поглинути 505 л  $\text{HCl}$ .

За розчинністю речовини поділяються на:

- добре 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).

Таким чином, концентрація насиченого розчину є кількісною характеристикою здатності речовин розчинятися у даному розчиннику при заданій температурі. Наприклад, при 20 °C в 100 г води роз-

чиняється 35,9 г натрій хлориду, 31,6 г калій нітрату, 0,16 г кальцій гідроксиду. Відповідно, коефіцієнти розчинності цих сполук дорівнюють 35,9; 36,1 та 0,16.

Наведені значення коефіцієнтів розчинності показують, що за даних умов найменш розчинною речовиною є кальцій гідроксид, а найбільш розчинною – натрій хлорид. Значення  $K_S$  наводяться у довідниках.

На розчинність речовин впливають: природа розчиненої речовини і розчинника, температура, тиск.

Розчинність рідин і твердих речовин у рідинах залежить від:

- ❖ природи розчинника та речовини, що розчиняється;
- ❖ температури;
- ❖ наявності в розчині інших речовин.

#### **4.1. Вплив природи речовин на розчинність**

Здатність речовин розчинятись визначається характером сил взаємодії між молекулами компонентів розчину: розчинник-розчинник, розчинена речовина-розчинена речовина, розчинник-розчинена речовина.

З практики відомо, що найбільша взаємна розчинність досягається, коли сили мають подібний характер, тобто діє правило «подібне розчиняється в подібному». Неполлярні та мало полярні сполуки добре розчиняються в неполярних та мало полярних розчинниках (ацетон, сірковуглець, бензол тощо). Речовини, для яких характерні іонний та полярний типи зв'язку, краще розчиняються у полярних розчинниках (вода, спирти, рідкий аміак, оцтова кислота тощо).

#### **Розчинність рідин і твердих речовин у рідинах**

При розчиненні рідин та твердих речовин у воді об'єм системи зазвичай змінюється незначно, тому тиск практично не впливає на розчинність таких речовин.

Залежність розчинності твердих речовин від температури визначається знаком та чисельним значенням теплоти розчинення  $\Delta H_{\text{розч}}$ .

Застосовуючи принцип Ле Шательє до рівноважної системи

**тверда речовина + розчинник = насичений розчин,**

прийдемо до висновку:

- в тих випадках, коли розчинення – це ендотермічний процес ( $\Delta H > 0$ ), підвищення температури призводить до збільшення розчинності;
- коли розчинення – це екзотермічний процес ( $\Delta H < 0$ ), з підвищенням температури розчинність зменшується.

Оскільки процес розчинення більшості твердих речовин є ендотермічним ( $\Delta H > 0$ ), що пов'язано з витратою енергії на руйнування кристалічної ґратки, то розчинність більшості твердих речовин зростає з підвищенням температури (NaCl).

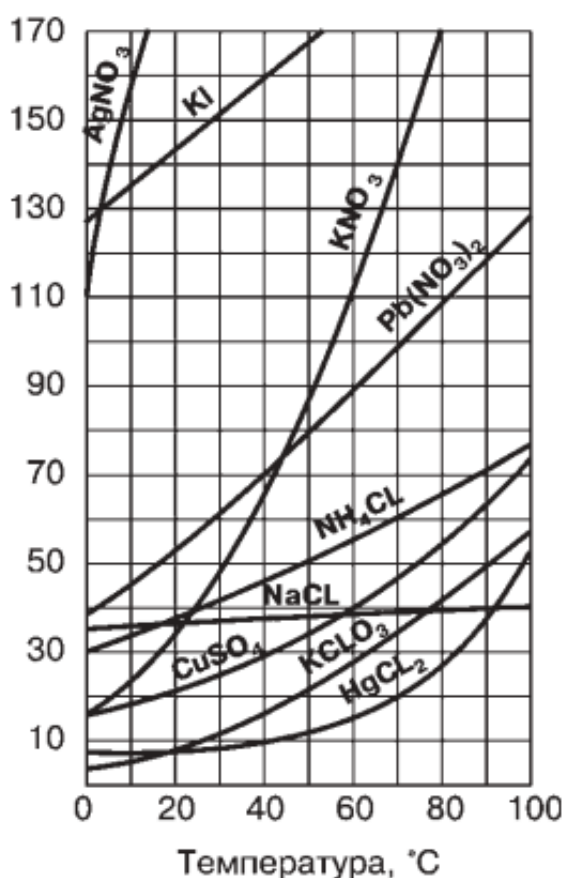


Рис. 4.1. Криві розчинності твердих речовин

Для побудови кривих розчинності на горизонтальній осі позначають температуру, а на вертикальній – розчинність речовини при відповідній температурі (рис. 4.1).

Для нітратів срібла, калію, свинцю криві розчинності різко пі-

У процесі приготування розчинів можна спостерігати як розігрівання (температура підвищується), так і охолодження (температура знижується). При розчиненні  $\text{CaCl}_2$  розчин стає гарячим, а при розчиненні  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  йде таке сильне охолодження, що зовні на стінках судини з повітря конденсується та замерзає вода.

Однак, існують тверді речовини, розчинність яких практично не змінюється або навіть зменшується з підвищенням температури ( $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ).

Залежність між розчинністю та температурою прийнято зображати графічно у вигляді кривих розчинності, які будують за експериментальними даними. Для побудови

діймаються вверх, тобто розчинність наведених речовин суттєво зростає. Для натрій хлориду крива розчинності має горизонтальний хід, що свідчить про незначну зміну розчинності з підвищенням температури.

Розчинність більшості твердих речовин зменшується із зниженням температури, тому при охолодженні таких насичених розчинів надлишок розчиненої речовини виділяється у вигляді кристалів.

Виділення речовини при охолодженні насиченого розчину називають кристалізацією (перекристалізацією) з розчинів. Її застосовують для очистки речовин, які розчиняються у воді або інших розчинниках.

### **Найбільш поширені речовини, які розчиняються у воді:**

- нітрати, ацетати, хлориди, броміди та йодіди, за виключенням солей аргентуму, плюмбуму, меркурію(I);
- усі сульфати, за винятком сульфатів  $Ba^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Pb^{2+}$ ;
- усі солі амонію, натрію, калію, рубідію, цезію зі звичайними аніонами.

### **Не розчиняються у воді:**

- усі гідроксиди, крім гідроксидів лужних металів, амонію та лужноземельних металів;
- усі карбонати, фосфати, арсенати, борати й силікати, за винятком солей лужних металів і амонію;
- усі сульфідні, за винятком сульфідів лужних і лужноземельних металів, а також амонію.

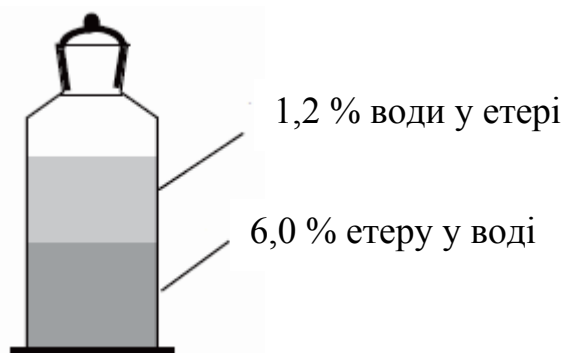
Будь-яку з рідин можна розглядати в якості розчинника. Тому часто використовують поняття взаємної розчинності рідин. Деякі рідини можуть змішуватись в будь-яких співвідношеннях – це повна або необмежена розчинність (спирт-вода, вода-сульфатна кислота).

Усі рідини поділяють на:

- практично нерозчинні (меркурій-вода, олія-вода);
- обмежено розчинні (анілін-вода, бензин-вода, ефір-вода);
- необмежено розчинні (етанол-вода, ацетон-вода, толуен-бензен).

Рідини, що не змішуються між собою, утворюють емульсії.

При змішуванні рідин з обмеженою розчинністю завжди утворюються два шари. Наприклад, при змішуванні етеру та води можна говорити про розчинність етеру  $C_2H_5OC_2H_5$  у воді і про розчинність води в етері. В результаті інтенсивного перемішування цих рідин в закритій посудині утворюються два шари рідини: верхній – розчин води в етері, і нижній – розчин етеру у воді (рис. 4.2).



**Рис. 4.2. Взаємна розчинність етеру та води**

Розчинність обмежено розчинних рідин залежить від температури та тиску. Підвищення температури таких систем призводить до збільшення взаємного розчинення рідин до тих пір, поки не буде досягнута температура, вище якої утворюються гомогенні розчини. Наприклад, для системи вода-анілін за температури вище  $168\text{ }^{\circ}\text{C}$  та при певному тиску спостерігається їх повна взаємна розчинність.

Температуру, при якій обмежена взаємна розчинність рідин переходить в необмежену, називають критичною температурою розчинення.

Якщо до системи, яка складається з двох рідин, що не змішуються, додати третю речовину, яка здатна розчинятися в кожній з цих рідин, то розчинна речовина буде певним чином розподілятися між двома розчинниками так, що співвідношення її рівноважних концентрацій в обох фазах  $C_1$  та  $C_2$  буде величиною сталою. Це положення відомо як закон розподілу Нернста:

$$K_{\text{розп.}} = \frac{C_1}{C_2}, \quad (4.2.)$$

де  $C_1$ ,  $C_2$  – концентрації речовини, що розподіляється;  $K$  – коефіцієнт розподілу.

У розведених багатокомпонентних розчинах розподіл кожної розчиненої речовини між двома фазами визначається індивідуальним коефіцієнтом розподілу, величина якого не залежить від наявності інших речовин.

На законі розподілу ґрунтується екстрагування – процес вилучення із розчину одного або кількох розчинених компонентів за допомогою іншого розчинника. Екстрагування відбуватиметься тим повніше, чим більший коефіцієнт розподілу відносно взятого розчинника. Екстрагування широко використовують у виробництві алкалоїдів, антибіотиків, вітамінів тощо.

На основі закону розподілу пояснюють проникнення речовин крізь клітини мембрани. Так, водонерозчинні неполярні речовини (жирні кислоти, жири, холестерин) проникають у клітину шляхом розчинення у ліпідному шарі мембрани. Вони важко розчиняються у водному середовищі і їх нагромадження у ліпідному шарі мембран підлягає закону розподілу.

За умов розчинення рідини в рідині об'єм змінюється незначно (найчастіше у бік скорочення). Тому, відповідно до принципу Ле-Шательє, тиск незначно впливає на величину взаємної розчинності.



- ❖ Якщо процес розчинення відбувається ендотермічно, то з підвищенням температури розчинність зростає, а якщо екзотермічно, то – зменшується.
- ❖ При розчиненні твердих речовин у воді, об'єм системи звичайно змінюється незначно. Тому розчинність речовин, які знаходяться в твердому стані, практично не залежить від тиску.
- ❖ На розчинність твердих речовин суттєво впливає температура.
- ❖ Рідини можуть розчинятися в рідинах. З підвищенням температури взаємна розчинність рідин збільшується доти, поки не буде досягнута температура, при якій обидві рідини змішуються в будь-яких пропорціях.

- ❖ Взаємне розчинення рідин не супроводжується значною зміною об'єму.
- ❖ Взаємна розчинність рідин мало залежить від тиску і помітно зростає лише при дуже високих тисках (порядку тисяч атмосфер).

### Розчинність газів у рідині

Гази можуть розчинятися у рідині, а також виділятися з розчину. Розчинність газів залежить від  $T$ ,  $P$  та наявності електролітів.

#### *Залежність розчинності газів від температури*

Розчинність газів у воді майже завжди супроводжується виділенням теплоти ( $\Delta H < 0$ , екзотермічний процес), тому з підвищенням температури розчинність газів зменшується (табл. 4.1, рис. 4.3).

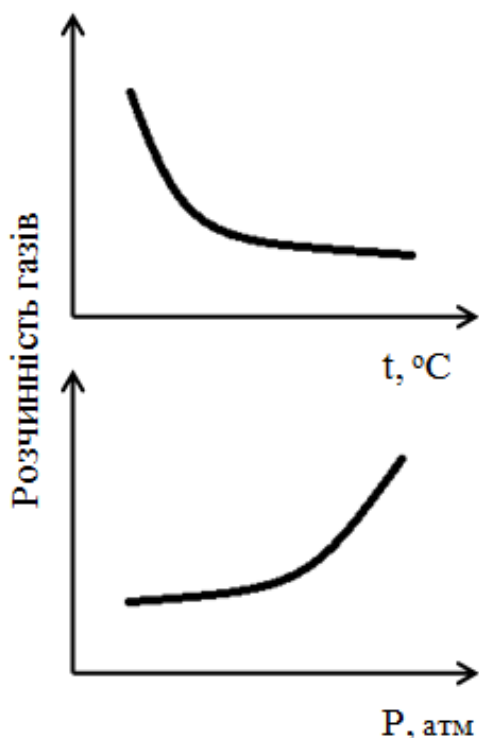
Таблиця 4.1

#### **Розчинність деяких газів у воді за різних температур**

Газ	Температура, °C	Розчинність (мл/100 мл води)
Нітроген	0	2,35
	40	1,42
	60	1,32
Вуглекислий газ	0	171,3
	20	86,04
	40	49,38
	60	29,53
Кисень	0	4,89
	20	3,10
	50	2,09
	80	0,84

З цим пов'язана поява бульбашок при нагріванні води, якщо у теплом приміщенні залишити стакан з холодною водою, то на внутрішніх стінках склянки з'являться бульбашки газу – це повітря, яке розчинилося у воді та виділяється внаслідок нагрівання. У теплу погоду риби піднімаються на поверхню води, через зменшення розчинності кисню у воді. Кип'ятінням води можна видалити з води всі розчинені газу.





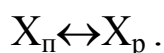
розчинності газів від температури та тиску

Іноді розчинність газів супроводжується поглинанням теплоти, наприклад, розчинність благородних газів у деяких органічних розчинниках. В цьому випадку при підвищенні температури збільшується розчинність газів.

