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

Л. А. Раскола, Т. О. Кіосе

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ
ТЕОРІЯ ТА ПРАКТИКА

НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК

ОДЕСА
ОНУ
2019

УДК 544.11/.43(076)

Рекомендовано до друку Вченою радою
ОНУ імені І. І. Мечникова.
Протокол № 8 від 23 квітня 2019 р.

Рецензенти:

В. О. Гельмбольдт – доктор хімічних наук, професор, завідувач кафедри фармацевтичної хімії Одеського національного медичного університету;
В. Ф. Зінченко – доктор хімічних наук, професор, завідувач відділу хімії функціональних неорганічних матеріалів Фізико-хімічного інституту ім. О. В. Богатського НАН України.

Раскола Л. А.
Р242 Загальна хімія. Теорія та практика: навчальний посібник / Л. А. Раскола, Т. О. Кіосе. – Одеса: Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова, 2019. – 212 с. табл., рис.
ISBN 978-617-689-294-6

В навчальному посібнику викладено теоретичні та практичні основи загальної хімії. Надані сучасні уявлення про будову та властивості неорганічних сполук, природу хімічного зв′язку, термодинаміку та кінетику хімічних процесів, фізичні та хімічні властивості розчинів.

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

УДК 544.11/.43(076)

ISBN 978-617-689-294-6
© Раскола Л. А., Кіосе Т. О., 2019
© Одеський національний університет імені І. І. Мечникова, 2019

ЗМІСТ

Вступ 5

Загальні правила роботи в лабораторії 7

Техніка безпеки при проведенні лабораторних робіт 8

Надання першої медичної допомоги 9

1. Атомно-молекулярне вчення. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук 11

1.1. Речовина. Чистота хімічних речовин 11

Лабораторна робота № 1. Методи очистки речовин 16

1.2. Основні положення атомно-молекулярного вчення 20

2. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук 23

Лабораторна робота № 2. Класи неорганічних сполук 41

3. Основні закони хімії 44

4. Еквівалент речовини. Закон еквівалентів 49

Лабораторна робота № 3. Визначення еквівалентної маси металу за об′ємом витісненого водню 57

5. Будова атома 59

6. Періодичний закон Д. І. Менделєєва 71

7. Основні поняття хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Термохімія 78

Лабораторна робота № 4. Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації 89

8. Другий закон термодинаміки. Спрямованість хімічних процесів 93

9. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Каталіз 97

Лабораторна робота № 5. Вивчення залежності швидкості хімічних реакцій від різних чинників 104
10. Хімічна рівновага 105
Лабораторна робота № 6. Вивчення впливу різних чинників на зміщення хімічної рівноваги 115
11. Розчини. Способи вираження складу розчинів 116
Лабораторна робота № 7. Приготування розчинів заданої концентрації 132
12. Колігативні властивості розчинів 134
13. Теорія сильних і слабких електролітів 140
Лабораторна робота № 8. Електролітична дисоціація 147
14. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів. Добуток розчинності, дисоціація води 149
Лабораторна робота № 9. Водневий показник. Індикатори. Добуток розчинності. 159
15. Гідроліз солей 162
Лабораторна робота № 10. Гідроліз солей 169
16. Окисно-відновні реакції 170
Лабораторна робота № 11. Окисно-відновні реакції 183
17. Реакції комплексоутворення. Комплексні сполуки 184
Лабораторна робота № 12. Одержання та властивості комплексних сполук 195
Додаток 198
Список літератури 209

ВСТУП

Навчальний посібник складений викладачами кафедри неорганічної хімії та хімічної екології Одеського національного університету імені І. І. Мечникова та призначений для методичного забезпечення аудиторної та самостійної роботи студентів над матеріалом з метою самоконтролю, поглиблення знань теоретичного матеріалу та закріплення умінь і навичок їх використання для вирішення конкрентних практичних питань, підготовки до практичних занять та виконання лабораторних робіт з загальної хімії. Посібник розрахований на студентів, які навчаються за спеціальністю 226 «Фармація, промислова фармація».

Дисципліна «Загальна хімія» є базовим предметом, основним завданням якого є формування знань про будову та властивості неорганічних сполук, включаючи комплексні сполуки, перебіг хімічних реакцій, термодинаміку та кінетику хімічних процесів, фізичні і хімічні властивості розчинів, розуміння хімізму деяких біологічних процесів, що відбуваються в живому організмі.

Вивчення цього курсу спрямоване на формування таких складових інтегральних та фахових компетентностей як здатність розв’язати типові та складні задачі та практичні проблеми у професійній фармацевтичній діяльності із застосуванням положень, теорій та методів загальної хімії; інтегрувати знання та вирішувати складні питання, здійснювати розробку методик контролю якості лікарських засобів, фармацевтичних субстанцій, проводити хіміко-токсикологічні дослідження.

Вивчення «Загальної хімії» має важливе значення для формування вмінь прогнозувати реакційну здатність хімічних сполук в залежності від положення в Періодичній системі хімічних елементів, проводити розрахунки основних термодинамічних функцій стану системи та теплових ефектів хімічних процесів, написання рівнянь хімічних реакцій, розв′язати розрахункові та ситуаційні задачі, готувати розчини, виконувати лабораторні роботи та робити обґрунтовані висновки за результатами експерименту. Набуті вміння та навички необхідні студентам для теоретичного обґрунтування хімічних основ фармакологічного ефекту, а також при вивченні наступних загальнотеоретичних та фахових дисциплін.

Виконання лабораторно-практичних робіт під час вивчення курсу «Загальна хімія» надасть можливість синхронізувати вивчення те-

оретичного матеріалу з його закріпленням та застосуваннями на лабораторно-практичних заняттях, що посилить результати навчання.

Посібник складається з 17 розділів, які охоплюють класи та властивості неорганічних сполук, будову атома, фізико-хімічні основи кінетики, хімічну термодинаміку, розчини та їх роль у перебігу біохімічних процесів.

Кожен розділ посібника містить стислий теоретичний матеріал, приклади розв′язання типових розрахункових задач та лабораторні роботи. Для перевірки повноти засвоєння вивченого теоретичного матеріалу та рівня домашньої підготовки до кожної теми надані задачі для самостійного розв′язування та питання для самоконтролю.

ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

1. До початку лабораторних занять студенти повинні ознайомитися із загальними правилами безпеки, а перед виконанням кожної лабораторної роботи викладач має наголосити на необхідності дотримуватися додаткових запобіжних заходів.

2. Готуючись до лабораторної роботи, студенти зобов'язані самостійно опрацювати теоретичний матеріал за заданою темою, використовуючи методичні посібники, підручники, конспект лекцій, та підготувати відповідний протокол згідно з методичними рекомендаціями.

В хімічній лабораторії слід працювати в халаті з бавовни. В лабораторії забороняється знімати і розвішувати верхній одяг. Пити, приймати їжу в хімічній лабораторії категорично заборонено!

3. Студент повинен мати окремий зошит, в якому він робитиме записи про виконану лабораторну роботу, приводитиме відповідні рівняння хімічних реакцій та здійснюватиме необхідні розрахунки, а також фіксуватиме власні спостереження за хімічними процесами.

4. Дозвіл студенту на виконання лабораторної роботи дається викладачем після попередньої перевірки його підготовки до виконання роботи, наявності плану роботи, протоколу та необхідних розрахунків. Якщо студент не має необхідного мінімуму знань теоретичного матеріалу та написаного протоколу лабораторної роботи в зошиті, то до виконання роботи він не допускається.

5. Після виконання лабораторної роботи студент повинен оформити протокол та надати його викладачу. Протокол має містити наступні відомості:

1. Назва роботи, дата виконання,
2. Мета роботи,
3. Номер та назва досліду,
4. Опис ходу роботи та умов проведення досліду,
5. Рисунки, схеми експериментальної установки, приладів для проведення досліду,
6. Спостереження за явищами та рівняння реакцій,
7. Розрахунки, таблиці, графіки,
8. Висновки.

6. Необхідні для дослідів реактиви, матеріали, обладнання видає лаборант. До виконання дослідів можна приступати лише після ознайомлення з їх описом у методичних рекомендаціях і з′ясування

всіх незрозумілих питань у викладача.

7. По закінченню роботи студент повинен здати лаборанту посуд і припади, якими він користувався, у справному та чистому вигляді, прибрати робоче місце, і лише з дозволу викладача виходити з лабораторії.

Залік за практикум або допуск до іспиту з загальної хімії студент отримує за умови виконання всіх лабораторних робіт, правильно оформлених протоколів виконаних робіт і підпису викладача під кожним з них.

9. Невиконані лабораторні роботи мають бути відпрацьовані в інший час з дозволу викладача та під керівництвом лаборанта, який підтверджує це своїм підписом у зошиті для лабораторних робіт.

10. Під час виконання дослідів студент має дотримуватися наступних правил:

- виконувати досліди згідно із завданням; категорично забороняється проводити досліди, що не мають відношення до даної роботи, без дозволу викладача;
- речовини для дослідів треба брати у кількостях, вказаних у методичних рекомендаціях або інструкції;
- тверді речовини слід набирати шпателем і висипати в пробірку над аркушем паперу.

ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ ПРИ ПРОВЕДЕННІ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

1. Студенти, які працюють в лабораторії, повинні мати халати для захисту верхнього одягу від пошкоджень хімічними речовинами.
2. Студенту забороняється працювати в лабораторії одному, а також у відсутності викладача або лаборанта.
3. На робочому місці мають знаходитись лише реактиви і посуд, необхідні для роботи.
4. Хімічний посуд має бути ретельно вимитий, не можна виконувати досліди у брудному посуді.
5. Всі досліди з отруйними, їдкими, пахучими речовинами слід виконувати у витяжній шафі.
6. Категорично забороняється нюхати і вдихати гази та пари, що виділяються у ході реакції.
7. Концентровані розчини кислот у разі розведення водою необхідно лити у воду, а не навпаки.
8. Відбір рідин піпетками слід здійснювати, користуючись

спеціальними грушами (дозаторами).

9. При нагріванні пробірки з реакційною сумішшю її отвір необхідно спрямувати у бік від себе або сусіда.

10. Відпрацьовані реактиви треба зливати або поміщати у спеціально призначений посуд.

11. Невикористані реактиви не висипайте та не зливайте назад у склянки, а повертайте лаборанту.

12. Нагріваючи рідину в пробірці, тримайте її трохи нахиленою та прогрівайте спочатку верхню її частину, поступово перемішуючи зону нагріву донизу. Не направляйте при цьому отвір пробірки на себе чи в бік тих, хто працює поруч.

13. Працюючи з лужними металами, користуйтеся захисними окулярами.

14. Обрізки та дрібні шматочки лужних металів складайте у фарфорову чашку та заливайте спиртом до повного їх розчинення. Не викидайте відходи лужних металів у ящик для сміття або в раковину, де вони можуть спалахнути.

15. По завершенні виконання експерименту або досліду необхідно прибрати на робочому столі та під витяжною шафою і помити хімічний посуд.

НАДАННЯ ПЕРШОЇ МЕДИЧНОЇ ДОПОМОГИ

Термічний опік

Якщо опік слабкий і на невеликій ділянці, накладіть пов'язку, змочену спиртовим розчином таніну. Можна змастити уражену ділянку маззю від опіку. Місця великого опіку закрийте стерильним бинтом і зверніться до лікаря. У цьому разі не застосовуйте мазей і масла. Не розкривайте бульбашки.

Хімічний опік шкіри

У разі опіків шкіри кислотами обпечену ділянку слід промити сильним струменем води, потім нейтралізувати 2%-ним розчином натрій гідрогенкарбонату, промити водою.

При попаданні на шкіру концентрованої сульфатної кислоти перед промиванням ушкоджене місце витерти сухим ватним тампоном.

При попаданні на шкіру лугу слід негайно добре промити уражене місце водою, а відтак слабким розчином борної (H_3BO_3) або оцтової кислоти (CH_3COOH).

У разі опіків бромом його необхідно змити 96%-ним етанолом або розведеним розчином лугу, після чого місце ураження змазати

маззю від опіків і звернутися до лікаря.

Опік рота, шлунку

Випийте велику кількість води! У разі попадання до роту кислот пийте суспензію крейди, а у разі попадання до роту лугів – розбавлений розчин харчового оцту (НЕ есенції!) або лимонної кислоти.

Поріз

Не можна промивати рану водою і накладати вату. Краї рани обробіть антисептиком (3%-ний перекис водню або 5%-ний спиртовий розчин йоду) і закрийте стерильним пластиром або бинтом. При попаданні в рану чужорідних тіл або важких поранень викличте лікаря. При пошкодженні артерії накладіть джгут на кінцівку з запискою про час накладення джгута і негайно викличте лікаря.

Отруєння

У разі отруєнь газами (H_2S, Cl_2, NO_2, CO) потерпілого потрібно вивести на свіже повітря або дати понюхати розчин амоніаку, дати випити молоко і направити або відвести до лікаря.

У разі отруєння парами брому потерпілому необхідно декілька разів глибоко вдихнути пари етилового спирту, пізніше випити молоко.

Засобом для виведення отрути є промивання шлунка (потрібно випити кілька склянок води і викликати блювання). У воду можна добавити поварену сіль (2 чайні ложки на склянку води).

Щоб розбавити кислоту або луг, що потрапили всередину, слід дати потерпілому випити 2-3 склянки води. Забороняється нейтралізувати луг слабкою кислотою або навпаки.

Після надання першої допомоги потерпілого, в разі потреби, відправляють або відводять до лікаря.

1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. КЛАСИФІКАЦІЯ ТА НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

1.1. Речовина. Чистота хімічних речовин

Речовина. Чистота хімічних речовин. Умовні позначення ступеня чистоти (класифікація речовин за чистотою). Теоретичні основи очищення речовин.

Основні терміни та поняття: речовина, методи очистки, фільтрування, перегонка, перекристалізація, сублімація.

Речовина – це та матерія, з якої складаються фізичні тіла, вона має певні фізичні та хімічні властивості.

Відомо, що кожна з речовин має характерні фізичні та хімічні властивості, отже, ступінь чистоти речовини можна перевірити як фізичними, так і хімічними методами. У першому випадку визначають густину, температури плавлення, кипіння, замерзання, тепло- та електропроводність, розчинність у воді та інших розчинниках тощо. Хімічні методи аналізу засновані на хімічних реакціях і, у разі визначення чистоти речовини, є кількісними.

У відповідності зі стандартом за ступенем чистоти реактиви поділяють на: "чистий" (ч.), "чистий для аналізу" (ч.д.а.), "хімічно чистий" (х.ч.) і "особливо чистий" (ос.ч.), останні іноді поділяються на кілька марок.

Речовини кваліфікації "чистий" можуть із успіхом застосовуватися в найрізноманітніших лабораторних роботах як навчального, так і виробничого характеру. Речовини "чисті для аналізу", як показує сама назва, призначені для аналітичних робіт, виконуваних з великою точністю. Вміст домішок у препаратах ч.д.а. настільки малий, що звичайно не вносить помітних погрішностей у результати аналізу. Ці реактиви можуть бути використані в науково-дослідних роботах.

Нарешті, речовини кваліфікації "хімічно чистий" призначені для відповідальних наукових досліджень, вони використовуються також в аналітичних лабораторіях в якості речовин, за допомогою яких встановлюються титри робочих розчинів. Ці три кваліфікації охоплюють усі речовини загального призначення. Препарати більш високого очищення ("особливої чистоти") призначені лише для спеціальних цілей, коли навіть мільйонні частки відсотка домішки є зовсім неприпустимими. Основні споживачі таких препаратів – промисловість напівпровідникових матеріалів, радіоелектроніка, квантова електроніка. Речовини особливої чистоти поділяються на три класи:

А, В, С. Клас А поділяється на підкласи А1 (вміст основної речовини 99,9%) і А2 (99,99% основної речовини). Цифра після букви А характеризує число дев'яток після коми. Відповідно вмісту основної речовини у класі В розрізняють підкласи В3, В4, В5 и В6. Нарешті, ультрачисті речовини утворюють клас С, що поділяється на підкласи С7-С10.

Для розпізнавання підкласів речовин особливої чистоти введене маркування. На тарі з реактивом кожного підкласу є етикетка особливого кольору :

Підклас	Колір етикетки	Вміст основного компонента, %	Вміст домішок, %
А1	Коричневий	99,9	10^{-1}
А2	Сірий	99,99	10^{-2}
В3	Синій	99,999	10^{-3}
В4	Блакитний	99,9999	10^{-4}
В5	Темно-зелений	99,99999	10^{-5}
В6	Ясно-зелений	99,999999	10^{-6}
С7	Червоний	99,9999999	10^{-7}
С8	Рожевий	99,99999999	10^{-8}
С9	Жовтогарячий	99,999999999	10^{-9}
С10	Ясно-жовтий	99,9999999999	10^{-10}

Методи очищення речовин залежать від їх властивостей та застосування. У хімічній практиці найбільш поширені наступні методи: фільтрування, перегонка (дистиляція), перекристалізація, сублімація. Очистка газів звичайно здійснюється за допомогою поглинання газоподібних домішок речовинами, що реагують з цими домішками.

Фільтрування – відокремлення твердої фази від рідкої. Воно може бути звичайним і вакуумним.

Звичайне фільтрування проводиться з використанням скляних лійок і фільтрувального паперу або іншого пористого матеріалу (рис 1.1):

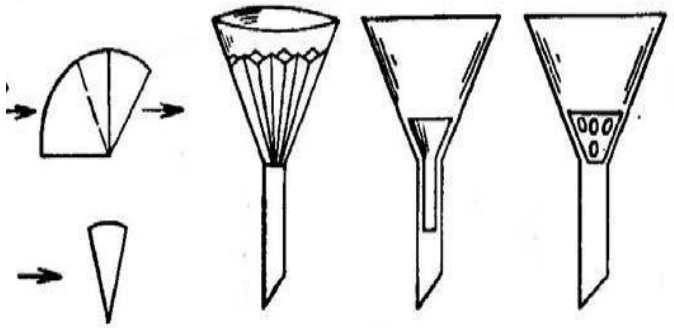


Рис.1.1. Лійки для звичайного фільтрування

Вакуумне фільтрування проводять, використовуючи лійки Бюхнера (фарфорові), які мають перфоровану перегородку. Зверху на перегородку кладуть фільтрувальний папір, що вирізаний точно по розміру лійки. Цей папір перед фільтруванням необхідно змочити тим розчинником, який містить осад і, створивши вакуум, притягнути папір до перфорованої перегородки так, щоб не було щілин. У деяких випадках використовують подвійний паперовий фільтр, щоб запобігти прориванню фільтрувального паперу на перфорованій перегородці під час створювання вакууму.

Замість лійки Бюхнера можна використовувати лійки Шотта, які мають пористу скляну перегородку, що виконує роль фільтра. Через таку лійку можна фільтрувати суміші, які містять досить агресивні речовини, такі, як концентровані сульфатна і нітратна кислоти. Фільтри Шотта (рис. 1.2) різняться між собою розмірами пор у скляній перегородці. Чистять фільтри Шотта, витримуючи їх у хромовій суміші з наступним промиванням водою. Вакуум у посудинах, де збирається фільтрат, створюють або насосом Комовського (в), або водоструменним насосом (г). Між склянкою для фільтрата та насосом повинна бути запобіжна склянка, яка унеможливлює попадання фільтрату і парів розчинника в насос.

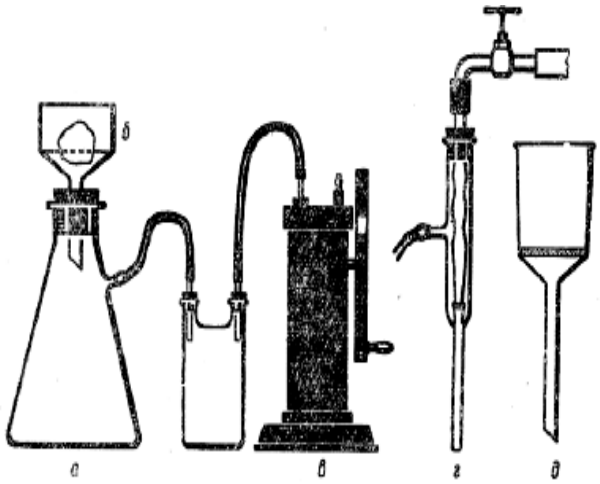


Рис. 1.2. Прилади для вакуум-фільтрування

Перегонка – це процес відділення рідини від розчинених у ній твердих речовин або менш летучих рідин. Перегонка заснована на перетворенні рідини в пару з наступною конденсацією пари в рідину. У порівнянні з перекристалізацією (див. далі) перегонка при менших витратах часу дає, як правило, більший вихід чистого продукту. Перегонкою користуються тоді, коли речовини, які переганяються, при

нагріванні не перетерплюють яких-небудь змін або коли рідини, які очищуються, мають певну різницю температур, але не занадто високу температуру кипіння.

Розрізняють три способи перегонки рідин:

а) при атмосферному тиску (проста перегонка);

б) при зменшеному тиску (вакуум-перегонка);

в) перегонка з водяною парою.

Проста перегонка застосовується тоді, коли треба відокремити цільовий продукт від практично нелетучих домішок.

Перегонку при низькому тиску (вакуум-перегонку) застосовують, якщо рідина, що підлягає перегонці у звичайних умовах, не витримує нагрівання до температури її кипіння. Установка для такої перегонки більш складна.

Для відгону речовин, нерозчинних у воді, використовують перегонку з водяною парою. Перегонка з водяною парою має переваги перед звичайною в тому, що вона може бути селективною. Одні речовини переганяються з парою, інші зовсім не переганяються, або ж переганяються дуже повільно. Деякі з речовин переганяються настільки повільно, що представляється неможливим чітко їх розделити. Ці особливості та переваги перегонки з водяною парою дозволяють, наприклад, розганяти природні масла і смоли на фракції, одні з яких переганяються з водяною парою, а інші – ні. Сутність такої перегонки полягає в пропущенні струменя пари через гарячу суміш речовини, що переганяється, і води. Перегонка ведеться при температурі кипіння води – 100 °С. Пари води захоплюють із собою пари летучих продуктів, а оскільки вони не змішуються з водою, то легко відділяються від дистиляту. Така перегонка застосовується для відділення летучих органічних речовин від смолистих речовин, які утворюються в ході синтезу. Використовуючи перегонку з водяною парою, можна регенерувати нелетучі тверді речовини з їх розчинів у висококиплячих розчинниках, таких, наприклад, як нітробензол (темп. кип. 210 °С). Речовини, нелетучі з водяною парою, можна очистити від слідів розчинників при порівняно низькій температурі описаним вище способом.

Перекристалізація заснована на зміні розчинності речовини в розчиннику в залежності від температури. Ця температурна залежність виражається кривими розчинності. Якщо сіль містила малі кількості інших розчинних у воді речовин, тоді насичення щодо останніх не буде досягнуто при зниженні температури, і вони не випадуть в

осад разом із кристалами солі, яка очищується. Перекристалізацію речовин здійснюють за такими етапами:

а) готують розчин речовини;

б) охолоджують розчин до початку кристалізації;

в) після завершення кристалізації відокремлюють кристали від маточного розчину.

Для успішного проведення перекристалізації вирішальне значення має правильний вибір розчинника. Вибір здійснюють, виходячи з основних вимог до розчинника:

- значна різниця між розчинністю речовини в певному розчиннику при кімнатній температурі та при нагріванні;
- розчинник повинен розчиняти при нагріванні тільки речовину, що очищується, і не розчиняти домішки. Ефективність перекристалізації зростає в разі збільшення різниці в розчинності речовини, що очищується, і домішок;
- розчинник повинен бути індиферентним як до речовини, що очищується, так і до домішок;
- температура кипіння розчинника повинна бути нижче температури плавлення речовини, що очищується, на 10-15 °С, інакше охолодження розчину призведе до виділення речовини не в кристалічній формі, а у вигляді масла.

В якості розчинників для перекристалізації використовують воду, спирти, бензол, толуол, ацетон, хлороформ та інші органічні розчинники або їх суміші. Щоб отримати речовину високого ступеня чистоти, перекристалізацію повторюють кілька разів.

Сублімація – метод застосовується для очищення твердих речовин, здатних під час нагрівання переходити безпосередньо з твердої фази в газоподібну, минаючи рідку фазу. Сублімацією користуються тоді, коли основна речовина, на відміну від домішок, має властивість сублімуватися. Сублімацією можна очистити йод, амоній хлорид, сульфур, нафтален та ін. Для малолетучих речовин сублімацію краще вести у вакуумі. Для цього використовують спеціальні субліматори, які підключають до вакуумного насоса для зниження тиску. Потім нагрівають речовину, яку необхідно очистити.

Питання для самоконтролю

1. На чому засновано очищення твердих речовин способом перекристалізації?

2. Як очищують солі, розчинність яких із зміною температури

мало змінюється?

3. Для чого при кристалізації необхідно безперервно перемішувати розчин? В яких випадках та як проводити повторну перекристалізацію речовин?

4. Які засоби фільтрування відомі та як вони застосовуються? Які фактори впливають на швидкість фільтрування? Як проводиться вибір фільтруючого матеріалу?

5. В яких випадках при гарячому фільтруванні виникає кристалізація на фільтрах?

6. Які засоби промивання осаду відомі? В яких випадках промивають осад декантацією?

7. В чому полягає сутність очистки речовин способами хімічного осадження, йонного обміну, транспортних реакцій та зонної плавки?

8. Які речовини можна очищувати возгонкою та від яких домішок при цьому можна позбутися?

9. В чому полягає сутність методу екстракції?

10. В яких випадках застосовують метод перегонки? Які види перегонки існують?

11. Що лежить в основі методу очищення газів та як воно проводиться? Який принцип вибору поглиначів?

12. Методи визначення чистоти речовин. Фізичні константи, що характеризують чистоту речовин.

13. На чому заснований метод перекристалізації?

14. Які основні стадії перекристалізації?

15. Як виконують гаряче фільтрування?

16. Що таке сублімація?

17. Які речовини можна очистити сублімацією?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1
Методи очистки речовин

Дослід 1. Очищення калій дихромату перекристалізацією з розчину

У роботі проводять очищення калій дихромату від домішок калій сульфату методом перекристалізації.

1. Користуючись таблицею розчинності, розрахуйте яку кількість калій дихромату необхідно взяти, щоб отримати насичений при 60 °С розчин, виходячи з об’єму води 50 мл.

2. Зважте на технохімічних вагах розраховану кількість $K_2Cr_2O_7$.

Висипте наважку солі в хімічний стакан.

3. Відміряйте циліндром 50 мл води і перелийте в стакан з наважкою калій дихромату.

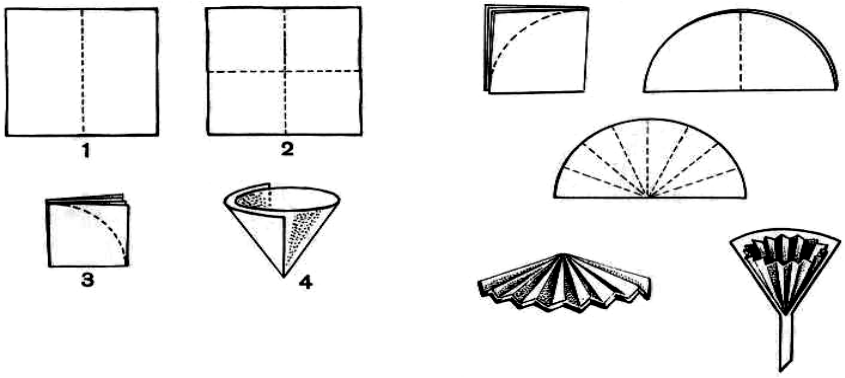
4. Розчин доведіть до кипіння, помішуючи скляною паличкою (при цьому вся сіль повинна розчинитися). Коли весь $K_2Cr_2O_7$ розчиниться, нагрівання припиніть.

5. Проведіть дослідження на наявність сульфат-йонів у маточному та вихідному розчинах. Для цього до 2-3 мл маточного розчину, розведеного 5-10 мл дистильованої води, додайте 1-2 краплі концентрованої оцтової кислоти та розчину барій хлориду.

• Що при цьому спостерігається? Написати рівняння реакції.

6. Нагрійте до кипіння розчин калій дихромату та відфільтруйте через лійку для гарячого фільтрування (для відділення нерозчинних домішок). Насичений розчин при такому фільтруванні не буде охолоджуватися, а це означає, що речовина не буде кристалізуватися на фільтрі і тим самим ускладнювати процес фільтрування.

7. Для фільтрування використовуйте складчастий фільтр, який необхідно приготувати заздалегідь (рис. 1.3). Фільтр не повинен доходити до краю лійки на 5-10 мм.



а) б)

Рис. 1.3. Приготування фільтру: а) гладкого; б) складчастого

8. Перемішуючи фільтрат скляною паличкою, остудіть його спершу до кімнатної температури, а потім до 0 °С (у кристалізаторі з водою і льодом).

• Чому змінюється інтенсивність забарвлення розчину?

9. Кристали, що випали, відокремте від маточного розчину фільтруванням при зниженому тиску на лійці Бюхнера (рис. 1.4) (це прискорить процес фільтрування).

Установка (рис. 1.4) складається з колби Бунзена (товстостінна конічна колба з відвідною трубкою), лійки Бюхнера (порцелянова або

скляна лійка з плоским сітчастим дном, на яке кладуть паперовий фільтр), проміжної ємності та водоструминного насоса.