Розчинність газів в органічних рідинах супроводжується поглинанням теплоти, в таких випадках зі зростанням температури розчинність збільшується

### *Залежність розчинності газів від тиску*

Газ не розчиняється у рідині необмежено. При певній концентрації газу  $X$  встановлюється рівновага:



При розчиненні газу в рідині об'єм системи значно зменшується. Тому підвищення тиску, відповідно до принципу Ле Шательє, зміщує рівновагу вправо, збільшуючи розчинність газу (рис. 4.3, 4.4). За умови невеликого тиску та малої розчинності газу в рідині розчинність газу пропорційна його тиску. Ця залежність визначається законом Генрі: *маса газу, що розчиняється за сталої температури в певному об'ємі рідини, прямо пропорційна до парціального тиску газу%*

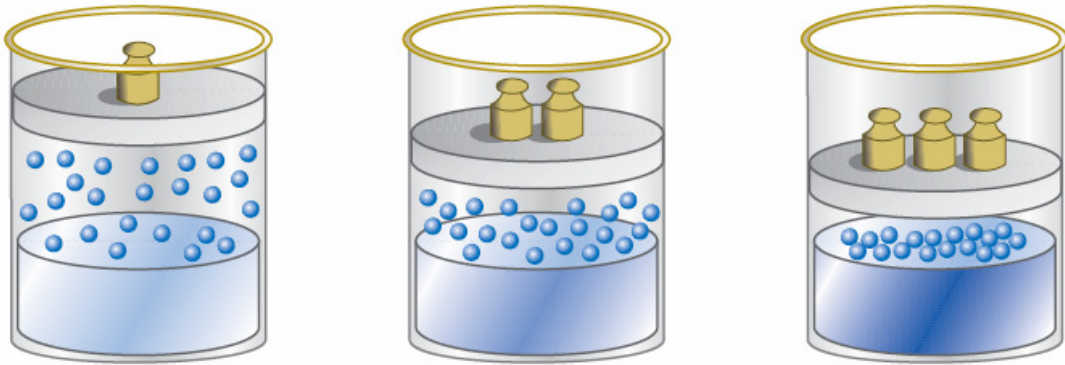
$$C = k p,$$

де  $C$  – масова концентрація газу в насиченому розчині;  $p$  – парціальний тиск газу;  $k$  – коефіцієнт пропорційності, який називається константою (коефіцієнтом) Генрі.

Чисельне значення коефіцієнта  $k$  відображає залежність розчинності від природи газу, розчинника й температури.

Закон Генрі дійсний лише для дуже розведених розчинів при порівняно невисокому тиску і відсутності хімічної взаємодії молекул газів, що розчиняються, з розчинником або один з одним.





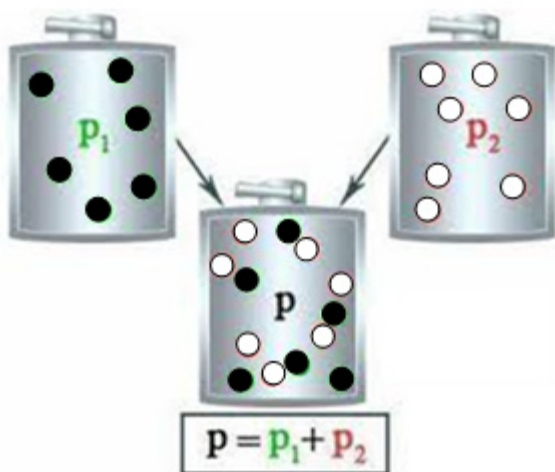
**Рис. 4.4. Зі збільшенням парціального тиску газу розчинність газу збільшується**

Найбільш часто доводиться мати справу з розчиненням не індивідуальних газів, а газових сумішей. Розчинність газу, що міститься в газовій суміші, залежить не від загального тиску газу, а від парціального тиску даного газу.

У випадку газових сумішей їх розчинність у рідині описують двома законами Дальтона.

*Перший закон Дальтона:* загальний тиск суміші газів, які між собою не взаємодіють, дорівнює сумі парціальних тисків усіх її компонентів:

$$P_{\text{заг}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$



**Рис 4.5. Загальний тиск газової суміші дорівнює сумі парціальних тисків всіх газів, що входять до неї**

Парціальним тиском називають частину загального тиску, яка припадає на частку кожного компонента у газовій суміші. Якщо, наприклад, у повітрі кисню міститься 20,95 % за об'ємом, то його парціальний тиск дорівнює:

$101,325 \text{ кПа} \cdot 0,2095 = 21,23 \text{ кПа}$  або  $0,2095 \text{ атм}$ . Парціальний тиск нітрогену, якого в повітрі 79 %, за об'ємом

дорівнює  $101,325 \text{ кПа} \cdot 0,7902 = 80,067 \text{ кПа}$  або  $0,79 \text{ атм}$ .

Цей закон справедливий тільки для ідеальних газів, для реальних газів – лише за невисоких тисків.

*Другий закон Дальтона:* розчинність кожного із компонентів газової суміші в даній рідині за сталої температури прямо пропорційна його парціальному тиску над рідиною і не залежить від загального тиску суміші та вмісту інших компонентів:

$$m_i = k_i p_i , \quad (4.3.)$$

де  $m_i$  – маса кожного розчиненого компонента газової суміші;  $p_i$  – парціальний тиск кожного компонента газової суміші;  $k$  – коефіцієнт пропорційності.

Знання законів Генрі й Дальтона дозволяє правильно аналізувати газообмін в організмі людини, який відбувається в основному в легенях. Парціальний тиск кисню в артеріальній крові становить 12,0-12,6 кПа, у венозній – 4,6-6,0 кПа, а парціальний тиск  $\text{CO}_2$  в артеріальній крові – 4,64-5,98, у венозній – 6,1-7,7 кПа. У повітрі, що надходить в легені, парціальний тиск кисню більший, ніж відповідна йому концентрація кисню у крові, а парціальний тиск  $\text{CO}_2$  менший, ніж концентрація  $\text{CO}_2$  у крові. Тому в легенях кисень розчиняється у крові, а  $\text{CO}_2$  видаляється з крові.

### **Залежність розчинності газів від наявності в розчині електролітів**

Доведено, що розчинність газів у розчинах електролітів завжди менша, ніж у чистій воді. Відомо, що всі біологічні рідини, зокрема кров, є водними розчинами багатьох неорганічних і органічних речовин, тому розчинність у ній кисню, вуглекислого газу і нітрогену є меншою, ніж у чистій воді. Наприклад, в 1 л води ( $T=37^\circ\text{C}$ ) розчиняється 23,7 мл  $\text{O}_2$ , а у плазмі крові – 23,0 мл.

Розчинність газів у фізіологічних розчинах і розчинах електролітів вивчав фізіолог І. М. Сеченов. Він встановив, що розчинність газів у розчинах електролітів  $S$  менша, ніж у чистому розчиннику  $S_0$ . Наявність електролітів у розчині знижує розчинність газів. Цю залежність математично виражають рівнянням:

$$S = S_0 \cdot e^{-kC} , \quad (4.4.)$$

де  $k$  – константа, значення якої залежить від природи електроліту й розчиненого газу та температури,  $S_0$  – розчинність газу в чистому розчиннику,  $C$  – концентрація речовини в електроліті.

І. М. Сеченов зауважив також, що зі збільшенням кількості кисню в крові полегшується віддача кров'ю вуглекислого газу, і, навпаки, при збільшенні тиску вуглекислого газу розчинність кисню в крові зростає.

Виходячи з математичного вираження закону І. М. Сеченова, можна зробити висновок, що розчинність газів у водних розчинах електролітів тим менша порівняно з розчинністю в чистій воді, чим більша концентрація розчинених у ній солей.

Закон І. М. Сеченова дозволяє пояснити, чому розчинність  $CO_2$  і  $O_2$  у плазмі крові менша, ніж у воді. У плазмі крові міститься велика кількість компонентів, у тому числі й іонів солей, на гідратацію яких витрачається частина води плазми крові, тому об'єм води в плазмі, у якому й можуть розчинитися зазначені гази, як би зменшується. Саме тому розчинність кисню й диоксиду карбону в плазмі крові менша, ніж у воді.

## **4.2. Біологічне значення законів Генрі, Дальтона та І. М. Сеченова**

### *Гірська хвороба*

Розчинність кисню, диоксиду вуглецю та нітрогену має особливе значення для нормального перебігу фізіологічних процесів у живих організмах. На різниці парціальних тисків кисню та вуглекислого газу в крові і в повітрі ґрунтується газообмін, який здійснюється в основному в легенях.

На певній висоті, за умов зниженого тиску, виникає гірська хвороба. При цьому значно зменшується концентрація кисню в крові (кисневе голодування), різко збільшується легенева вентиляція.

Під час зниження атмосферного тиску парціальний тиск кисню, що міститься в крові, зменшується. Відповідно зменшується і його вміст в крові (при зниженні атмосферного тиску гази, що містяться всередині організму, розширюються, знижується їх розчинність у рі-

дкому середовищі, точка кипіння крові та інших рідин знижується до такої міри, що вони можуть закипіти за температури тіла).

У льотчиків, які здійснюють політ у негерметичній кабіні, може виникнути “висотний метеоризм” (розширення повітря в кишках), біль у вухах, кровотеча з носа через розрив дрібних судин.

### *Кесонна хвороба*

На глибині 40 м нижче рівня моря загальний тиск збільшується приблизно в 4 рази та складає біля 400 кПа. Розчинність нітрогену та кисню в плазмі крові при такому тиску, у відповідності до закону Генрі, в 4 рази більше, ніж на поверхні моря. Тобто розчинність кисню та нітрогену в плазмі крові суттєво зростає. Розчинений у крові кисень споживається організмом, а нітроген залишається у значній кількості розчиненим у крові. Нітроген, що накопичується в організмі, спричиняє специфічні порушення стану осіб, що працюють з підвищеним тиском. Найбільших уражень зазнає нервова система. Спочатку це виявляється легким збудженням, що нагадує ейфорію (“глибинне захоплення”), далі настають явища некрозу та інтоксикації. Для уникнення цих явищ в підводні пристрої подають киснево-гелієві суміші.

Якщо підіймати водолаза занадто швидко на поверхню, то тиск в легенях різко знижується і, відповідно, значно зменшується розчинність газів у плазмі крові. Це призводить до бурхливого виділення розчинених у крові газів у вигляді бульбашок, на поверхні яких утворюється плівка з поверхнево-активних речовин, що містяться у крові. Ці бульбашки закупорюють капілярні кровоносні судини (газова емболія), порушують кровопостачання органів, що може привести до важкого ураження тканини і навіть загибелі людини.

Для лікування кесонної хвороби пацієнта розміщують у барокамери, де створюють підвищений тиск, достатній для швидкого розчинення у крові газових бульбашок. Потім повільно знижують тиск у барокамері. Надлишок газів поступово видаляється з крові через легені без утворення пухирців.

## Питання для перевірки теоретичних знань

1. Що є кількісною мірою розчинності?
2. Якими величинами кількісно виражають розчинність твердих речовин, рідин, газів?
3. Дайте визначення коефіцієнту розчинності.
4. Дайте визначення, що таке коефіцієнт абсорбції.
5. Залежність розчинності від природи розчиненої речовини і розчинника. Навести приклади добре розчинних, мало розчинних і практично нерозчинних твердих речовин, рідин та газів.
6. Що таке обмежена розчинність. Які фактори визначають необмежену і обмежену розчинність двох рідин?
7. Що таке коефіцієнт розподілу?
8. Як розуміти твердження: «подібне розчиняється у подібному»?
9. Які фактори впливають на розчинність у рідині твердих речовин. Описати вплив цих факторів.
10. Яка залежність розчинності газів у рідинах від температури? Сформулюйте закон Герні. Чим пояснити виділення пінистої рідини при відкриванні щільно закупореної пляшки, що містить газові напої?
11. Які фактори впливають на розчинність газів? Сформулюйте закони Генрі та Сеченова.
12. Виходячи з закону Сеченова, поясніть різну розчинність газів ( $O_2$ ,  $N_2$ ,  $CO_2$ ) у воді, плазмі, цільній крові.
13. Залежність розчинності твердих речовин та газів від температури. Аналіз кривих розчинності.
14. Як змінюється розчинність кисню в крові при зміні атмосферного тиску? В чому суть гірської та кесонної хвороби?

## Приклади розв'язування задач

### Розчинність. Коефіцієнт розчинності



Кількісно розчинність твердих тіл виражають коефіцієнтом розчинності – масою речовини в грамах, яку потрібно розчинити в 100 г розчинника за даною температурою для отримання насиченого розчину:

$$K_s = \frac{m_{\text{р-ни}}}{100\text{г H}_2\text{O}}$$

### Визначення розчинності речовини

#### Приклад 1

У 200 г насиченого при 60° С розчину міститься 105 г калій нітрату. Обчислити розчинність даної солі у грамах на 100 г води.

Дано:	Розв'язок:
$m_{\text{р-ну}} = 200 \text{ г}$	Знаходимо масу води:
$m(\text{KNO}_3) = 105 \text{ г}$	$m(\text{р-ну}) = m(\text{солі}) + m(\text{H}_2\text{O})$
$K_s(\text{KNO}_3) = ?$	$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ну}) - m(\text{солі})$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г} - 105 \text{ г} = 95 \text{ г}$$

Знаходимо розчинність солі у грамах на 100 г води:

В 95 г H<sub>2</sub>O розчиняється 105 г KNO<sub>3</sub>

в 100 г H<sub>2</sub>O – х г KNO<sub>3</sub>

$$K_s = \frac{100 \cdot 105}{95} = 110,5 \text{ г}$$

**Відповідь:** Розчинність солі становить  $K_s = 110,5 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$ .

#### Приклад 2

За температури 60 °С насичений розчин KNO<sub>3</sub> містить 52,4 % солі. Розрахувати коефіцієнт розчинності солі за цієї температури.

Дано:	Розв'язок:
$\omega(\text{KNO}_3) = 52,4\%$	$\omega(\text{KNO}_3) = 52,4 \%$ , відповідно масова частка розчинника складає 47,6 %.
$K_s(\text{KNO}_3) = ?$	Коефіцієнт розчинності знаходимо з пропорції:

в 47,6 г H<sub>2</sub>O розчиняється 52,4 г KNO<sub>3</sub>

в 100 г H<sub>2</sub>O розчиняється x г KNO<sub>3</sub>

$$x = \frac{100 \cdot 52,4}{47,6} = 110 \text{ г}$$

*Відповідь:* K<sub>S</sub>(KNO<sub>3</sub>)= 110 г/100 г H<sub>2</sub>O.

### Приклад 3

Коефіцієнт розчинності CuSO<sub>4</sub> при 25 °С дорівнює 25 г. Скільки грамів солі міститься у 200 г насиченого розчину?

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
K <sub>S25°</sub> (CuSO <sub>4</sub> )=25 г	m(р-ну) = m(солі) + m(H <sub>2</sub> O)
m <sub>р-ну</sub> = 200 г	K <sub>S25°</sub> (CuSO <sub>4</sub> ) показує, що 25 г солі розчиняється у 100 г води, тобто в такому випадку
m(CuSO <sub>4</sub> ) = ?	m (р-ну) = 100 + 25 = 125 г.

Складаємо пропорцію:

125 г розчину містить 25 г CuSO<sub>4</sub>

200 г розчину містить x г CuSO<sub>4</sub>

маса CuSO<sub>4</sub> у 200 г насиченого розчину

$$m(\text{CuSO}_4) = \frac{200 \cdot 25}{125} = 40 \text{ г}$$

*Відповідь:* m(CuSO<sub>4</sub>) = 40 г.

### Приклад 4

В якій масі води необхідно розчинити 20 г натрій хлориду, щоб при 30 °С утворився насичений розчин? Розчинність натрій хлориду за цієї температури становить 36,3 г на 100 г води.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
m(NaCl) = 20 г	В 100 г H <sub>2</sub> O розчиняється 36,3 г NaCl
K <sub>S30°</sub> (NaCl)=36,3 г/100 г	в x г H <sub>2</sub> O – 20 г NaCl
H <sub>2</sub> O	$x = \frac{100 \cdot 20}{36,3} = 55,1 \text{ г}$
m(H <sub>2</sub> O)=?	

*Відповідь:* m(H<sub>2</sub>O)=55,1 г.



**Визначення маси розчиненої речовини, що кристалізується з насиченого розчину при його охолодженні**

**Приклад 5**

При охолодженні 300 г 15 %-вого розчину певна кількість речовини випала в осад та концентрація розчину стала дорівнювати 8 %. Розрахувати масу речовини, що утворила осад.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m_{p-ny} = 300 \text{ г}$	$m_{речов} = \omega \cdot m_{p-ny}$
$\omega_1 = 15\%$	$m_{речов} = 0,15 \cdot 300 = 45 \text{ г}$
$\omega_2 = 8\%$	$m_{p-ny} = m_{речов} + m_{розчинника}$
$m_{осаду} = ?$	$m_{розчинника} = m_{p-ny} - m_{речов} = 300 \text{ г} - 45 \text{ г} = 255 \text{ г}.$

В 300 г 15 %-го розчину міститься 45 г розчиненої речовини та 255 г розчинника.

Під час охолодження кількість розчинника не змінюється, а кількість розчиненої речовини у 255 г розчинника знаходимо з пропорції:

У 92 г розчинника – 8 г речовини;

$$255 \text{ г} \quad - \quad x \text{ г}$$

$$x = \frac{8 \cdot 255}{92} = 22,2 \text{ г}.$$

Таким чином, при охолодженні розчину осад утворило

45 - 22, 2 = 22, 8 г розчиненої речовини

*Відповідь:* 22, 8 г.

**Приклад 6**

Розчинність натрій нітрату при 20 °С становить 88 г в 100 г води, а при 60 °С – 124,8 г в 100 г води. Розрахувати масу натрій нітрату, яка викристалізується при охолодженні до 20 °С 300 г насиченого при 60 °С розчину.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$K_{S20^{\circ}}(\text{NaNO}_3) = 88 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$	1. Різниця розчинностей становить
$K_{S60^{\circ}}(\text{NaNO}_3) = 124,8 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$	$K_S = 124,8 \text{ г} - 88 \text{ г} = 36,8 \text{ г}$
$m_{p-ny} = 300 \text{ г}$	2. Маса насиченого при 60 °С
$m(\text{NaNO}_3) = ?$	розчину становить:



$$100 \text{ г} + 124,8 \text{ г} = 224,8 \text{ г}$$

з 224,8 г розчину викристалізується 36,8 г  $\text{NaNO}_3$

з 300 г розчину — x г  $\text{NaNO}_3$

$$x = \frac{300 \cdot 36,8}{224,8} = 49,1 \text{ г}$$

Відповідь:  $m(\text{NaNO}_3) = 49,1 \text{ г.}$

### Задачі для аудиторної роботи

1. При  $60^\circ\text{C}$  насичений розчин  $\text{KNO}_3$  містить 52,4 % солі. Розрахувати коефіцієнт розчинності солі при цій температурі. Відповідь:  $K_S = 131 \text{ г}/100 \text{ г H}_2\text{O}$ .

2. Масова частка купрум(II) хлориду в насиченому розчині цієї солі при температурі  $20^\circ\text{C}$  становить 42,7 %. Визначити розчинність солі у грамах на 100 г води при даній температурі. Відповідь:  $K_S = 74,52 \text{ г}/100 \text{ г H}_2\text{O}$ .

3. При охолодженні насиченого за температури  $100^\circ\text{C}$  розчину  $\text{NaNO}_3$  до  $20^\circ\text{C}$  викристалізувалася сіль масою 120 г. Скільки солі та води було взято для перекристалізації, якщо розчинність  $\text{NaNO}_3$  за вказаних температур становить 176 г і 88 г відповідно? Відповідь:  $m_{\text{солі}} = 240 \text{ г}$ ;  $m(\text{H}_2\text{O}) = 136 \text{ г}$ .

4. Визначити масову частку  $\text{CoCl}_2$  та розчинність кобальт хлориду, якщо 500 г його розчину за температурі  $20^\circ\text{C}$  містять 173 г солі. Відповідь:  $\omega = 34,6 \%$ ;  $K_S = 52,7 \text{ г}/100 \text{ г H}_2\text{O}$ .

5. При охолодженні 300 г 15 % розчину частина розчиненої речовини випала в осад і концентрація розчину стала дорівнювати 8 %. Чому дорівнює маса речовини, що випала в осад? Відповідь:  $m_{\text{осаду}} = 22,8 \text{ г}$ .

6. Яка маса  $\text{AgNO}_3$  випаде в осад при охолодженні насиченого при  $60^\circ\text{C}$  розчину масою 2,5 кг до  $10^\circ\text{C}$ , якщо розчинність за цих температур становить 525 г і 170 г відповідно. Відповідь:  $m = 1,42 \text{ кг}$ .

### Задачі для самостійної роботи

1. Розрахувати розчинність барій хлориду за температури  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ , якщо в  $13,1\text{ г}$  розчину міститься  $3,1\text{ г BaCl}_2$ . Відповідь:  $K_S = 31\text{ г/100 г H}_2\text{O}$ .

2. Розрахувати розчинність  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  у воді при  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ , якщо в  $545\text{ г}$  розчину барій нітрату за цієї температури міститься  $45\text{ г}$  солі. Відповідь:  $K_S = 9\text{ г/100 г H}_2\text{O}$ .

3. Розрахувати масову частку  $\text{K}_2\text{SO}_4$  та його коефіцієнт розчинності, якщо за температури  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$   $50\text{ г}$  розчину містить  $3,44$  калій сульфату. Відповідь:  $6,88\%$   $K_S = 7,40\text{ г/100 г H}_2\text{O}$ .

4. Розчинність  $\text{NH}_4\text{Br}$  при  $30\text{ }^{\circ}\text{C}$  дорівнює  $81,8\text{ г}$ . При охолодженні насиченого при  $30\text{ }^{\circ}\text{C}$  розчину масою  $300\text{ г}$  до  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  випадає осад масою  $36,8\text{ г}$ . Визначте розчинність солі за  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Відповідь:  $K_S = 59,5\text{ г/100 г води}$ .

5. При охолодженні насиченого при  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  розчину до  $14\text{ }^{\circ}\text{C}$  викристалізувалася сіль масою  $112\text{ г}$ . Скільки було взято води та солі для перекристалізації, якщо розчинність солі при  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  дорівнює  $52,7\text{ г}$ , а при  $14\text{ }^{\circ}\text{C}$  –  $7,9\text{ г}$ ? Відповідь:  $m = 131,75\text{ г}$ .

6. В насиченому при  $90\text{ }^{\circ}\text{C}$  розчині  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  масова частка солі становить  $45,2\%$ . Визначити розчинність калій дихромату за даної температури. Відповідь  $K_S = 82,48/100\text{ г H}_2\text{O}$ .

7. Масова частка калій сульфату в насиченому за  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$  водному розчині дорівнює  $8,44\%$ . Обчисліть розчинність калій сульфату за цієї температури. Відповідь:  $9,22\text{ г}$ .

8. Яка маса солі випаде в осад з  $540\text{ г}$  водного розчину  $\text{AlCl}_3$  при охолодженні розчину від  $80$  до  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ? Розчинність  $\text{AlCl}_3$  за  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  дорівнює  $44,9\text{ г}$ , а за  $80\text{ }^{\circ}\text{C}$  –  $48,6\text{ г}$ . Відповідь  $m_{\text{осаду}} = 13,4\text{ г}$ .

9. Коефіцієнт розчинності  $\text{CaCl}_2$  у воді при  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  дорівнює  $159\text{ г}$  на  $100\text{ г H}_2\text{O}$ . Яка маса кальцій хлориду за цієї температури міститься в  $1,35\text{ кг}$  розчину? Відповідь:  $m = 828,8\text{ г}$ .

10. Яка маса  $\text{CuSO}_4$  випадає в осад, якщо охолодити  $825\text{ г}$  розчину від  $100$  до  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ ? Розчинність  $\text{CuSO}_4$  при  $20$  і  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  дорівнює відповідно  $20,2$  і  $77\text{ г}$ . Відповідь:  $m = 264,7\text{ г}$ .

11. Визначити масу калій карбонату, що випав в осад з  $770\text{ г}$  на-

сиченого при  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  розчину та охолодженого до  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ , якщо розчинність  $\text{K}_2\text{CO}_3$  при  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  і  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  складає 155 г та 111 г солі/100 г розчинника. Відповідь:  $m = 132,9$  г.

12. Визначте масу калій нітрату, що викристалізується при охолодженні до  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  840 г насиченого при  $60\text{ }^{\circ}\text{C}$  розчину. Розчинність  $\text{KNO}_3$  при  $60\text{ }^{\circ}\text{C}$  становить 110 г/100 г  $\text{H}_2\text{O}$ , а при  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  – 31,6 г/100 г  $\text{H}_2\text{O}$ . Відповідь: 313,6 г.

13. Розчинність натрій фториду при  $40\text{ }^{\circ}\text{C}$  становить 4,5 г, а при  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  – 4,1 г. Яка маса солі викристалізується при охолодженні насиченого при  $40\text{ }^{\circ}\text{C}$  розчину масою 540 г до  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ? Відповідь:  $m = 2,1$  г.

14. Скільки грамів  $\text{KNO}_3$  випаде в осад при охолодженні насиченого при  $60\text{ }^{\circ}\text{C}$  розчину масою 200 г до  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ , якщо розчинність солі за цих температур становить 110 г і 15 г відповідно? Відповідь:  $m = 90,47$  г.

15. Яка маса  $\text{KCl}$  випаде в осад при охолодженні насиченого при  $80\text{ }^{\circ}\text{C}$  розчину масою 604,4 г до  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ , якщо розчинність за цих температур становить 51,1 г і 34,0 г відповідно. Відповідь:  $m=68,4$  г.

16. При певній температурі розчинили 300 г  $\text{NH}_4\text{Cl}$  у воді масою 500 г. Обчислити масу амоній хлориду, яка виділиться з розчину при охолодженні його до  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Розчинність  $\text{NH}_4\text{Cl}$  при  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$  становить 50 г. Відповідь: 50 г.

## 5. КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Властивості розчину завжди відрізняються від властивостей кожного з його компонентів. Це зумовлено, з одного боку, характером взаємодії між компонентами, а з другого – зменшенням концентрації молекул кожної з речовин під час розподілу в ній молекул іншої речовини. Вплив цих чинників зростає зі збільшенням концентрації розчину. Тому для вивчення властивостей розчинів використовують модель ідеальних розчинів. В ідеальних розчинах частинки розчиненої речовини перебувають на великій відстані одна від одної і їхнім взаємним впливом можна знехтувати, тобто їх утворення не супроводжується зміною об'єму і теплового ефекту ( $\Delta V_{\text{розч}}=0$ ,  $\Delta H_{\text{розч}}=0$ ). Властивості таких розчинів не залежать від природи розчиненої речовини, а визначаються лише концентрацією.

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

Причиною утворення ідеальних розчинів є зростання ентропії внаслідок взаємного проникнення частинок і вирівнювання концентрації речовин у всьому об'ємі системи. До моделі ідеального розчину наближаються безмежно розведені розчини. У них концентрація розчиненої речовини дуже мала, а її молекули знаходяться на відносно великих відстанях, тому взаємодією між частинками розчиненої речовини і розчинника можна знехтувати. Із зростанням концентрації розчиненої речовини прості закономірності, що характеризують безмежно розведені розчини ускладнюються внаслідок зростання сил взаємодії між частинками компонентів розчину.

Деякі властивості розведених розчинів залежать від кількості частинок розчинених речовин і не залежать від хімічного складу цих частинок. Оскільки такі властивості зумовлені колективним впливом розчинених частинок, то їх називають колігативними.