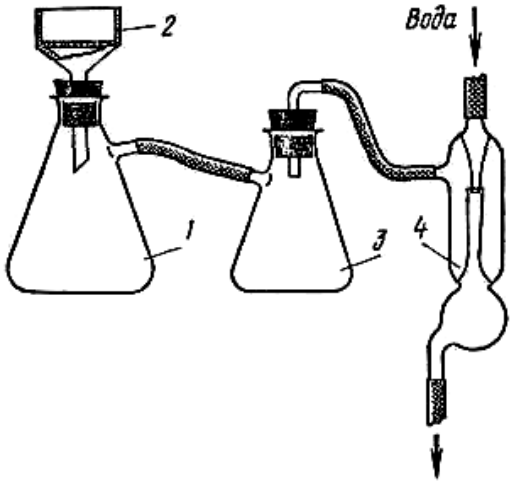


Рис. 1.4. Установка для фільтрування під вакуумом

1 – колба Бунзена; 2 – лійка Бюхнера;
3 – проміжна ємність; 4 – водоструминний насос

Для виготовлення паперового фільтра шматок фільтрувального паперу покладіть на лійку Бюхнера, придавіть рукою, при цьому на папері відбивається коло радіусом на ≈ 0,5 см менше відбитка. Фільтр повинен зовсім вільно лягати на дно лійки Бюхнера, не торкаючись країв, але в той же час закривати весь отвір.

Перед фільтруванням фільтр змочіть водою або розчином, який фільтруєте, щільно притисніть скляною паличкою до дна лійки та включіть насос. Якщо повітря проходить через фільтр із шипінням, то це означає, що фільтр щільно закриває отвір дна лійки і можна починати фільтрування.

10. Зніміть кристали солі з лійки і віджміть їх між листками фільтрувального паперу доти, поки вони не перестануть прилипати до сухої скляної палички.

11. Перенесіть калій дихромат у попередньо зважену порцелянову чашечку та поставте її в сушильну шафу на 30-40 хвилин (t = 100 °C).

12. Після охолодження зважте.

13. Визначте, чи присутні домішки K_2SO_4 у виділеному калій дихроматі (див. п.5).

14. Визначте вихід продукту у відсотках відносно вихідної наважки, а також відносно теоретично можливого.

• Яких втрат не можливо уникнути під час перекристалізації?

Дослід 2. Очистка води перегонкою

1. Зберіть прилад для перегонки (рис. 1.5), який складається з колби Вюрца (1), термометра (2), холодильника (3), алонжу (4) та приймача (5).

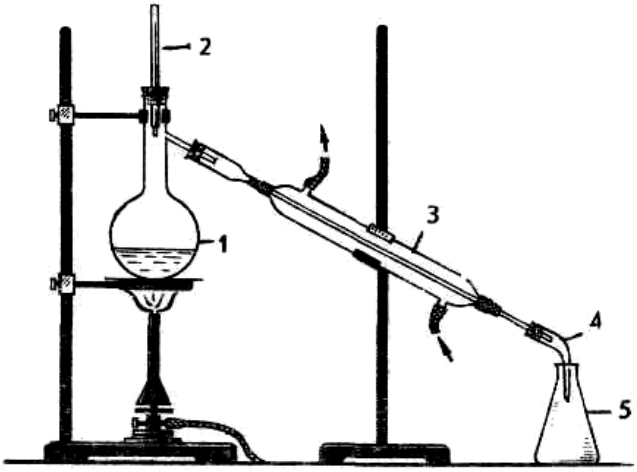


Рис. 1.5. Прилад для перегонки рідин

1 – колба Вюрца; 2 – термометр; 3 – холодильник, 4 – алонж, 5 – колба-приймач

2. У колбу Вюрца налийте до половини водопровідну воду. Для очистки води від органічних речовин додайте 3-4 краплі розчину калій перманганату і 4-5 крапель сульфітної кислоти.

3. На дно колби Вюрца помістить заздалегідь приготовлені скляні капіляри, запаяні з одного кінця (необхідні для рівномірного кипіння рідини).

4. Отвір колби Вюрца закрийте пробкою з термометром. Кулька термометра повинна бути опущена трохи нижче рівня відвідної трубки колби.

5. Відвідну трубку колби Вюрца з’єднайте з холодильником. Нижню трубку холодильника приєднайте до водопровідного крана та пропускайте не дуже сильний струмінь води. Кінець холодильника опустіть через алонж в приймач.

6. Зібравши прилад, нагрійте воду в колбі до кипіння. Відкиньте першу невелику порцію дистиляту (5-10 мл), після чого зберіть 20-25 мл дистиляту.

7. На годинникове скло помістіть кілька крапель отриманої води та випарте над пальником. На іншому годинному склі зробіть теж саме з водопровідною водою. Порівняйте результати випарювання.

Дослід 3. Очистка йоду сублімацією

1. Зберіть прилад (рис. 1.6). Помістить на дно стакана кристалічний йод масою 0,3 г та калій йодид масою 0,1 г.

• Поясніть, для чого додається калій йодид?

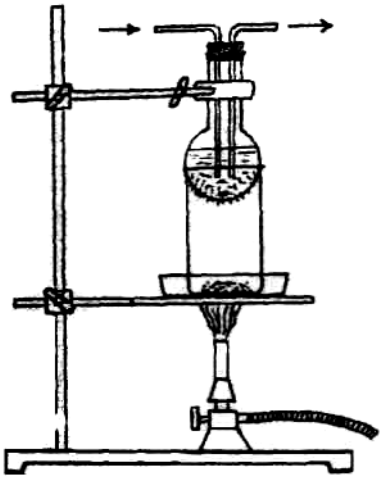


Рис. 1.6. Прилад для сублімації йоду

2. Приготуйте в стакані суміш йоду та калій йодиду, накрийте стакан круглодонною колбою з холодною водою та поступово нагрівайте.

• Що при цьому спостерігається?

3. Коли почнеться сублімація йоду, припиніть нагрівання, зніміть сублімований йод скляною лопаткою на годинникове скло та зважте. Розрахуйте вихід продукту у відсотках.

1.2. Основні положення атомно-молекулярного вчення

Поняття про атом і його основні характеристики: відносна атомна маса, заряд і порядковий номер елемента в Періодичній системі, хімічний символ. Ізотопи. Поняття про молекулу, структура і властивості молекул. Відносна молекулярна маса, молярна маса речовин.

Основні терміни та поняття: молекула, хімічний елемент, проста речовина, відносна атомна маса, відносна молекулярна маса, моль, кількість речовини.

Основу хімії складає атомно-молекулярна теорія, основні положення якої сформулював М. В. Ломоносов і розвинув англійський вчений Дж. Дальтон (1808 р.). Згідно з цією теорією атоми є найдрібнішими частинками простої речовини, їх неможливо розділити або

перетворити на інші атоми. Атоми не виникають і не зникають під час хімічних реакцій. Атоми одного елемента однакові та мають однакову масу, а атоми різних елементів мають різну масу.

Атом – найменша частинка елемента, яка зберігає його хімічні властивості. Властивості атома визначаються будовою електронної оболонки, а кількість електронів визначається значенням заряду ядра атома.

Молекула – найдрібніша частинка речовини, яка проявляє її хімічні властивості та здатна до самостійного існування. Молекули складаються з однакових (гомоядерні молекули) або різних (гетероядерні молекули) атомів. Гомоядерні та деякі гетероядерні молекули газоподібних речовин – двоатомні. Молекули благородних газів – одноатомні.

Хімічний елемент – сукупність атомів з однаковими зарядами ядер. Хімічний елемент – це поняття, а не матеріальна частинка. Це не атом, а сукупність атомів, що характеризуються певною ознакою.

Проста речовина – форма існування елемента у вільному стані. Прості речовини відрізняються від складних (хімічних сполук), що утворюються під час хімічної взаємодії атомів різних хімічних елементів, тим, що єдиний елемент простої речовини не пов'язаний хімічно ні з яким іншим елементом. Хімічний елемент може існувати у вигляді декількох простих речовин. Явище існування хімічного елемента у вигляді кількох простих речовин називається ***алотропією***, наприклад, Карбон має чотири алотропні модифікації (графіт, алмаз, карбін, фулерени), Фосфор – три (білий, червоний, чорний), Оксиген – дві (озон та кисень).

Ізотопи – це атоми одного і того ж елемента, що мають однаковий заряд ядра але різні масові числа. Практично всі елементи мають ізотопи.

Формульна одиниця речовини – це хімічна частинка **(**атом, молекула, катіон, аніон), а також будь-яка сукупність хімічних частинок, що записана в хімічній формулі, склад яких відповідє емпирічній формулі даної речовини, наприклад: Na, H_2O, NaCl, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Протон (p^+), маса $1{,}67 \cdot 10^{-27}$ кг (1 а.о.м.), має позитивний заряд $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ Кл (умовно $^{+1}$).

Нейтрон (n^0), маса $1{,}67 \cdot 10^{-27}$ кг (1 а.о.м.).

Електрон (e), маса $9{,}1 \cdot 10^{-31}$ кг (1/1836 а.о.м.), має негативний заряд $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ Кл (умовно $^{-1}$).

Для кожного електронейтрального атома:

Число протонів = Заряд ядра (Z) = Число електронів = Порядковий номер елемента.

Відносною атомною масою елемента називають величину, яка дорівнює відношенню середньої маси атома природного ізотопного складу елемента до 1/12 маси атома ізотопу Карбону (^{12}C). Її позначають Ar (relative – відносний).

Маса атома ізотопу Карбону 12 (^{12}C) = $1{,}99 \cdot 10^{-26}$ кг.

А.о.м. складає $1{,}99 \cdot 10^{-26}$ кг/12 = $1{,}66 \cdot 10^{-27}$ кг.

Абсолютна атомна маса H = $1{,}674 \cdot 10^{-27}$ кг; O = $2{,}667 \cdot 10^{-26}$ кг.

Відповідно $Ar(H) = \frac{1{,}67 \cdot 10^{-27}}{1{,}66 \cdot 10^{-27}} = 1{,}0079$; $Ar(O) = \frac{2{,}667 \cdot 10^{-26}}{1{,}66 \cdot 10^{-27}} = 16{,}06$.

Відносною молекулярною масою називають величину, яка дорівнює відношенню середньої маси молекули природного ізотопного складу певної речовини до 1/12 маси атома ізотопу Карбону 12.

Відносна молекулярна маса складається з суми атомних мас елементів, з яких побудована молекула.

Наприклад,

$Mr(H_2SO_4) = 2Ar(H) + Ar(S) + 4Ar(O) = 2 \cdot 1{,}008 + 32{,}060 + 4 \cdot 16{,}000 =$
$= 98{,}076$ (а.о.м.).

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (атомів, молекул та інших частинок), скільки їх міститься в 12 г ізотопу Карбону 12.

Кількість структурних одиниць, що міститься в 1 молі речовини, величина стала, вона дорівнює $6.02 \cdot 10^{23}$ та її називають сталою Авогадро (N_A, моль$^{-1}$).

Тобто, 1 моль – це кількість речовини, що містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць даної речовини.

Наприклад:

1 моль атомарного H містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомів H;

1 моль молекулярного H_2 містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2.

Кількість речовини – це відношення кількості молекул або атомів N, що містяться в цій речовині, до числа Авогадро:

$$n = \frac{N}{N_A}, \text{ моль.} \qquad (1.1)$$

Наприклад, обчислимо кількість речовини H_2O, що містить $12{,}04 \cdot 10^{23}$ молекул:

$$n(H_2O) = \frac{12{,}04 \cdot 10^{23}}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 2 \text{ моль.}$$

Масу 1 моль речовини називають ***молярною масою*** **(M)** і вимірюють у грамах на моль (г/моль) або кілограмах на моль (кг/моль).

За визначенням, молярна маса речовини дорівнює добутку маси її молекули на число Авогадро:

$$M = m_o \cdot N_A, \qquad (1.2)$$

де m_o – маса молекули, г.

Молярна маса речовини, виражена в грамах на моль, чисельно дорівнює її відносній молекулярній масі, тобто, відношенню маси речовини до її кількості:

$$M = \frac{m}{n}, \text{ г/моль}. \qquad (1.3)$$

Об'єм 1 моля газоподібної речовини називають ***молярним об'ємом*** **(V_m).** Молярний об'єм газу V_m – це відношення певного об'єму газу до кількості речовини:

$$V_m = \frac{V}{n}. \qquad (1.4)$$

За нормальних умов молярний об'єм будь-якого газу дорівнює 22,4 л/моль.

2. КЛАСИФІКАЦІЯ ТА НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Основні класи неорганічних сполук. Оксиди, їх класифікація і номенклатура. Гідроксиди, їх класифікація і номенклатура. Кислоти, їх класифікація і номенклатура. Солі, їх класифікація (середні, основні, кислі, оксосолі, подвійні, змішані). Номенклатура солей.

Основні терміни та поняття: оксиди, основи, кислоти, солі, їх властивості, способи добування, номенклатура.

Неорганічні сполуки розрізняють за складом (бінарні та багатоелементні) і функцйональними ознаками. До бінарних сполук (нараховується близько 10 тисяч) відносять сполуки елементів з Оксигеном (оксиди), галогенами (галіди – фториди, хлориди, броміди, йодиди), халькогенами (халькогеніди – сульфіди, селеніди, телуриди), Нітрогеном (нітриди), Фосфором (фосфіди), Карбоном (карбіди), Силіцієм (силіциди), а також сполуки металів один з одним (інтерметаліди) та з Гідрогеном (гідриди). Серед багатоелементних сполук виділяють гідроксиди (речовини, які містять гідроксидні групи -OH), похідні гідроксидів – солі, а також комплексні сполуки,

гідрати та кристалогідрати. Основи та оксигенвмісні кислоти можна розглядати як один клас – гідроксиди.

Оксиди – бінарні сполуки елементів з Оксигеном, в яких він проявляє ступінь окиснення мінус два (–2). В оксидах атоми Оксигену не зв'язані між собою. Сполуки елементів з Оксигеном, в яких є зв'язок між атомами Оксигену, називаються пероксидами (H-O-O-H, Na-O-O-Na).

До складу оксиду не повинен входити елемент в різних ступенях окиснення. Тому такі бінарні сполуки, як Fe_3O_4 ($Fe^{+2}O \cdot Fe_2^{+3}O_3$) и Pb_2O_3 ($Pb^{+2}O \cdot Pb^{+4}O_2$), в яких зв'язаний з Оксигеном елемент проявляє різні ступені окиснення, до звичайних оксидів не належать, їх можна розглядати як солі $Fe^{+2}(Fe^{+3}O_2)_2$ та $Pb^{+2}(Pb^{+4}O_3)$ або подвійні оксиди. Сполука Флуору з Оксигеном $O^{+2}F_2$ також не належить до оксидів, через те, що містить Оксиген (кисень) в позитивному ступені окиснення +2.

За хімічним характером оксиди поділяють на ***солетворні*** та ***несолетворні.***

Солетворні – це такі оксиди, які вступають у реакції, в результаті яких утворюються солі. Солетворні оксиди поділяються на кислотні, основні та амфотерні.

Несолетворні оксиди – це реакційноздатні сполуки, які вступають в хімічні реакції, але в результаті таких реакцій солі не утворюються. До них належать CO, SiO, NO, N_2O та деякі інші.

Наприклад:

$$2CO + O_2 = 2CO_2;$$

$$N_2O + Mg = MgO + N_2.$$

Назви оксидів. В оксидах спочатку називають позитивно заряджений елемент, після нього в дужках римськими цифрами зазначають ступінь його окиснення і додають слово ***оксид:***

Cr_2O_3 – хром(III) оксид;

N_2O_5 – нітроген(V) оксид;

CO – карбон(II) оксид.

Якщо для елемента характерний тільки один ступінь окиснення, тоді його не вказують:

Na_2O – натрій оксид; B_2O_3 – бор оксид, ZnO – цинк оксид.

Основними називаються оксиди ***металів,*** яким відповідають основи. До них належать оксиди елементів головних підгруп I та II груп (крім Берилію), Лантану, Аргентуму, а також перехідних металів в нижчих ступенях окиснення (FeO, MnO, NiO). Наприклад: Na_2O,

BaO, FeO, CuO, NiO – основні оксиди, яким відповідають гідроксиди (основи): NaOH, $Ba(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Ni(OH)_2$.

Деякі основні оксиди утворюють основи взаємодією з водою:

$$BaO + H_2O = Ba(OH)_2; \quad Na_2O + H_2O = 2NaOH.$$

Більшість же основних оксидів безпосередньо не вступають в реакцію з водою і відповідні їм основи отримують шляхом реакції обміну:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4.$$

Основні оксиди взаємодіють лише зі сполуками, які мають кислотні властивості:

– з кислотами, утворюючи сіль та воду

$$MgO + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2O;$$

– з кислотними оксидами, утворюючи сіль

$$CaO + CO_2 = CaCO_3$$

і не взаємодіють зі сполуками з основними властивостями (не утворюють солей).

Кислотними називаються оксиди, яким відповідають кислоти. До них належать оксиди ***неметалів*** та оксиди ***металів*** у ступенях окиснення +5, +6, +7. Наприклад: CO_2, P_2O_5, SO_2, SO_3, N_2O_5, V_2O_5, CrO_3, Mn_2O_7 – кислотні оксиди, оскільки їм відповідають кислоти H_2CO_3, H_3PO_4, H_2SO_3, H_2SO_4, HNO_3, HVO_3, $H_2Cr_2O_7$, $HMnO_4$. Елементи I та II груп кислотних оксидів не утворюють. Тип хімічного зв'язку в них – ковалентний полярний. За звичайних умов кислотні оксиди бувають твердими (N_2O_5, CrO_3, Mn_2O_7), рідкими (SO_3, N_2O_3) та газоподібними (Cl_2O, SO_2, CO_2).

Більшість кислотних оксидів під час взаємодії з водою утворюють кислоти:

$$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3; \qquad SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Деякі кислотні оксиди не взаємодіють з водою. Кислоти, які відповідають таким оксидам, отримують з їх солей. Наприклад, SiO_2 – силіцій(IV) оксид – з водою не взаємодіє. Відповідну цьому оксиду силікатну кислоту H_2SiO_3 отримують з її солі – натрій силікату Na_2SiO_3 шляхом реакції обміну з іншою кислотою:

$$Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3\downarrow + 2NaCl.$$

Всі оксиди неметалів – **кислотні**. Виняток становлять несолетворні оксиди, але їх дуже мало. Кислотні оксиди можуть бути утворені також металами із ступенем окиснення +5 і вище. Наприклад, оксиди Mn_2O_7, CrO_3 та інші, які легко розчиняються у воді з утворенням перманганатної та хромової кислот:

$Mn_2O_7 + H_2O = 2HMnO_4$; $CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$.

Кислотні оксиди взаємодіють тільки із сполуками, які мають основні властивості:

– з основами, утворюючи сіль і воду

$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$;

– з основними оксидами, утворюючи сіль

$SO_3 + K_2O = K_2SO_4$.

Кислотні оксиди не взаємодіють з кислотами і кислотними оксидами.

Амфотерними називаються оксиди, яким відповідають амфотерні гідроксиди. Залежно від умов реакції амфотерні оксиди здатні проявляти властивості як основних, так і кислотних оксидів. До них належать оксиди деяких металів головних підгруп та оксиди металів побічних підгруп, переважно в проміжних ступенях окиснення (BeO, Al_2O_3, PbO, ZnO, Cr_2O_3, Fe_2O_3, SnO). Амфотерні оксиди безпосередньо з водою не взаємодіють, а вступають в реакції солеутворення з кислотами і кислотними оксидами, з основами (лугами) та основними оксидами. Наприклад, якщо на цинк оксид ZnO подіяти сульфатною кислотою або її ангідридом SO_3, то ZnO виявляє основні властивості. Внаслідок реакції утворюється сіль (цинк сульфат):

$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$;

$ZnO + SO_3 = ZnSO_4$.

Внаслідок взаємодії з лугом $NaOH$ або основним оксидом Na_2O цинк оксид виявляє кислотні властивості, утворюючи сіль Na_2ZnO_2 (натрій цинкат):

$ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + 2H_2O$;

$ZnO + Na_2O = Na_2ZnO_2$.

Способи добування оксидів

1. Взаємодія простих речовин з киснем:

$C + O_2 = CO_2$;

$2Ca + O_2 = 2CaO$;

$P_4 + 5\ O_2 = 2P_2O_5$.

2. Спалювання складних речовин:

$2ZnS + 3O_2 = 2ZnO + 2SO_2$;

$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$;

$2PH_3 + 4O_2 = P_2O_5 + 3H_2O$.

3. Розкладання оксидів, нерозчинних основ, кислот та солей:

$4CrO_3 = 2Cr_2O_3 + 3O_2\uparrow$;

$Fe(OH)_2 = FeO + H_2O$;

$H_2CO_3 = H_2O + CO_2\uparrow$;

$CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$;

$(CuOH)_2CO_3 \xrightarrow{t} 2CuO + CO_2\uparrow + H_2O$;

$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{t} Cr_2O_3 + N_2\uparrow + 4H_2O$.

4. Взаємодія солей з оксидами за умови нагрівання:

$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 = 3CaSiO_3 + P_2O_5$;

$BaCO_3 + Fe_2O_3 = Ba(FeO_2)_2 + CO_2\uparrow$;

$CaCO_3 + TiO_2 = CaTiO_3 + CO_2\uparrow$;

$Na_2CO_3 + ZnO = Na_2ZnO_2 + CO_2\uparrow$.

5. Взаємодія кислот-окисників з металами і неметалами за умови нагрівання:

$Cu + 2H_2SO_4$(конц.) $= CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$;

$S + 6HNO_3$(конц.) $= H_2SO_4 + 6NO_2\uparrow + 2H_2O$.

6. Витиснення леткого оксиду менш летким при високій температурі (сплавлення):

$Na_2CO_3 + SiO_2 = Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow$.

Основи – це складні речовини, у яких атом металічного елемента сполучений з однією або кількома гідроксидними групами. З погляду електролітичної дисоціації основами називаються електроліти, які при дисоціації утворюють лише один вид аніонів – гідроксид-йони. Наприклад,

$KOH = K^+ + OH^-$;

$Ba(OH)_2 = Ba^{2+} + 2OH^-$.

Саме наявність йонів OH^- у розчинах основ зумовлює їх властивості. До складу основ входить йон металу (або група атомів, що відіграє роль йона металу, наприклад, амоній NH_4^+) та гідроксид-йони, кількість яких дорівнює валентності металу n. Загальна формула $E(OH)_n$.

Назви основ утворюються з назви катіона, за яким в дужках римськими цифрами йде ступінь окиснення елемента, і слова *гідроксид:*

$Fe(OH)_2$ – ферум(II) гідроксид;

$Ni(OH)_2$ – нікель(II) гідроксид.

Якщо елемент у сполуках виявляє єдиний ступінь окиснення, то його не зазначають:

NaOH – натрій гідроксид;

$La(OH)_3$ – лантан гідроксид.

Розчинні у воді сильні основи називаються ***лугами.*** Лугами є гідроксиди лужних та лужноземельних металів. Розчинною у воді є також слабка основа $NH_3 \cdot H_2O$. Майже всі інші основи нерозчинні у воді. Основи класифікують за двома ознаками:

За спроможністю розчинятися у воді основи поділяють на дві групи:

а) розчинні у воді, вони ще отримали назву «луги», - це основи, утворені активними металічними елементами (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$);

б) нерозчинні у воді – це сполуки, утворені помірно та малоактивними металічними елементами ($Mn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, $Cr(OH)_3$ тощо).

Для того щоб з'ясувати, які основи розчинні у воді, а які ні, без проведення дослідів, потрібно користуватися таблицею розчинності кислот, основ і солей у воді.

За числом гідроксидних груп, що входять до складу основ, їх поділяють на такі:

а) однокислотні – основи, у складі яких міститься тільки одна гідроксидна група (NaOH, KOH тощо);

б) двокислотні – основи, до складу яких входять дві гідроксидні групи ($Ba(OH)_2$, $Mn(OH)_2$ тощо);

в) трикислотні – основи, до складу яких входять три гідроксидні групи ($Bi(OH)_3$, $Al(OH)_3$ тощо).

Часто дво- та трикислотні основи відносять до багатокислотних основ.

Способи добування основ

Розчинні основи можна отримати:

у результаті взаємодії активних металів з водою:

$$K + 2H_2O = 2KOH + H_2;$$

$$Ba + 2H_2O = Ba(OH)_2 + H_2;$$

у результаті взаємодії основних оксидів з водою:

$$Li_2O + H_2O = 2LiOH;$$

$$BaO + H_2O = Ba(OH)_2;$$

$$La_2O_3 + 3H_2O = 2La(OH)_3.$$

Нерозчинні основи можна отримати в результаті взаємодії солей з лугами:

$$FeCl_2 + KOH = Fe(OH)_2\downarrow + 2KCl;$$

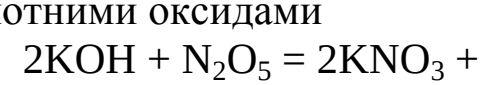
$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4.$$

Основи з утворенням солей взаємодіють:

– з кислотами (реакція нейтралізації)

$$Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O;$$

– з кислотними оксидами

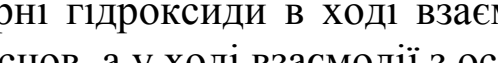


$$2KOH + N_2O_5 = 2KNO_3 + H_2O.$$

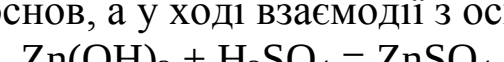
Луги взаємодіють з солями, утворюючи нову основу і нову сіль:

$$6KOH + Fe_2(SO_4)_3 = 2Fe(OH)_3 \downarrow + 3K_2SO_4 .$$

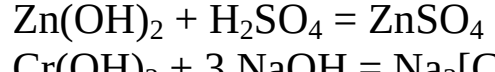
Амфотерні гідроксиди в ході взаємодії з кислотами виявляють властивості основ, а у ході взаємодії з основами – властивості кислот:



$$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O;$$



$$Cr(OH)_3 + 3\ NaOH = Na_3[Cr(OH)_6];$$



$$A1(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4].$$

Кислоти – сполуки, які у водному розчині в якості катіонів утворюють тільки йони H^+. Кислотами є гідроксиди, що містять атоми Гідрогену, які можуть заміщатися на атоми металу. Звичайно кислоти надають водному розчину кислу реакцію середовища, вони утворюють солі з основними оксидами і основами.

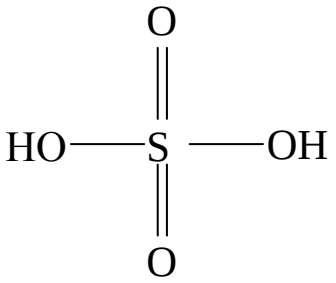
Залежно від числа атомів Гідрогену в молекулі, здатних заміщатися на метал, розрізняють кислоти *одноосновні* (наприклад, HCl, HNO_3), *двохосновні* (H_2SO_4, H_2CO_3), *трьохосновні* (H_3PO_4, H_3AsO_4) тощо.

Кислоти підрозділяються на *оксигеновмісні* ($HClO_3$, HNO_3, H_2SO_3 та ін.) і *безоксигенні* HCl, H_2S, HCN та ін.). Оксигеновмісні кислоти відповідають гідратам кислотних оксидів різного складу. Загальна формула оксигеновмісних кислот – H_xEO_y, де EO_y^{x-} – кислотний залишок. Якщо не всі атоми Гідрогену заміщені на метал, то вони залишаються в складі кислотного залишку. Різний вміст води в гідраті кислотного оксиду відбивається в назві кислоти. *Ортокислотою* називають таку, котра містить максимальне число атомів Гідрогену. Кислоти, що містять мінімально можливе число атомів Гідрогену (1 або 2), називають *метакислотами*. Наприклад: H_3AsO_3 – ортоарсенітна кислота, $HAsO_2$ – метаарсенітна кислота; H_4SiO_4 – ортосилікатна кислота, H_2SiO_3 – метасилікатна кислота; H_3PO_4 – ортофосфатна кислота, HPO_3 – метафосфатна кислота.

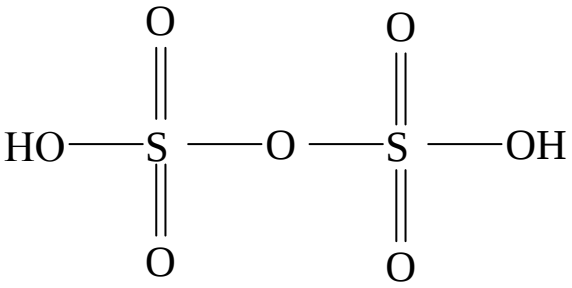
Графічні формули молекул кислот будують у такий спосіб. Якщо в емпіричній формулі кислоти містяться два центральних атоми, то вони з'єднуються через Оксиген: P-O-P, S-O-S. Атоми Гідрогену приєднуються до центрального атома через Оксиген, а атоми Оксигену, що залишаються, приєднуються до центрального атома двома ва-

лентними штрихами. Якщо центральних атомів два, то атоми Гідрогену і Оксигену поділяються порівну.