До колігативних властивостей відносяться:

- ◆ зниження тиску насиченого пару над розчином;
- ◆ підвищення температури кипіння;

- ◆ зниження температури замерзання розчинів;
- ◆ дифузія;
- ◆ осмос.

Чим вища концентрація, тим більші, відповідно, ці величини.

### 5.1. Зниження тиску насиченої пари над розчином

Внаслідок природного процесу випаровування над рідиною утворюється пара, тиск якої можна виміряти за допомогою манометра. Випаровування – це ендотермічний процес. Одночасно з випаровуванням відбувається зворотний екзотермічний процес – конденсація. За певних умов між цими процесами (випаровування і конденсація) встановлюється динамічна рівновага ( $\Delta G=0$ ) і пара стає насиченою. Рівноважний стан системи рідина $\leftrightarrow$ пара за певної температури характеризується тиском насиченої пари.

Тиск насиченої пари – це тиск тієї частини пари, яка перебуває у рівновазі з рідиною за даної температури. Молекули розчинника, відриваючись з поверхні, створюють певний тиск пари над рідиною, який залежить від природи розчинника і  $T$  (тобто відбувається процес випаровування).

При сталій температурі тиск насиченої пари чистої рідини (розчинника) – величина стала. З підвищенням температури тиск пари зростає.

Якщо в рідині розчинити нелетку речовину, перехід якої в газову фазу виключено, наприклад, глюкозу, то в отриманому розчині частина молекул розчинника зв'язується у сольвати(гідрати) із розчиненою речовиною, і тому кількість вільних молекул розчинника зменшиться. Зменшення концентрації молекул розчинника в розчині призведе до зменшення кількості молекул розчинника, які переходять з рідини в стан пари (газу). Система вийде із стану рівноваги **рідина $\leftrightarrow$ пара** (рис. 5.1).

Згідно з принципом Ле Шательє у системі виникає процес, який прагне збільшити концентрацію розчинника – конденсація (перетворення пари на рідину). Нова рівновага встановиться при більш низькому тиску насиченої пари. Таким чином, тиск пари розчинника над розчином завжди нижчий за тиск насиченої пари над чистим розчин-

ником при сталій температурі. Це зниження буде тим значніше, чим більша концентрація розчину

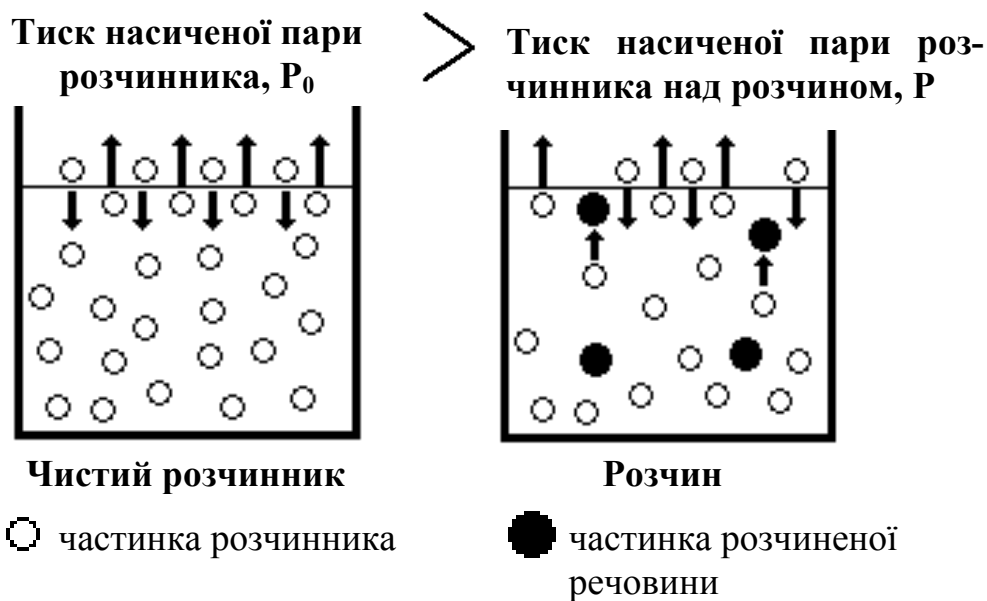


Рис. 5.1. Випаровування чистого розчинника та розчинника з розчину

У 1886 р французький вчений Франсуа-Марі Рауль встановив, що зниження тиску насиченої пари над розчином залежить від кількості частинок розчиненої речовини в розчині.

Якщо тиск насиченої пари над чистим розчинником позначити через  $P_0$ , а тиск насиченої пари розчинника над розчином – через  $P$ , то різницю між тиском насиченої пари над чистим розчинником ( $P_0$ ) і тиском насиченої пари розчинника над розчином ( $P$ ) позначають  $\Delta P$  та називають **зниженням тиску насиченої пари розчинника над розчином**:

$$\Delta P = P_0 - P$$

Відношення  $\frac{\Delta P}{P_0}$  або  $\frac{P_0 - P}{P_0}$  називають відносним зниженням тиску насиченої пари розчинника над розчином.

### **Перший закон Рауля**

**Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином пропорційне мольній частці розчиненої речовини:**

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_B \quad (5.1)$$

$N_B$  – мольна частка розчиненої речовини:

$$\begin{aligned} \frac{P_0 - P}{P_0} &= N_B, & N_B &= \frac{n_B}{n_B + n_A}; \\ \frac{P_0 - P}{P_0} &= \frac{n_B}{n_B + n_A}, & \frac{\Delta P}{P_0} &= \frac{n_B}{n_B + n_A}. \end{aligned} \quad (5.2)$$

Тиск пари над розчином можна також узалежнити від мольної частки розчинника  $N_A$ . Враховуючи, що  $N_A + N_B = 1$ , а  $N_B = 1 - N_A$ , отримаємо:

$$\begin{aligned} \frac{P_0 - P}{P_0} &= N_B = 1 - N_A, & P_0 - P &= P_0 - P_0 N_A; \\ P &= P_0 N_A. \end{aligned} \quad (5.3)$$

*Друге формулювання закону Рауля.* Тиск насиченої пари розчинника над розчином дорівнює добутку тиску над чистим розчинником на мольну частку розчинника або тиск насиченої пари над розчином  $P$  прямо пропорційний мольній частці розчинника  $N_A$ :

$$P = kN_A.$$

У чистому розчиннику  $A$  мольна частка розчиненої речовини  $N_B = 0$ ,  $N_A = 1$ , а коефіцієнт пропорційності дорівнює тиску пари чистого розчинника.

Це рівняння виконується лише для дуже розведених розчинів, коли мольна частка розчиненої речовини являє собою малу величину ( $N_B = 0,01$ ). При дуже малій величині  $N_B$  ( $\approx 0$ ) мольна частка розчинника  $N_A = 1$ .

Закон Рауля строго виконується тільки для ідеальних розчинів. Для водних розчинів завжди спостерігається відхилення від цього закону, однак у розбавлених розчинах неелектролітів вони настільки незначні, що ними можна знехтувати. Чим більш концентрований розчин, тим більше будуть відхилення.

У законі Рауля є два наслідки, які пов'язані з підвищенням температури кипіння та зниженням температури замерзання розчину порівняно з чистим розчинником.

## 5.2. Підвищення температури кипіння та зниження температури кристалізації розчину

Температура кипіння та кристалізації розчину знаходиться у прямій залежності від величини тиску пари.

**Температура кипіння рідини** – це температура, за якої тиск насиченої пари над рідиною дорівнює зовнішньому тиску.

Зниження тиску пари розчинника внаслідок розчинення в ньому нелеткої речовини потребує підвищення температури кипіння розчину для відновлення порушеної рівноваги рідина ↔ пара.

Наприклад, за тиску 101,3 кПа температура кипіння води становить 100 °С, оскільки за цієї температури тиск водяної пари дорівнює 101,3 кПа. Якщо у воді розчинити будь-яку нелетку речовину, то тиск водяної пари знизиться. Щоб довести тиск пари цього розчину до 101,3 кПа, його треба нагріти до температури, яка є вищою, ніж 100 °С. Отже, температура кипіння розчину завжди вища від температури кипіння чистого розчинника.

**Температура замерзання рідини** – це температура, за якої тиск насиченої пари над рідиною дорівнює тиску насиченої пари над кристалами цієї рідини.

*Температура замерзання розчину* відповідає моменту виділення з нього першого кристала твердої фази (кристалізація розчину). Внаслідок кристалізації розчинника концентрація розчину зростає. Зростання концентрації розчину, у свою чергу, спричиняє ще більше зниження температури замерзання. Розчин замерзає і кипить не за певної температури, а в деякому інтервалі температур. Температури початку кристалізації і початку кипіння називають відповідно його температурою замерзання і температурою кипіння.

Зниження температури замерзання розчинів відповідає принципу Ле Шательє. Наприклад, рівновагу між рідиною та твердою фазою вода-лід при 0 °С можна виразити рівнянням:



Якщо розчинити у воді деяку кількість будь-якої речовини, то концентрація молекул води в рідині знизиться і почнеться процес, який бу-



де прагнути збільшити її – плавлення льоду. Для встановлення рівноваги необхідно знизити температуру.



❖ Наявність розчиненої речовини підвищує температуру кипіння та знижує температуру замерзання тим більше, чим більша концентрація розчину.

❖ У більшості випадків з розчину кристалізується або википає тільки розчинник, внаслідок чого концентрація розчину в ході його замерзання або кипіння зростає. Це у свою чергу призводить до ще більшого підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання.

Різницю між температурами кипіння розчину  $T'_{\text{кип}}$  та чистого розчинника  $T_{\text{кип}}$  називають підвищенням температури кипіння:

$$\Delta T_{\text{кип}} = T'_{\text{кип}} - T_{\text{кип}}. \quad (5.4)$$

Різницю між температурами замерзання чистого розчинника  $T_{\text{крист}}$  та розчину  $T'_{\text{крист}}$  називають зниженням температури замерзання розчину:

$$\Delta T_{\text{зам}} = T_{\text{зам}} - T'_{\text{зам}}. \quad (5.5)$$

Рауль встановив, що для розведених розчинів неелектролітів підвищення температури кипіння та зниження температури кристалізації пропорційні моляльній концентрації розчину (другий закон Рауля):

$$\Delta T_3 = K_K \cdot C_m; \quad (5.6)$$

$$\Delta T_K = K_E \cdot C_m, \quad (5.7)$$

де  $C_m$  – **моляльна** концентрація розчиненої речовини,  $K_K$  – криоскопічна константа;  $K_E$  – ебуліоскопічна константа, які залежать від природи розчинника і не залежать від природи розчиненої речовини. Вони показують, наскільки підвищується температура кипіння або знижується температура замерзання розчину, якщо він містить 1 моль речовини в 1 кг розчинника. Для води  $K_K = 1,86 \text{ кг}\cdot\text{K}/\text{моль}$ ,  $K_E = 0,52 \text{ кг}\cdot\text{K}/\text{моль}$ . Ебуліоскопічні та криоскопічні сталі деяких розчинників наведені у додатку, табл. 2.

$$C_m = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}}; \quad (5.8)$$

$$\Delta T_3 = \frac{K_K \cdot m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}}; \quad (5.9)$$

$$\Delta T_K = \frac{K_E \cdot m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}}. \quad (5.10)$$

Якщо виміряти підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання розчину відомої молярної концентрації і знати ебуліоскопічну та криоскопічну сталі розчинника, то можна легко обчислити молекулярну масу розчиненої речовини:

$$M_{\text{речов}} = \frac{K_K \cdot m_{\text{речов}} \cdot 1000}{m_{\text{розчинника}} \cdot \Delta T_{\text{зам}}} \quad (5.11)$$

$$M_{\text{речов}} = \frac{K_E \cdot m_{\text{речов}} \cdot 1000}{m_{\text{розчинника}} \cdot \Delta T_{\text{кип}}} \quad (5.12)$$

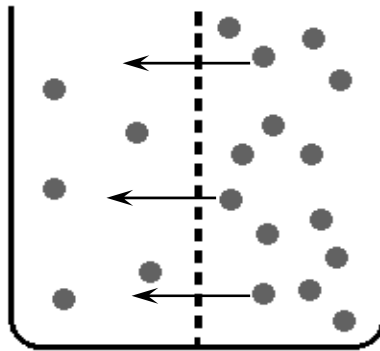
Методи визначення молекулярних мас речовин, що ґрунтуються на вимірюванні температур кипіння і замерзання розчинів, називають, відповідно, ебуліоскопічним і криоскопічним.

### 5.3. Осмос. Осмотичний тиск

Частинки розчиненої речовини і розчинника перебувають у безперервному хаотичному русі і рівномірно розподіляються по всьому об'єму розчину. Якщо до розчину деякої речовини додати чистий розчинник і не перемішувати його, то, завдяки значному руху частинок, розпочнуться процеси дифузії і розчинена речовина буде розподілятися по всьому об'єму системи. При цьому частинки розчиненої речовини будуть дифундувати з розчину в розчинник, а частинки розчинника можуть вільно переміщуватись як з розчину в розчинник, так і з розчинника в розчин.

Якщо до концентрованого розчину солі додати воду, то молекули води та солі будуть розподілятися в розчині до тих пір, поки концентрація розчину у всьому об'ємі не стане однаковою.

Концентрація компонентів зрівнюється внаслідок дифузії як частинок розчиненої речовини, так і частинок розчинника, що переміщуються в протилежних напрямках (рис. 5.2, 5.3).



**Рис. 5.2. Дифузія молекул крізь мембрану**

Дифузія – це самочинний процес вирівнювання концентрації речовини у всьому об'ємі розчину, зумовлений тепловим рухом частинок розчиненої речовини і розчинника. Дифузія відбувається із розчину більшої концентрації розчиненої речовини у розчин з меншою **концентрацією** цієї речовини.



**Рис. 5.3. Дифузія молекул**

Дифузія відіграє важливу роль у життєдіяльності організмів і є одним із механізмів перенесення речовин крізь клітинні мембрани.

Дифузію, коли частинки розчиненої речовини і розчинника дифундують у протилежних напрямках, називають зустрічною або двобічною.

Дифузія припиняється, коли концентрації по всьому об'єму вирівнюються (стає однаковою). Дифузія речовин може здійснюватися

через різні мембрани, які представляють собою «перегородки» всередині розчину та поділяють зони з неоднаковою концентрацією речовин. До таких «перегородок» належать біологічні мембрани.

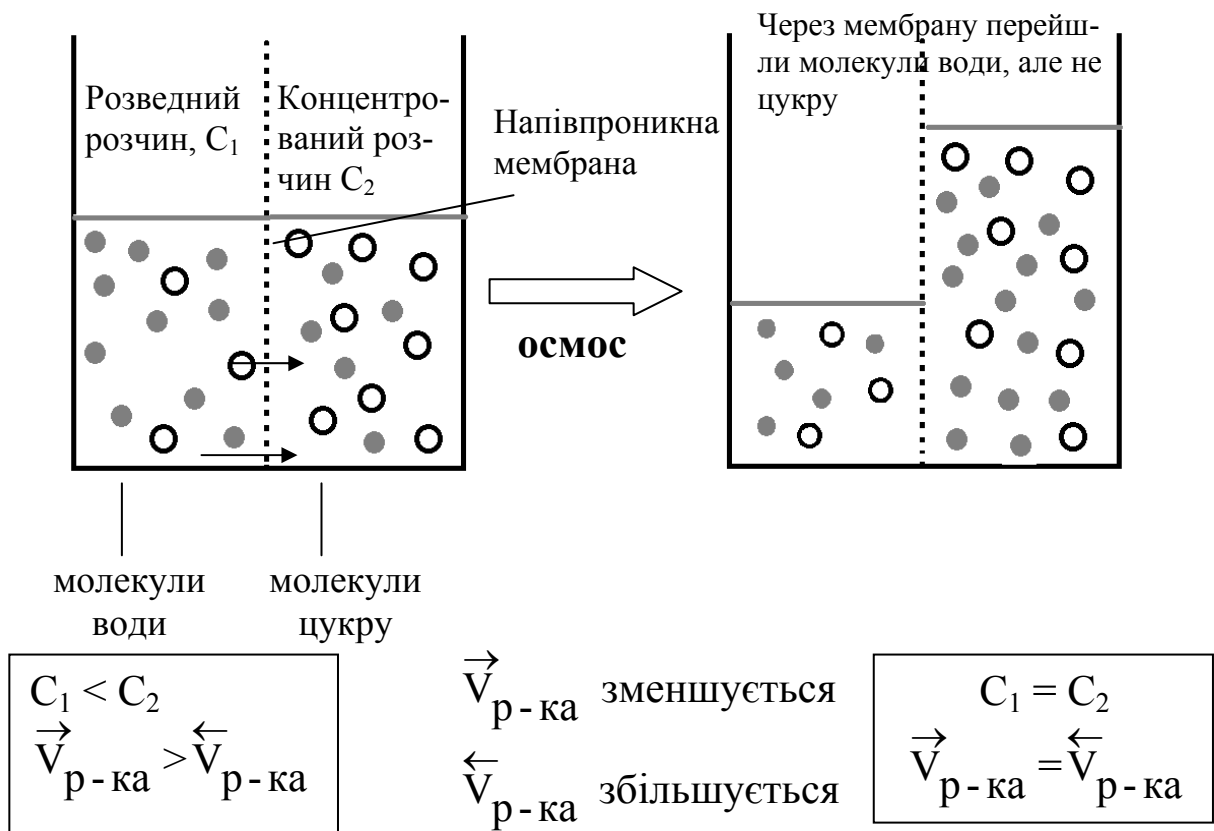
Розглянемо процес дифузії, коли між розчином та розчинником або на межі двох розчинів різної концентрації знаходиться напівпроникна мембрана, крізь яку вільно проходять тільки молекули розчинника і затримуються частинки розчиненої речовини, тобто розчинена речовина не може проходити крізь мембрану.

Такі властивості характерні для стінок клітин живих та рослинних організмів (стінок кишок, сечового міхура, шкіри, протоплазми), а також штучно виготовлених органічних мембран (плівок з колодію, целофану, желатини). За наявності напівпроникної мембрани відбувається проникнення молекул розчинника у більш концентрований розчин.

Однобічну дифузійну молекул *розчинника* крізь напівпроникну мембрану з розчину з меншою концентрацією у розчин з більшою концентрацією називають **осмосом**.

Для виникнення осмосу необхідно розчини різних концентрацій привести в контакт через напівпроникну мембрану. У цьому випадку розчинена речовина не може дифундувати крізь мембрану.

Нехай розчин 1 має меншу концентрацію, ніж розчин 2 ( $C_1 < C_2$ ). Оскільки концентрація розчинника вища у менш концентрованому розчині, то його молекули з розчину 1 будуть переходити крізь напівпроникну мембрану у розчин 2. Слід зазначити, що розчинник може проникати крізь мембрану в двох напрямках, але швидкість його проходження з розчину 1 в розчин 2 буде більшою, ніж у зворотному напрямку. Внаслідок такого переходу рівень розчину 1 буде знижуватися, а розчину 2 – підвищуватися (рис. 5.4).



**Рис. 5.4. Осмос: схема переходу молекул розчинника через напівпроникну мембрану з більш розведеного розчин у більш концентрований**

Перехід розчинника з розчину 1 у розчин 2 приведе до одночасного зростання концентрації  $C_1$  та зменшення концентрації  $C_2$ , тобто концентрації будуть вирівнюватися. Рівновага встановлюється при  $C_1=C_2$ , але осмос припиняється тоді, коли через мембрану в обох напрямках за одиницю часу проходить однакова кількість розчинника. Тиск, який відповідає такій рівновазі, служить кількісною характеристикою явища осмосу. Його називають осмотичним тиском

Коли концентрація розчину дорівнює нулю, то і осмотичний тиск дорівнює нулю. В міру збільшення концентрації розчину зростає різниця у швидкості переходу води через мембрану в різних напрямках і, відповідно, зростає осмотичний тиск.

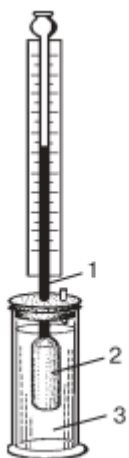
Якщо до більш концентрованого розчину докласти зовнішній тиск, вищий за осмотичний, тобто  $P_{зовн} > P_{осм}$ , то швидкість переходу молекул розчинника з концентрованого розчину почне переважати і розчинник буде переходити у розведений розчин (або в чистий розчинник). Цей процес називається зворотним осмосом, він використо-

вується для очищення природних і стічних вод, для одержання питної води з морської води.

Осмо́с можна спостерігати у приладі, який називають осмометром. Для цього в посудину з напівпроникною мембраною наливають розчин і закривають корком, в який вставлена трубка, з'єднана з манометром. Осмометр занурюють у посудину з розчинником. У результаті дифузії розчинника із зовнішньої посудини всередину осмометра рівень рідини в трубці буде підніматись, щоб створити надлишковий гідростатичний тиск.

Поступово швидкість дифузії і гідростатичний тиск досягнуть таких величин, за яких кількість молекул розчинника, що переміщуються крізь мембрану в посудину 2 та із посудини 2 в посудину 3 вирівнюється, тобто настає рівновага.

Надлишковий гідростатичний тиск у посудині з розчином, при якому встановлюється осмотична рівновага, називають **осмотичним тиском**. Величина осмотичного тиску визначається тим зовнішнім тиском, який треба прикласти до розчину, щоб осмос припинився.



**Рис. 5.5. Прилад для вимірювання осмотичного тиску**

- 1. манометр;
- 2. посудина з розчином;
- 3. посудина з розчинником

Явище осмосу й осмотичний тиск досліджував голландський учений Я. Вант-Гофф. Він з'ясував, що осмотичний тиск не залежить від природи компонентів розчину, а підвищується пропорційно до концентрації розчиненої речовини й абсолютної температури. Його описують рівнянням, ідентичним до рівняння Менделєєва–Клапейрона:

$$P_{\text{осм}} = C_M RT, \quad (5.13)$$

де  $P_{\text{осм}}$  – осмотичний тиск розчину, кПа;  $C_M$  – молярна концентрація розчиненої речовини, моль/л;  $R$  – універсальна газова стала (8,314 Дж/(моль·К));  $T$  – абсолютна температура.

Закон Вант-Гоффа (1886) стверджує, що

осмотичний тиск розчину дорівнює тиску, який би чинила розчинена речовина, якби вона за тієї ж температури була в газоподібному стані і займала об'єм, що дорівнює об'єму розчину.

Цей закон справджується для розчинів неелектролітів невисоких концентрацій. Знаючи осмотичний тиск розчину, можна визначити молярну масу розчиненої речовини.

Поєднаємо вирази для осмотичного тиску і молярної концентрації речовини:

$$P_{\text{осм}} = C_M RT ;$$

$$C_M = \frac{m}{MV} ;$$

$$P_{\text{осм}} = \frac{m}{MV} RT.$$

Розчини з однаковим осмотичним тиском називають ізотонічними.

Якщо знехтувати різницею між моляльною і молярною концентраціями для розведених розчинів, то отримаємо формулу для обчислення осмотичного тиску розчинів неелектролітів ебуліоскопічним або кріоскопічним методами:

$$P_{\text{осм}} = \frac{\Delta T_{\text{кип}}}{K_E} RT ; \quad (5.14)$$

$$P_{\text{осм}} = \frac{\Delta T_{\text{зам}}}{K_K} RT. \quad (5.15)$$

Експериментально визначена величина зниження температури замерзання плазми крові людини дорівнює 0,56К, кріоскопічна стала води = 1,86. За цими даними можна обчислити осмотичний тиск плазми крові за температура 37 °С:

$$P_{\text{осм}} = \frac{0,56}{1,86} 8,314 \cdot 310 = 775,98 \text{ кПа.}$$

Величина осмотичного тиску залежить від концентрації розчину і його температури, але не залежить від природи розчиненої речовини та природи розчинника.

Закон Вант-Гоффа використовують для будь-яких розведених розчинів неелектролітів. У концентрованих розчинах і в розчинах

електролітів спостерігається відхилення від закону Вант-Гоффа.

У розчинах електролітів внаслідок дисоціації молекул розчиненої речовини збільшується загальне число частинок (утворюються іони, асоційовані молекули, гідратовані іони, окремі молекули) Відношення числа утворених частинок у розчині до загального числа молекул розчиненого електроліту називають *ізотонічним коефіцієнтом* Вант-Гоффа:

$$i = \frac{\text{число частинок розчиненої речовини}}{\text{число частинок вихідної речовини}}$$

Внаслідок процесу дисоціації усі перелічені вище колігативні характеристики розчинів електролітів теж у  $i$  разів більші, ніж для розчину неелектроліту однакової молярної концентрації:

$$i = \Delta T_{K, \text{експ}} / \Delta T_{K, \text{теор}} = \Delta T_{3, \text{експ}} / \Delta T_{3, \text{теор}} = P_{\text{осм. експ}} / P_{\text{осм. осм. теор}}$$

$$\Delta T_K = i \cdot K_{\text{Э}} \cdot C_m; \quad (5.15)$$

$$\Delta T_3 = i \cdot K_3 \cdot C_m; \quad (5.16)$$

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C \cdot R \cdot T. \quad (5.17)$$

**Ізотонічний коефіцієнт** показує, у скільки разів експериментально знайдені величини зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння, зниження тиску пари та осмотичний тиск розчину більші, ніж розраховані теоретично.

Як правило, ізотонічний коефіцієнт більший за одиницю  $i$  показує, у скільки разів число частинок (недисоційованих молекул та утворених іонів) у розчину електроліту більше, ніж у розчині неелектроліту за умови однакової молярної концентрації.

Для розчинів неелектролітів, молекули яких не дисоціюють та мало схильні до асоціації,  $i = 1$ .

Для водних розчинів електролітів, внаслідок дисоціації  $i > 1$ , причому максимальне його значення ( $i_{\text{max}}$ ) для даного електроліту дорівнює числу іонів в його молекулі:

	NaCl	CaCl <sub>2</sub>	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>
$i_{\text{max}}$	2	3	4	5



Для розчинів неелектролітів, у яких речовина знаходиться у вигляді асоціатів,  $i < 1$ .

За однакової молярної концентрації розчиненої речовини осмотичний тиск, підвищення  $T_{\text{кип}}$  і зниження  $T_{\text{зам}}$  розчинів електролітів завжди у  $i$  разів більше, ніж розчинів неелектролітів.

Осмотичний тиск – це колігативна характеристика розчину, тобто його величина залежить від сумарного числа частинок у розчині – осмотичної концентрації (осмоляльності).

Для розчинів неелектролітів  $C_{\text{осм}} = C_{\text{м}}$ , а для електролітів  $C_{\text{осм}} > C_{\text{м}}$  настільки, наскільки зростає число частинок у розчині внаслідок дисоціації  $C_{\text{осм}} = i C_{\text{м}}$ .

Для електролітів ізотонічний коефіцієнт завжди більше одиниці, тому і осмотичний тиск розчинів електролітів завжди більший, ніж розчинів неелектролітів.

*З врахуванням міжмолекулярної взаємодії осмотичний тиск реальних розчинів:*

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C \cdot R \cdot T$$

$i > 1$  для електролітів,  
 $i = 1$  для неелектролітів,  
 $i < 1$  для речовин, схильних до асоціації.

Це рівняння правильно відображає експериментальні значення осмотичного тиску розчинів з однаковою масовою часткою речовини, але з різною природою та станом розчиненої речовини в розчині (табл. 5.1).