Наприклад:

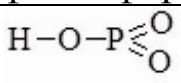
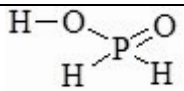
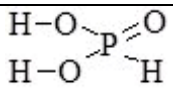
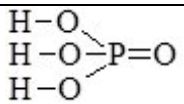


H_2SO_4



$H_2S_2O_7$

Існує невелика кількість неорганічних кислот, в яких атоми Гідрогену безпосередньо зв'язуються з центральним атомом. У таких кислотах атоми Гідрогену, що приєднані до центрального атома, не заміщаються в ході реакцій з основами. Нижче наведено приклади основності деяких оксигеновмісних кислот Фосфору:

Назва	Формула	Графічна формула	Основність
Метафосфатна	HPO_3		1
Гіпофосфітна	H_3PO_2		1
Фосфітна	H_3PO_3		2
Ортофосфатна	H_3PO_4		3

Назви кислот витікають з українських назв елементів, від яких вони походять. Наприклад, H_2SO_4 – сульфатна кислота, H_3AsO_4 – арсенатна.

Коли елемент утворює одну оксигеновмісну кислоту, то назва кислоти має закінчення -на (H_2CO_3 – карбонатна кислота, H_3BO_3 – борна кислота). Якщо ж елемент утворює дві кислоти, то в назві однієї з них, де елемент перебуває у нижчому ступеню окиснення, закінчення -иста або -ітна. Назва кислоти, в якої елемент з вищим ступенем окиснення, має закінчення -на:

H_2SO_3 – сульфітна кислота;
H_2SO_4 – сульфатна кислота;
H_3AsO_3 – ортоарсенітна кислота;
H_3AsO_4 – арсенатна кислота.

Часто одному ангідридові відповідає декілька кислот. Кислоти, утворені ангідридом і молекулою води, мають префікс мета-, а метакислотою і ще однією молекулою води, – префікс орто-:

$P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$ – метафосфатна кислота;

$HPO_3 + H_2O = H_3PO_4$ – ортофосфатна кислота.

Назви безоксигенних кислот звичайно мають закінчення – идна:

HCl – хлоридна (соляна, хлороводнева) кислота;

HI – йодидна кислота.

Способи добування кислот

1. Взаємодія кислотних оксидів з водою:

$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$.

2. Реакція обміну солі з кислотою:

$K_2S + H_2SO_4 = K_2SO_4 + H_2S\uparrow$.

3. Гідроліз галогенангідридів:

$PI_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HI$;

$SO_2Cl_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HCl$;

$4BF_3 + 2H_2O = HBO_2 + 3HBF_4$.

4. Взаємодія активних неметалів з водою:

$Cl_2 + H_2O = HClO + HCl$;

$3I_2 + 3H_2O = HIO_3 + 5HI$.

5. Сполучення неметалів з воднем:

$F_2 + H_2 = 2HF$;

$S + H_2 = H_2S$.

Найважливішою хімічною властивістю кислот є їх здатність взаємодіяти з основами (основними оксидами) і амфотерними оксидами з утворенням солей, наприклад:

$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2H_2O$;

$Ca(OH)_2 + 2H_2SO_4 = Ca(HSO_4)_2 + 2H_2O$;

$2Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = (CaOH)_2SO_4 + 2H_2O$.

Крім того, кислоти в багатьох випадках реагують із солями, наприклад:

$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$;

$2KNO_{3(тв)} + H_2SO_{4(конц.)} = K_2SO_4 + 2HNO_3\uparrow$;

$Na_2SiO_3 + 2CH_3COOH = H_2SiO_3\downarrow + 2CH_3COONa$.

Останні дві реакції ілюструють найбільш загальний спосіб добування кислот. При цьому для реакції вибирають кислоту, менш летку або більш сильну, ніж та, котру необхідно добути.

Солями називають тип складних речовин, що при дисоціації у водних розчинах утворюють катіони металів M^{n+} (або NH_4^+) та аніони кислотних залишків. Солі можна уявити як продукти заміщення атомів Гідрогену кислоти (амфотерного гідроксиду) атомами металу (у деяких випадках групами атомів, наприклад NH_4^+, VO^{2+}) або гідроксидних груп основи (амфотерного гідроксиду) кислотними залишками.

Емпіричні формули солей складаються з *кислотних* і *основних залишків.* З купрум(II) гідроксиду можуть утворюватися основні залишки Cu^{2+} і $CuOH^+$, а з ортофосфатної кислоти – PO_4^{3-}, HPO_4^{2-}, $H_2PO_4^-$.

З кислотних і основних залишків можна скласти різні емпіричні формули солей таким чином, щоб сумарний заряд сполуки дорівнював нулю.

Солі, що не містять ні здатних заміщатися йонів Гідрогену, ні гідроксид-йонів, називають *середніми.* Їх загальна формула $M_x(EO_y)_n$, Приклад середньої солі – $Ba_3(PO_4)_2$. Солі, що містять кислотні залишки з незаміщеними атомами Гідрогену, називають *кислими* солями. Іноді солі містять у своєму складі також гідроксид-йони; такі солі називають *основними* солями. Приклади наведено нижче:

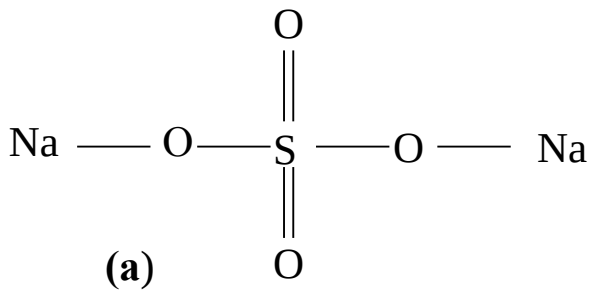
$$2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O;$$
$$NaOH + H_3PO_4 = NaH_2PO_4 + H_2O;$$
$$2NaOH + H_3PO_4 = Na_2HPO_4 + 2H_2O;$$
$$Fe(OH)_3 + HNO_3 = Fe(OH)_2NO_3 + H_2O;$$
$$Fe(OH)_3 + 2HNO_3 = FeOH(NO_3)_2 + 2H_2O.$$

Кислі та основні солі можуть бути перетворені в середні солі взаємодією з відповідною основою або кислотою, наприклад:

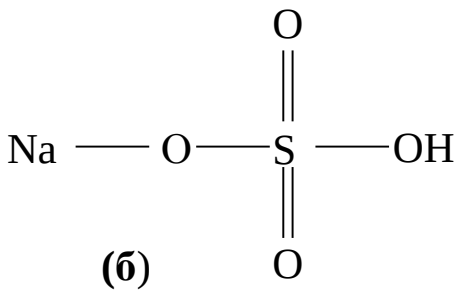
$$Ca(HSO_4)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaSO_4 + 2H_2O;$$
$$(CaOH)_2SO_4 + H_2SO_4 = 2CaSO_4 + 2H_2O.$$

Зустрічаються також солі, що містять два різних катіони; їх називають *подвійними* солями**,** наприклад: $KAl(SO_4)_2$, $CaMg(CO_3)_2$.

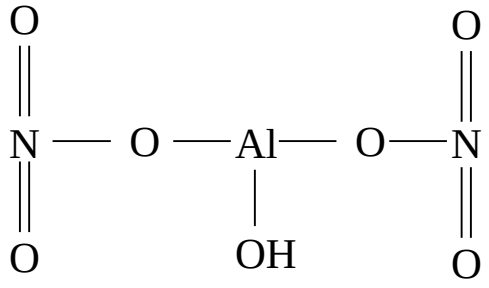
У графічних формулах солей повинні зберігатися графічні формули кислотних і основних залишків.
Наприклад: Na_2SO_4 (а); $NaHSO_4$ (б); $AlOH(NO_3)_2$ (в):



(а)



(б)



(в)

Назви солей. Назви ***середніх*** солей утворюють з назв катіонів і аніонів із зазначенням ступенів окиснення катіона та кислотоутворюючого елемента, де є така необхідність:

$Fe(NO_3)_3$ – ферум(III) нітрат; Na_2SO_4 – натрій сульфат.

Кислі солі називають так само, як і середні, але з додаванням до назви аніона префікса ***гідро-,*** що пишуть разом з відповідним числовим префіксом:

$KHCO_3$ – калій гідрокарбонат; NaH_2PO_4 – натрій дигідрофосфат.

Основні солі називають так, як і середні, з додаванням до назви аніона слова ***гідроксо-,*** що пишуть разом з відповідним числовим префіксом:

$Mg(OH)Cl$ – магній гідроксохлорид; $Al(OH)_2NO_3$ – алюміній дигідроксонітрат.

Способи добування солей

1. Взаємодія основних оксидів з кислотними оксидами і кислотами та амфотерними оксидами і гідроксидами:

$$3CaO + P_2O_5 = Ca_3(PO_4)_2;$$
$$FeO + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2O;$$
$$BaO + 2Cr(OH)_3 = Ba(CrO_2)_2 + 3H_2O;$$
$$Na_2O + ZnO \xrightarrow{t} Na_2ZnO_2.$$

2. Взаємодія кислотних оксидів з основами і основними оксидами та амфотерними оксидами і гідроксидами:

$$SO_2 + CaO = CaSO_3;$$

$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$;
$N_2O_5 + BeO = Be(NO_3)_2$;
$3SO_3 + 2Al(OH)_3 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$.

3. Взаємодія основ та амфотерних гідроксидів з кислотами:

$Ca(OH)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2O$;
$Cr(OH)_3 + 3HNO_3 = Cr(NO_3)_3 + 3H_2O$.

4. Взаємодія солей з кислотами:

$BaCO_3 + 2HNO_3 = Ba(NO_3)_2 + CO_2\uparrow + H_2O$;
$CdSO_4 + H_2S = CdS\downarrow + H_2SO_4$.

5. Взаємодія солей з основами:

$NiSO_4 + 2NaOH = Ni(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$.

6. Взаємодія металів, сполукам яким притаманні амфотерні властивості, з лугами:

$Zn + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow$;
$2Al + 6NaOH + 6H_2O = Na_2[Al(OH)_6] + 3H_2\uparrow$.

7. Взаємодія неметалів з лугами:

$Cl_2 + 2KOH = KCl + KClO + H_2O$;
$Cl_2 + 6KOH = 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$;
$P + 3NaOH + 3H_2O = 3NaH_2PO_2 + PH_3$;
$3S + 6NaOH = 2Na_2S + Na_2SO_4 + 3H_2O$.

8. Взаємодія між солями:

$AgNO_3 + KBr = AgBr\downarrow + KNO_3$;
$Pb(NO_3)_2 + 2KI = PbI_2\downarrow + 2KNO_3$.

9. Взаємодія металів з кислотами:

$Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow$.

10. Витіснення неметалів з солей активнішими неметалами:

$2NaI + Cl_2 = 2NaCl + I_2$.

11. Витіснення металів з їх солей активнішими металами:

$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$.

12. Взаємодія простих речовин:

$2Al + 3I_2 = 2\ AlI_3$;
$Mg + S = MgS$.

13. Термічні перетворення солей:

$NaNO_3 \xrightarrow{t} NaNO_2 + O_2$;

$$4\,Na_2SO_3 \xrightarrow{t} Na_2S + 3Na_2SO_4.$$

Кислі солі, у свою чергу, можна добути шляхом реакції надлишку кислоти з основою (амфотерним гідроксидом), а також взаємодією солі з кислотою:

$$2H_3PO_4 + Ca(OH)_2 = Ca(H_2PO_4)_2 + 2H_2O;$$
$$H_3PO_4 + Ca(OH)_2 = CaHPO_4 + 2H_2O;$$
$$Na_2S + H_2S = 2NaHS.$$

Діючи кислотою на середню сіль, можна перетворити її у кислу:

$$K_3PO_4 + 2H_3PO_4 = 3KH_2PO_4;$$
$$Na_2CO_3 + HCl = NaHCO_3 + NaCl.$$

Основні солі отримують аналогічно, але у надлишку беруть основу:

$$Ca(OH)_2 + HCl = Ca(OH)Cl;$$
$$2\,Cu(OH)_2 + CO_2 = (CuOH)_2CO_3 + H_2O.$$

Діючи основою на середню сіль, можна перетворити її в основну:

$$Al_2(SO_4)_3 + 2NaOH = 2Al(OH)(SO_4) + Na_2SO_4;$$
$$Bi(NO_3)_3 + 2KOH = Bi(OH)_2NO_3 + 2KNO_3.$$

Солі можуть реагувати з основами, кислотами, у ряді випадків – з кислотними та амфотерними оксидами. Крім того, можливі реакції обміну між солями (за умови нерозчинності одного з продуктів реакції), реакції між сіллю й металом (вихідний метал повинний бути більш активним, ніж той, що входить до складу солі та витісняється):

$$Na_2SO_4 + Ba(OH)_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaOH;$$
$$Na_2S + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2S\uparrow;$$
$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O;$$
$$Na_2SiO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2SiO_3\downarrow;$$
$$Fe_2(SO_4)_3 + 3Ba(NO_3)_2 = 2Fe(NO_3)_3 + 3BaSO_4\downarrow;$$
$$CuCl_2 + Fe = FeCl_2 + Cu.$$

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

До розчину, який містить 35 г нітратної кислоти, додали 10 г магній оксиду. Розрахуйте масу солі, що утворюється.

Дано:	*Розв'язок:*
$m(HNO_3) = 35$ г $m(MgO) = 10$ г	Складаємо рівняння реакції: 10 г 35 г x г
$m_{Mg(NO_3)_2}$ – ?	$MgO + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + H_2O$. Розрахуємо кількість речовин MgO і HNO_3:

$$n = \frac{m}{M}, \quad n(MgO) = \frac{10\text{ г}}{40\text{ г/моль}} = 0{,}25 \text{ моль},$$

$$n(HNO_3) = \frac{35\text{ г}}{63\text{ г/моль}} = 0{,}55 \text{ моль}.$$

Згідно з рівнянням реакції мольне співвідношення MgO і HNO_3 складає 1:2, тоді на 0,25 моль MgO потрібно 0,5 моль HNO_3. Однак за розрахунком (HNO_3) – 0,55 моль. Отже, нітратна кислота в реакції додана з надлишком. Розрахунок маси солі $Mg(NO_3)_2$ треба здійснювати за оксидом магнію.

Враховуючи, що за рівнянням мольне співвідношення MgO і $Mg(NO_3)_2$ становить 1:1, то утворилось 0,25 моль солі або 0,25 моль·148 г/моль = 37 г.

Відповідь: $m_{Mg(NO_3)_2} = 37$ г.

Приклад 2

До 25 г розчину з масовою часткою алюміній хлориду 8% додали 25 г розчину натрій гідроксиду з масовою часткою 8%. Осад, що утворився, відфільтрували, а потім прожарили. Визначте склад і масу твердого залишку.

Дано:	*Розв'язок:*
$m_{р\text{-}ну}(AlCl_3) = 25$ г $\omega(AlCl_3) = 8$ % $m_{р\text{-}ну}(NaOH) = 25$ г $\omega(NaOH) = 8$ %	Внаслідок дії лугів на розчини солей алюмінію утворюється осад алюміній гідроксиду: $AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl$. Зробимо розрахунок за наданим рівнянням реакції:
$m_{Al_2O_3}$ – ?	

$$\omega = \frac{m_{речов}}{m_{розчину}} \cdot 100\% \ , \quad m_{речов} = \omega \cdot m_{розч},$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\omega \cdot m_{розч}}{M}.$$

Кількість речовини:

$$n(AlCl_3) = \frac{25\text{ г} \cdot 0{,}08}{133{,}5\text{ г/моль}} = 0{,}015 \text{ моль},$$

$n(NaOH) = \frac{25\,г \cdot 0{,}08}{40\,г/моль} = 0{,}05$ моль.

Отже, $AlCl_3$ є в недостачі. Згідно з рівнянням, мольне співвідношення $AlCl_3$:NaOH:$Al(OH)_3$=1:3:1. Таким чином, в результаті даної реакції витрачається:

0,015 моль · 3 = 0,045 моль NaOH

і утворюється 0,015 моль $Al(OH)_3$.

Надлишок NaOH, кількістю 0,05–0,045 = 0,005 (моль), розчиняє 0,005 моль $Al(OH)_3$ за рівнянням:

$$Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4].$$

Таким чином, в осаді залишається 0,015 – 0,005 = 0,010 (моль) $Al(OH)_3$.

Під час прожарювання цього осаду здійснюється реакція:

$$2Al(OH)_3 \xrightarrow{t} Al_2O_3 + 3H_2O.$$

Оскільки мольне співвідношення $Al(OH)_3$:Al_2O_3 = 2:1, то

$n(Al_2O_3)$ = 0,01 моль : 2 = 0,005 моль ,

тоді $m_{Al_2O_3}$ = 0,005 моль ·102 г/моль ($M(Al_2O_3)$ = 0,51 г.

Відповідь: Al_2O_3; $m_{Al_2O_3}$ = 0,51 г.

Приклад 3

Дайте назву наведеним солям: CuS, MgSe, As_2S_3, $CaCl_2$, $CuSO_4$, CaS, $NaHSO_4$, $(CuOH)_2CO_3$, KH_2PO_4, $Al(OH)_2NO_3$.

Розв′язок:

Згрупуємо солі за типами і дамо їм назви.

1) Середні солі: CuS – купрум(II) сульфід, MgSe – магній селенід, As_2S_3 – арсен(III) сульфід, $CaCl_2$ – кальцій хлорид, $CuSO_4$ – купрум(II) сульфат, CaS – кальцій сульфід.

2) Кислі солі: $NaHSO_4$ – натрій гідросульфат, KH_2PO_4 – калій дигідрофосфат.

3) Основні солі: $(CuOH)_2CO_3$ – купрум(II) гідроксокарбонат, $Al(OH)_2NO_3$ – алюміній дигідроксонітрат.

Приклад 4

Напишіть рівняння реакцій, що перебігають за схемою:

$$CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO.$$

Розв′язок:

а) $CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O$,

б) $CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$,

в) $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3 + 2H_2O$,

або $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + CO_2 + H_2O$ (кип'ятіння),

г) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ (термічне розкладання).

Задачі для самостійного розв′язування

1. Знайти об’єм сульфур(IV) оксиду, який утворюється у разі взаємодії 5 моль гідроген сульфіду і 6 моль кисню. *Відповідь:* 89,6 моль.

2. До розчину, який містить 20 г натрій гідроксиду, додали сульфур(IV) оксид об’ємом 15 л (н.у.). Визначте масу солі, що утворюється в реакції. *Відповідь:* $m(NaHSO_3) = 52$ г.

3. Крізь розчин, який містить барій гідроксид масою 350 г, пропустили сульфур(IV) оксид об’ємом 44,8 л (н.у.). Розрахуйте масу солі, що утворюється. *Відповідь:* $m(BaSO_3) = 434$ г.

4. Визначте масу сполуки, яка утворюється після реакції взаємодії 300 г кальцій оксиду та 400 г сульфур(IV) оксиду. *Відповідь:* $m(CaSO_4) = 680$ г.

5. Магній карбонат у ході нагрівання розкладається на два оксиди. Розрахуйте, яка кількість кожного оксиду утвориться в результаті розкладання 210 кг магній карбонату. *Відповідь:* 10 г, 56 л.

6. Який об’єм амоніаку (за н.у.) можна добути шляхом нагрівання суміші, що містить 5,35 г амоній хлориду та 10 г кальцій гідроксиду? *Відповідь*: 2,24 л.

7. У лужних акумуляторах як електроліт застосовують розчин натрій гідроксиду з масовою часткою NaOH 20% (ρ = 1,21 г/мл). Скільки моль йонів Натрію міститься в 1 л такого розчину? *Відповідь*: 6,05 моль.

8. До 0,8 л розчину натрій гідроксиду з масовою часткою NaOH 30% (ρ = 1,328 г/мл) додали 0,4 л розчину тієї ж основи ($\omega(NaOH)$ = 14%, ρ = 1,153 г/мл). Визначте густину і масову частку лугу в отриманому розчині, якщо його об‘єм становить 1,2 л. *Відповідь*: 25,15%; 1,275 г/мл.

9. Скільки натрій гідроксиду необхідно додати до 1 л розчину натрій гідроксиду з масовою часткою NaOH 25% (ρ = 1,220 г/мл), щоб отримати розчин з масовою часткою NaOH 35%? *Відповідь*: 188 г.

10. Який об’єм розчину калій гідроксиду з масовою часткою KOH = 20% (ρ = 1,175 г/мл) необхідно взяти, щоб перевести 5,85 г хром(III) хлориду в сполуку, що містить хром у складі комплексного аніона? *Відповідь*: 90 мл.

11. 1 л суміші газів CO та CO_2, маса якої складала 1,429 г (за

н.у.), пропустили через 90,7 г 1%-ного розчину КОН. Визначте масу солей, які утворилися в розчині. *Відповідь*: 0,62 г $KHCO_3$; 0,69 г K_2CO_3.

12. Визначте масу води, яка необхідна для розчинення 188 г калій оксиду, якщо відомо, що було отримано розчин з масовою часткою КОН 5,6%. *Відповідь*: 3812 г.

13. На повну нейтралізацію кислоти, узятої кількістю речовини 0,1 моль, витрачається розчин масою 150 г, у якому масова частка NaOH дорівнює 8%. Визначите основність цієї кислоти. *Відповідь:* 3.

14. До розчину фосфатної кислоти додали натрій гідроксид. Яка маса кислоти прореагувала, якщо утворилося 0,9 г дигідрофосфату та 3,2 г гідрофосфату натрію? *Відповідь:* $m_{H_3PO_4}$ = 2,94 г.

15. До 2 г Li_2O додали 2 г HCl. Яка речовина та у якій кількості (г) не прореагує? *Відповідь:* Li_2O, m_{Li_2O} = 0,98 г.

16. Який об'єм розчину, у якому масова частка HCl становить 30% (густина 1,15 г/мл), можна добути з натрій хлориду масою 1,17 кг? *Відповідь:* $V_{р\text{-}ну}$ = 2,119 л.

17. Змішали розчин, що містить 71 г Na_2SO_4, з розчином, що містить 52 г $BaCl_2$. Визначте масу осаду, що утворився. *Відповідь:* m = 58,25 г.

18. Розрахуйте масу (г) натрій сульфату та об'єм (л, н.у.) флуороводню, добутих у разі взаємодії 21 г натрій фториду з надлишком концентрованої сульфатної кислоти. *Відповідь:* $m_{Na_2SO_4}$ = 35,5 г; V_{HF} = 11,2 л.

19. Внаслідок дії хлоридної кислоти на натрій сульфід було зібрано 14 л сірководню (н.у.). Визначте маси (г) реагентів, що вступили до реакції. *Відповідь:* m_{HCl} = 45,625 г, m_{Na_2S} = 48,75 г.

20. Визначте значення маси (г) калій хлориду та об'єму (л, н.у.) водню, що утворяться у разі взаємодії 0,3 моль калію з надлишком хлоридної кислоти. *Відповідь:* m_{KCl} = 22,35 г, V_{H_2} = 3,36 л.

Питання для самоконтролю

1. Назвіть оксиди, які відповідають наведеним формулам: Cu_2O, CuO, FeO, Fe_2O_3, Mn_2O_3, MnO_2, SO_2, P_2O_5, SO_3, Mn_2O_7, RuO_4.

2. Класифікуйте наступні оксиди: PbO_2, SO_2, BaO, CO, CuO, Mn_2O_7, Al_2O_3, Cs_2O, N_2O.

3. Наведіть молекулярні та графічні формули двох кислотних оксидів, які утворені: а) одним металом; б) одним неметалом?

4. Нижче наведені формули ряду оксидів. Укажіть, в якому з них вміст (у відсотках) кисню найбільший, а у якому – найменший: NO, CaO, MnO, FeO, MgO, CO, BaO, CuO, HgO, ZnO.

5. Визначте, до якого типу відносяться такі оксиди: CaO, N_2O, BaO, SiO_2, SO_3, P_4O_{10}, FeO, CO, ZnO, Cr_2O_3, NO.

6. Які з наведених нижче сполук не відносяться до оксидів: CO, H_2O, BaO_2, K_2O_2, Cr_2O_3, Cl_2O_7, F_2O?

7. Напишіть рівняння гідратації наступних оксидів: N_2O_5, P_2O_3, CaO, K_2O, NO_2.

8. З якими з наведених нижче оксидами можлива реакція взаємодії хлороводневої кислоти: SiO_2, CuO, SO_2, Fe_2O_3, CdO, P_2O_5, CO_2, ZnO, NO? Запишіть відповідні рівняння.

9. У результаті нагрівання яких з перелічених сполук можна добути оксиди: KNO_3, $CaCO_3$, $(CuOH)_2CO_3$, $AgNO_3$, SiO_2, $Pb(NO_3)_2$, Fe_3O_4, $Ni(OH)_2$, H_2SO_4, H_2SiO_3, $Pb(NO_3)_2$?

10. Поясніть причину зміни ступеня дисоціації основ: NaOH, $Ba(OH)_2$, $A1(OH)_3$.

11. Поясніть з позиції теорії електролітичної дисоціації, яка основа сильніша: $Ca(OH)_2$ або $Ba(OH)_2$.

12. На прикладі натрій гідроксиду наведіть загальні способи добування основ.

13. На яку сіль треба подіяти кислотою, щоб отримати амфотерний гідроксид? Наведіть рівняння реакції та вкажіть на особливості її здійснення. Чи можна таким чином отримати основу?

14. Які з наступних речовин: Zn, Cu, BaO, Al_2O_3, $Ca(OH)_2$, $Be(OH)_2$ взаємодіють з водним розчином натрій гідроксиду? Наведіть відповідні рівняння.

15. До розчину алюміній сульфату додають невеликими порціями розчин лугу до утворення осаду. Які послідовні реакції відбуваються? Дайте назву продуктам.

16. Дайте назви таким кислотам: HNO_3, H_2SO_3, $HClO_2$, H_3AsO_3, H_3PO_4; вкажіть ступені окиснення елементів, що їх утворюють.

17. Утворення яких солей можна припустити у разі взаємодії $Ca(OH)_2$ та H_3PO_4, узятих у різних молярних співвідношеннях? Напишіть формули цих солей і дайте їм назви.

18. Які типи солей можуть утворитися в результаті взаємодії магній гідроксиду із хлоридною, сульфатною та фосфатною кислотами? Наведіть приклади та дайте назви солям.

19. Напишіть формули ангідридів перелічених кислот: $HClO_4$, H_2MnO_4, $H_2Cr_2O_7$, $H_4P_2O_7$.

20. У якому об'ємному співвідношенні повинні бути змішані розчини H_3PO_4 та NaOH однакової молярної концентрації для добування натрій гідро- і дигідрофосфату? Напишіть графічні формули калій та кальцій гідрокарбонатів; барій гідрофосфату.

21. Які кислоти можуть бути добуті безпосередньою взаємодією з водою оксидів: P_2O_5, CO_2, N_2O_5, NO_2, SO_2?

22. Напишіть графічні формули молекул таких кислот: сульфатної, сульфітної, дисульфатної, хромової, діхромової.

23. Складіть рівняння реакцій добування всіма можливими способами таких солей: купрум(II) сульфат, натрій нітрат, кальцій карбонат.

24. Напишіть рівняння реакцій перетворення перелічених нижче солей у середні солі: Na_2HPO_4, $Al(OH)_2Cl$, $Bi(OH)(NO_3)_2$.

25. Які солі можна добути, маючи у своєму розпорядженні такий набір речовин: $ZnSO_4$, $BaCl_2$, Na_3PO_4, $AgNO_3$, K_2CrO_4? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2
Класи неорганічних сполук

Дослід 1. Отримання магній оксиду

Візьміть щипцями магнієву стрічку та прожарте її кінчик у полум'ї пальника до займання. Запалену стрічку тримайте над склянкою. До зібраного у склянці білого магній оксиду додайте 10-20 мл води та 1-2 краплі розчину фенолфталеїну.

• Запишіть рівняння реакції.

Дослід 2. Отримання купрум(II) оксиду розкладанням **$(CuOH)_2CO_3$**

Суху пробірку, в яку заздалегідь помістили трохи $(CuOH)_2CO_3$, закріпіть у штативі та нагрівайте у полум'ї пальника доти, доки весь вміст пробірки не перетвориться на чорний порошок. Зверніть увагу на появу водяних крапель на холодних стінках пробірки.

Після охолодження порошок поділіть на дві пробірки. В одну пробірку додайте 3-5 мл 10%-ного розчину NaOH, у другу – стільки ж 10%-ного розчину H_3PO_4. Кожну пробірку обережно нагрійте до кипіння та дайте відстоятись.

• Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 3. Дослідження амфотерності оксидів

У дві пробірки насипте малими порціями цинк оксид, у дві інші пробірки – ферум(III) оксид. До однієї порції ZnO долийте 5-6 мл 10%-ного розчину HBr, до другої – стільки ж 10%-ного розчину KOH. Вміст кожної з пробірок нагрійте до кипіння. Так само визначте розчинність Fe_2O_3 в розчинах HBr і KOH. На підставі результатів досліду зробіть висновки щодо амфотерності оксидів цинку та феруму(III).

• Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Отримання натрій гідроксиду

Візьміть пінцетом шматочок металічного натрію, висушіть його фільтрувальним папером та опустіть у порцелянову чашку з водою. Після закінчення реакції індикаторами встановіть реакцію середовища.

• Напишіть рівняння реакції.

Дослід 5. Отримання купрум(II) гідроксиду

Налийте у пробірку 2-3 мл розчину $CuSO_4$ і додайте по краплях розчин лугу, спочатку до появи осаду, а потім до утворення слабкого лужного середовища. Спостерігайте посиніння лакмусового папірця. Як змінюється забарвлення осаду? Розчин з осадом нагрійте до повного почорніння осаду.