Таблиця 5.1

**Осмотичний тиск 1 %-их водних розчинів деяких речовин**

Природа розчину	Розчинена речовина	Молярна маса	$P_{\text{осм}}$ , кПа
Розчин електроліту (дисоціація), $i > 1$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	342	390
Розчин неелектроліту, $i = 1$	цукор	342	79,5
Колоїдний розчин (асоціація), $i < 1$	$\text{As}_2\text{S}_3$	246	0,0034

## 5.4. Роль осмосу та осмотичного тиску в біологічних системах

Всі біологічні рідини є водними розчинами мінеральних та органічних речовин. Вони мають певний осмотичний тиск, який підтримується на відносно сталому рівні.

Під час осмосу молекули розчинника переважно рухаються через мембрану в тому напрямку, де концентрація частинок речовини більша, а концентрація розчинника менша. Тобто в результаті осмосу відбувається всмоктування розчинника в ту частину системи, де концентрація частинок речовини більша.

Розчини з однаковим значенням осмотичного тиску називають **ізотонічними**.

Сталість осмотичного тиску називають **ізоосмією**.

Розчини з вищим осмотичним тиском, ніж у стандартного, називають **гіпертонічними**, а розчини з меншим осмотичним тиском, ніж у стандартного, називають **гіпотонічними**.

У медицині за такий стандарт беруть осмотичний тиск крові людини при 37 °С, який дорівнює 740-780 кПа.

У біологічних рідинах (плазма, лімфа, слина, сеча) осмотичний тиск створюють розчинені неорганічні та органічні речовини у вигляді іонів, молекул і колоїдних частинок. Їхню сумарну концентрацію, що може створити певний осмотичний тиск, називають **осмотичною концентрацією**. Розчини з такою самою концентрацією частинок називають **ізотонічними відносно крові**. Прикладом може бути 0,9 % розчин NaCl або 4,5-5,0 % глюкози. Їх називають фізіологічними розчинами. Близько 60 % осмотичного тиску крові створюють наявні у ній іони Na<sup>+</sup> та Cl<sup>-</sup>, а значно меншу його частину зумовлюють білки.

Тиск, що створюється високомолекулярними біологічно активними сполуками, називають **онкотичним тиском**.

Він становить менше 0,5 % від загального осмотичного тиску (3,04-4,05 кПа або 0,03-0,04 атм) і на 80 % визначається альбумінами. Онкотичному тиску належить основна роль у механізмі надходження води у кров із тканинної рідини, тому що низькомолекулярні речовини плазми без перешкод проникають крізь стінки кровоносних капі-

лярів та їх концентрація у крові та тканинній рідині практично однакова. (оскільки стінка капіляра практично не проникна для білків, то утворений ними  $P_{осм}$  забезпечує утримання води в крові).

Оскільки онкотичний тиск крові становить приблизно 4 кПа, а тканинної рідини та лімфи приблизно 1,33 кПа, то за рахунок цієї різниці вода надходить із лімфи у кров.

Розподіл води у тканинах залежить від осмотичного тиску. Стан напруження клітинної оболонки, зумовлений підвищеним осмотичним тиском вмісту клітини, називають **тургором**. Він забезпечує пружність та еластичність тканин, збереження органами певної форми.

В організм людини і тварини у великих кількостях можна вводити лише ізотонічні розчини.

У клінічній практиці застосовують гіпертонічні розчини. Їх вводять внутрішньовенно в невеликих кількостях, наприклад, при глаукомі, яка характеризується підвищеним внутрішньоочним тиском, щоб «відтягнути» надлишкову кількість вологи з передньої камери ока. У хірургії використовують гіпертонічні пов'язки у вигляді марлевих смужок, змочених у гіпертонічному розчині NaCl і введених у гнійні рани. За законами осмосу, рідина з рани прямує по марлі назовні, що сприяє постійному очищенню рани від гною, мікроорганізмів, продуктів розпаду.

### **Плазмоліз, гемоліз**

Кожна жива клітина має оболонку або поверхневі шари, що характеризуються напівпроникністю.

Якщо помістити тваринні або рослинні клітини в дистильовану воду, можна спостерігати перехід води всередину клітин, що зумовлює їх набрякання, а потім розрив оболонок і витікання клітинного вмісту. Якщо в такому досліді використовувати еритроцити, то вода забарвлюється гемоглобіном у червоний колір.

Таке руйнування клітин шляхом розриву їхніх оболонок називають лізисом, а в разі еритроцитів – гемолізом.

У концентрованих (гіпертонічних) розчинах солей відбувається плазмоліз – зморщування клітин, зумовлене втратою води, яка переходить з клітин до більш концентрованого зовнішнього розчину.

Зміна осмотичної рівноваги в біосистемах організму може бути спричинена порушенням обміну речовин, секреторними процесами та надходженням їжі. Крім того, будь-яка фізична напруга, що посилює обмін речовин, може сприяти підвищенню осмотичного тиску крові. Незважаючи на ці порушення, осмотичний тиск крові підтримується постійним, хоча хімічний склад крові може значно змінюватися.

### **Питання для перевірки теоретичних знань**

1. Які властивості розчинів належать до колігативних?
2. Сформулюйте закони Рауля для розведених розчинів нелетких речовин, напишіть їх математичний вираз.
3. Поясніть, чому тиск пари над розчином менший від тиску пари над чистим розчинником?
4. Який фізичний зміст кріоскопічної та ебуліоскопічної сталих? Від чого залежить їх величина?
5. Як обчислити молярну масу розчиненої речовини неелектроліту за допомогою кріометричного та ебуліометричного методів?
6. Чому розчини електролітів не відповідають закону Рауля? Як це впливає на їх колігативні властивості?
7. Поясніть фізичний зміст ізотонічного коефіцієнту.
8. Поясніть явище осмоса. Що таке осмотичний тиск?
9. Які фактори впливають на величину осмотичного тиску?
10. Що таке дифузія та в чому полягає різниця між дифузією і осмосом?
11. Сформулюйте закон Вант-Гоффа та напишіть його математичний вираз для розведених розчинів неелектролітів і електролітів.
12. Як можна обчислити осмотичний тиск розчину, виходячи зі зниження температури замерзання; підвищення температури кипіння?
13. Поясніть зв'язок між осмотичним тиском розчину та зниженням тиску насиченої пари розчинника над розчином. Виразіть цей зв'язок математично.
14. Які розчини називають ізотонічними, гіпотонічними, гіпертонічними? Наведіть прикладі ізотонічних та гіпертонічних розчинів, які застосовують у медичній практиці. У якому з цих розчинів відбу-

вається гемоліз, а в якому – плазмоліз еритроцитів?

15. Які розчини називають ізо-, гіпер- і гіпотонічними? Чи буде відрізнятися при одній і тій ж температурі осмотичний тиск 0,1 %-ного розчину глюкози від 0,1 %-ного розчину білка і 0,1 %-ного розчину NaCl?

16. Над яким водним розчином неелектроліту – одно- або дво-молярним – тиск пари більший і у скільки разів?

17. Якій концентрації пропорційне підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання? Надайте відповідні формули.

18. Чи відрізняються температури замерзання одномолярних розчинів натрій хлориду, глюкози, кальцій нітрату і сахарози. Відповідь обґрунтуйте.

19. Надайте обґрунтовану відповідь. Чи будуть однаковими:

а) значення осмотичного тиску водних розчинів неелектролітів А та В ( $M_A \neq M_B$ ), які мають однакові масові частки розчиненої речовини (густина розчинів 1 г/мл) та однакову температуру;

б) температури кипіння водних розчинів неелектролітів А та В ( $M_A \neq M_B$ ), які мають однакові моляльні концентрації;

в) значення осмотичного тиску водних розчинів неелектролітів А та В ( $M_A \neq M_B$ ), які мають однакові молярні концентрації та температуру;

г) температури замерзання водних розчинів неелектролітів А та В ( $M_A \neq M_B$ ), які мають однакові масові частки;

д) температури кипіння 0,01-моляльних водних розчинів глюкози та цукру;

є) значення осмотичного тиску 0,01 М водних розчинів фруктози та цукру при однаковому значенні температури.

## Приклади розв'язування задач

### Приклад 1

Розрахувати осмотичний тиск розчину за 22 °С, у 1,2 л якого міститься 20,5 г цукру  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m_{\text{цукру}} = 20,5 \text{ г}$ $t = 22 \text{ °С} \text{ (} T = 295 \text{ К)}$ $V = 1,2 \text{ л} = 1,2 \cdot 10^3 \text{ мл}$ $P_{\text{осм}} = ?$	$P_{\text{осм}} = C_M \cdot RT$ ; $M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ г/моль}$ ; $P_{\text{осм}} = \frac{m}{MV} RT = \frac{20,5}{342 \cdot 1,2 \cdot 10^3} \cdot 8,31 \cdot 295 = 122 \cdot 10^3$ Па. <i>Відповідь:</i> $P_{\text{осм}} = 122 \cdot 10^3 \text{ Па}$ .

### Приклад 2

Розрахувати молярну масу неелектроліту, 2,5 г якого міститься в 5 л розчину. Осмотичний тиск цього розчину дорівнює  $0,23 \cdot 10^5 \text{ Па}$  при 20 °С.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m = 2,5 \text{ г}$ $t = 20 \text{ °С} \text{ (} T = 293 \text{ К)}$ $V = 5 \text{ л} = 5 \cdot 10^3 \text{ мл}$ $P_{\text{осм}} = 0,23 \cdot 10^5 \text{ Па}$ $M = ?$	$P_{\text{осм}} = C_M \cdot RT$ , $P_{\text{осм}} = \frac{m}{MV} RT$ ; $M = \frac{mRT}{P_{\text{осм}} V} = \frac{2,5 \cdot 8,31 \cdot 293}{0,23 \cdot 10^5 \cdot 5 \cdot 10^3} = 52,96 \text{ г/моль}$ . <i>Відповідь:</i> $M = 52,96 \text{ г/моль}$ .

### Приклад 3

Розрахувати, за якої температури повинен кристалізуватися розчин, що містить у 250 г води 54 г глюкози  $C_6H_{12}O_6$ .

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m(C_6H_{12}O_6) = 54 \text{ г}$ $m(H_2O) = 250 \text{ г}$ $K_K(H_2O) = 1,86 \frac{\text{кг} \cdot \text{К}}{\text{моль}}$	$M(C_6H_{12}O_6) = 180 \text{ г/моль}$ ; $C_m = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{р-ка}}}$ ; $C_m = \frac{54 \cdot 1000}{180 \cdot 250} = 1,2 \text{ моль/1000 г розчинника}$ ;
$T_3(\text{розчину}) = ?$ $\Delta T_3 = K_K \cdot C_m = 1,86 \cdot 1,2 = 2,23 \text{ К}$ ; $\Delta T_3 = T_{3 \text{ р-ка}} - T_{3 \text{ р-ну}}$ ;	

$$T_{з\text{р-ну}} = T_{з\text{р-ка}} - \Delta T_з, \quad T_{з\text{р-ну}} = 273,15 - 2,23 = 270,92\text{K};$$

$$T = t + T_0 \quad 270,92\text{K} = t + 273,15;$$

$$t, \text{ }^\circ\text{C} = 270,92\text{K} - 273,15\text{K} = -2,23 \text{ }^\circ\text{C}.$$

*Відповідь:*  $T_{з\text{(розчину)}} = 270,92\text{K}$  або  $-2,23 \text{ }^\circ\text{C}$ .

#### Приклад 4

Визначити температури кипіння та замерзання розчину, що містить 1 г нітробензену у 10 г бензену. Ебуліоскопічна та кріоскопічна константи бензену дорівнюють 2,57 та 5,12, відповідно. Температура кипіння чистого бензену складає  $80,2 \text{ }^\circ\text{C}$ , а замерзання  $-5,4 \text{ }^\circ\text{C}$ .

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2) = 1 \text{ г}$ $m(\text{C}_6\text{H}_6) = 10 \text{ г}$ $K_E = 2,57; K_K = 5,1$ $t_{\text{кип}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 80,2 \text{ }^\circ\text{C}$ $T_{\text{зам}}(\text{C}_6\text{H}_6) = -5,4 \text{ }^\circ\text{C}$	$\Delta T_з = K_K \cdot C_m, \quad \Delta T_K = K_E \cdot C_m;$ $C_m = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчину}}};$ $\Delta T_з = \frac{K_K \cdot m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчину}}}, \quad \Delta T_K = \frac{K_E \cdot m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчину}}};$ $M(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2) = 123,11 \text{ г/моль}.$
$T_{\text{кип}}, T_{\text{зам}} = ?$	

Підвищення  $T_{\text{кип}}$  розчину нітробензену в бензені дорівнює:

$$\Delta T_K = \frac{2,57 \cdot 1 \cdot 1000}{123,11 \cdot 10} = 2,09 \text{ }^\circ\text{C},$$

$$T_{K(\text{розчину})} = 80,2 + 2,09 = 82,29 \text{ }^\circ\text{C}.$$

Зниження температури замерзання розчину нітробензену в бензені дорівнює:

$$\Delta T_з = \frac{5,1 \cdot 1 \cdot 1000}{123,11 \cdot 10} = 4,14 \text{ }^\circ\text{C};$$

$$T_{з(\text{розчину})} = -5,4 + 4,14 = 1,26 \text{ }^\circ\text{C}.$$

*Відповідь:*  $T_{K(\text{розчину})} = 82,29 \text{ }^\circ\text{C}; T_{з(\text{розчину})} = 1,26 \text{ }^\circ\text{C}.$

### Приклад 5

Розчин, що містить 8 г деякої речовини в 100 г діетилового етеру, кипить за температури 36,86 °С, тоді як чистий етер кипить за 35,60 °С. Визначити молярну масу розчиненої речовини.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m_{\text{речов}} = 8 \text{ г}$	Переведемо одиниці виміру температури
$m((\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}) = 100 \text{ г}$	кипіння з °С до К:
$t_{\text{к р-ну}} = 36,86 \text{ °С}$	$T_{\text{кип р-ну}} = t_{\text{кип р-ну}} + 273,15 ;$
$t_{\text{к}}((\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}) = 35,6 \text{ °С}$	$T_{\text{кип етеру}} = 36,86 + 273,15 = 310,01 \text{ К};$
$K_E(\text{H}_2\text{O}) = 2,12 \frac{\text{кг} \cdot \text{К}}{\text{моль}}$	$T_{\text{кип етеру}} = t_{\text{кип р-ка}} + 273,15 = 35,60 + 273,15 =$ $308,75 \text{ К};$
$M_{\text{речов}} = ?$	$\Delta T_{\text{кип}} = 310,01 \text{ К} - 308,75 = 1,26 \text{ °К};$

З формули  $\Delta T_{\text{К}} = K_E \cdot C_m$  знаходимо молярну концентрацію розчину:

$$C_m = \Delta T_{\text{К}} / K_E = 1,26 / 2,02 = 0,624 \text{ моль/кг};$$

$$C_m = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{р-ка}}};$$

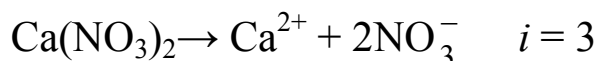
$$M_{\text{речов}} = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{C_m \cdot m_{\text{р-ка}}} = \frac{8 \cdot 1000}{0,624 \cdot 100} = 128,2 \text{ г/моль}$$

*Відповідь:*  $M_{\text{речов}} = 128,2 \text{ г/моль}$ .

### Приклад 6

Яким буде розчин калій нітрату відносно розчину кальцій нітрату, якщо молярні концентрації електролітів однакові?

*Розв'язок:*



Якщо молярні концентрації розчинів однакові, то осмотичний тиск розчину  $\text{KNO}_3$  менший, ніж осмотичний тиск розчину  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ :

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C_M \cdot RT$$

$$P_{\text{осм}} = 2 \cdot C_{\text{KNO}_3} \cdot RT$$

$$P_{\text{осм}} = 3 \cdot C_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} \cdot RT$$



$$P_{\text{осм}}(\text{KNO}_3) < P_{\text{осм}}(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)$$

*Відповідь:* Розчин  $\text{KNO}_3$  гіпотонічний відносно розчину  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .

### Приклад 7

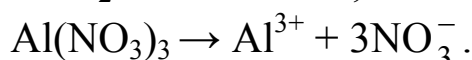
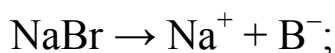
Розчини ксилози, натрій броміду, барій хлориду та алюміній нітрату мають однакові молярні концентрації. Який з цих розчинів має найменший осмотичний тиск при однаковій температурі?

*Розв'язок:*

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C_M \cdot RT$$

$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$	$i = 1$	$P_{\text{осм}} = C(\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5) \cdot RT$
$\text{NaBr}$	$i \rightarrow 2$	$P_{\text{осм}} = 2 \cdot C(\text{NaBr}) \cdot RT$
$\text{BaCl}_2$	$i \rightarrow 3$	$P_{\text{осм}} = 3 \cdot C(\text{BaCl}_2) \cdot RT$
$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	$i \rightarrow 4$	$P_{\text{осм}} = 4 \cdot C(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) \cdot RT$

$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$  не дисоціює



При однакових температурі та молярних концентраціях речовин найменшу молярну концентрацію частинок (молекул та іонів) та, відповідно, найменший осмотичний тиск має розчин речовини з найменшим ізотонічним коефіцієнтом, тобто розчин *ксилози* ( $i = 1$ ).

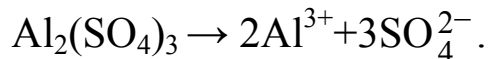
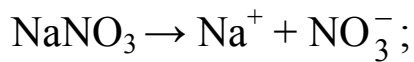
*Відповідь:* Найменший  $P_{\text{осм}}$  має розчин розчин ксилози.

### Приклад 8

Якщо розчини глюкози, натрій нітрату, кальцій хлориду, алюміній сульфату ізотонічні, то молярна концентрація якої речовини найменша?

*Розв'язок:*

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$i = 1$	$P_{\text{осм}} = C(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \cdot RT$	$C(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{P_{\text{осм}}}{R \cdot T}$
$\text{NaNO}_3$	$i \rightarrow 2$	$P_{\text{осм}} = 2 \cdot C(\text{NaNO}_3) \cdot RT$	$C(\text{NaNO}_3) = \frac{P_{\text{осм}}}{2 \cdot R \cdot T}$
$\text{CaCl}_2$	$i \rightarrow 3$	$P_{\text{осм}} = 3 \cdot C(\text{CaCl}_2) \cdot RT$	$C(\text{CaCl}_2) = \frac{P_{\text{осм}}}{3 \cdot R \cdot T}$
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	$i \rightarrow 5$	$P_{\text{осм}} = 5 \cdot C(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot RT$	$C(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{P_{\text{осм}}}{5 \cdot R \cdot T}$



Якщо розчини ізотонічні (значення рівні), то найменша молярна концентрація буде в розчині речовини з найбільшим ізотонічним коефіцієнтом – розчин алюміній сульфату ( $i \rightarrow 5$ ).

*Відповідь:* найменша молярна концентрація  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

### Приклад 9

Для якого з водних розчинів температура замерзання найнижча:

- а) 10 г KBr на 1000 г води;
- б) 10 г NaBr на 1000 г води;
- в) 10 г LiBr на 1000 г води?

*Розв'язок:*

Найнижча температура замерзання  $T_{з(р-ну)}$  буде у розчині з найбільшою різницею температур замерзання розчину та розчинника  $\Delta T_3$ :

$$\Delta T_3 = T_{з(р-ка)} - T_{з(р-ну)};$$

$$T_{з(р-ну)} = T_{з(р-ка)} - \Delta T_3.$$

Різниця температур замерзання розчину та розчинника тим більша, чим більша в розчині кількість частинок розчиненої речовини:

$$\Delta T_3 = i \cdot K_K \cdot C_m.$$

Усі перелічені речовини є бінарними електролітами і значення ізотонічного коефіцієнту для всіх будуть однаковими ( $i \rightarrow 2$ ). В такому випадку кількості частинок в розчині та, відповідно, величини  $\Delta T_3$ , будуть залежати лише від молярностей розчину  $C_m$ :

$$C_m = \frac{n_{\text{речов}}}{m_{\text{розчинника}}} = \frac{m_{\text{речов}}}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}}.$$

При однакових значеннях  $m_{\text{речов}}$  та  $m_{\text{розчинника}}$  найбільше значення  $C_m$  буде в розчині речовини з найменшою молярною масою  $M_{\text{речов}}$

$$M(\text{KBr}) = 119 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{NaBr}) = 103 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{LiBr}) = 87 \text{ г/моль}.$$

*Відповідь:* Найнижча температура замерзання буде у розчині LiBr.

### Задачі для аудиторної роботи

1. Визначити осмотичний тиск розчину, який містить 30 г гліцерину в 250 мл розчину при 25 °С. Відповідь: 3232 кПа.

2. Розрахувати осмотичний тиск 0,01 М розчину КСl, при  $T = 310$  °К, якщо ізотонічний коефіцієнт ( $i$ ) дорівнює 1,96. Яким буде цей розчин по відношенню до плазми крові? Відповідь: 50,5 кПа.

3. Розрахувати температуру замерзання розчину, в якому на 200 г води припадає 9,3г ксилози. У відповіді температуру виражайте за шкалою Цельсія. Відповідь: – 0,58 °С.

4. Розрахувати молярну масу неелектроліту, якщо розчин, який містить 50,1 г цієї речовини в 750г води, замерзає при – 1,35 °С. Відповідь: 92 г/моль.

5. Розчин, в якому розчинено 45 г неелектроліту в 250 г води, кипить при 100,52 °С. Розрахувати молярну масу розчиненої речовини. Відповідь: 180 г/моль.

6. В 500 г води розчинили 100 г рибози. При якій температурі закипить цей розчин? У відповіді температуру виражайте за шкалою Цельсія. Відповідь: 100,84 °С.

7. Яку масу сахарози слід розчинити в 250 г води, щоб отримати розчин, що кипить при 100,2°С? Відповідь: 32,9 г.

8. Визначити температуру кипіння та температуру замерзання розчину, отриманого при розчиненні 150 г глюкози в 850 г води. Температуру виражайте за шкалою Цельсія. Відповідь: –1,82 °С; 100,51 °С.

9. Визначити ізотонічний коефіцієнт натрій хлориду в розчині, якщо його молярність в розчині становить 1 моль/кг, а температура кипіння дорівнює 100,94 °С. Відповідь: 1,81.

10. Визначити ізотонічний коефіцієнт барій гідроксиду в розчині з молярною концентрацією  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  0,1 моль/л, якщо осмотичний тиск цього розчину при температурі 20 °С дорівнює 618,8 кПа. Відповідь: 2,54.

11. Ізотонічний коефіцієнт 0,2 н розчину NaOH дорівнює 1,8. Розрахувати осмотичний тиск цього розчину за температури 10 °С. Відповідь:  $8,47 \cdot 10^5$  Па.

12. Встановити, яким буде розчин глюкози з масовою часткою

$C_6H_{12}O_6$  10 % відносно плазми крові (ізо-, гіпо- або гіпертонічним) при температурі  $37\text{ }^\circ\text{C}$ . Осмотичний тиск плазми крові в нормі дорівнює  $740\text{--}780$  кПа. Густина розчину глюкози  $1,04$  г/мл. Відповідь:  $1489$  кПа.

13. Встановити, якими будуть розчини відносно плазми крові (ізо-, гіпо- або гіпертонічним) при  $37\text{ }^\circ\text{C}$  :

а) розчин глюкози з масовою часткою  $C_6H_{12}O_6$  6 % (густина  $1,02$  г/мл);

б) розчин сахарози з масовою часткою  $C_{12}H_{22}O_{11}$  6 % (густина  $1,02$  г/мл);

Осмотичний тиск плазми крові в нормі дорівнює  $740\text{--}780$  кПа .

Відповідь:  $P_{осм} = 876$  кПа;  $461,2$  кПа.

### Задачі для самостійної роботи

1. Визначити осмотичний тиск розчину, що містить  $90,08$  глюкози  $C_{12}H_{22}O_{11}$  у  $4$  л розчину при  $27\text{ }^\circ\text{C}$ . Відповідь:  $P_{осм} = 3,12 \cdot 10^5$  Па.

2. Розрахувати осмотичний тиск розчину, що містить  $16$  г сахарози  $C_{12}H_{22}O_{11}$  у  $350$  г води при  $293\text{ }^\circ\text{K}$ . Густина розчину вважати рівною одиниці. Відповідь:  $P_{осм} = 332$  Па.

3. Осмотичний тиск розчину, об'єм якого  $3$  л при  $10\text{ }^\circ\text{C}$  дорівнює  $1,2 \cdot 10^5$  Па. Визначте молярність цього розчину. Відповідь:  $C_M = 0,05$  моль/л.

4. За якої температури осмотичний тиск розчину, що містить  $18,6$  г аніліну  $C_6H_5NH_2$  у  $3$  л розчину, досягне  $284$  кПа? Відповідь:  $t = 240,1\text{ }^\circ\text{C}$ .

5. Розрахувати осмотичний тиск розчину, що містить  $90,08$  г глюкози  $C_6H_{12}O_6$  в  $4$  л розчину при  $27\text{ }^\circ\text{C}$ . Відповідь:  $3,12 \cdot 10^5$  Па.

6. Розрахувати осмотичний тиск за температури  $0\text{ }^\circ\text{C}$  для розчину, що містить в  $1$  л  $18,4$  г глицерину  $C_3H_8O_3$ . Відповідь:  $4,54 \cdot 10^5$  Па.

7. Розрахувати молярну масу неелектроліту, якщо при розчиненні  $20$  г цієї речовини у воді отримали  $500$  мл розчину, осмотичний тиск якого при температурі  $25\text{ }^\circ\text{C}$  дорівнює  $412,94$  кПа. Відповідь:  $240$  г/моль.

8. Розрахувати молярну масу неелектроліту, якщо розчин, що

містить 25,55 г цієї речовини в 200 г води, замерзає при  $-1,32\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Відповідь: 180 г/моль.

9. Розчин, в якому розчинено 41,4 неелектроліту в 300 г води кипить при  $100,78\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Обчислити молярну масу цієї речовини. Відповідь: 92 г/моль.

10. Розрахувати молярну масу неелектроліту, якщо його масова частка у водному розчині 1,96 %, а розчин замерзає при  $-0,248\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Відповідь: 150,4 г/моль.

11. Кров людини замерзає при  $-0,56\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Чому дорівнює молярна концентрація речовин, що містяться у крові, та осмотичний тиск сироватки крові? Відповідь: 0,3 моль/л; 7,6 атм.

12. Температура кипіння ацетону  $56,1\text{ }^{\circ}\text{C}$ , а його ебуліоскопічна константа дорівнює 1,73. Обчисліть температуру кипіння 8 %-го розчину гліцерину  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$  в ацетоні. Відповідь:  $t_{\text{кип}} = 57,73\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

13. При якій температурі почне кипіти 3,6 %-ий розчин саліцилової кислоти  $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$  у спирті, якщо чистий спирт закипає при  $78,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ , а  $K_E = 1,22$ ? Відповідь:  $78,83\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

14. Розрахувати температуру кипіння 5 %-го розчину цукру  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  у воді. Відповідь:  $100,08\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

15. Розрахувати температуру кипіння розчину, який містить 100 г цукру  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  у 750 г води. Відповідь:  $100,20\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

16. У скількох моль води слід розчинити 0,02 моля деякого неелектроліту для отримання розчину, температура кипіння якого  $100,026\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Відповідь: 22,2 моль.

17. Розчин, що містить 5,4 г неелектроліту в 200 г води, кипить при  $100,078\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Розрахувати молярну масу розчиненої речовини. Відповідь: 180 г/моль.