• Напишіть рівняння реакції.

Дослід 6. Дослідження амфотерності гідроксидів

Налийте в окремі пробірки по 2-3 мл перелічених розчинів солей: $FeCl_2$, $AlCl_3$, $Cr_2(SO_4)_3$, $ZnSO_4$, $MgCl_2$ і $MnCl_2$. До кожної з них додайте по краплях 2 н розчин NaOH до утворення осаду, який не буде розчинятися при збовтуванні. Поділіть вміст кожної пробірки на дві та додайте в одну з них 4-5 мл бромідної кислоти, а в іншу – 4-5 мл 2 н розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте за розчиненням осадів.

• Які з добутих гідроксидів є амфотерними? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 7. Отримання кислоти взаємодією солі з іншою кислотою

Помістіть в пробірку невелику кількість кристалічного натрій ацетату і долийте до нього 3-4 мл 2 н розчину нітратної кислоти.

Напишіть рівняння реакції, відзначивши запах продукту, що утворюється. В отвір пробірки внесіть, не торкаючись стінок, синій лакмусовий папірець.

• Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 8. Отримання середніх солей реакцією нейтралізації

Налийте в порцелянову чашку 2-3 мл 0,5 н розчину натрій гідроксиду, додайте краплю метилоранжу, потім додавайте краплями 0,5 н розчин бромідної кислоти. Розчин перемішуйте скляною паличкою.

• Напишіть рівняння реакції і поясність зміну забарвлення розчину.

Дослід 9. Отримання солей взаємодією солей з металами

У пробірки з розчинами купрум(II) і натрій сульфатів помістіть по невеликому шматочку цинку. Через деякий час зафіксуйте зміни, що відбулися в розчинах.

• Напишіть рівняння реакції і поясніть різне відношення розчинів узятих солей до цинку.

Дослід 10. Отримання кислих солей

Крізь розчин кальцій гідроксиду пропустіть карбон(IV) оксид до розчинення спочатку утвореного осаду. Напишіть рівняння реакції і поясніть розчинення осаду. До добутої солі карбонатної кислоти додайте 3-4 краплі розчину кальцій гідроксиду.

• Напишіть рівняння реакції і поясніть утворення осаду.

Дослід 11. Отримання основних солей взаємодією солі і лугу

Налийте в пробірку 2-3 мл кобальт(II) хлориду, додайте до розчину кілька крапель 2 н розчину лугу. У пробірці утвориться осад блакитного кольору. Додайте до нього надлишок лугу до зміни забарвлення осаду. Зміна забарвлення зумовлена переходом основної солі в гідроксид.

• Напишіть рівняння реакцій, що перебігають.

3. ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

Основні закони хімії: закон збереження маси, закон сталості складу речовин і його сучасне трактування, закон Авогадро. Мольний об'єм газу. Зв'язок між густиною газу і його молекулярною масою. Приведення газів до нормальних умов, рівняння Менделєєва-Клапейрона.

Основні терміни та поняття: закон збереження маси речовин, закон сталості складу речовин, закон кратних відношень, закон простих об′ємних відношень, закон Авогадро та його наслідки.

Закон збереження маси речовин

Відкритий та експериментально підтверджений великим російським вченим М. В. Ломоносовим у 1748 р. **Маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин що утворилися внаслідок реакції.**

Закон сталості складу речовин (Ж. Пруст, 1808 р.)

Кожна індивідуальна молекулярна сполука має сталий якісний і кількісний склад, незалежно від способу її добування.

Виходячи із закону сталості складу речовин не можна зробити висновок, що одному й тому ж кількісному складу відповідає одна сполука. Закон сталості складу має істотні обмеження. Склад сполук з молекулярною структурою, тобто таких, що складаються з молекул, є сталим незалежно від способу добування. А склад сполук з немолекулярною структурою (з атомними, йонними і металічними ґратками) не є сталим і залежить від умов добування.

Хімічні сполуки зі сталим складом, кількість атомів елементів у яких відносяться як невеликі цілі числа, назвали дальтонідами (на честь англійського вченого Дж. Дальтона) – SO_2, K_2O, NH_3, NaCl, LiOH, інтерметаліди Mg_2Sn, $MgCuAl_2$. Сполуки зі змінним хімічним складом, відношення кількості компонентів у яких не відповідає цілим числам, назвали бертолідами (на честь французького хіміка К. Бертолле). Бертоліди трапляються серед оксидів, гідридів, силіцидів, сульфідів, нітридів, карбідів, що пояснюється дефектами їх кристалічних ґраток.

Закон кратних відношень (Дж. Дальтон, 1803 р.)

Якщо два елементи утворюють між собою декілька сполук, то масові кількості одного елемента, які припадають на одну і ту ж масову кількість другого, відносяться між собою, як невеликі цілі числа.

Наприклад, у молекулах карбон(II) оксиду та карбон(IV) оксиду, тобто у молекулах CO та CO_2, на 12 г Карбону припадає відповідно 16 г і 32 г Оксигену, отже маси Оксигену у цих сполуках відносяться як 1:2. Аналогічно закону сталості складу, закон кратних відношень є справедливим лише для молекулярних сполук.

Закон простих об′ємних відношень (Гей-Люссак, 1808 р.)

За однакових умов об′єми газів, що вступають у реакцію та утворюються в результаті реакції, відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Наприклад: під час взаємодії двох об′ємів водню і одного об′єму кисню утворюється два об′єми водяної пари:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O.$$

Закон Авогадро

В однакових об′ємах різних газів за однакових умов (P, T) міститься однакова кількість молекул.

Наслідки закону Авогадро

1. Один моль будь-якого газу за нормальних умов (P = 101,325 кПа (760 мм рт.ст.), T = 273 K) займає об′єм 22,4 л.

Для обчислення об’єму, який займає моль газоподібної речовини за н. у., експериментально визначають массу 1 л газоподібної речовини при температурі 273 K і тиску 101,325 кПа:

$$V_m = \frac{M}{m}. \qquad (3.1)$$

2. Відношення мас однакових об′ємів різних газів, що перебувають в однакових умовах, називається густиною одного газу відносно іншого (D):

$$D = \frac{m_1}{m_2}. \qquad (3.2)$$

Відношення мас рівних об’ємів різних газів за н.у. (P = 101,325 кПа, T = 273 K (0 °C) дорівнює відношенню їх молярних мас, оскільки молярні маси різних газів займають об’єм 22,4 л/моль.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}, \qquad (3.3)$$

$$D = \frac{M_1}{M_2}, \qquad (3.4)$$

$$M_1 = D \cdot M_2 \ . \qquad (3.5)$$

Густини різних газів часто визначають відносно водню, тоді молекулярну масу досліджуваного газу обчислюють за формулою:

$$M_1 = 2D_{H_2}\ , \qquad (3.6)$$

де D_{H_2} – густина досліджуваного газу відносно водню, 2 – молекулярна маса водню.

Молекулярну масу газу можна обчислити також, виходячи з його густини відносно кисню (M_{O_2} = 32 г/моль) або відносно повітря ($M_{повітря}$ = 29 г/моль).

Молярну масу речовини та її відносну молекулярну масу можна визначати, користуючись поняттям про молярний об'єм речовини в газоподібному стані. Для цього достатньо знати об′єм V_o даної маси газу m за нормальних умов і обчислити масу 22,4 л цього газу.

Якщо об′єм газу виміряний за умов, що відрізняються від нормальних, то для приведення його до нормальних умов використовують універсальне рівняння стану газу, яке об′єднує закони Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_o V_o}{T_o}, \qquad (3.7)$$

V – об′єм газу при тиску P і температурі T, V_o – об′єм газу за нормальних умов. Нормальні умови: T_o = 273 К, P_o = 101,325 кПа.

Для розрахунку молярної маси газоподібної речовини використовують також рівняння стану ідеального газу – рівняння Менделєєва-Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M}RT, \qquad (3.8)$$

R – універсальна газова стала = 8,31 Дж/(моль·К).

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Обчислити молярну масу газу, якщо 200 см^3 цього газу при температурі 17 °С і тиску 78 кПа мають масу 0,125 г.

Дано:	*Розв'язок:*
V = 200 см^3 t = 27 °С (T = 300)К P = 78 кПа m = 0,125 г	Використовуємо рівняння Менделєєва-Клапейрона $PV = \frac{m}{M}RT, \quad M = \frac{mRT}{PV},$ $M = \frac{0{,}125 \cdot 8{,}31 \cdot 300}{7{,}8 \cdot 10^4 \cdot 2 \cdot 10^{-4}} = 20$ г/моль.
M = ?	
	Відповідь: M = 20 г/моль.

Приклад 2

При 25 °С та тиску 99,3 кПа (745 мм рт. ст.) деяка кількість газу займає об′єм 152 мл. Знайти, який об′єм буде займати така ж сама кількість газу при при 0 °С і тиску 101,33 кПа.

Дано:	*Розв'язок:*
t = 25 °С (Т = 298 К) Р = 99,3 кПа V = 152 мл T_o = 273 К (0 °С) P_o = 101,33 кПа	Використовуємо об′єднаний закон газового стану : $\frac{PV}{T} = \frac{P_oV_o}{T_o}$, де $\frac{P_oV_o}{T_o}$ – за н.у , $\frac{PV}{T}$ – за інших умов.
V_o = ?	

P_o = 101325 Па , T_o = 273 К ,

$$V_o = \frac{PVT_o}{P_oT} = \frac{99{,}3 \cdot 152 \cdot 273}{101{,}33 \cdot 298} = 136{,}5 \text{ мл.}$$

Відповідь: V_o= 136,5 мл.

Приклад 3

При температурі 27 °С і тиску 96,0 кПа газ займає об'єм 120 мл. Який об'єм займе ця ж кількість газу при тиску 120,0 кПа і температурі 57 °С?

Дано:	*Розв'язок:*
T_1 = 300 К (27 °С) P_1 = 96 кПа V_1 = 120 мл T_2 = 330 К (57 °С) P_2 = 120 кПа	Використовуємо об′єднаний закон газового стану $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$,
V_2 = ?	

$$V_2 = \frac{P_1V_1T_2}{P_2T_1} = \frac{96 \cdot 120 \cdot 330}{120 \cdot 300} = 105{,}6 \text{ мл.}$$

Відповідь: V_2= 105,6 мл

Приклад 4

Визначити густину відносно повітря газової суміші, яка складається з 80% (за об'ємом) етану і 20% метану.

Дано:	*Розв'язок:*
$\omega(C_2H_6)$ = 80% $\omega(CH_4)$ = 20%	Обчислюємо середню молекулярну масу суміші, яка дорівнює сумі молекулярних мас складових газів, помноженій на відповідний вміст кожного з них у об'ємних відсотках:
V_2 = ?	

$M_{сер} = (30 \cdot 0,8) + (16 \cdot 0,2) = 24 + 3,2 = 27,2.$

$$D_{повітря} = \frac{M_{газу}}{M_{повітря}}, \qquad D_{повітря} = 27,2/29 = 0,91.$$

Відповідь: 0,91

Приклад 5

Визначити об′єм, який займає 5,25 г нітрогену при 26 °С і тиску 98,9 кПа (742 мм рт. ст.).

Дано:	*Розв'язок:*
$m = 5,25$ г $T_o = 299$ К (26 °С) $P_o = 98,6$ кПа	$M(N_2) = 28$ г/моль, $n = \frac{m}{M} = \frac{5,25}{28} = 0,187$ моль,
$V = ?$	1 моль будь-якого газу займає об′єм 22,4 л (н.у.)

$V_m = \frac{V}{n}$, $\quad V = V_m \cdot n$, $\quad V = 22.4 \cdot 0,187 = 4,19$ л,

або 28 г N_2 займає об′єм 22,4 л

5,25 N_2 – x

$$x = \frac{5,25 \cdot 22,4}{28} = 4,19 \text{ л.}$$

Приводимо отриманий об′єм до умов, вказаних в задачі

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_o V_o}{T_o}, \qquad V_o = \frac{PVT_o}{P_o T} = \frac{101,3 \cdot 4,19 \cdot 299}{98,9 \cdot 273} = 4,7 \text{ л}$$

Відповідь: $V_o = 4,7$ л.

Задачі для самостійного розв′язування

1. При 17 °С деяка кількість газу займає об'єм 580 мл. Який об'єм займе ця ж кількість газу при 100 °С, якщо тиск його залишиться незмінним? *Відповідь*: 746 мл.

2. При 27 °С і тиску 720 мм рт. ст. об′єм газу дорівнює 5 л. Який об′єм займе та ж сама кількість газу при 39 °С і тиску 104 кПа? *Відповідь*: 4,8 л.

3. За нормальних умов 1 г повітря займає об′єм 773 мл. Який об′єм буде займати та ж сама маса повітря при 0 °С і тиску 93,3 кПа (700 мм рт. ст.)? *Відповідь*: 839 мл.

4. Маса 200 мл ацетилену за нормальних умов дорівнює 0,232 г. Визначити молярну масу ацетилену. *Відповідь*: 26,0 г/моль.

5. Густина етилену відносно кисню дорівнює 0,875. Визначити молекулярну масу газу. *Відповід*ь: 28.

6. Який об′єм буде займати 1 кг повітря при 17 °С та тиску 101,33 кПа? *Відповідь*: 820 л.

7. Обчислити мольну масу газу, якщо маса 600 мл його за нормальних умов дорівнює 1,714 г. *Відповідь:* 64,0 г/моль.

8. Маса 0,001 $м^3$ газу (0 °С, 101,33 кПа) дорівнює 1,25 г. Обчислити: а) мольну масу газу; б) масу однієї молекули газу. *Відповідь:* 28 г/моль; $4{,}65 \cdot 10^{-23}$ г.

Питання для самоконтролю

1. Методи визначення атомних і молекулярних мас.
2. Закон збереження маси і енергії. Закон сталості складу речовин.
3. Газові закони: об'ємних відношень; Гей-Люссака. Рівняння Менделєєва-Клапейрона.
4. Основні газові закони. Приведення об'єму газу до нормальних умов, рівняння Менделєєва-Клапейрона.
5. Закон Авогадро. Мольний об'єм газу. Число Авогадро. Розрахунок абсолютних мас атомів і молекул.
6. Закон Авогадро і наслідки з нього. Відносна густина газів. Застосування цієї величини для визначення молекулярних мас.
7. Які дані необхідно мати для визначення молярної маси речовини, що перебуває у газоподібному стані?

4. ЕКВІВАЛЕНТ РЕЧОВИНИ. ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ

Хімічний еквівалент, його сучасне визначення. Молярна маса еквівалента. Розрахунки молярних мас еквівалента простих і складних сполук. Закон еквівалентів.

Основні терміни та поняття: еквівалент хімічного елемента**,** молярна маса еквівалента, еквівалент складної речовини, закон еквівалентів, молярний об’єм еквівалента.

Еквівалентом хімічного **елемента** називають таку його кількість, яка сполучається з одним молем атомів Гідрогену або заміщує таку саму кількість атомів Гідрогену в хімічних реакціях.

Еквівалент – величина змінна і залежить від хімічної природи сполуки, зокрема від валентності елемента в ній. Еквівалент хімічного елемента чисельно дорівнює атомній масі цього хімічного елемен-

та, поділеній на його валентність (тобто частці атомної маси елемента, яка припадає на один хімічний зв'язок).

«Еквівалентний» у перекладі з латині означає «рівноцінний», тобто це така кількість елемента чи речовини, яка рівноцінна в хімічних реакціях одному молю атомів Гідрогену.

Отже, еквівалент Гідрогену дорівнює 1 (E_H = 1/1 = 1), еквівалент Оксигену = 8 (E_O = 16/2 = 8).

Масу одного еквівалента елемента або речовини називають еквівалентною масою. Її позначають E_m, одиниця виміру – г/моль або кг/моль.

Тобто, еквівалент елемента – це така його маса, що сполучається з 1,008 одиниці маси Гідрогену або з 8 одиницями маси Оксигену, або заміщує ті ж кількості Гідрогену, або Оксигену в їх сполуках. Наприклад, у сполуках HCl, H_2S, NH_3, CH_4 еквіваленти Хлору, Сульфуру, Нітрогену та Карбону, відповідно, дорівнюють 1 моль, 1/2, 1/3 і 1/4 моля.

Масу одного моля еквівалента елемента називають *молярною масою еквівалента*.

Еквівалент та молярну масу еквівалента (еквівалентну масу) простої речовини обчислюють за формулами:

$$E = \frac{1}{B} \text{ моль}, \quad E_m = \frac{M}{B} \text{ г/моль}, \qquad (4.1)$$

де B – валентність хімічного елемента, M – маса моля атомів елемента.

Наприклад, молярна маса еквівалента Сульфуру в H_2S і SO_2, відповідно, $E_m = \frac{32}{2}$ = 16 г/моль , $E_m = \frac{32}{4}$ = 8 г/моль, а молярна маса еквівалента Хлору, Сульфуру, Нітрогену, Карбону у сполуках HCl, H_2S, NH_3, CH_4 дорівнює 35,45; 16; 4,67; 3 г/моль, відповідно.

Еквівалентом складної речовини називають таку її кількість, яка взаємодіє без залишку з одним еквівалентом Гідрогену або з одним еквівалентом будь-якої іншої речовини.

Правила обчислення молярних мас еквівалента складних речовин

Для обчислення молярної маси еквівалента кислоти треба її молярну масу поділити на основність кислоти (кількість атомів гідрогену, що бере участь у реакції):

$$E_{кислоти} = \frac{M_{к-ти}}{n(H^+)}, \qquad (4.2)$$

$$E_m(HCl) = \frac{M_{HCl}}{1} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ г/моль},$$

$$E_m(H_2SO_4) = \frac{M_{H_2SO_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль},$$

$$E_m(H_3PO_4) = \frac{M_{H_3PO_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,6 \text{ г/моль}.$$

Для обчислення молярної маси еквівалента основи треба її молярну масу поділити на кислотність основи (кількість груп OH^-, що беруть участь у реакції):

$$E_{основи} = \frac{M_{основи}}{n(OH^-)}, \qquad (4.3)$$

$$E_m(NaOH) = \frac{M_{NaOH}}{1} = \frac{40}{1} = 40 \text{ г/моль},$$

$$E_m(Ca(OH)_2) = \frac{M_{Ca(OH)_2}}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль},$$

$$E_m(Al(OH)_3) = \frac{M_{Al(OH)_3}}{3} = \frac{78}{3} = 26 \text{ г/моль}.$$

Для обчислення молярної маси еквівалента солі треба її молярну масу поділити на добуток кількості атомів металу та валентності металу:

$$E_{солі} = \frac{M_{солі}}{n(Me^{m+})B(Me)}. \qquad (4.4)$$

Для обчислення молярної маси еквівалента оксиду треба його молярну масу поділити на добуток кількості атомів елементу та валентності елементу:

$$E_{оксиду} = \frac{M_{оксиду}}{n \cdot B}, \qquad (4.5)$$

$$E_m(Cr_2O_3) = \frac{M_{Cr_2O_3}}{2 \cdot 3} = \frac{152}{6} = 25,3 \text{ г/моль}.$$

У разі обчислення еквівалента та еквівалентної маси кислих солей слід враховувати, що не заміщені на катіон атоми Гідрогену кислоти складають аніон. Наприклад, еквівалент та еквівалентна маса кальцій гідрофосфату $CaHPO_4$ дорівнює:

$$E_m(CaHPO_4) = \frac{M_{CaHPO_4}}{2} = \frac{136}{2} = 68 \text{ г/моль}.$$

У разі обчислення еквівалента та еквівалентної маси основних солей враховують, що гідроксогрупи входять до складу катіона. На-

приклад, еквівалент та еквівалентна маса цинк гідроксосульфату $(ZnOH)_2SO_4$ дорівнює:

$$E_m((ZnOH)_2SO_4) = \frac{M_{(ZnOH)_2SO_4}}{1 \cdot 2} = \frac{260}{2} = 130 \text{ г/моль.}$$

У даному випадку, обчислюючи еквівалент та еквівалентну масу цинк гідроксосульфату, у знаменнику записують добуток заряду катіона і число частинок, що складають катіон.

Закон еквівалентів: хімічні елементи та їх сполуки взаємодіють одне з одним у кількостях, пропорційних їх еквівалентам (маси реагентів прямо пропорційні масам їх еквівалентів або речовини реагують в еквівалентних кількостях):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m1}}{E_{m2}}, \qquad (4.6)$$

де m_1 та m_2 – маси реагуючих речовин; E_{m1} та E_{m2} – еквівалентні маси цих речовин.

Якщо в реакції беруть участь газуваті речовини, то користуються поняттям про молярний об'єм еквівалента (V_E), тобто об'єм, який займає за заданих умов один еквівалент газуватої речовини.

За нормальних умов молярний об'єм еквівалента Гідрогену дорівнює 11,2 л, а молярний об'єм еквівалента Оксигену – 5,6 л.
$E_m(O_2)$ = 8 г/моль, $M(O_2)$ – 32 г/моль, $V_m(O)$ за нормальних умов – 22,4 л

32 г/моль кисню займають об′єм – 22,4 л
8 г/моль – x л

$$x = \frac{22{,}4 \cdot 8}{32} = 5{,}6 \text{ л}.$$

Якщо одна з речовин є газоподібною, у формулі закону еквівалентів замість її маси можна використовувати об′єм (н.у.) та еквівалентний об′єм:

$$\frac{m}{V} = \frac{E_m}{V_E}. \qquad (4.7)$$

Молярну масу еквівалента речовини, яка бере участь в окисно-відновній реакції, визначають як результат ділення молярної маси цієї речовини на кількість електронів, що втрачаються або приєднуються відновником та окисником.

Наприклад, молярна маса еквівалента калій перманґанату в реакції:

$$2\,K\overset{+7}{Mn}O_4 + 5\,K_2\overset{+6}{S}O_3 + 3H_2SO_4 = 2\,\overset{+2}{Mn}SO_4 + 6\,K_2\overset{+8}{S}O_4 + 3H_2O$$

$$E_m = \frac{M(KMnO_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31{,}6 \text{ г/моль},$$

$$E_m = \frac{K_2SO_3}{2} = \frac{158{,}2}{2} = 79{,}1 \text{ г/моль}.$$

Для елементів і для хімічних сполук характерні різні значення еквівалентів та молярних мас еквівалентів залежно від реакції, що відбувається.

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Визначити молярні маси еквівалентів H_2SO_4 в реакціях:

а) $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$;

б) $H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O$.

Розв’язок:

а) $H_2\overset{2E}{SO_4} + 2\,\overset{1E}{KOH} = K_2SO_4 + 2\,H_2O$,

$E_m(H_2SO_4) = \frac{98}{2} = 49$ г/моль,

$E_m(KOH) = \frac{M}{1}$, $M(KOH) = 1 \cdot E_m$.

Згідно з рівнянням реакції КОН взаємодіє у кількості 2Е (враховуємо стехіометричний коефіцієнт). Згідно із законом еквівалентів: речовини реагують в еквівалентних кількостях, тобто 2 еквіваленти КОН будуть взаємодіяти з 2 еквівалентами H_2SO_4, таким чином:

$M(H_2SO_4) = 2\,E_m$, $E_m(H_2SO_4) = \frac{M}{2} = \frac{98}{2} = 49$ г/моль.

б) $H_2\overset{1E}{SO_4} + \overset{1E}{KOH} = KHSO_4 + H_2O$,

$E_m(H_2SO_4) = \frac{98}{1} = 98$ г/моль,

$E_m(KOH) = \frac{M}{1}$, $M(KOH) = 1 \cdot E_m$,

1 еквівалент КОН взаємодіє з 1 еквівалентом H_2SO_4,

$M(H_2SO_4) = 1\,E_m$, $E_m(H_2SO_4) = \frac{M}{1} = \frac{98}{1} = 98$ г/моль.

Приклад 2

Визначити молярні маси еквівалентів основ в реакціях:

а) $Al(OH)_3 + H_2SO_4 = AlOHSO_4 + 2H_2O$;

б) $Ca(OH)_2 + 2\ HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$.

Розв'язок:

а) $Al(\overset{2E}{OH})_3 + H_2\overset{2E}{SO}_4 = AlOHSO_4 + 2H_2O$,

$E_m\ (Al(OH)_3) = \frac{81}{2} = 40{,}5$ г/моль,

$E_m(H_2SO_4) = \frac{M}{2} = \frac{98}{2} = 49$ г/моль , $M(H_2SO_4) = 2E_m$.

Враховуючи, що речовини реагують в еквівалентних кількостях, то 2 еквіваленти H_2SO_4 будуть взаємодіяти з 2 еквівалентами $Al(OH)_3$, наступним чином:

$M(Al(OH)_3) = 2\ E_m$, $E_m\ (Al(OH)_3) = \frac{M}{2} = \frac{81}{2} = 40{,}5$ г/моль.

б) $Ca(\overset{2E}{OH})_2 + 2\overset{2\cdot 1E}{HNO}_3 = Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$,

$E_m(Ca(OH)_2) = \frac{74}{2} = 37$ г/моль, $E_m(HNO_3) = \frac{M}{1}$,

$M(HNO_3) = 1\cdot E_m$.

Враховуючи стехіометричні коефіцієнти, 2 еквіваленти HNO_3 взаємодіють з 2 еквівалентами $Ca(OH)_2$

$M(Ca(OH)_2) = 2\cdot E_m$, $E_m(Ca(OH)_2) = \frac{M}{2} = \frac{74}{2} = 37$ г/моль.

Приклад 3

Метал утворює два хлориди із вмістом Хлору 37,45 і 54,51%, відповідно. Обчислити еквіваленти металу у кожній сполуці, прийнявши молярну масу еквіваленту Хлору рівною 35,5.

Дано:	*Розв'язок:*
$\omega_1(Cl) = 37{,}45\%$ $\omega_2(Cl) = 54{,}51\%$. $E_m(Cl) = 35{,}5$ г/моль	Приймемо масу хлориду металу за 100 г, $m_1(Cl) = 37{,}45$ г, $m_1(Me) = 100 – 37{,}45 = 62{,}55$ г, $m_2(Cl) = 54{,}51$г , $m_2(Me) = 100 – 54{,}51 = 45{,}49$ г.
$m_1(Me)$ – ? $m_2(Me)$ – ?	Згідно із законом эквивалентів:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m1}}{E_{m2}}, \qquad \frac{m_{Me}}{m_{Cl}} = \frac{E_{m(Me)}}{E_{m(Cl)}},$$

$$E_{m1}(Me) = \frac{m_{Me1}\cdot E_{mCl}}{m_{Cl}} = \frac{62{,}55\cdot 35{,}5}{37{,}45} = 59{,}3 \text{ г/моль},$$

$$E_{m2}(Me) = \frac{m_{Me2}\cdot E_{mCl}}{m_{Cl}} = \frac{45{,}49\cdot 35{,}5}{54{,}51} = 29{,}62 \text{ г/моль}.$$

Відповідь: $E_{m1}(Me) = 59{,}3$ г/моль, $E_{m2}(Me) = 29{,}62$ г/моль.

Приклад 4

Для розчинення 16,8 г металу потрібно 14,7 г сульфатної кислоти. Визначити еквівалентну масу металу (B_{Me} = 2) та об′єм водню, що виділився (умови нормальні).

Дано:	*Розв′язок:*
m(Me) = 16,8 г $m(H_2SO_4)$ = 14,7 г	$Me + H_2SO_4 \rightarrow MeSO_4 + H_2\uparrow$ $\frac{m(Me)}{m(H_2SO_4)} = \frac{E_m(Me)}{E_m(H_2SO_4)}$,
V(H) – ? $E_m(Me)$ – ?	$E_m(Me) = \frac{m(Me) \cdot E_m(H_2SO_4)}{m(H_2SO_4)}$,

$$E_m(H_2SO_4) = \frac{M(H_2SO_4)}{n(H^+)} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль},$$

$$E_m(Me) = \frac{16{,}8 \cdot 49}{14{,}7} = 56, \qquad \frac{m(Me)}{V(H_2)} = \frac{E(Me)}{V_E(H_2)},$$

$$V(H_2) = \frac{m(Me) \cdot V_E(H_2)}{E(Me)} = \frac{16{,}8 \cdot 11{,}2}{56} = 3{,}36 \text{ л},$$

$V_E(H)$ = 22,4/2 = 11,2 л.

Відповідь: $V_E(H)$ = 11,2 л.

Задачі для самостійного розв′язування

1. На спалювання 5,05 г металу потрібно 1,12 л кисню (н.у.). Знайдіть молярну масу еквіваленту цього металу. Який це метал, якщо його ступінь окиснення у добутому оксиді дорівнює 4? *Відповідь:* E_m = 25,25 г/моль.

2.Чому дорівнюють молярні маси еквівалентів Нітрогену в його оксидах, що містять 30,43; 46,67; 63,64 % Нітрогену? *Відповідь:* 3; 5; 7; 14 г/моль.

3. У результаті відновлення воднем 1,34 г оксиду металу до металу утворилося 0,324 г H_2O. Розрахувати еквівалентну масу металу. *Відповідь*: 29,2 г/моль.

4. Після обробки аргентум нітрату 0,493 г хлориду металу утворилося 0,861 г AgCl. Обчислити масу металу. *Відповідь*: 46,67 г/моль.

5. Обчислити еквівалентну масу CO_2 в реакціях утворення з розчином NaOH: а) $NaHCO_3$; б) Na_2CO_3. *Відповідь*: а) 44; б) 22 г/моль.

6. Обчислити еквівалентну масу H_3PO_4 в реакціях утворення з розчином KOH: а) KH_2PO_4; б) K_2HPO_4; в) K_3PO_4. *Відповідь*: а) 98; б) 49; в) 32,7 г/моль.

7. На нейтралізацію 1 г кислоти витрачено 1,247 г КОН. Обчислити еквівалентну масу кислоти. *Відповідь*: 45 г/моль.

8. Розрахувати атомну масу двохвалентного металу та визначити, який це метал, якщо 8,34 г металу окиснюються 0,680 л кисню (н.у.). *Відповідь*: 137,4 а.о.м.

9. Визначити еквівалентні маси металу та сульфуру, якщо 3,24 г металу утворюють 3,48 г оксиду та 3,72 г сульфіду. *Відповідь*: 108 г/моль; 16 г/моль.

10. Для розчинення 16,8 г металу витрачено 14,7 г сульфатної кислоти. Обчислити еквівалентну масу металу та об′єм водню, що виділився (н.у.). *Відповідь*: 56 г/моль; 3,36 мл.

11. На відновлення 1,8 г оксиду металу витрачено 833 мл водню (н.у.) Обчислити еквівалентні маси оксиду та металу. *Відповідь*: 24,2 г/моль; 16,2 г/моль.

12. 1,6 г кальцію та 2,16 г цинку витісняють з кислоти однакові кількості водню. Розрахувати еквівалентну масу цинку, знаючи що еквівалентна маса кальцію дорівнює 20 г/моль. *Відповідь*: 32,6 г/моль.

13. Визначити еквівалент та еквівалентну масу кислоти та основи в реакціях:

$2HCl + Bi(OH)_3 = BiOHCl_2 + 2H_2O$;

$H_3PO_4 + 2NaOH = Na_2HPO_4 + 2H_2O$;

$H_2SO_4 + KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$;

$H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O$;

$H_2S + KOH = KHS + H_2O$;

$H_3PO_4 + KOH = KH_2PO_4 + H_2O$;

$H_3PO_4 + 2KOH = K_2HPO_4 + 2H_2O$;

$Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$;

$Al(OH)_3 + H_2SO_4 = AlOHSO_4 + 2H_2O$;

$Ca(OH)_2 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$.

14. Для нижченаведених сполук MnO_2, Cu_2O_3, $Ba(OH)_2$, $Ca_3(PO)_4$, Ag_2O Fe_2O_3, $Bi(OH)_3$, KOH, $CaSO_4$, HNO_3, Al_2O_3 визначити:

а) еквівалентну масу металу;

б) еквівалентну масу речовини.

Питання для самоконтролю

1. Що таке хімічний еквівалент, молярна маса еквіваленту?

2. Правила обчислення еквівалентної маси складних речовин.

3. Обчислення еквівалентної маси сполуки для окисно-відновних процесів.

4. Чи можливо збігання атомної маси елемента з еквівалентною масою?

5. Яким співвідношенням пов′язані еквівалент, атомна маса та валентність?

6. Чи є еквівалент постійною величиною? Наведіть приклади.

7. Від чого залежить еквівалент хімічного елементу?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3
Визначення еквівалентної маси металу за об′ємом витісненого водню

Метод оснований на вимірюванні об′єму водню, який виділяється в результаті взаємодії металу з надлишком кислоти.

1. Для виконання досліду необхідно зібрати установку, яка складається з наступних частин (рис. 4.1): бюретки (4), скляної трубки (1), заповнених дистильованою водою та з′єднаних між собою гумовою трубкою. До бюретки приєднується двоколінна пробірка Оствальда (3). Бюретка та скляна трубка закріплюються на штативі Мора.

Схему установки необхідно накреслити в лабораторному журналі.

2. Зважте на аналітичних вагах невелику гранулу металу (≈ 0,1-0,11 г).

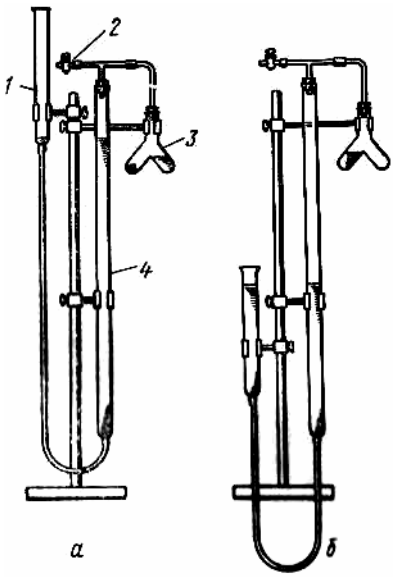


Рис. 4.1. Прилад для вимірювання об’єму газу, що виділяється
а) до початку досліду;
б) після завершення досліду.

3. В одне з колін пробірки Оствальда помістить наважку металу, а в друге – піпеткою 3-4 мл розчину хлоридної кислоти з масовою часткою 24%.

4. Приєднайте двоколінну пробірку до приладу. Приведіть тиск у бюретці до атмосферного (вода в бюретці та зрівнювальній трубці повинна бути на одному рівні, у бюретці – на нульовій поділці).

5. Перевірте герметичність установки. Для цього щільно вставте пробки, закрийте кран 2 та опустіть зрівнювальну трубку на 10-15 см. Якщо прилад герметичний, то рівень води в бюретці трохи знизиться, а потім залишиться без зміни.

6. Вивільнивши двоколінну пробірку з лапки штативу, прилийте кислоту до цинку та закріпити пробірку. Спостерігайте за перебігом реакції, періодично опускаючи зрівнювальну трубку, щоб рівні води в ній і в бюретці приблизно були однакові, при цьому тиск газу всередині приладу буде близьким до атмосферного. Коли реакція закінчиться (як це визначити?), дайте пробірці охолонути до кімнатної температури, після чого приведіть тиск до атмосферного (зрівняти рівні води в трубці і бюретці) та визначте об'єм водню, що виділився. Запишіть рівняння реакції, дані досліду та розрахунків.

Результати експерименту:

Наважка, г	Умови досліду		Положення рівня рідини, мл		Об'єм водню, що виділився V, мл
	температура T, K	тиск P, Па	до досліду, V_1	після досліду, V_2	

За отриманими експериментальними даними обчисліть еквівалентну масу металу. Для цього:

1. приведіть об'єм виділеного водню до нормальних умов (t = 0 °C, P =101,325 кПа):

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}; \qquad P_0 = \frac{PVT_0}{P_0 T};$$

$$V_0 = \frac{(P_{бар} - P_{вод.пари}) \cdot \Delta V \cdot 273}{101{,}325 \cdot (273 + t_{H_2O})}, \text{ мл}$$

ΔV – об′єм водню, що виділився за умов досліду, мл;

P – атмосферний тиск, Па;

$P_{вод.\ пари}$ – тиск насиченої водяної пари при даній температурі, Па;

2. використовуючи еквівалентний об'єм водню, розрахуйте еквівалентну масу металу:

$$\frac{m}{E_m} = \frac{V}{V_E} \quad ; \qquad E_m = \frac{m \cdot V_E}{V};$$

3. обчисліть теоретичне значення еквівалентної маси цинку;

4. обчисліть відносну похибку досліду, (%)

$$W = \frac{E_m(\text{Me})(\text{теор}) - E_m(\text{Me})(\text{практ})}{E_m(\text{Me})(\text{теор})} \cdot 100\,\%.$$

5. БУДОВА АТОМА

Основні етапи і діалектика розвитку вчення про будову атома. Спектри атомів. Квантовий характер поглинання і випромінювання енергії. Корпускулярно-хвильовий дуалізм мікрочастинок. Рівняння де Бройля. Хвильові властивості мікрочастинок і принцип невизначеності Гейзенберга. Характер руху електронів в атомі. Хвильова функція в системах мікрочастинок.

Електронні енергетичні рівні атома. Головне квантове число. Форма s-, p- і d-орбіталей атома. Орбітальне, магнітне і спінове квантові числа. Їх фізичний зміст.

Принципи та правила, що визначають послідовність заповнення атомних орбіталей електронами: принцип найменшої енергії, принцип Паулі, правило Хунда, правила Клечковського, правило симетрії. Електронні та електронно-графічні формули атомів елементів та їх йонів.

Основні терміни та поняття: квантові числа, принцип найменшої енергії, правило Клечковського, принцип Паулі, правило Хунда.

Основні положення теорії будови атома Н. Бора:

1) електрони можуть обертатися навколо ядра не по будь-яких, а тільки по деяких певних колових орбітах; ці орбіти називаються стаціонарними;

2) електрон, що обертається по стаціонарній орбіті, не випромінює електромагнітної енергії;

3) випромінювання (поглинання) енергії відбувається під час стрибкоподібного переходу електрона з однієї стаціонарної орбіти на іншу.

Перехід електрона з однієї орбіти на іншу супроводжується випромінюванням або поглинанням кванта енергії, що дорівнює різниці енергій атома в її кінцевому і вихідному станах. Якщо електрон знаходиться в незбудженому стані, то під час поглинання енергії він може перейти на більш віддалену від ядра орбіту. Зворотний перехід призводить до зменшення енергії атома, при цьому виділяється енергія у вигляді кванта електромагнітного випромінювання.

$$E = h\nu, \qquad (5.1)$$

h – стала Планка, $6{,}626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с; ν – частота випромінювання.

Електрон, як усяка мікрочастинка, проявляє корпускулярно-хвильову двоїстість і, залежно від умов, поводить себе як частинка або як хвиля. Як частинка він має певну масу, з іншого боку, електрон, який рухається, має хвильові властивості. Математично корпускулярно-хвильову двоїстість електрона виражає рівняння Луї де Бройля (1924 р.)

$$\lambda = \frac{h}{mV}, \qquad (5.2)$$

де m, V – маса та швидкість руху частинки.

Згідно з принципом невизначенності В. Гейзенберга (1925 р.), для мікрочастинок – електронів, молекул, атомів, внаслідок їх корпускулярно-хвильової двоїстості, неможливо одночасно визначити положення частинки та її швидкість. Математичний вираз принципу невизначеності Гейзенберга:

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq h, \qquad (5.3)$$

де Δx – невизначеність координат частинки (значення її координат у даний момент часу); Δp_x – невизначеність імпульсу частинки в напрямку координати *x*.

У 1927 р. австрійський фізик Е. Шредінгер зробив припущення, що стан електрона в атомі можна описати за допомогою хвильової функції ψ та поєднав у хвильовому рівнянні опис руху електрона як частинки та хвилі:

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h}(E - U)\Psi = 0, \qquad (5.4)$$

m – маса електрона, h – стала Планка, U – потенціальна енергія електрона; x, y, z, – координати електрона; E – величина енергії для будь-якого певного значення ψ.

Хвильова функція ψ описує хвильові властивості електрона та може приймати як позитивні, так і негативні значення.

Спрощена форма рівняння Шредингера:

$$\hat{H}\,\psi = E\,\psi, \qquad (5.5)$$

$\hat{H}$ – оператор Гамільтона, який виражає у загальному вигляді всі математичні дії, які здійснюються над хвильовою функцією ψ.

Квадрат хвильової функції ψ^2 величина завжди позитивна, характеризує ймовірність перебування електрона в заданій ділянці простору.

Отже, квантова механіка не визнає поняття про траєкторію руху електрона (орбіту), а вводить поняття про *електронний розподіл з певною хвильовою функцією*, яку називають атомною орбіталлю (АО).

Кожній атомній орбіталі відповідає хвильова функція ψ, яка характеризується енергією, формою та направленням у просторі. Всі ці характеристики квантовані, тобто змінюються дискретно (не безперервно), тому різні стани електрона в атомі описуються за допомогою квантових чисел.

Квантові числа

Головне квантове число позначають ***n***, воно визначає енергію електрона в атомі, енергію зв'язку електрона з ядром та розміри електронної хмари.

Головне квантове число ***n*** може набувати лише додатних цілих значень від 1 до ∞. Зображуючи електронні формули атомів, головне квантове число позначають відповідною арабською цифрою – 1, 2, 3 і т. д. Заповнені енергетичні рівні позначають великими літерами латинського алфавіту *K, L, M, N, O*.

Зі зростанням головного квантового числа енергія електрона збільшується. Стан електрона, що відповідає певному значенню ***n***, називають *енергетичним рівнем* електрона в атомі.

Електрони, які мають однакові значення головного квантового числа, утворюють електронні рівні (оболонки).

Сукупність усіх орбіталей з однаковим значенням головного квантового числа утворює енергетичний рівень (електронний шар, оболонку).

Кількість орбіталей в атомі для кожного значення ***n*** дорівнює $\boldsymbol{n^2}$**.** Електрони, що утворюють певний рівень, можуть мати дещо відмінну енергію та орбіталі різної форми.

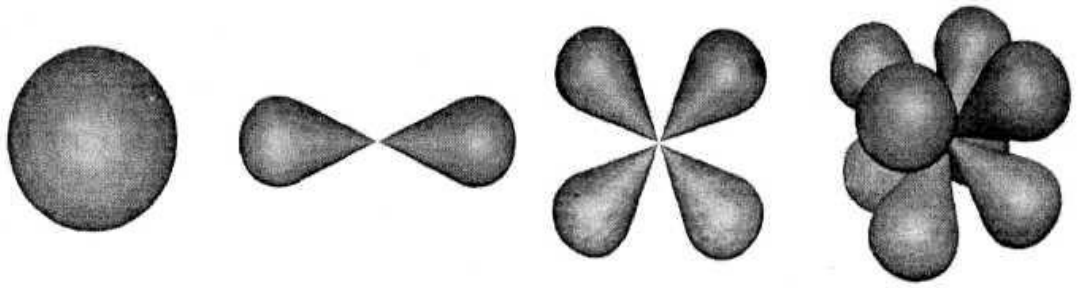
<u>Орбітальне (побічне або азимутальне) квантове число</u> позначається ***l*** та характеризує форму атомної орбіталі (форму електронної хмари), у багатоелектронних атомах орбітальне квантове число визначає енергію електрона на енергетичному підрівні.

Орбітальне квантове число визначає момент кількості руху електрона, точне значення його енергії і форму орбіталей. Набір його значень залежить від головного квантового числа: ***l*** = 0, 1, … , (***n*** – 1), причому кожному значенню головного квантового числа ***n*** відповідає n значень орбітального квантового числа ***l***. Наприклад, якщо ***n*** = 1, то ***l*** приймає тільки одне значення (l = 0); при ***n*** = 2 величина l приймає два значення: 0 і 1,

Кожному чисельному значенню ***l*** відповідає певна геометрична форма орбіталей і приписується буквене позначення

орбітальне квантове число, ***l***	0	1	2	3
енергетичний підрівень	s	p	d	f

Для ***l*** = 0 характерні s-орбіталі, вони мають сферичну симетрію (форму кулі); для ***l*** = 1 характерні p-орбіталі, які мають форму гантелі; для ***l*** = 2, ***l*** = 3 характерні d- та f-орбіталі відповідно, які мають складну форму (рис. 5.1).



s-орбіталь p-орбіталь d-орбіталь f-орбіталь

Рис. 5.1. Форми атомних орбіталей

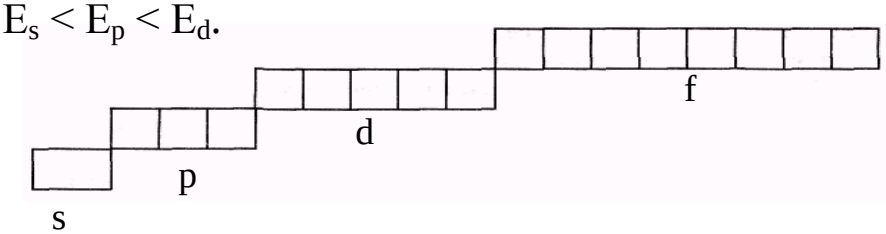
Значення орбітального квантового числа ***l*** обмежене значенням головного квантового числа ***n*** і приймає значення від 0 до (n–1). Максимально можлива кількість підрівнів для кожного енергетичного рівня дорівнює номеру цього рівня, тобто ***n***.

Наприклад, на першому енергетичному рівні, що характеризується головним квантовим числом ***n*** = 1, може бути лише один підрівень з орбітальним квантовим числом ***l*** = 0. На другому енергетичному рівні ***(n*** = 2***)*** можуть бути два підрівні, яким відповідають квантові числа ***l*** = 0; ***l*** = 1, якщо ***n*** = 5, то ***l*** дорівнює 0, 1, 2, 3, 4, тобто має п’ять значень і т. д.

Головне квантове число, ***n***	Орбітальне квантове число, ***l***	Позначення підрівнів
1	0	s
2	0, 1	s, p
3	0, 1, 2	s, p, d
4	0, 1, 2, 3	s, p, d, f
5	0, 1, 2, 3, 4	s, p, d, f, g

Для багатоелектронних атомів енергія електронів залежить як від головного, так і від орбітального квантового числа. Для конкретного електронного шару енергія електрона зростає зі збільшенням орбітального квантового числа.

Наприклад, $E_s < E_p < E_d$.



Сукупність орбіталей, що мають однакове значення головного і орбітального квантового числа, утворює енергетичний підрівень.

<u>Магнітне квантове число</u> позначається m_l і характеризує просторове розміщення електронних орбіталей у магнітному полі. Магнітне квантове число m_l може мати цілочислові значення. Наприклад, якщо $l = 2$, то m_l приймає значення –2, –1, 0, +1, +2, всього п'ять значень.

Кількість значень магнітного квантового числа для даного орбітального дорівнює $(2l + 1)$, що відповідає числу можливих напрямків електронної хмари певної форми в просторі відносно системи координат. Число значень магнітного квантового числа дорівнює числу атомних орбіталей на енергетичному підрівні.

Так, для s-електронів $l = 0$, а $m_l = 0$;
для p-електронів $l = 1$; m_l має три значення –1, 0, +1, (три p-орбіталі);
для d-електронів $l = 2$; m_l має п’ять значень: –2, –1, 0, +1, +2 (п’ять d-орбіталей);
для f-електронів $l = 3$; m_l має сім значень: –3, –2, –1, 0,+1, +2, +3 (сім f- орбіталей).

<u>Спінове квантове число</u> (m_s) характеризує рух електрона довкола своєї осі та може мати тільки два значення +1/2 або –1/2. Спін зображують протилежно напрямленими стрілками ↑↓.

Два електрони з однаковими значеннями головного, побічного і магнітного квантових чисел, але з різними значеннями спінового квантового числа називаються спареними. Їх позначають ↑↓.

Враховуючи можливі значення квантових чисел, обчислюють максимальне число орбіталей на енергетичних рівнях та підрівнях і число електронів на цих орбіталях. Для обчислення числа електронів слід враховувати, що кожна атомна орбіталь містить два електрони, які відрізняються лише значенням m_s (табл. 5.1).

Таблиця 5.1

Квантовий стан електронів, ємність енергетичних рівнів та підрівнів

Енергетичний рівень		Енергетичний підрівень		Можливі значення m_l	Число орбіталей		Максимальна кількість електронів	
позначення літе-	числове значення	значення l	тип орбіталі		на поідрівні	на рівні n^2	на підрівні $2(2l + l)$	На рівні $2n^2$
K	1	0	*s*	0	1	1	2	2
L	2	0 1	*s* *p*	0 –1, 0, +1	1 3	4	2 6	8
M	3	0 1 2	*s* *p* *d*	0 –1, 0, +1 –2, –1, 0, +1, +2	1 3 5	9	2 6 10	18
N	4	0 1 2 3	*s* *p* *d* *f*	0 –1, 0, +1 –2, –1, 0, +1, +2 –3,–2, –1, 0, +1, +2,+3	1 3 5 7	16	2 6 10 14	32

Існує певна форма запису стану електрона в атомі, наприклад, для основного стану атома Гідрогену вона виглядає так:

Кількість електронів на підрівні

↓

Рівень → $1s^2$

↑

підрівень

Правила та порядок розподілу електронів в атомах

1. ***Принцип найменшої енергії***, згідно з яким заповнення електронами атомних орбіталей відбувається у порядку збільшення їх енергії. Тобто кожний наступний електрон займає вільну атомну орбіталь з найменшою енергією, це відповідає його міцному зв'язку з ядром і забезпечує стійкий стан атома.

2. Послідовність заповнення електронами енергетичних підрівнів атома визначається **правилом Клечковського** .

Порядок заповнення енергетичних підрівнів визначається прагненням атома до мінімального значення суми головного і орбітального квантових чисел (***n + l***), причому в межах фіксованого значення (***n + l***) в першу чергу заповнюються орбітали, що відповідають мінімальному значенню ***n***.

Підрівень	3s	3p	3d	4s	4p
(***n*** + ***l***)	3 + 0 =3	3 + 1 =4	3 + 2 =5	4 + 0 =4	4 + 1 =5
Послідовність заповнення АО	1	2	4	3	5

Для визначення послідовності заповнення електронами атомних орбіталей, розміщених на підрівнях 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, обчислюють енергію кожної атомної орбіталі за сумою ***n + l.***

Порядок заповнення електронами в атомах елементів згідно з правилом Клечковського.

1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**
1s	2s, 2p	3s, 3p	4s, 3d, 4p	5s,4d, 5p	6s,4f,5d, 6p	7s, 5f, 6d,7p

Розглянемо застосування правила Клечковського для визначення розподілу електронів по орбіталях для K (Z = 19) та Sc (Z = 21).

1) Попередній Калію елемент Аргон (Z = 18) має наступний розподіл електронів по орбіталях: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

При розподілі електронів по орбіталях в атомі K, відповідно до правила Клечковського, перевага порівняно з орбіталю 3d (сума ***n***+ ***l***= 3 + 2 = 5) віддається орбіталі 4s (сума ***n*** + ***l*** = 4 + 0 = 4) як орбіталі, що має мінімальне значення (***n***+***l***). Отже, для атома ^{19}K: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

Попередній Скандію елемент Кальцій (Z = 20) має наступний розподіл електронів по орбіталях: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

З 3d (***n*** + ***l*** = 3 + 2 = 5) та 4p (***n*** + ***l*** = 4 + 1 = 5) орбіта лей, при розподілі електронів в атомі Sc по орбиталях при однакових сумах ква-

нтових чисел $\boldsymbol{n} + \boldsymbol{l} = 5$, перевагу слід віддати 3d орбіталі, як орбіталі, що має мінімальне значення $\boldsymbol{n} = 3$.

^{21}Sc: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$.

3. Принцип Паулі визначає ємність АО: в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел.

Принцип Паулі та взаємозалежність між значеннями $\boldsymbol{n}$, $\boldsymbol{l}$, $\boldsymbol{m}$ визначають максимально можливу кількість електронів на орбіталі, рівні та підрівні:

на одній АО – 2 електрони;

на підрівні $\boldsymbol{l}$ – $2(2\boldsymbol{l} + 1)$ електронів;

на рівні $\boldsymbol{n}$ – $2\boldsymbol{n}^2$ електронів.

4. Правило Хунда визначає послідовність заповнення електронами атомних орбіталей у межах енергетичного підрівня: електрони заповнюють атомні орбіталі енергетичного підрівня таким чином, щоб абсолютне значення сумарного спіну було максимальним. Спінове квантове число приймає лише два значення: +1/2 та –1/2.

Наприклад, для Карбону ^6C $1s^2 2s^2 2p^2$

А)

	1s	2s	2p		
	↑↓	↑↓	↑	↑	
m_s	0	0	1/2	1/2	

Б)

	1s	2s	2p		
	↑↓	↑↓	↑↓		
m_s	0	0	0		

сумарний спін (+1/2) +1/2=1 сумарний спін (+1/2) + (–1/2) = 0

Згідно з правилом Хунда, на кожну атомну орбіталь підрівня спочатку поступає по одному електрону з однаковим напрямком спіну, а потім по другому з протилежним напрямком спіну. В атомі Карбону на зовнішньому енергетичному рівні на трьох р-орбіталях розміщені 2 електрони:

варіант А – по одному на кожній орбіталі, спіни р-електронів однакові, а сумарний спін дорівнює 1.

варіант Б – два р-електрони на одній орбіталі, спіни р-електронів приймають значення +1/2 та –1/2, а сумарний спін дорівнює 0,

Враховуючи значення сумарного спіну перевага буде за варіантом А.

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Визначте набір квантових чисел для валентних електронів атома Хрому.

Розв′язок:

Електронна формула атома хрому [Cr] $3d^5 4s^1$. Валентними є п'ять електронів на 3d-підрівні і один – на 4s-підрівні. Для електронів, що знаходяться на 3d-підрівні, головне квантове число $\boldsymbol{n}$ = 3, орбітальне квантове число $\boldsymbol{l}$ = 2, магнітне квантове число $\boldsymbol{m_l}$ = –2, –1, 0, +1, +2. П'ять значень магнітного квантового числа збігається з кількістю орбіталей d-підрівня. Для кожного з п'яти електронів на d-підрівні спінове квантове число $\boldsymbol{m_s}$ = 1/2. Для електрона, що знаходиться на 4s-підрівні $\boldsymbol{n}$ = 4, $\boldsymbol{l}$ = 0, $\boldsymbol{m_l}$ = 0, $\boldsymbol{m_s}$ = 1/2.

Приклад 2

Визначте послідовність заповнення електронами атомних орбіталей 3s, 3p, 3d, 4s, 4p.

Розв′язок:

Для визначення послідовності заповнення електронами атомних орбіталей, що знаходяться на підрівнях 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, використовують правило Клечковського і за сумою главного та орбітального квантових чисел ($\boldsymbol{n}$ + $\boldsymbol{l}$) визначають енергію кожної атомної орбіталі та послідовність їх заповнення електронами.

Оскільки заповнення електронами атомних орбіталей відбувається в міру збільшення їх енергії, тобто суми ($\boldsymbol{n}$ + $\boldsymbol{l}$), першою заповнюється електронами 3s ($\boldsymbol{n}$ + $\boldsymbol{l}$ = 3) атомна орбіталь, потім 3p ($\boldsymbol{n}$ + $\boldsymbol{l}$ = 4), 4s атомна орбіталь ($\boldsymbol{n}$ + $\boldsymbol{l}$ = 4) згідно з правилом Клечковського буде заповнюватися електронами після 3p атомної орбіталі.

Приклад 3

Запишіть електронну конфігурацію атомів, користуючись електронними формулами, для елементів з порядковими номерами 12, 20, 23, 38, 48.

Розв′язок:

Розподіл електронів по атомних орбіталях будемо здійснювати, використовуючи правило Клечковського.

$_{12}Mg$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

$_{20}Ca$ $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 4s^2$

4s або 3d

($\boldsymbol{n}$ + $\boldsymbol{l}$) 4 + 0 = 4 3 + 2 = 5 першою буде заповнюватися 4s АО.

$_{23}V$ $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^3$

3d або 4p

(***n*** + ***l***) 3 + 2 = 5 4 + 1 = 5 за умови однакового значення суми (***n***+ ***l***) першою буде заповнюватися АО з меншим значенням головного квантового числа ***n***, тобто 3d АО.

$_{38}Sr$ $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$

4 d або 5s

(***n*** + ***l***) 4 + 2 = 6 5 + 0 = 5 першою буде заповнюватися 5s АО.

$_{48}Cd$ $1s^2\ 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$

5p або 4d

(***n*** + ***l***) 5 + 1 = 6 4 + 2 = 6 за умови однакового значення суми (***n*** + ***l***) першою буде заповнюватися АО з меншим значенням головного квантового числа ***n***, тобто 4d АО.

Приклад 4

Скільки електронів знаходиться на:

а) 4f- і 5d-підрівнях атома Плюмбуму;
б) 5s- і 4d-підрівнях атома Цезію;
в) 5d- і 4f-підрівнях атома Вольфраму;
г) 3p- і 3d-підрівнях атома Кобальту;
д) 3d- і 4s-підрівнях атома Арсену?

Розв′язок:

$_{82}Pb$ $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 \underline{4f^{14} 5d^{10}} 6p^2$;

$_{74}W$ $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 \underline{4f^{14} 5d^4}$;

$_{33}As$ $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 \underline{3d^{10} 4p^3}$;

$_{55}Cs$ $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6 5\underline{s^2 4d^{10}} 5p^6 6s^1$;

$_{27}Co$ $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ \underline{4s^2 3d^7}$.

Задачі для самостійного розв′язування

1. Дати назву елементам 4, 5 і 6-го періодів, у яких закінчується заповнення d-орбіталей ($3d^{10}$, $4d^{10}$ і $5d^{10}$). Написати електронні формули атомів цих елементів і вказати, до якого періоду, групи і підгрупи Періодичної системи вони належать.

2. Назвати елементи 4-го періоду, атоми яких містять найбільшу кількість непарних d-електронів. Написати електронно-графічну структуру їх d-підрівнів.

3. Яка кількість значень магнітного квантового числа можлива для електронів енергетичного підрівня, орбітальне квантове число якого $l = 2$; $l = 3$?

4. Використовуючи правило Клечковського, визначте послідовність заповнення електронами атомних орбіталей, які характеризуються сумою $(n + 1)$: а) 5; б) 6; в) 7.

5. Який підрівень буде заповнюватися в атомах після заповнення 5p підрівня? Після заповнення 5d підрівня ?

6. Серед наведених електронних конфігурацій вказати неможливі та пояснити чому неможлива їх реалізація: а) $1p^3$; б) $3p^6$; в) $3s^2$; г) $2s^2$; д) $2d^5$; е) $5d^2$; ж) $3f^{12}$; з) $2p^4$; і) $3p^7$.

7. Скільки вільних d-орбіталей міститься в атомах Sc, Ti, V? Напишіть електронні формули атомів цих елементів.