18. Температура кипіння ацетону  $56,1\text{ }^{\circ}\text{C}$ , а його  $K_E$  дорівнює 1,73. Розрахувати температуру кипіння 8 %-го розчину гліцерину  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$  в ацетоні. Відповідь:  $57,7\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

19. Температура кипіння розведеного розчину цукру  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$   $100,065\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Розрахувати осмотичний тиск розчину за температури  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Густина розчину прийняти за одиницю. Відповідь: 283,6 кПа.

20. Розчин, що складається з 9,2 г гліцерину  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$  та 400 г аце-

тону, кипить за  $56,38\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Чистий ацетон кипить за  $56,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Розрахувати ебуліоскопічну константу ацетону. Відповідь:  $1,52\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

21. Розрахувати температуру кристалізації 10 %-го розчину гліцерину  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$  у воді. Відповідь:  $-2,25\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

22. Розрахувати масову частку цукру  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  у водному розчині, температура кристалізації якого  $-0,41\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Відповідь: 7 %.

23. При розчиненні 0,4 г деякої речовини у 10 г води температура кристалізації розчину знижується на  $1,24\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Розрахувати молекулярну масу розчиненої речовини. Відповідь: 60 г/моль.

24. Розчин 1,05 г неелектроліту у 39 г води замерзає за температури  $-0,7^{\circ}\text{C}$ . Розрахувати молекулярну масу неелектроліту. Відповідь: 92,5 г/моль.

25. Зниження температури замерзання розчину 0,052 г камфори в 26 г бензолі дорівнює  $0,067\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Розрахувати молекулярну масу камфори. Відповідь: 152,2 г/моль.

26. Розрахувати температуру замерзання розчину, що містить 20 г цукру у 400 г води. Відповідь:  $-0,27\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

27. Визначити ізотонічний коефіцієнт натрій гідроксиду в розчині з масовою часткою  $\text{NaOH}$  0,8 %, якщо осмотичний тиск цього розчину при температурі  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$  дорівнює 847,1кПа. Густина розчину 1 г/мл. Відповідь: 2,54.

28. Розчин, що містить 16,05 г  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  в 500 г води, кипить за температури  $100,122\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Обчисліть ізотонічний коефіцієнт цього розчину. Відповідь: 1,92.

29. Ізотонічний коефіцієнт водного розчину хлороводню 1,66 ( $\omega = 6,8\text{ }%$ ). Визначити температуру замерзання цього розчину. Відповідь:  $-6,15\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

30. Розрахувати ізотонічний коефіцієнт  $9 \cdot 10^{-4}$  н розчину  $\text{KNO}_3$ , якщо цей розчин ізотонічний відносно водного розчину цукру, в якому масова частка  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  50 %. Температура розчину цукру  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ , густина  $1230\text{ кг/м}^3$ . Відповідь: 2,0.

31. Яким буде розчин кальцій хлориду відносно розчину натрій сульфату, якщо молярні концентрації електролітів однакові?

32. Розчини натрій хлориду, алюміній хлориду, калій хлориду,

кальцій хлориду замерзають при однакових температурах. Молярність якого розчину найменша?

33. Осмотичний тиск плазми крові людини при температурі  $37\text{ }^{\circ}\text{C}$  дорівнює  $780\text{ кПа}$ . Яку масу сахарози необхідно взяти для виготовлення  $0,25\text{ л}$  розчину, ізотонічного до сироватки крові? Відповідь:  $25,65\text{ г}$ .

34. Розрахувати масову частку сахарози  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  у водному розчині, температура замерзання якого  $-0,41\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Відповідь:  $\omega(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 7\%$ .

35. Яким буде розчин калій сульфату відносно розчину натрій нітрату, якщо молярні концентрації електролітів однакові?

36. Розчини сахарози, фруктози, рибози та сечовини мають однакові масові концентрації. Який з цих розчинів має найбільший осмотичний тиск?

37. Розчини фруктози, натрій хлориду, барій хлориду, та алюміній хлориду мають однакові молярності. Який з цих розчинів замерзає при найвищій температурі?

38. Чи буде ізотонічним по відношенню до сироватки крові  $10\%$  ампульний розчин  $\text{CaCl}_2$  ( $\rho = 1,04\text{ г/см}^3$ ). Приведіть відповідні розрахунки. Відповідь: ні.

39. Визначити молярну масу органічної речовини, якщо розчин, який містить  $90\text{ г}$  речовини і  $1000\text{ г}$  води, замерзає при  $-0,93\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Відповідь:  $180\text{ г/моль}$

40. Знайти молярну масу білка, якщо осмотичний тиск його розчину, що містить  $1,94\text{ г/л}$  білка дорівнює  $0,8\text{ кПа}$  при  $298\text{ К}$ . Відповідь:  $6005\text{ г/моль}$ .

## ДОДАТОК

Таблиця 1

### Співвідношення між одиницями вимірювання деяких фізичних величин

1 атм = $1,01325 \cdot 10^5$ Па	1 г = 1000 мг    1 мг = $10^{-3}$ г = $10^{-6}$ кг 1 кг = 1000 г    1 г = $10^{-3}$ кг
Па = $0,986923 \cdot 10^{-5}$ атм	1 кг = 1000 г = 1 000 000 мг
1 атм = 760 мм рт. ст.	1 л = 1 дм <sup>3</sup> = $10^{-3}$ м <sup>3</sup> = $10^3$ см <sup>3</sup>
1 мм рт. ст. = 133,32 Па	

Таблиця 2

### Ебуліоскопічні та кріоскопічні сталі розчинників

Розчинник	$K_K, \frac{\text{кг} \cdot \text{К}}{\text{моль}}$	$K_E, \frac{\text{кг} \cdot \text{К}}{\text{моль}}$	$t_{\text{кр}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кін}}, ^\circ\text{C}$
Вода	1,86	0,516	0	100
Анілін	5,87	3,22	-5,96	184,4
Ацетатна кислота	3,90	3,10	16,64	117,87
Ацетон	2,40	1,48	-94,6	56,0
Бензен	5,12	2,57	- 5,4	80,2
Етанол	-	1,21	-144,3	78,37
Нітробензол	6,90	5,27	5,7	210,9
Камфора	40,0	6,09	174	204
Хлороформ	4,90	3,88	-63,0	61,2
Діетиловий етер	—	2,12	-116,3	34,6
Фенол	7,3	3,6	41	182,1
Чотирьоххлористий вуглець	2,98	5,3	-23	76,7



## Таблиця розчинності основ, кислот, солей у воді

Катіони	Аніони														
	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Co <sup>2+</sup> , Ni <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>	-	P	P	-	P	M	M	H	H	H	H	H	H	H	H
F <sup>-</sup>	P	P	P	P	M	M	M	P	P	M	M	H	P	M	P
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	H	P	P	P	P	-	M	P	-	P	P	P
S <sup>2-</sup>	P	-	P	H	P	#	#	H	H	H	H	#	H	#	#
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	M	M	P	P	-	M	M	-	M	-	-
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	M	H	M	P	P	P	M	P	P	P	P	P
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	P	P	H	H	H	M	H	#	H	H	H	H	H	H
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	M	H	H	M	H	#	H	H	-	M	-	-
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P

## Умовні позначення:

«P» - розчинна речовина (розчинність понад 1 г речовини у 100 г води);

«M» - малорозчинна речовина (розчинність від 0,001 г до 1 г у 100 г води);

«H» - нерозчинна речовина (розчинність менше 0,001 г у 100 г води);

«-» - речовина не існує;

«#» - речовина реагує з водою

## СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Беляев Н. Н., Барсуков И. И., Беззубец Э. А., Дьяченко Е. К., Ио-зеп Л. И. и др. Основы количественных расчетов в химии. Сбор-ник задач и упражнений по общей химии. СПб. : Изд-во СПХФА, 2005. 140 с.
2. Вакулюк П. В., Забава Л. К., Бабич Н. М., Бурбан А. Ф. Загальна хімія. Навч.-метод, посіб. для студ. ф-тів природн, спец. ун-тів. К.: НаУКМА, 2015. 268 с.
3. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Приго-тування розчинів. Колігативні властивості розчинів: Метод. вказ. для студентів 1-го курсу / уклад. Г. О. Сирова, О. С. Каліненко, В. М. Петюніна, В. О. Макаров, С. В. Андрєєва та ін. Харків: ХНМУ, 2017. 28 с.
4. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. М.: Интег-рал-Пресс, 2005. 240 с.
5. Гольбрайх З. Е., Маслов Е. А. Сборник задач и упражнений по химии: учебн пособие для студентов. М.: ООО «Издательство Астрель», 2004. 383 с.
6. Григор'єва В. В., Самійленко В. М., Сич А. М., Голуб О. А. Зага-льна хімія. Підручник. К.: «Вища школа», 2009. 471 с.
7. Жак О. В., Каличак Я. М. Загальна хімія: Навчальний посібник. Львів : Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2010. 368 с.
8. Загальна хімія: підручник / Панасенко О. І. [та ін.]. Запоріжжя, 2015. 422 с.
9. Загальна хімія: Практичні заняття з неорганічної хімії. Частина І.: Навчально-методичний посібник для студентів 1 курсу хімічного факультету / укл. Т. Л. Ракитська, Г. П. Сохраненко, Т. В. Кокша-рова та ін. Одеса : Астропринт, 2007. 212 с.
10. Кабачний В. І., Грицан Л. Д., Томаровська Т. О., Осіпенко Л. К. / Лекції з фізичної хімії: навч. посіб. для студ. вищ. фармац. навч. Закл. Х.: НФаУ: Золоті сторінки, 2012. 280 с.
11. Калібабчук В. О., Чекман І. С., Галинська В. І. Медична хімія: пі-дручник. К. : ВСВ «Медицина», 2018. 336 с.

12. Концентрації розчинів: навчальний посібник із загальної хімії (для студентів 1 курсу денного відділення хімічного факультету СО «Бакалавр» напряму підготовки «Хімія») / укладачі: Г. М. Розанцев, С. В. Радіо, О. Ю. Пойманова, Н. І. Гумерова. Вінниця: ДонНУ, 2016. 61 с.
13. Костік В.В., Софронков О.Н. Збірник задач із загальної хімії: Навчальний посібник. Одеса: ТЕС, 2018. 262 с.
14. Курмакова ІМ., Самойленко ПВ., Бондар ОС., Грузнова СВ. Методика розв'язування розрахункових задач з хімії. Навчальний посібник. Чернігів: НУЧК, 2018. 165 с.
15. Ліцман Ю.В., Марченко Л.І., Лебедев С.Ю. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. Суми: Сумський державний університет, 2011. 349 с.
16. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключєва Р. Г. Загальна та неорганічна хімія – Харків: НФаУ: Золоті сторінки, 2017. 512 с.
17. Методичні вказівки для самостійної роботи по вивченню курсу «медичної хімії» Київ.: КНМУ імені О. О. Богомольця / укладачі О. О. Костирко, І. А. Одарич, В. О. Калібабчук, 2018. 137 с.
18. Мороз А. С., Луцевич Д. Д., Яворська Л. П. Медична хімія. Вінниця: Нова книга, 2008. 776 с.
19. Неділько С. А., Попель П. П. Загальна й неорганічна хімія: задачі та вправи: навч. посібник. К.: Либідь, 2001. 400 с.
20. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. Київ Ірпінь: Перун, 1998. 480 с.
21. Романцева Л. М., Лещинская З. Л., Суханова В. А. Сборник задач и упражнений по общей химии. М. : Высш. шк., 1991. 288 с.
22. Слесарев В. И. Химия. Основы химии живого. СПб: Химздат, 2007. 784 с.
23. Садовничая Л. П., Хухрянский В. Г., Циганенко А. Я. Биофизическая химия К.: Вища шк. Головное из-во, 1986. 271 с.
24. Слободяник М. С., Улько Н. В., Бойко К. М., Самойленко В. М. Загальна та неорганічна хімія: Практикум. К.: Либідь, 2004. 336 с.
25. Слободнюк Р. Є. Розрахункові задачі з хімії: методика і практика:

- Навчальний посібник Дніпро: Вид-во «Стандарт-Сервіс» 2017. 99 с.
26. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія (у 2-х ч.). Ч.1. Київ: Педагогічна преса, 2002. 520 с.
  27. Ершов Ю. А., Попов В. А., Берлянд А. С. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. М.: Высш школа, 2003. 560 с.
  28. Шиян Н. І. Методика розв'язування задач з хімії : навчально-методичний посібник. Полтава, 2018. 232 с.
  29. Інформаційні ресурси: Методичні вказівки з загальної та неорганічної хімії для самостійної та аудиторної роботи студентів фармацевтичного факультету (Змістовий модуль 1. Загальна хімія) / укл.: Драпак І. В., Голос І. Я., Кленіна О. В. та ін. За ред. Огурцова В. В. Львів, 2016. – 89 с. Спосіб доступу:  
[http://meduniv.lviv.ua/files/kafedry/bioneorgan/1\\_Navchalno-org\\_robota/Metodychne\\_zabezpechennaj/Metod\\_Inorganic\\_chem\\_1\\_pharm\\_M-1.pdf](http://meduniv.lviv.ua/files/kafedry/bioneorgan/1_Navchalno-org_robota/Metodychne_zabezpechennaj/Metod_Inorganic_chem_1_pharm_M-1.pdf)

Навчальне видання

**Раскола Людмила Анатоліївна**  
**Кіосе Тетяна Олександрівна**  
**Менчук Василь Васильович**

**РОЗЧИНИ.**  
**ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА**  
**ТА КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ**

*ПРАКТИКУМ*

*В авторській редакції*

Підп. до друку 24.08.022. Формат 60x84/16.  
Ум. друк. арк. 6,83. Тираж 13 пр.  
Зам. № 2473.

**Видавець і виготовлювач**  
**Одеський національний університет**  
**імені І. І. Мечникова**

Україна, 65982, м. Одеса, вул. Єлісаветинська, 12  
Тел.: (048)723 28 39, E-mail: [druk@onu.edu.ua](mailto:druk@onu.edu.ua)

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4215 від 22.11.2011 р.