8. Скільки вільних f-орбіталей міститься в атомах елементів з порядковими номерами 59, 60, 90, 93? Користуючись правилом Хунда, здійсність розподіл електронів по орбиталях для атомів цих елементів.

9. Користуючись правилом Хунда, розподіліть електрони по орбіталях, що відповідають нижчому енергетичному стану, для атомів елементів з порядковими номерами 21, 35, 37, 73, 58.

10. Енергетичний стан зовнішнього електрона атома описується наступними значеннями квантових чисел: $n = 3$, $l = 0$, $m_l = 0$. Атоми яких елементів мають такий електрон? Складіть електронні формули атомів цих елементів.

11. Атому якого з елементів відповідає кожна з наведених електронних формул:

а) $1s^22s^22p^3$; в) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^3$;
б) $1s^22s^22p^63s^23p^6$; г) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^13d^{10}$;
д) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^24d^{10}5p^66s^25d^1$?

12. Атоми яких елементів мають наступну будову зовнішнього і передостаннього електронних шарів:

а) $2s^22p^63s^23p^1$; в) $3s^23p64s^23d^{10}4p^5$;
б) $3s^23p^64s^23d^3$; д) $4s^23d^{10}4p^65s^2$?

13. Напишіть значення квантових чисел m_1 та m_s для тих 14 електронів, у яких головне та орбітальне квантові числа мають значення 4 і 3, відповідно.

14. В атомі якого елемента є п'ять електронів, для кожного з яких $n = 3$ і $l = 2$? Чому дорівнюють значення m_l для цих електронів? Чи повинні вони мати антипаралельні спини?

15. Вкажіть значення квантових чисел n, l, m_l для валентних електронів в атомах з порядковими номерами 19, 23, 27, 30, 33.

16. В атомі деякого елемента є п'ять енергетичних рівнів і 6 валентних електронів. Якими квантовими числами вони характеризуються?

17. Які з наведених електронних конфігурацій неможливі і чому: $3s^23p^5$; $3s^22d^6$; $4s^24p^7$; $2s^32p3$; $5s^24d^8$; $4s^23d^{12}$; $3s^23p^2$; $5s^23f^{15}$; $6s^24f^5$; $2s^12p^3$; $4s^13d^{10}$; $4s^23d^54p^1$?

18. Скільки енергетичних рівнів мають атоми елементів з порядковими номерами 8, 10, 18, 35, 39, 56, 80, 86? Скільки з них заповнені повністю і скільки частково?

19. У відповідності до правила Клечковського, визначити, яку з вільних АО заповнить наступний електрон:

а) 4d- або 5s-; в) 5f- або 4d-;

б) 5p- або 4d-; г) 5p- або 6s-; д) 5f- або 6s- ?

20. Скільки вільних 3d-орбіталей мають збуджені атоми: а) Cl, б) V; в) Mn?

21. У елементів яких періодів електрони зовнішнього шару характеризуються значенням $n + l = 5$?

Питання для самоконтролю

1. Який фізичний смисл має хвильова функція?

2. Які стаціонарні стани електрона в атомі називають виродженими? Що називається ступенем виродження? Як зняти виродження?

3. Встановіть взаємозв′язок між головним квантовим числом, числом підрівнів та максимальним числом електронів на оболонці.

4. Визначіть набір квантових чисел, які використовують для характеристики орбіталей.

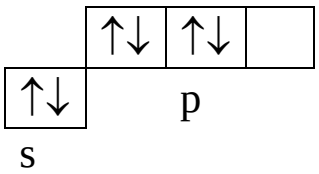
5. Яка електрона ємність d та p орбіталей?

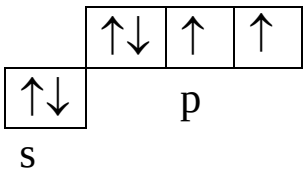
6 За яких умов орбіталі з однаковим магнітним квантовим числом є виродженими?

7. На прикладі електронної конфігурації атому Мангану покажіть принципи заповнення орбіталей електронами.

8 Як і чому саме так залежіть енергія електрона в багатоелектронному атомі від орбітального квантового числа при постійному значенні головного квантового числа?

9. Яка з наведений електронних конфігурацій нормального стану атома є правильною?

А) 

Б) 

10. Яка електронна ємність s-, p-, d-, f-орбіталей?

11. Визначить набір квантових чисел, які використовують для характеристики орбіталей. Яке значення приймає кожне квантове число?

12. Принцип найменшої енергії. Правило Клечковського. Вивести фактичну послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів.

13. На основі вчення про будову атома поясніть, чому енергетичний s-підрівень атома містить одну атомну орбіталь, p-підрівень – три, d-підрівень – п'ять і f-підрівень – сім атомних орбіталей. Вкажіть максимальне число електронів на підрівні.

14 Надайте характеристику спіновому квантовому числу $\boldsymbol{m_s}$. Які значення воно приймає? Сформулюйте правило Хунда.

15. У чому полягає принцип заборони Паулі? Яку максимальну кількість електронів можуть містити енергетичні підрівні 4s, 4p, 4d, 4f?

6. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

Періодичний характер зміни властивостей елементів: радіус, енергія активації, енергія спорідненості до електрона, відносна електронегативність. Вплив будови зовнішніх електронних оболонок на хімічні властивості елементів. Періодичний характер зміни властивостей простих речовин, гідридів, оксидів. Внутрішня та вторинна періодичність.

Основні терміни та поняття: періодичний закон, період, група, енергія іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність.

Періодичний закон: властивості елементів і утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величин заряду ядер їх атомів.

Основними структурними одиницями Періодичної системи є *періоди і групи*.

Період – це горизонтальний ряд, в якому елементи розміщені у порядку зростання їх атомних мас. Кожний період, окрім першого, починається лужним металом і закінчується інертним газом.

Періодична система містить 7 періодів. Перший, другий та третій періоди складаються з одного ряда та називаються малими, четвертий, п'ятий і шостий періоди, що складаються з двох рядів, називаються великими. Сьомий період – незакінчений.

Номер періода відповідає числу енергетичних рівнів, на яких розташовані електрони в атомі.

Номер періоду, в якому знаходиться елемент, дорівнює значенню головного квантового числа його зовнішнього енергетичного рівня.

У елементів малих періодів заповнюється електронами зовнішній енергетичний рівень. У елементів великих періодів заповнюються електронами підрівні зовнішнього, передзовнішнього та третього ззовні енергетичних рівнів.

Група – це вертикальний ряд, що містить елементи з подібними властивостями.

Номер групи показує число валентних електронів у атомів елементів. Елементи однієї групи утворюють сполуки з однаковим вищим ступенем окиснення, що дорівнює номеру групи.

Кожна група складається з двох підгруп; *головної* і *побічної.* Підгрупи, у складі яких є елементи малих і великих періодів, називаються *головними.*

Підгрупи, які містять лише елементи великих періодів, *називаються побічними.*

У елементів однієї підгрупи будова зовнішнього енергетичного рівня завжди однакова. До головних підгруп належать елементи малих та великих періодів (s- і p-елементи), для них номер групи відповідає числу електронів на зовнішньому енергетичному рівні; до побічних груп належать елементи великих періодів (d- і f-елементи). Усі елементи побічних підгруп є металами. Відновна здатність та хімічна активність побічних груп зростає в групах знизу доверху.

Залежно від будови електронних оболонок атомів усі елементи Періодичної системи поділяють на чотири родини: *s*-, *p*-, *d*- і *f*-елементи. До родини *s*-елементів належать ті, у яких відбувається заповнення електронами *s*-орбіталей (K, Na, Mg, Ca тощо). До *p*-елементів належать ті, у яких заповнюються *p*-орбіталі (Al, B, O, N, C, Ne тощо). Заповнення електронами передостанніх енергетичних рівнів відбувається у *d*- і *f*-елементів четвертого – шостого періодів,

які також називають *перехідними* елементами.

Електрони зовнішнього шару, які відщеплюються під час хімічних реакцій або беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку, називають ***валентними*** електронами.

Хімічна природа елемента зумовлюється здатністю його атомів втрачати (перетворюватися на позитивно заряджений йон – *катіон*) або приєднувати (перетворюватися на негативно заряджений йон – *аніон*) електрони.

Енергія іонізації (***I***) – це енергія, яку потрібно затратити для відщеплення електрона від електронейтрального атома з перетворенням цього атома на позитивно заряджений катіон, кДж/моль.

У межах періоду зліва направо енергія іонізації збільшується, оскільки у разі збільшення атомного номера елемента внаслідок зростання заряду ядра і збільшення числа електронів зростає їх електростатична взаємодія, зменшуються атомні радіуси і підсилюється притягання зовнішніх електронів до ядра.

В межах однієї групи зі зростанням заряду ядра (зверху вниз) спостерігається зменшення енергії іонізації (відбувається збільшення радіусів атомів, тому тяжіння електронів до ядра послаблюється і видалення електрона полегшується).

Енергія іонізації характеризує металічні властивості елементів. Чим менша енергія іонізації, тим більш проявляються металічні та відновні властивості елемента.

Спорідненість до електрона – це енергія, яка виділяється або поглинається при приєднанні електрона до нейтрального незбудженого атома з утворенням відповідного аніона, кДж/моль.

1. Спорідненість до електрона зростає в межах періоду зліва направо, досягаючи максимуму у галогенів. Чим більше кількість електронів на зовнішньому шарі і менше радіус атома, тим більше спорідненість до електрона.

2. В межах підгруп, зверху вниз, зі збільшенням заряду ядра спорідненість до електрона зменшується.

Таким чином, значення спорідненості до електрона характеризує неметалічні властивості елемента. Чим більша спорідненість до електрона, тим сильніше неметалічні властивості елемента.

Електронегативність характеризує здатність атома елемента притягувати до себе спільну електронну пару в хімічній сполуці. Ця здатність залежить від енергії іонізації і спорідненості до електрона.

У періоді зі збільшенням заряду ядра спостерігається послідовне збільшення електронегативності: найменші значення у лужних і лужно-земельних елементів, найбільше – у галогенів.

У групі ектронегативність зменшується – металеві властивості елементів зростають.

Властивості елементів головних підгруп (s- і p-елементи)

Властивості	**у періоді**	**у групі**
Металічні	зменшуються	зростають
Неметалічні	зростають	зменшуються
Атомний радіус	зменшується	зростає
Електронегативність	зростає	зменшується
Енергія іонізацій	зростає	зменшується
Спорідненість до електрона	зростає	зменшується

Елементи побічних підгруп – d- і f-елементи – подібні за фізичними та хімічними властивостями.

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Який найвищий ступінь окиснення виявляють Арсен, Селен і Бром? Складіть формули сполук наведених елементів, що відповідають цим ступеням окиснення.

Розв′язок:

Вищий ступінь окиснення елемента визначається номером групи Періодичної системи, в якій він знаходиться. Нижчий ступінь окиснення визначається тим умовним зарядом, який набуває атом внаслідое приєднання такої кількості електронів, яка необхідна для утворення стійкої восьмиелектронної оболонки. Надані елементи знаходяться у головних підгрупах V, VI, VII групп та мають электронну структуру зовнішнього енергетичного рівня As – s^2p^3; Se – s^2p^4, Br – s^2p^5. Отже, ступені окиснення наступні:

As +5 (вищий), As –3 (нижчий) As_2O_5, AsH_3;
Se +6 (вищий), Se –2 (нижчий) SeO_3 , Na_2S_2;
Br +7 (вищий), Br –1 (нижчий) $KBrO_4$, KBr.

Приклад 2

У якого з елементів червертого періоду – Мангану або Брому – найбільш яскраво виражені металічні властивості?

Розв′язок:

Визначимо знаходження наведених елементів в Періодичній таблиці Д. І. Менделєєва.

Манган знаходиться у побічній підгрупі VII групи (d-елемент), Br – у головній підгрупі VII групи (p-елемент).

$_{25}Mn\ 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ \underline{4s^2 3d^5}$;

$_{35}Br\ 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ \underline{4s^2} 3d^{10} \underline{4p^5}$.

Наявність одного або двох валентних електронів на зовнішньому енергетичному рівні зумовлює металічні властивості атомів елементів, а саме, здатність втрачати ці електрони та проявляти відновні властивості.

Збільшення числа зовнішніх електронів стабілізує енергетичний рівень, внаслідок чого зменшується здатність атомів віддавати електрони та зростає можливість приєднувати їх, тому що при цьому утворюються енергетично стійкі завершені електронні рівні.

Отже, Манган, як і усі метали, віддаючи електрони, утворює катіон із стійким електронним шаром $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s3d^5}$, та проявляє відновні властивості. Бром, приєднуючи електрон, повністю заповнює 4p підрівень, що робить його енергетично стійким, при цьому бром проявляє неметалічні властивості $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} \underline{4p^6}$. Таким чином, найбільш яскраво металічні властивості виявляє Манган.

Приклад 3

Вкажіть номер групи і період елемента з порядковим номером 41.

Розв′язок:

Елемент з порядковим номером 41 – це елемент 5 періоду.

В першому періоді знаходяться 2 елементи, в другому – 8, в третьому – 8 , та в четвертому – 18.

2 е (I) + 8 е (II) + 8 е (III) +18 е (IV) = 36. Тобто, останній елемент 4-го періоду має порядковий номер 36 та відповідно $36\bar{e}$, 41 – 36 = 5**.** Таким чином, визначають, що елемент знаходиться в 5 групі. Це Ніобій – Nb.

Задачі для самостійного розв′язування

1. Виходячи з величин потенціалів іонізації, вкажіть, який з наведених елементів Li, Na, K, Rb або Cs є більш сильним відновником?

2. Виходячи з величин електронегативності, вкажіть, як в наведеному ряду F, Cl, Br, I змінюється здатність атомів приймати електрони.

3. Порівняйте перші енергії іонізації атомів Кальцію і Цинку. Поясніть відмінність з погляду балансу між екрануванням за рахунок збільшення числа d-електронів і ефектом збільшення заряду ядра.

4. Поясніть, чому спорідненість до електрона сильно зменшується при переході від Літію до Берилію, незважаючи на те, що заряд ядра збільшується.

5. За нормальних умов тільки 11 хімічних елементів у вільному стані є газами і 2 елементи у вільному стані – рідинами. Наведіть символи і назви цих елементів.

6. Конфігурації валентних електронів у атомах двох елементів мають вигляд:

а) $3s^2 3p^2$ та $4s^2 3d^2$; б) $4s^2 3d^3$ та $4s^2 3d^{10} 4p^3$.

В яких періодах та групах знаходяться ці елементи. Чи повинні вони відрізнятися за своїми властивостями, маючи однакову кількість валентних електронів?

7. Поясність, чому Хром та Сульфур знаходяться в одній групі та різних підгрупах Періодичної системи.

8. Поясність, чому Фосфор та Ванадій знаходяться в одній групі та різних підгрупах періодичної системи.

9. У якому з наведених рядів елементів спостерігається зростання їх атомних радіусів?

а) Na, Mg, Al, Si; в) O, S, Sc, Fe;

б) C, N, O, F; г) I, Br, Cl, F.

10. Як змінюється здатність металів втрачати електрони в ряді: $Mg \rightarrow Ca \rightarrow Sr \rightarrow Ba$?

11. Знаючи число елементів у кожному періоді, визначте місце елементів із порядковими номерами: 32, 42 та 56 в Періодичній системі та їх основні хімічні властивості.

12. Спираючись на значення величин потенціалів іонізації, вкажіть, який з наведених елементів Li, K, Na, Rb або Cs є найбільш сильним відновником.

13. Спираючись на значення величин електронегативності, вкажіть, як у наведеному ряді F, Cl, Br, I змінюється здатність атомів приймати електрони.

14. Як змінюються відновні властивості та сила кислот в ряді HF, HCl, HBr, HI?

15. Як змінюються окисні властивості та сила кислот в ряді $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$?

16. Вкажіть, яка з двох наведених кислот є більш сильною а) H_2SO_3 або H_2SO_4; б) H_3PO_4 або H_3VO_4; в) H_2SO_3 або H_2SeO_3.

17. Поясніть, чому Хром, Сульфур, Фосфор та Ванадій знаходяться в одній групі та різних підгрупах Періодичної системи.

18. Які властивості атомів можна описати за допомогою енергії іонізації? Що можна сказати про властивості елементів А, Б, В, якщо вони мають наступні енергії іонізації: ІА= 3,89; ІБ = 9,75; ІВ = 13,61 (еВ)?

Питання для самоконтролю

1. Надайте сучасне формулювання Періодичного закону.

2. Дайте визначення та фізичний зміст періоду, групі, підгрупі, сімейству елементів? Скільки періодів, груп, підгруп і сімейств в Періодичній системі?

3. Який зміст має порядковий номер та чому хімічні властивості елемента визначаються зарядом ядра його атома?

4. Значенню якого квантового числа відповідає номер періоду?

5. Які періоди Періодичної системи називають малими, а які великими? Як визначається число елементів в кожному з них?

6. Як змінюється властивості елементів головних підгруп у періодах та групах? Що є причиною цих змін?

7. Дайте визначення наступним поняттям: атомний радіус, енергія іонізації, спорідненість до електрона. Як вони змінюються в періодах і групах?

8. Поясніть закономірності щодо змін від елемента до елемента в третьому періоді: а) енергії іонізації; б) спорідненості до електрона; в) електронегативності.

9. Дайте визначення електронегативності. Яку здатність атома вона характеризує? Як змінюється електронегативність елементів у періодах і групах?

10. Чим можна пояснити загальну тенденцію – зменшення атомних радіусів зі збільшенням порядкового номера в періоді і збільшення атомних радіусів зі збільшенням порядкового номера в групі?

7. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ. ПЕРШИЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМІКИ. ТЕРМОХІМІЯ

Поглинання та виділення різних видів енергії під час хімічних перетворень. Теплота і робота, як характеристики процесів.

Внутрішня енергія і ентальпія речовин. Перший закон термодинаміки. Стандартні умови і стандартні ентальпії утворення і згоряння речовин. Теплоти хімічних реакцій при сталих температурі і тиску. Термохімічні рівняння, їх особливості та обчислення на основі термохімічних рівнянь.

Закон Гесса. Розрахунки стандартних ентальпій хімічних реакцій і фізико-хімічних перетворень (процесів розчинення речовини, гідратації, дисоціації кислот та основ) на основі закону Гесса.

Основні терміни та поняття: система, параметри системи, функції стану, тепловий ефект реакції, внутрішня енергія, теплота, перший закон термодинаміки, ізохорний та ізобарний процеси, ентальпія, екзотермічні та ендотермічні реакції, перший (закон Лавуазьє-Лапласа) та другий (закон Гесса) закони термохімії, наслідки закону Гесса.

Хімічні реакції супроводжуються певними енергетичними ефектами. Найчастіше внаслідок хімічних реакцій виділяється або поглинається теплова енергія. Розділ хімії, який вивчає теплові ефекти хімічних реакцій, називають ***термохімією***.

Системою називають сукупність матеріальних об′єктів, відділених від навколишнього середовища реальною або уявною поверхнею.

Стан системи визначають рядом параметрів: масою m, температурою T, об’ємом V, тиском P, концентрацією C. Ці параметри є параметрами стану системи. Стан системи та зміни, що в ній відбуваються, характеризують таки термодинамічні функції, як внутрішня енергія U, ентальпія H, ентропія S, енергія Гіббса G тощо. Термодинамічні функції називають функціями стану, їх значення залежать лише від початкового та кінцевого стану системи, але не залежать від шляху переходу. Для них:

$$\Delta x = x_2 - x_1,$$

де x_1 – значення даного параметру на початку процесу; x_2 – значення параметру в кінці процесу.

Кожна речовина має певний запас внутрішньої енергії. Перетворення речовин призводять до зміни їх внутрішньої енергії, тому хімічна реакція супроводжується виділенням або поглинанням теплоти.

Тепловим ефектом реакції називають кількість енергії, яка виділяється або поглинається під час перебігу реакції. Основною одиницею енергії є Дж (джоуль) або кДж (кілоджоуль). 1 кДж = 1000 Дж. Раніше використовували термохімічну калорію (кал) або кілокалорію (ккал); 1 ккал термохімічна = 4,19 кДж.

Внутрішня енергія системи U містить в себе всі види енергії (енергію руху всіх молекул, електронів, у тому числі, електронів хімічного зв′язку, енергію коливань атомів, внутрішньоядерну енергію тощо), крім кінетичної і потенціальної енергії системи як єдиного цілого.

Абсолютне значення внутрішньої енергії виміряти неможливо, але можна визначити її зміну:

$$\Delta U = U_2 - U_1.$$

Зміна внутрішньої енергії системи ΔU під час будь-якого процесу (нагрівання, охолодження, зміни агрегатного стану, хімічних перетворень) не залежить від того, як це відбувається, а залежить від початкового та кінцевого станів системи.

Внутрішня енергія системи залишається сталою, якщо тепловий обмін між системою та навколишнім середовищем не відбувається (ΔU=0). У разі підведення до системи теплоти вона витрачатиметься на зміну внутрішньої енергії системи та роботу проти зовнішніх сил, тобто зміна внутрішньої енергії (ΔU) може бути пов′язана або з перенесенням теплоти Q, або зі здійсненням роботи (A):

$$Q = \Delta U + A, \qquad (7.1)$$

$$\Delta U = Q - A \text{ або } \Delta U = Q - P\Delta V. \qquad (7.2)$$

Перший закон термодинаміки

Теплота, що підведена до системи, витрачається на зміну внутрішньої енергії системи та виконання роботи проти зовнішніх сил.

Для хімічних процесів роботу A визначають як добуток тиску на зміну об’єму: $A = P \cdot \Delta V$. Робота – ще одна з форм передачі енергії шляхом подолання сил, діючих на систему з боку оточуючих тіл і навпаки.

Якщо робота здійснюється системою, то вона вважається позитивною, а якщо робота здійснюється над системою, то така робота негативна.

Теплота Q – це форма передавання енергії теплообміном (шляхом хаотичного руху молекул)

Теплоту, підведену до системи, позначають знаком «плюс», а теплоту, виведену з системи в навколишнє середовище, – знаком «мінус».

В хімічній термодинаміці розрізняють процеси, що відбуваються при сталому об′ємі – ізохорні процеси, при сталому тиску – ізобарні процеси та при сталій температурі – ізотермічні прцеси.

Ізохорний процес, V = const :

$$\Delta U = Q_V - P\Delta V, \quad (7.3)$$

$$A = P\Delta V, \quad A = 0,$$

$$\Delta U = Q_V. \quad (7.4)$$

Ізобарний процес, P = const :

$$\Delta U = Q_P - P\Delta V, \quad (7.5)$$

$$A = P\Delta V = P(V_2 - V_1), \quad \Delta U = U_2 - U_1,$$

$$\Delta U = U_2 - U_1 = Q_P - P(V_2 - V_1),$$

$$Q_P = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1),$$

$$U + PV = H,$$

$$\Delta H = U + P\Delta V, \quad (7.6)$$

$$Q_P = H_2 - H_1 = \Delta H, \quad (7.7)$$

де H – ентальпія, визначає тепловміст системи.

Ентальпія, як і внутрішня енергія, є функцією стану системи, тобто її зміна не залежить від шляху процесу, а залежить тільки від початкових та кінцевих параметрів стану системи.

Теплоти хімічних процесів, що перебігають при P, T = const і V, T = const, називаються тепловими ефектами. Теплові ефекти реакцій вивчає термохімія. Хімічні реакції, в результаті яких теплота виділяється, *називаються екзотермічними.* Хімічні реакції, в результаті яких теплота поглинається, називаються *ендотермічними.*

Історично склалося дві системи відліку теплових ефектів реакцій – термохімічна та термодинамічна.

Рівняння реакцій, в яких біля формул хімічної сполуки вказують її агрегатний стан або кристалічну модифікацію, а також числові значення теплових ефектів, називають термохімічними.

Записуючи термохімічні рівняння треба вказувати агрегатний стан реагентів та продуктів реакцій: твердий або кристалічний – (тв); газоподібний – (г), рідина – (р).

У термохімії тепловий ефект реакції позначається літерою Q і виражається в кілоджоулях (кДж) або кілокалоріях (ккал):

- тепловий ефект екзотермічної реакцій позначається +Q (Q > 0)

$A + B \rightarrow C + Q$ – екзотермічна реакція;

- тепловий ефект ендотермічної реакції –Q (Q < 0)

$A + B \rightarrow C - Q$ – ендотермічна реакція.

Тепловий ефект в термодинаміці визначається, як зміна ентальпії ΔH. Відповідно, для екзотермічних реакцій ΔH < 0, для ендотермічних реакцій ΔH > 0.

$A + B \rightarrow C + D$, $\Delta H < 0$ – екзотермічна реакція;

$A + B \rightarrow C + D$, $\Delta H > 0$ – ендотермічна реакція.

Наприклад:

Термохімічна форма запису:

$0{,}5N_{2(г)} + 1{,}5H_{2(г)} \rightarrow NH_{3(г)} + 46{,}2$ кДж.

Термодинамічна форма запису:

$0{,}5N_{2(г)} + 1{,}5H_{2(г)} \rightarrow NH_{3(г)}$, $\Delta H = -46{,}2$ кДж.

Теплові ефекти залежать від агрегатного стану речовин і умов, за якими відбувається реакція. Щоб забезпечити можливість порівняння теплових ефектів реакцій, термохімічні розрахунки слід робити відносно 1 моля сполуки за T = 298 K (25 °C) і тиску 101 кПа (1 атм). Теплові ефекти, визначені за таких умов, називаються стандартними.

Слід розрізняти поняття «стандартні умови», що містить стандартну температуру (25 °C) і тиск (101 кПа), і «стандартний стан речовини» – при тиску 101 кПа і будь-якої сталої температури. Тож визначені для речовин, що перебувають у стандартному стані, наприклад, при температурі 900 K, стандартні значення ентальпії та інших термодинамічних величин позначають відповідними символами, зокрема ΔH^{o}_{900}.

Стандартна ентальпія утворення – це тепловий ефект реакції утворення 1 моль будь-якої сполуки з простих речовин за стандартних умов (ΔH^{o}_{f}, f – скорочення англ. слова formation – утворення).

Стандартна ентальпія згоряння – це тепловий ефект реакції згоряння 1 моль будь-якої сполуки в її стандартному стані у надлишку кисню.

Теплоти утворення простих речовин, стійких за стандартних умов (графіт, ромбічний сульфур (сірка), кристалічний йод тощо), приймають такими, що дорівнюють нулю. Термохімічне рівняння реакції утворення води в рідкому стані можна записати так:

$$H_{2(г)} + ½\ O_{2(г)} \rightarrow H_2O_{(р)}\ , \qquad \Delta H_f^o = –285{,}8\ кДж\ .$$

Теплота утворення водяної пари:

$$H_{2(г)} + ½\ O_{2(г)} \rightarrow H_2O_{(г)}\ , \qquad \Delta H_f^o = –241{,}8\ кДж.$$

Різниця між теплотами утворення води (у рідкому стані) (–258,8 кДж) і пароподібному стані (–241,8 кДж) є теплотою випаровування 1 моль (18 г) води при температурі 25 °С.

Перший закон термохімії (Закон Лавуазьє-Лапласа)

Теплота (ентальпія) розкладання хімічної сполуки чисельно дорівнює теплоті її утворення, але має протилежний знак.

В основі термохімічних розрахунків лежіть закон Гесса, який ще називають ***другим законом термохімії***:

Теплові ефекти хімічних реакцій, що відбуваються при сталому тиску або сталому об'ємі залежать тільки від природи і стану реагуючих речовин та продуктів і не залежать від проміжних реакцій.

Утворення CO_2 можна розглядати як безпосередній результат взаємодії простих речовин графіту та кисню за рівнянням:

$$C_{(графіт)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}, \qquad \Delta H_{f1}^o = –396{,}5\ кДж;$$

або як результат процесу, який відбувається через проміжну стадію утворення і згоряння CO за рівняннями:

$$C_{(графіт)} + ½\ O_{2(г)} = CO_{(г)}, \qquad \Delta H_{f2}^o = –110{,}5\ кДж;$$

$$CO_{(г)} + ½\ O_{2(г)} = CO_{2(г)}, \qquad \Delta H_{згор3} = –283{,}0\ кДж.$$

Згідно з законом Гесса, тепловий ефект утворення CO_2 з простих речовин дорівнює сумарному тепловому ефекту утворення CO_2 через проміжну стадію утворення CO:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3.$$

Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює сумі теплових ефектів її проміжних стадій.

З термохімічними рівняннями можна проводити всі операції, як з алгебраїчними: віднімати і додавати одне до одного, множити або ділити члени рівняння на те саме число, міняти знаки та переводити члени з однієї частини рівняння в іншу. Термохімічні рівняння складаються так само, як і звичайні хімічні рівняння, але числами перед сполуками позначають не кількість молекул, а кількість молів речовини, тобто ΔH_{298}^o відносять до певної кількості речовини.

Здебільшого тепловий ефект реакції розраховують для 1 моля продукту реакції, тому в термохімічних рівняннях можна застосовувати дробові коефіцієнти.

$$\frac{1}{2} N_{2(г)} + \frac{1}{2} O_{2(г)} = NO_{(г)}, \qquad \Delta H = 90{,}4 \text{ кДж/моль.}$$

У термохімічних рівняннях між системами реагентів і кінцевих продуктів ставлять знак рівності

Наслідки закону Гесса

Перший наслідок. Зміна ентальпії реакції (тепловий ефект реакції) дорівнює різниці між сумами ентальпій утворення продуктів реакції і сумами ентальпій утворення вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:

$$\Delta H_{р\text{-}ції} = \sum n\Delta H^{o}_{f(прод)} - \sum n\Delta H^{o}_{f(вих)}, \qquad (7.8)$$

$\Delta H^{o}_{f(прод)}$, $\Delta H^{o}_{f(вих)}$ – ентальпії утворення продуктів реакції та вихідних речовин.

Для реакції $aA + bB = cC + dD$ тепловий ефект визначають рівнянням:

$$\Delta H_{р\text{-}ції} = (c\Delta H^{o}_{f}C + d\Delta H^{o}_{f}D) - (a\Delta H^{o}_{f}A + b\Delta H^{o}_{f}B).$$

Тепловий ефект реакції:

$$2NaOH_{(к)} + CO_{2(г)} = Na_2CO_3 + H_2O_{(р)}$$

можна розрахувати так:

$$\Delta H_{р\text{-}ції} = (\Delta H^{o}_{f}Na_2CO_3 + \Delta H^{o}_{f}H_2O_{(р)}) - (2\Delta H^{o}_{f}NaOH_{(к)} + \Delta H^{o}_{f}CO_{2(г)}) =$$

$$= (-1129{,}3 - 285{,}8) - (-426{,}6\cdot 2 - 393{,}6) = -168{,}3 \text{ кДж/моль.}$$

Другий наслідок. Тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумами теплот згоряння вихідних речовин та сумами теплот згоряння продуктів реакції (розраховуються тільки теплові ефекти реакцій між органічними речовинами):

$$\Delta H_{р\text{-}ції} = \sum n\Delta H^{o}_{згор(вих)} - \sum n\Delta H^{o}_{згор(прод)}. \qquad (7.9)$$

Наприклад, знайдемо теплоту утворення бензолу з ацетилену:

$$3C_2H_2 = C_6H_{6(р)} \qquad \Delta H_1 = ?$$

Для цього скористаємось теплотами згоряння бензолу і ацетилену:

$$C_6H_{6(рід)} + 7{,}5O_2 = 6CO_2 + 3H_2O_{(р)}, \quad \Delta H_{згор2} = -3{,}30 \text{ кДж/моль}$$

$$C_2H_2 + 2{,}5O_2 = 2CO_2 + 3H_2O_{(р)}, \quad \Delta H_{згор3} = -1{,}30 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_1 = 3\Delta H_3 - \Delta H_2 = -0{,}60 \text{ кДж/моль.}$$

Теплотою згоряння називають тепловий ефект згоряння 1 моля речовини до CO_2 і рідкої води для органічних речовин, що містять Карбон, Гідроген і Оксиген. Для решти речовин у кожному конкретному випадку наводять продукти окиснення. Якщо ж у реакції беруть участь негорючі речовини, то приймають, що їх тепловий ефект згоряння дорівнює нулю.

Рівняння реакцій, в яких біля формули хімічної сполуки вказують її агрегатний стан або кристалічну модифікацію, а також числові значення теплових ефектів, називають термохімічними. Значення ΔH реакцій наводять у правій частині, відокремлюючи від рівняння реакцій комою або крапкою з комою. Як вже вказувалося, у термохімічних рівняннях між системами реагентів і кінцевих продуктів ставлять знак рівності, а не стрілки.

Наприклад, реакція утворення хлороводню з водню та хлору супроводжується виділенням енергії (ΔH = –184,6 кДж); відповідне термохімічне рівняння має вигляд:

$$H_{2(г)} + Cl_{2(г)} = 2HCl_{(г)},\ \Delta H = -184{,}6\ кДж.$$

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Обчислити тепловий ефект реакцій утворення сечовини з амоніаку і діоксиду карбону за стандартних умов.

$\Delta H^o_{f\,298}$,	NH_3	CO	$(NH_2)_2CO$	H_2O
кДж/моль	–46,2	–393,5	–333,0	–285,8

Розв’язок:

Запишемо рівняння реакції, вказуючи агрегатний стан реагентів та продуктів реакцій:

$$2\ NH_{3(г)} + CO_{(г)} = (NH_2)_2CO_{(к)} + H_2O_{(г)} + \Delta H_{р\text{-}ції}.$$

Записуємо формулу для визначення ентальпії реакції:

$$\Delta H_{р\text{-}ції} = \sum n\Delta H^o_{298\,f(прод)} - \sum n\Delta H^o_{298\,f(вих)}\ .$$

Підставляємо значення стандартних ентальпій утворення вихідних речовин та продуктів реакції з врахуванням стехіометричних коефіцієнтів:

$$\Delta H_{р\text{-}ції} = -333{,}0 + 285{,}8 + [2\cdot(-46{,}2) - 393{,}5] = -132{,}9\ кДж,$$

$$2\ NH_{3(г)} + CO_{(г)} = (NH_2)_2CO_{(к)} + H_2O_{(г)} + 132{,}9 \quad або$$

$$2\ NH_{3(г)} + CO_{(г)} = (NH_2)_2CO_{(к)} + H_2O_{(г)}\ , \quad \Delta H = -132{,}9\ кДж.$$

Приклад 2

Розрахувати тепловий ефект реакцій етерифікації на прикладі взаємодії оцтової кислоти та етанолу:

$$CH_3COOH_{(р)} + C_2H_5OH_{(р)} = CH_3COOC_2H_{5(р)} + H_2O.$$

$H^o_{f\,298}$,	CH_3COOH	C_2H_5OH	$CH_3COOC_2H_5$	H_2O
кДж/моль	–871,0	–1367,0	–2284,0	0

Розв'язок:

Згідно з другим наслідком закону Гесса: тепловий ефект реакцій між органічними речовинами дорівнює різниці між сумами теплот згоряння вихідних речовин та сумами теплот згоряння продуктів:

$$\Delta H_{р\text{-}ції} = \sum n\Delta H^{o}_{298\,згор(вих)} - \sum n\Delta H^{o}_{298\,згор(прод)}.$$

Підставляємо значення стандартних ентальпій згорянні вихідних речовин та продуктів реакції з врахування стехіометричних коефіцієнтів:

ΔH^{o}_{298} =(–871,0– 1367,0)–(–2284,0+0)=–871,0 –1367,0+2284,0= 46 кДж

Приклад 3

Розрахувати тепловий ефект реакції взаємодії калій оксиду з алюмінієм $3K_2O_{(тв)} + 2Al_{(тв)} = Al_2O_{3(тв)} + K_{(тв)}$ $\Delta H = ?$

ΔH^{o}_{298},	K_2O	Al	Al_2O_3	K
кДж/моль	–361	0	–1670	0

Розв'язок:

Згідно з першим наслідком закону Гесса: зміна ентальпії реакції (тепловий ефект реакції) дорівнює різниці між сумами ентальпій утворення продуктів реакції і сумами ентальпій утворення вихідних речовин з урахування стехіометричних коефіцієнтів:

$\Delta H_{р\text{-}ції} = \sum n\Delta H^{o}_{298f(прод)} - \sum n\Delta H^{o}_{298f(вих)}$,

$\Delta H_{р\text{-}ції}=(\Delta H^{o}_{298}(Al_2O_{3(тв.)})+6\Delta H^{o}_{298}(K_{(тв)})-(3\Delta H^{o}_{298}(K_2O_{(тв)})+2\ \Delta H^{o}_{298}(Al_{(тв)}))$

$= (\Delta H^{o}_{298}\ (Al_2O_{3\ (тв.)}) - 3\Delta H^{o}_{298}(K_2O_{(тв.)}) = -1670 - (-361\cdot 3) = -587$ кДж.

Приклад 4

Виходячи з теплоти утворення газоподібного карбон(IV) оксиду ($\Delta H_f°$= –393,5 кДж/моль) та рівняння реакції:

$C_{(графіт)} + 2\ N_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + 2\ N_{2(г)}$, ΔH^{o}_{298} = –557,5 кДж (1)

розрахувати ентальпію утворення $N_2O_{(г)}$.

Розв'язок:

1. Позначимо ентальпію утворення $N_2O_{(г)}$ через X.
2. Запишемо реакцію утворення $N_2O_{(г)}$ з простих речовин:

$N_{2(г)} + ½\ O_{2(г)} = N_2O_{(г)}$, ΔH^{o}_{f1} = X кДж . (2)

3. Запишемо реакцію утворення $CO_{2(г)}$ з простих речовин:

$C_{(графіт)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$, ΔH^{o}_{f2} = –393,5 кДж . (3)

4. З рівнянь реакцій (2) та (3) можливо отримати рівняння реакції (1). Для цього від рівняння (3) віднімемо рівняння (2), помноживши його на 2 (коефіцієнт перед $N_2O_{(г)}$):

$$\Delta H^o = -393{,}5 - 2X = -557{,}5\ , \quad X = 82\ кДж/моль.$$

Приклад 5

Розрахуйте ентальпію утворення етину (ацетилену), якщо у результаті згоряння 1 моль його виділяється 1300 кДж тепла:

ΔH^o_{298},	CO_2	H_2O
кДж/моль	–393,51	– 285,83

Розв'язок:

Запишемо рівняння хімічної реакції згоряння етину (ацетилену):

$$C_2H_{2(г)} + 5/2\ O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + H_2O_{(р)}\ , \qquad \Delta H^o = -1300\ кДж;$$

$$\Delta H_{р\text{-}ції} = \sum n\Delta H^o_{298згор(вих)} - \sum n\Delta H^o_{298згор(прод)}\ ,$$

$$\Delta H_{р\text{-}ції} = (2\Delta H^o_{298\ згор} CO_{2(г)} + \Delta H^o_{298\ згор} H_2O) - (\Delta H^o_{298\ згор} C_2H_{2(г)} + \Delta H^o_{298\ згор} O_{2(г)}),$$

$$\Delta H^o_{298згор}(C_2H_2) = 2\Delta H^o_{298згор} CO_{2(г)} + \Delta H^o_{298згор} H_2O - \Delta H_{р\text{-}ції}\ ,$$

$$\Delta H^o_{298згор}(C_2H_2) = 2\Delta H^o_{298згор} CO_{2(г)}) + \Delta H^o_{298згор} H_2O + 1300,$$

$$\Delta H^o_{298згор}(C_2H_2) = -393{,}51 \cdot 2 - 285{,}83 + 1300 = 227{,}15\ кДж/моль\ ,$$

$$\Delta H^o_{298}\ (C_2H_2) = 227{,}15\ кДж/моль.$$

Задачі для самостійного розв′язування

1. У результаті взаємодії 2,1 г феруму з сульфуром виділилося 3,77 кДж. Розрахувати теплоту утворення ферум(II) сульфіду.

Відповідь: $\Delta H^o_f = -100{,}3$ кДж/моль.

2. Виходячи з рівняння $2PH_{3(г)} + 4O_{2(г)} = P_2O_{5(к)} + 3H_2O_{(р)}$ $\Delta H^o = -360$ кДж, визначити стандартну ентальпію(ΔH^o_{f298}) утворення PH_3. *Відповідь:* $\Delta H^o_{f298} = 5{,}3$ кДж/моль.

3. Виходячи з теплового ефекту реакції $3CaO_{(к)} + P_2O_{5(к)} = Ca_3(PO_4)_{2(к)}$, $\Delta H^o = -739$ кДж, визначити ΔH^o_{298} утворення кальцій ортофосфату. *Відповідь*: $\Delta H^o_{f298} = -4137{,}5$ кДж/моль.

4. Виходячи з рівняння реакції $CH_3OH_{(р.)} + 3/2O_{2(г.)} = CO_{2(г.)} + H_2O_{(ж.)}$, $\Delta H^o = -726{,}5$ кДж, розрахувати ΔH^o_{298} утворення метилового спирту. *Відповідь*: $\Delta H^o_{298} = -238{,}6{,}7$ кДж/моль.

5. Визначити ΔH^o_{298} реакції $3C_2H_{2(г)} = C_6H_{6(р)}$, якщо ΔH^o_{298} згоряння ацетилену з утворенням $CO_{2(г)}$ та $H_2O_{(р)}$ дорівнює –1300 кДж/моль, а ΔH^o_{298} утворення бензолу$_{(р)}$ складає 82,9 кДж/моль. *Відповідь*: ΔH^o_{298}= –598,7 кДж.

6. Визначити ΔH^o_{298} утворення етину (ацетилену), використовуючи наступні дані:

$C_2H_{4(г)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 2\ H_2O_{(г)}$, $H° = –1323$ кДж;

$C(графіт) + O_{2(г.)} = CO_{2(г.)}$, $\Delta H° = –393,5$ кДж;

$H_{2(г)} + ½\ O_{2(г)} = H_2O_{(г)}$, $\Delta H° = –241,8$ кДж.

Відповідь: ΔH^o_{f298} = 52,4 кДж/моль.

7. Виходячи з ΔH^o_{298} утворення $H_2O_{(г)}$ та використовуючи наступні дані:

$FeO_{(к)} + CO_{(г)} = Fe_{(к)} + CO_{(г)}$, $\Delta H^o_{298} = –18,2$ кДж;

$2\ CO_{(г)} + O_2 = 2\ CO_{2(г)}$, $\Delta H^o_{298} = –566,0$ кДж;

розрахувати ΔH^o_{298} реакції $FeO_{(к)} + H_{2(г)} = Fe_{(к)} + H_2O_{(г)}$.

Відповідь: ΔH^o_{298} = 23,0 кДж.

8. Обчислити тепловий ефект реакції повного окиснення глюкози в організмі, використовуючи стандартні ентальпії утворення речовин. *Відповідь*: $\Delta H° = –2802,8$ кДж.

9. Визначте стандартну теплоту утворення етанолу, якщо теплоти згоряння карбону, водню та етилового спирту, відповідно, дорівнюють: –393,51; –285,84; –1366,91 кДж. *Відповідь:* ΔH^o_{f298}= –277,6 кДж/моль

10. Визначте тепловий ефект реакції синтезу пропенової (акрилової) кислоти: $HC{\equiv}CH_{(г)} + CO_{(г)} + H_2O_{(р)} \rightarrow CH_2{=}CH_2{–}COOH_{(р)}$, якщо стандартна теплота згоряння ацетилену, монооксиду карбону і акрилової кислоти, відповідно, дорівнює (кДж/моль): –1299,63, –282,5, 1370,0. *Відповідь:* ΔH^o = –212,13 кДж/моль.

11. Обчисліть стандартну теплоту утворення бензолу $C_6H_{6(р)}$, якщо відомі теплоти згоряння водню, карбону та бензолу: $\Delta H^o_{згор}(H_2)$ = –285,84 кДж/моль (виходячи з теплоти утворення H_2O); $\Delta H^o_{згор}(CO_2)$ = –393,51 кДж/моль (виходячи з теплоти утворення CO_2); $\Delta H^o_{згор}(C_6H_{6(р)})$ = –3267,7 кДж/моль. *Відповідь:* $\Delta H^o_{f\ 298}$= –49,12 кДж.

12. Тепловий ефект реакції $SO_{2(г)} + 2H_2S_{(г)} = 3S_{(ромб)} + H_2O_{(ж)}$ складає –234,50 кДж. Визначити стандартну теплоту утворення H_2S.
Відповідь: $\Delta H^o_{f\,298} =$ –20,14 кДж/моль.

13. Розрахувати, виходячи зі стандартних теплот згоряння речовин, ΔH^o_{298} системи $C_2H_5OH_{(р)} + CH_3COOH_{(р)} = CH_3COOC_2H_{5(р)} + H_2O$
$\Delta H^o_{згор}(CH_3COOC_2H_5) = –2254,21$ кДж/моль.
Відповідь: 13,51 кДж/моль.

14. Визначте тепловий ефект реакції $2PbS + 3O_2 = 2PbO + 2SO_2$, використовуючи значення стандартних теплот утворення реагуючих речовин. *Відповідь*: $\Delta H^o_{р\text{-}ції} =$ 840,96 кДж/моль.

15. Розрахуйте тепловий ефект реакції $Al_2O_{3(к)}+3SO_{3(г)}=Al_2(SO_4)_{3(к)}$, якщо відомі стандартні теплоти утворення реагуючих речовин: $\Delta Hf^o_{f298}(Al_2O_{3(к)}) = –1676$кДж/моль, $\Delta H^o_{f298}(SO_{3(г)}) = –395,8$ кДж/моль. *Відповідь*: $\Delta H^o_{р\text{-}ції} = –573,4$ кДж/моль.

16. Використовуючи стандартні теплоти згоряння етану, метану та водню, визначте ΔH^o реакції $C_2H_{2(г)} + H_{2(г)} = 2CH_{4(г)}$,
$\Delta H^o_{298}(C_2H_{2(г)}) = –1299,63$ кДж/моль; $\Delta H^o_{298}(CH_{4(г)}) = –890,31$ кДж/моль
Відповідь:$\Delta H^o = –65,10$ кДж/моль.

Питання для самоконтролю

1. Дайте визначення основних понять термодинаміки: система, фаза, компонент, параметр, функція стану. Вкажіть різницю між ізольованими, відкритими та закритими системами.

2. Якими функціями стану описуються зміни, що відбуваються в хімічній системі?

3. Напишіть математичний вираз і формулювання першого закону термодинаміки.

4. Що таке ентальпія, стандартна ентальпія, ентальпія утворення та ентальпія згоряння речовин?

5. Як розрахувати стандартний тепловий ефект хімічної реакції, якщо відомі стандартні теплоти утворення вихідних речовин і продуктів?

6. Що характеризує внутрішня енергія системи? Чому дорівнює зміна внутрішньої енергії в ізохорних та ізобарних процесах?

7. Надайте формулювання закону Гесса та його наслідки.

8. Як розрахувати тепловий ефект хімічної реакції?

9. Як змінюється внутрішня енергія в ендотермічних та екзотермічних процесах?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації

Визначення ентальпій хімічних реакцій здійснюють у колориметрах. Найпростішим з них є колориметр, зображений на рис. 7.1, який складається з двох стаканів: зовнішнього (1) об'ємом 500 мл та внутрішнього (2) об'ємом 250 мл. Внутрішній стакан вміщують на підставку (3) із пробкового дерева або з органічного скла. Зверху стакани накривають кришкою (4), яка має отвори: для лійки (5), термометра (6) та мішалки (7).

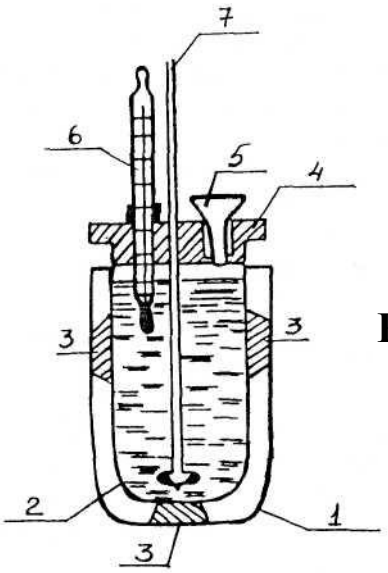


Рис. 7.1. Схема колориметра

Дослід 1. Визначення теплоти нейтралізації натрій гідроксиду хлоридною кислотою

1. У колориметричний стакан (2) влийте 100 мл 0,5 М розчину натрій гідроксиду та виміряйте його температуру T_1.

2. Відмірте за допомогою мірного циліндра 100 мл 0,5 М розчину хлоридної кислоти та виміряйте його температуру T_2.

3. Швидко, через лійку, долийте кислоту в розчин лугу. Перемішайте розчин та виміряйте його максимальну температуру T_3.

3. Обчисліть тепловий ефект реакції нейтралізації:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O + Q,$$

$$Q_{нейтр} = V \cdot \rho \cdot \Delta T \cdot C \cdot 20 \cdot 0{,}001. \qquad (1)$$

Знак ΔH від'ємний, бо реакція нейтралізації – екзотермічна.

Обчисліть відносну похибку визначення, якщо відомо, що теплота нейтралізації $\Delta H_{нейтр}$ сильної одноосновної кислоти сильною однокислотною основою – величина постійна, яка дорівнює -57,6 кДж/моль. Напишіть термохімічне рівняння реакції.

Заповніть таблицю

	Показник	Експериментальне значення
V	загальний об'єм розчину кислоти та лугу, мл;	
ρ	густина розчину солі (NaC1), дорівнює	1,011 г/мл;
T_1	температура розчину натрій гідроксиду	
T_2	температура розчину хлоридної кислоти	
$T_{сер}$	середня Т вихідних розчинів до реакції, $T_{сер} = (T_1 + T_2)/2$	
T_3	максимальна температура розчину, після зливання вихідних розчинів	
ΔT	різниця температур $T_3 – T_{сер}$;	
C	питома теплоємкість розчину,	4,14 Дж/(г·К);
20	коефіцієнт перерахунку теплоти реакції на 1 моль;	
0,001	коефіцієнт перерахунку в кДж.	0,01

Дослід 2. Визначення теплоти нейтралізації натрій гідроксиду оцтовою кислотою

Дослід проведіть подібно до першого з тією різницею, що замість хлоридної кислоти візьміть 100 мл 0,5 М розчину оцтової кислоти. Обчисліть тепловий ефект реакції нейтралізації за формулою (1), враховуючи, що в даному випадку ρ = 1,008 г/мл, С = 0,976 Дж/г·К. Напишіть хімічне та термохімічне рівняння реакції. Порівняйте одержаний результат з результатом першого досліду. Поясніть, чому при нейтралізації натрій гідроксиду слабкою кислотою теплота нейтралізації є не сталою, а змінною величиною.

Дослід 3. Визначення теплоти нейтралізації сульфатної кислоти натрій гідроксидом

Реакцію нейтралізації можна здійснити двома способами.

Перший — послідовна (поетапна) нейтралізація:

а) $H_2SO_{4(р)} + NaOH_{(р)} = NaHSO_{4(р)} + H_2O_{(р)}$, ΔH_1

б) $NaHSO_{4(р)} + NaOH_{(р)} = Na_2SO_{4(р)} + H_2O_{(р)}$, ΔH_2

Другий спосіб – повна нейтралізація сульфатної кислоти в одну стадію з одержанням середньої солі

$H_2SO_{4(р)} + 2NaOH_{(р)} = Na_2SO_{4(р)} + H_2O_{(р)}$. ΔH_3

За законом Гесса $\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$.

Експериментально визначте ΔH_1 ,ΔH_2 та ΔH_3

Перший спосіб (нейтралізація у дві стадії).

1. У колориметричний стакан влийте 50 мл 1 М розчину сульфатної кислоти. Виміряйте температуру даного розчину T_1.

2. У два стакани відмірте по 25 мл 2М розчину натрій гідроксиду. Виміряйте температуру розчину NaOH, T_2 .

3. У розчин кислоти швидко влийте розчин натрій гідроксиду з одного стакана. Перемішайте розчин солі H_2SO_4 та виміряйте максимальну температуру одержаного розчину кислої солі, T_3.

4. До одержаного розчину кислої солі швидко долийте розчин натрій гідроксиду з другого стакана і, після перемішування, виміряйте максимальну температуру T_4 розчину середньої солі Na_2SO_4:

$H_2SO_{4(р)}(T_1) + NaOH_{(р)}(T_2) = NaHSO_{4(р)}(T_3) + H_2O_{(р)}$, ΔH_1

$T_{сер1} = (T_1 + T_2)/2$; $\Delta T_1 = T_3 - T_{сер1}$.

Обчисліть ΔH_1, першої стадії за формулою:

$Q_1 = V \cdot \rho \cdot \Delta T_1 \cdot C \cdot 20 \cdot 0{,}001$, $Q_1 = -\Delta H_1$,

де V – загальний об'єм розчину кислоти та лугу, 75 мл;

ρ – густина розчину кислої солі, дорівнює 1,056 г/мл;

ΔT_1 – різниця температур, $T_2 - T_1$;

С – питома теплоємкість розчину, дорівнює 5,02 Дж/(г·К).

	Показник	Експериментальне значення
V	загальний об'єм розчину кислоти та лугу, мл;	75 мл
ρ	густина розчину солі (NaC1), дорівнює	1,056 г/мл;
T_1	температура розчину сульфатної кислоти	
T_2	температура розчину натрій гідроксиду	
$T_{сер1}$	середня Т вихідних розчинів до реакції, $T_{сер1} = (T_1 + T_2)/2$	
T_3	максимальна температура розчину, після зливання 50 мл сульфатної кислоти та 25 мл натрій гідроксиду	
ΔT_1	різниця температур $T_3 - T_{сер1}$	
С	питома теплоємкість розчину,	5,02 Дж/(г·К);
20	коефіцієнт перерахунку теплоти реакції на 1 моль;	
0,001	коефіцієнт перерахунку в кДж.	0,01

Обчисліть ΔH_2 за формулою $Q_{нейтр} = V \cdot \rho \cdot \Delta T_2 \cdot C \cdot 20 \cdot 0{,}001$,

б) $NaHSO_{4(р)} + NaOH_{(р)} = Na_2SO_{4(р)} + H_2O_{(р)}$, ΔH_2

$T_{сер2} = (T_3 + T_2)/2$; $\Delta T_2 = T_4 - T_{сер2}$

Враховуючи наступні дані:

	Показник	Експериментальне значення
V	загальний об'єм розчину кислоти та лугу, мл;	100 мл
ρ	густина розчину солі (NaC1), дорівнює	1,056 г/мл;
T_2	температура розчину натрію гідроксиду	
T_3	максимальна температура розчину, після зливання 50 мл сульфатної кислоти та 25 мл натрій гідроксиду	
$T_{сер2}$	середня Т вихідних розчинів до реакції, $T_{сер2} = (T_3 + T_2)/2$	
T_4	максимальна температура розчину, після додавання натрій гідроксиду з другого стакана	
ΔT_2	різниця температур $T_4 - T_{сер2}$	
C	питома теплоємкість розчину,	5,15 Дж/(г·К);
0,001	коефіцієнт перерахунку в кДж.	0,01
20	коефіцієнт перерахунку теплоти реакції на 1 моль;	

Складіть термохімічні рівняння першої та другої стадій реакції нейтралізації.

Другий спосіб (нейтралізація в одну стадію).

1.У колориметричний стакан налийте 50 мл 1 М розчину сульфатної кислоти, виміряйте температуру T_1.

2. Відмірте за допомогою мірного циліндра 50 мл 2 М натрій гідроксиду та виміряйте його температуру T_2.

Швидко змішайте два розчини. Після перемішування розчину середньої солі виміряйте максимальну температуру T_3.

3. Обчисліть теплоту реакції за формулою (1), враховуючи, що:

$T_{сер} = (T_1 + T_2)/2$, $\Delta T = T_3 - T_{сер}$

$Q_3 = -\Delta H_3$.

3. Напишіть рівняння реакції нейтралізації в одну стадію.

Обробка результатів досліду

1. Користуючись значеннями стандартних ентальпій утворення (табл. 7 додатку), обчисліть ентальпію реакції нейтралізації $\Delta H_{нейтр}$:

$H_2SO_{4(р)} + 2NaOH_{(р)} = Na_2SO_{4(р)} + H_2O_{(р)}$.

За наслідком із закону Гесса:

$\Delta H_{нейтр} = \sum\Delta H_{продуктів} - \sum\Delta H_{вихідних\ речовин}$.

2. Порівняйте ΔH_3 та суму $\Delta H_1+\Delta H_2$. Зробіть висновок про виконання закону Гесса.

3. Порівняйте значення ΔH_3 та $\Delta H_{нейтр}$. Обчисліть відносну похибку досліду.

4. Порівняйте значення $\Delta H_{нейтр}$ та суму $\Delta H_1+\Delta H_2$. Обчисліть відносні похибки дослідів.

8. ДРУГИЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМІКИ. СПРЯМОВАНІСТЬ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Другий закон термодинаміки. Поняття про ентропію як міру неупорядкованості системи (рівняння Больцмана).

Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних реакцій і характеристика термодинамічної стійкості хімічних сполук. Таблиці стандартних енергій Гіббса, їх використання для визначення напрямку перебігу процесу.

Основні терміни та поняття: ентропія, другий закон термодинаміки, вільна енергії Гіббса.

Більшість процесів супроводжується передачею енергії та зміною упорядкованості частинок (молекул, атомів, йонів) у системі.

Частинки перебувають у безперервному хаотичному русі і безперервно змінюють свій стан – зміщуються, розсіюються, дифундують. Це означає, що система намагається перейти з більш упорядкованого стану в менш упорядкований стан. Кількісною мірою невпорядкованості системи є ***ентропія***. Чим більша ентропія, тим вищий ступінь невпорядкованості даної системи. Ентропія S дає змогу прогнозувати можливість і напрямок самочинних процесів.

Ентропія є функцією стану. Перехід системи з більш впорядкованого в менш впорядкований стан супроводжується збільшенням ентропії ($\Delta S > 0$), та навпаки, перехід системи з менш впорядкованого в більш впорядкований стан супроводжується зменшенням ентропії

($\Delta S < 0$). Наприклад, у разі переходу речовини з твердого стану у рідкий, і, тим більше, в газоподібний, ентропія її зростає.

Всі самочинні процеси в природі відбуваються в бік збільшення ентропії.

Ентропію визначають за формулою Больцмана:

$$S = \frac{R}{N_A} \ln W, \qquad (8.1)$$

де R – універсальна газова стала, N_A – стала Авогадро, W – ймовірність стану системи, тобто число мікростанів, за допомогою яких здійснюється даний макростан.

Ентропію вимірюють у Дж/К (К – градус Кельвина), звичайно її відносять до одного моля речовини, у цьому випадку одиницями вимірювання будуть Дж/(моль · К).

На відміну від ентальпії абсолютні значення ентропії можуть бути визначені експериментально.

В обчисленнях використовують стандартні ентропії S^o_{298}, які визначають при 298 К і 101,325 кПа. Значення стандартних ентропій дозволяють встановити ряд закономірностей у зміні ентропії:

1. ускладнення молекул зумовлює зростання ентропі;
2. чим більша твердість речовини, тим менша її ентропія;
3. ентропія речовин, які перебувають в аморфному або склоподібному стані, більша, ніж у кристалічному;
4. у межах даної підгрупи елементів Періодичної системи ентропія простих речовин зростає.

Зміну ентропії в хімічних процесах обчислюють як різницю між ентропіями кінцевого і початкового станів системи. Розрахунок ΔS аналогічний обчисленню ΔH за законом Гесса. Треба пам′ятати, що для простих речовин ентропія, на відміну від ΔH^o_{298}, не дорівнює нулю:

$$\Delta S = \Sigma \Delta S^o_{298\,\text{прод}} - \Sigma \Delta S^o_{298\,\text{вих}}. \qquad (8.2)$$

Зміна ентальпії системи ΔH відображує в основному взаємодію атомів у молекулі, прагнення частинок до сполучення, а зміна ентропії (ΔS) протилежну тенденцію - прагнення до невпорядкованості частинок. Тобто ентальпійний та ентропійний чинники можуть спрямовувати процеси в протилежних напрямках, тому для визначення справжнього напрямку процесу ввели третю термодинамічну функцію. Сумарний ефект цих двох протилежних тенденцій в процесах, які ві-

дбуваються при сталих T та P, відображає зміна ізобарно-ізотермічного потенціалу або вільної енергії Гіббса:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S. \qquad (8.3)$$

Характер зміни енергії Гіббса дозволяє зробити висновок про принципову можливість або неможливість здійснення процесу. Процес самочинно перебігає в тому випадку, якщо $\Delta G < 0$. Про неможливість здійснення процесу за даних умов свідчить нерівність $\Delta G > 0$, якщо $\Delta G = 0$, то система перебуває у стані хімічної рівноваги.

Зміна енергії Гіббса, як і зміна ентальпії та ентропії системи, не залежить від шляху процесу та дорівнює різниці між сумами стандартних енергій Гіббса утворення продуктів реакції і стандартних енергій Гіббса утворення вихідних речовин:

$$\Delta G_{\text{р-ції}} = \sum n\Delta G^{o}_{f(\text{прод})} - \sum n\Delta G^{o}_{f(\text{вих})}. \qquad (8.4)$$

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Обчислити зміну ентропії в реакції $CO_2 + 2H_{2(г)} \leftrightarrow CH_3OH_{(р)}$ за стандартних умов.

Розв′язок:

Запишемо термохімічне рівняння даної реакції, вказавши агрегатні стани реагуючих речовин і стандартні ентропії під формулами речовин (табл. 7, Додаток):

	CO_2 +	$2H_{2(г)}$ ↔	$CH_3OH_{(р)}$
ΔS^{o}_{298} (Дж/моль·К)	213,6	2·130,6	126,7

Записуємо формулу для обчислення зміни ентропії і підставляємо значення:

$$\Delta S° = \Sigma\Delta nS^{o}_{298\,\text{прод}} - \Sigma\Delta nS^{o}_{298\,\text{вих}},$$

$$\Delta S^{o}_{298} = 126{,}7 - (213{,}6 + 2\cdot130{,}6) = -348{,}1 \text{ (Дж/моль·К)}.$$

Відповідь: $\Delta S° = 0{,}35$ кДж/моль·К, $\Delta S° < 0$ – реакція за стандартних умов неможлива.

Приклад 2

Чи можливий перебіг наведеної реакції за стандартних умов?

$$4\,HF_{(г)} + O_{2(г)} = 2\,F_{2(г)} + 2\,H_2O_{(р)}$$

ΔG^{o}_{298},	H_2O	HF	F_2	O_2
кДж/моль	–237,3	–269,9	0	0

Розв′язок:

$$\Delta G_{\text{р-ції}} = \sum n\Delta G^{o}_{298f(\text{прод})} - \sum n\Delta G^{o}_{298f(\text{вих})},$$

$\Delta G_{р\text{-}ції} = (2\Delta G^o_{298}(H_2O_{(р)}) + 2\Delta G^o_{298}(F_{(2г)})) - (4\Delta G^o_{298}(HF_{(г)}) + \Delta G^o_{298}(O_{2(г)}))$
$= \quad = (-237{,}3\cdot 2 + 2\cdot 0) - (-269{,}9\cdot 4 + 0) = 615$ кДж/моль.
Оскільки $\Delta G_{р\text{-}ції} > 0$, то за стандартних умов перебіг процесу неможливий.

Приклад 3

Виходячи зі значень стандартних ентальпій утворення та стандартних ентропій відповідних речовин, розрахуйте ΔG^o реакції, що перебігає за рівнянням $NH_{3(г)} + HCl_{(г)} = NH_4Cl_{(кр)}$.

Чи можливий самочинний перебіг процесу за стандартних умов?

	NH_3	HCl	NH_4Cl
ΔH^o_{298}, кДж/моль	–45,94	–92,31	–314,22
ΔS^o_{298}, Дж/моль·К	192,66	186,79	95,81

Розв′язок:

$$\Delta H_{р\text{-}ції} = \sum n\Delta H^o_{298f(прод)} - \sum n\Delta H^o_{298f(вих)},$$
$$\Delta S = \Sigma\Delta S^o_{298f(прод)} - \Sigma\Delta S^o_{298f(вих)},$$
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

$\Delta H_{р\text{-}ції} = -314{,}22 - (-45{,}94 - 92{,}31) = -175{,}97$ кДж ,
$\Delta S = 95{,}81 - (192{,}66 + 186{,}79) = -283{,}64$ Дж/К· моль,
$\Delta G = -175{,}97 - 298(-283{,}64\cdot 10^{-3}) = -91{,}45$ кДж.
$\Delta G < 0$, тобто реакція перебігає самочинно за стандартних умов.

Задачі для самостійного розв′язування

1. Визначити знак зміни ентропії для реакції: $2A_{2(г)}+B_{2(г)}=2A_2B_{(р)}$. Чи можливий перебіг цієї реакції за стандартних умов? Відповідь обґрунтуйте.

2. Надано два можливих шляхи метаболізму глюкози:

а) $C_6H_{12}O_{6(р)} = 2\ C_2H_5OH_{(р)} + 2CO_{2(г)}$;

б) $C_6H_{12}O_{6(р)} + 6O_{2(г)} = 6CO_{2(г)} + 6H_2O_{(р)}$.

Порівняйте ΔG для цих реакцій за стандартних умов. Який процес є більш вірогідним?

Відповідь: а) $\Delta G° = -222{,}6$ кДж; б) $\Delta G° = -2675{,}5$ кДж. Вірогіднішою є реакція (б).

3. Встановити, перебіг яких з наведених реакцій можливий за стандартних умов:

а) $N_{2(г)} + ½\ O_{2(г)} = N_2O_{(г)}$;

б) $4\ HC1_{(г)} + O_{2(г)} = 2\ C1_{2(г)} + 2\ H_2O_{(р)}$;

в) $Fe_2O_{3(к)} + 3\ CO_{(г)} = 2\ Fe_{(к)} + 3\ CO_{2(г)}$.

Відповідь: (б) і (в).

4. Використовуючи довідкові дані, показати, що за стандартних умов (Т = 298 К) перебіг реакції $Cu_{(к)} + ZnO_{(к)} = CuO_{(к)} + Zn_{(к)}$ неможливий.

5. Обчислити зміну енергії Гіббса і визначити, чи можливі за стандартних умов наведені реакції:

а) $SO_{2(г)} + 2H_2S_{(г)} = 3S_{(тв)} + 2H_2O_{(р)}$;

б) $Cl_{2(г)} + 2H_2O_{(г)} = 4HCl_{(г)} + O_{2(г)}$.

Відповідь: а) –16,8 кДж, реакція можлива; б) 76,4 кДж, реакція за стандартних умов неможлива.

6. Обчисліть ΔG^{o}_{298} нижченаведених реакцій:

а) $MgO_{(тв)} + CO_{2(г)} = MgCO_{3(тв)}$; в) $CaO_{(тв)} + CO_{2(г)} = CaCO_{3(тв)}$;

б) $BaO_{(тв)} + CO_{2(г)} = BaCO_{3(тв)}$; г) $SrO_{(тв)} + CO_{2(г)} = SrCO_{3(тв)}$.

Питання для самоконтролю

1. Дайте визначення ентропії та вільної енергії Гіббса. Який фізичний зміст цих термодинамічних функцій?

2. Порівняйте ентропії однієї й тієї ж речовини у твердому, рідкому і газоподібному станах при сталій температурі. В якому стані ентропія більше? Поясніть.

3. Як можна пояснити зростання ентропії системи у разі підвищення температури?

4. В яких випадках зміна ентропії визначає направленість процесу?

5. Напишіть математичний вираз об′єднаного закону хімічної термодинаміки та вкажіть, що характеризує ентальпійний і ентропійний чинники.

6. Як можна розрахувати $\Delta G°$ процесу?

7. За яких умов $\Delta G°$ визначає направленість процесу?

9. ШВИДКІСТЬ ТА МЕХАНІЗМИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. КАТАЛІЗ

Середня та миттєва швидкість реакції. Поняття про механізм реакцій. Прості та складні реакції. Чинники, що впливають на швидкість хімічних реакцій у гомогенних та гетерогенних системах. Закон дії мас. Константа швидкості хімічної реакції, її фізичний

зміст. Порядок та молекулярність реакції. Рівняння константи швидкості реакції першого порядку.

Залежність швидкості реакції від температури (рівняння Арреніуса та правило Вант-Гоффа). Енергія активації. Залежність енергії активації від механізму перебігу реакції. Теорії активних зіткнень молекул та перехідного стану. Каталіз. Енергія активації каталітичних реакцій та механізм дії каталізаторів. Поняття про ферментний каталіз у біологічних системах.

Основні терміни та поняття: закон дії мас, правило Вант-Гоффа, температурний коефіцієнт швидкості реакції.

Закон дії мас

Швидкість хімічної реакції характеризує інтенсивність хімічного процесу, тобто число елементарних актів взаємодії або розкладання за одиницю часу, або в одиниці об′єму, або на одиницю поверхні.

Для гомогенних процесів, що відбуваються без зміни об′єму, швидкість хімічної реакції визначають як зміну концентрації реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу.

Цю залежність виражає ***закон дії мас*** К. Гульдберга і П. Вааге (1867 р.): *швидкість хімічної реакції при сталій температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, які дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, що стоять перед формулами відповідних речовин у рівнянні реакції.*

У загальному вигляді для реакції $aA + bB + dD + ...$ закон дії мас можна записати так:

$$V = kC_A^a C_B^b C_D^d, \qquad (9.1)$$

де C_A, C_B, C_D – концентрації речовин А та В, моль/л; k – коефіцієнт пропорційності, для кожної реакції при постійній температурі він є сталою величиною, яку називають константою швидкості реакції. Константа швидкості залежить від природи реагуючих речовин і температури. Чим більша константа швидкості, тим більша швидкість перебігу реакції.

Швидкість хімічних реакцій здебільшого зростає з підвищенням температури. Залежність швидкості хімічних реакцій від температури виражають ***правилом Вант-Гоффа*** (1884 р.): *при підвищенні температури системи на кожні 10 градусів швидкість реакцій зростає в 2-4 рази.*

Правило Вант-Гоффа виражають співвідношенням:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \qquad (9.2)$$

V_{t_1} – швидкості реакцій відповідно при початковій t_1 та кінцевій t_2 температурах; γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції, що вказує, у скільки разів зростає швидкість даної реакції в разі підвищення температури системи на кожні 10 градусів.

Оскільки концентрація не залежить від температури, то вплив нагрівання на швидкість реакції в основному визначається збільшенням константи швидкості k. У зв'язку з цим залежність швидкості реакції від температури виражають через відношення константи швидкості (при t° + 10°) до константи швидкості тієї ж реакції при t°:

$$\gamma = \frac{k_{(t^o+10^o)}}{k_{t^o}}.$$

Градуси за шкалою Кельвіна і шкалою Цельсія мають однакові абсолютні значення, але різну початкову точку: 0 К відповідає -273,15 ^oC. Значення температурного коефіцієнта γ відповідно до правила Вант-Гоффа найчастіше лежать в межах 2-4, але відомо багато реакцій, де цей коефіцієнт менший за 2 або більший за 4.

Правило Вант-Гофа є наближеним, температурний коефіцієнт можна вважати біль-менш сталим тільки у вузькому інтервалі температур. Точніше зміст залежності швидкості реакції від температури передають за допомогою рівняння Арреніуса.

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Визначити, як зміниться швидкість реакції синтезу амоніаку $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} = 2NH_{3(г)}$ у разі:

а) збільшення концентрації реагентів у 3 рази;

б) зниження тиску в реакційній суміші в 2 рази.

Розв'язок:

а) Збільшення концентрації реагентів.

Запишемо кінетичне рівняння для реакції $N_{2(г)}+3H_{2(г)} = 2NH_{3(г)}$:

$$V_1 = kC_{N_2} \cdot C^3_{H_2}.$$

Запишемо кінетичне рівняння для реакції $N_{2(г)}+3H_{2(г)} = 2NH_{3(г)}$ після збільшення концентрації N_2 та H_2 у 3 рази

$$V_2 = k{\cdot}3C_{N_2} \cdot (3C_{H_2})^3 = k{\cdot}3{\cdot}C_{N_2} \cdot 27{\cdot}C^3_{H_2} = 81\ k{\cdot}C_{N_2} \cdot C^3_{H_2}.$$

Відношення швидкостей дорівнює: $\frac{V_2}{V_1} = 81.$

б) Зниження тиску в реакційній суміші:

концентрації газуватих речовин пропорційні тиску: у разі зниження тиску в 2 рази концентрації газуватих речовин також зменшуються у 2 рази. Тож, якщо до зміни тиску концентрації N_2 і H_2 були рівні, C_{N_2} та C_{H_2}, то після зниження тиску в 2 рази, вони дорівнюють $\frac{C_{N_2}}{2}$ та $\frac{C_{H_2}}{2}$. Швидкості реакції до і після зміни тиску дорівнюють:

$V_1 = kC_{N_2} \cdot C^3_{H_2}$,

$$V_2 = k\frac{C_{N_2}}{2}\left(\frac{C_{H_2}}{2}\right)^3 = k\frac{C_{N_2}}{2}\frac{C^3_{H_2}}{8} = \frac{1}{16}\ kC_{N_2} \cdot C^3_{H_2}.$$

Відповідь: у разі а) збільшення концентрацій реагентів у 3 рази, швидкість реакції збільшується у 81 раз; б) зниження тиску в реакційній суміші удвічі, швидкість реакції зменшується у 16 разів.

Приклад 2

Вихідні концентрації CO та Cl_2 у реакції $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrow COCl_{2(г)}$ дорівнюють 0,3 та 0,2 моль/л, відповідно. Визначити, у скільки разів збільшиться швидкість наведеної реакції, якщо концентрацію CO збільшити до 0,6 моль/л , а концентрацію Cl_2 до 1,2 моль/л?

Дано:	*Розв'язок:*
$C_{1вих}(CO) = 0{,}3$ моль/л; $C_{1вих}(Cl_2) = 0{,}2$ моль/л; $C_{2вих}(CO) = 0{,}6$ моль/л; $C_{2вих}(Cl_2) = 1{,}2$ моль/л	$CO_{(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrow COCl_{2(г)}$ $V_1 = k_1\, C_{CO}\, C_{Cl_2}$, $V_2 = k_2\, C_{CO}\, C_{Cl_2}$ $\frac{V_2}{V_1} = \frac{k_2 C_{CO}\, C_{Cl_2}}{k_1 C_{CO}\, C_{Cl_2}} = \frac{0{,}6{\cdot}1{,}2}{0{,}3{\cdot}0{,}2} = 12.$
V_2/V_1=	*Відповідь*: швидкість реакції збільшиться у 12 разів.

Приклад 3

Константа швидкості реакції 2A + B = C при C_A = 5 моль/л, C_B = =6 моль/л дорівнює 0,5 моль/л·с. Визначити швидкість наведеної реакції. Як зміниться швидкість реакції, коли в реакційній суміші залишиться 45% речовини B?

Дано:	*Розв'язок:*
C_A = 5 моль/л; C_B = 6 моль/л; ω_B = 45 %	2A + B = C Згідно із законом дії мас $V = k\,C_A^2 C_B$. 1) обчислюємо початкову швидкість реакції
V_1 = ? V_2 = ?	$V_1 = 0{,}5 \cdot 6^2 \cdot 5 = 90{,}0$ моль/л·с.

2) Через деякий час після початку реакції в суміші залишиться 45% речовини В, тобто концентрація речовини В буде дорівнювати

$C_B = 5 \cdot 0{,}45 = 2{,}25$ моль/л,

і це означає, що концентрація речовини В зменшилась на 5–2,25=2,75 моль/л.

За рівнянням реакції, речовини А та В взаємодіють у співвідношенні 2:1, отже, концентрація речовини А зменшиться на 2,75·2 = 5,5 моль/л і буде дорівнювати :

$C_A = 6 - 5{,}5 = 0{,}5$ моль/л;

$V_2 = 0{,}5 \cdot (0{,}5)^2 \cdot 2{,}25 = 0{,}28$ моль/л·с.

Відповідь: V_1 = 90,0 моль/л·с, V_2 = 0,28 моль/л·с, швидкість реакції зменшиться.

Приклад 4

У разі підвищення температури на 20 °С швидкість реакції збільшилась в 9 разів. Чому дорівнює температурний коефіцієнт цієї реакції та у скільки разів збільшиться її швидкість за умови підвищення температури на 30 °С та на 100 °С?

Дано:	*Розв'язок:*
$V_2/V_1 = 9$ $\Delta t_1 = 20$ °С $\Delta t_2 = 30$ °С $\Delta t_3 = 100$ °С	Правило Вант-Гоффа $V_2/V_1 = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$. 1.Знаходимо температурний коефіцієнт $V_2/V_1 = \gamma^{\frac{20}{10}}$; $9 = \gamma^{\frac{20}{10}}$; $9 = \gamma^2$; $\gamma = \sqrt{9} = 3$.
γ = ? V_2/V_1 = ?	2. Знаходимо у скільки разів збільшиться швидкість реакцій у разі підвищення температури на 30 °С:

$$V_2/V_1 = 3^{\frac{30}{10}}; \quad V_2/V_1 = 3^3; \quad V_2/V_1 = 27.$$

3. Знаходимо у скільки разів збільшиться швидкість реакцій у разі підвищення температури на 100 °С:

$V_2/V_1 = 3^{\frac{100}{10}}$; $V_2/V_1 = 3^{10} = 59049$.

Відповідь: $\gamma = 3$, швидкість реакції збільшиться у 27 та 59049 разів, відповідно.

Приклад 5

Визначити, у скільки разів збільшиться швидкість реакції у разі підвищення температури від 10 до 50 °С, якщо температурний коефіцієнт реакції $\gamma = 4$.

Дано:	*Розв'язок:*
$t_1 = 10$ °С $t_2 = 50$ °С $\gamma = 4$	Правило Вант-Гоффа $V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$.
$\gamma = ?$ $V_2/V_1 = ?$	$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{50-10}{10}}$,

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{40}{10}} = V_{t_1} \cdot \gamma^4 = V_{t_1} \cdot 4^4 , \quad V_{t_2}/V_{t_1} = 4^4 = 256.$$

Відповідь: у разі підвищення температури від 10 до 50 °С швидкість реакції збільшується у 256 разів.

Задачі для самостійного розв′язування

1. Знайти значення константи швидкості реакції $A + B \rightarrow AB$, якщо при концентраціях речовин А та В 0,05 і 0,01 моль/л, відповідно, швидкість реакції дорівнює $5 \cdot 10^{-5}$ моль/л·хв. *Відповідь:* 0,1 л/моль·хв.

2. Початкові концентрації речовин в реакції $CO + H_2O \leftrightarrow CO_2 + H_2$ складали (моль/л): $C(CO) = 0{,}05$; $C(H_2O) = 0{,}06$; $C(CO_2) = 0{,}4$; $C(H_2) = 0{,}2$. Визначте концентрації всіх речовин, що, беруть участь у реакції після того, як прореагувало 60% H_2O. *Відповідь:* $C(CO) = 0{,}24$; $C(O_2) = 0{,}14$; $C(CO_2) = 0{,}76$; $C(H_2) = 0{,}56$ моль/л.

3. Визначити, як зміниться швидкість реакції: $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(г)}$ у разі: а) зменшення концентрації реагентів у 2 рази; б) підвищення тиску в 3 рази.

4. В скільки разів зміниться швидкість реакції $CO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)}$, якщо тиск в системі зменшити в 3 рази?

5. В системі $CO_{(г)} + Cl_2 \rightarrow COCl_2$ концентрацію СО збільшили від 0,3 до 1,2 моль/л, а концентрацію Cl_2 – від 0,2 до 0,6 моль/л. У скільки разів зросла швидкість прямої реакції. *Відповідь*: у 12 разів.

6. Обчислити, як зміниться швидкість реакції, температурний коефіцієнт якої дорівнює 2, у разі: а) підвищення температури на 30 °С; б) зниження температури від 70 °С до 20 °С. *Відповідь*: а) збільшиться у 8 разів; б) зменшиться у 32 рази.

7. В скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температуру підвищити на 40 °С ($\gamma = 3$)? *Відповідь*: у 81 рази.

8. На скільки градусів потрібно знизити температуру, щоб швидкість реакції зменшилася у 27 разів, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3? *Відповідь*: на 30 °С.

9. Чому дорівнює температурний коефіцієнт реакції, якщо при підвищенні температури на 40 °С швидкість її збільшується у 256 разів? *Відповідь*: $\gamma = 4$.

10. Температурний коефіцієнт швидкості деякої реакції складає 2,3. В скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції, якщо підвищіти температуру на 25 °С? *Відповідь*: у 8 разів.

11. В результаті збільшення температури на 30 °С швидкість реакції збільшилася у 27 разів. Обчислити температурний коефіцієнт реакції. У скільки разів зміниться швидкість реакції, якщо температура в ході реакції змінилася від 25 °С до 55 °С, а температурний коефіцієнт становить 2?

Питання для самоконтролю

1. Що таке швидкість хімічної реакції, від яких чинників вона залежить, в яких одиницях її виражають?

2. В чому полягає різниця між істинною та середньою швидкістю хімічної реакції

3. Сформулюйте закон дії мас. Який фізичний зміст константи швидкості реакції?

4. Якою є форма запису рівнянь швидкості реакції? Написати кінетичні рівняння для реакції:

а) розкладання нітроген(V) оксиду; б) окиснення нітроген(II) оксиду; в) взаємодії феруму з хлором.

5. Що характеризує константа швидкості хімічної реакції? Який її фізичний зміст та від яких факторів вона залежить?

6. Дайте визначення, що таке порядок та молекулярність реакції.

7. Навести приклади реакцій нульового, першого і другого порядку, вказати їх молекулярність.

8. Що таке період напіврозпаду речовини і як його визначити?

9. Чому у більшості випадків швидкість реакції збільшується у разі підвищення температури?

10. Сформулюйте та надайте математичну форму запису правила Вант-Гоффа.

11. Що таке температурний коефіцієнт швидкості реакції?

12. Збільшення швидкості реакції з підвищенням температури, викликається головним чином: а) збільшенням середньої кінетичної

енергії молекул; б) зростанням числа активних молекул; в) зростанням числа зіткнень?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5
Вивчення залежності швидкості хімічних реакцій від різних чинників

Вплив концентрації й температури на швидкість хімічної реакції зручно вивчати на прикладі реакції розкладання тіосульфатної кислоти:

$H_2S_2O_3 = H_2O + SO_2\uparrow + S\downarrow$.

$H_2S_2O_3$ утворюється під дією сильніших кислот на її солі. Наприклад, під дією сульфатної кислоти на сіль натрій тіосульфату реакція практично повністю відбувається за рівнянням:

$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = H_2S_2O_3 + Na_2SO_4$.

Сіль $Na_2S_2O_3$ досить стійка і в розчині не розкладається, кислота $H_2S_2O_3$ нестійка і швидкість її розкладання залежить від концентрації цієї кислоти.

Дослід 1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації

У досліді визначається час утворення опалесценції (каламуті), обумовленої утворенням сульфуру внаслідок реакції:

$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2\uparrow + S\downarrow + H_2O$.

Приготуйте три розчини натрій тіосульфату різних концентрацій. Для цього у три сухі пробірки внесіть:

1 пробірка		2 пробірка		3 пробірка	
0,01 М $Na_2S_2O_3$	H_2O	0,01 М $Na_2S_2O_3$	H_2O	0,01 М $Na_2S_2O_3$	H_2O
4 краплі	8 крапель	8 крапель	4 краплі	12 крапель	-

у першу – 4 краплі 0,01 М розчину натрій тіосульфату та 8 крапель води;

у другу – 8 крапель 0,01 М розчину натрій тіосульфату та 4 краплі води;

у третю – 12 крапель 0,01 М розчину натрій тіосульфату.

2. У першу пробірку додайте 1 краплю 2 н розчину сульфатної кислоти, одночасно включіть секундомір. Виміряйте час від моменту додавання кислоти до появи у розчині помітної опалесценції. Аналогічно проведіть досліди з другою та третьою пробірками.

3. Заповніть таблицю:

№ пробірки	Концентрація $Na_2S_2O_3$, відносні одиниці	Час перебігу реакції, с	$V = \frac{1}{\tau}$, c^{-1}
1	1/3 (4 краплі)		
2	2/3 (8 крапель)		
3	1 (12 крапель)		

4. Накресліть графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. На осі абсцис відкладіть концентрації натрій тіосульфату, на осі ординат – відповідні їм швидкості у відносних одиницях:

$$V = \frac{1}{\tau}, c^{-1}$$

де τ – час перебігу реакції.
Зробіть висновок про залежність швидкості реакції від концентрації.

Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції

1. У три пробірки внесіть по 10 крапель 1 н розчину натрій тіосульфату. Вставте їх в отвори кришки стакана з водою. Виміряйте температуру води та додайте в одну з пробірок 1 краплю 2 н розчину сульфатної кислоти. Виміряйте час до появи у розчині помітної опалесценції.

2. Додайте гарячої води в стакан до підвищення температури на 10°С. Через декілька хвилин у другу пробірку додайте 1 краплю 2 н розчину сульфатної кислоти. Замірте час перебігу реакції.

3. Підвищить температуру води ще на 10°С. Аналогічно проведіть дослід у третій пробірці.

4. Побудуйте графік залежності швидкості реакції від температури та зробіть відповідний висновок.

10. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Оборотні і необоротні хімічні реакції та стан хімічної рівноваги. Кількісна характеристика стану хімічної рівноваги.

Константа хімічної рівноваги та її зв'язок зі стандартною зміною енергії Гіббса. Принцип Ле Шательє-Брауна.

Основні терміни та поняття: необоротні та оборотні реакції, хімічна рівновага, рівноважні концентрації, принцип Ле Шательє, вплив концентрації, тиску, температури на стан рівноваги.

Хімічні реакції бувають *необоротні* та *оборотні*. *Необоротні реакції* відбуваються доти, доки не витратиться одна з реагуючих речовин, тобто до кінця. *Оборотні реакції* відбуваються не до кінця, при цьому жодна з реагуючих речовин не витрачається повністю. Оборотні реакції відбуваються як у прямому, так і у протилежному напрямках.

У рівняннях оборотних реакцій замість знака дорівнює ставлять протилежно напрямлені стрілки. Більшість хімічних реакцій належить до оборотних.

Стан оборотних реакції, при якому швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції, називається *хімічною рівновагою*.

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є її константа. Для реакції:

$$aA + bB \rightleftarrows cC + dD,$$

згідно з законом дії мас, швидкості прямої V_1 та зворотної V_2 реакцій виражають рівняннями:

$$V_1 = k_{пр}[A]^a[B]^b; \qquad (10.1)$$

$$V_2 = k_{звор}[C]^c[D]^d. \qquad (10.2)$$

У стані рівноваги швидкості прямої та зворотної реакцій однакові, тобто $V_1 = V_2$

$$k_{прям}\,[A]^a[B]^b = k_{звор}\,[C]^c[D]^d\ ;$$

$$K_p = k_{прям}/k_{звор} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}\ . \qquad (10.3)$$

Отже, в момент встановлення хімічної рівноваги відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин є сталою величиною. Ця величина називається *константою хімічної рівноваги.*

Рівноважні концентрації – це концентрації, що встановлюються в стані хімічної рівноваги.

Для гетерогенних реакцій у вираз константи рівноваги, аналогічно виразу закону дії мас, входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають у газовій або рідкій фазі. Тому для реакції:

$$CO_2 + C \rightleftarrows 2\,CO,$$

вираз константи хімічної рівноваги запишеться так: $K_p = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$.

Константа хімічної рівноваги визначає глибину перебігу процесу в момент досягнення стану рівноваги. Чим більша величина K_p, тим повніше взаємодіють речовини. Повнота перебігу процесу залежить від концентрації реагентів. Величина константи хімічної рівноваги залежить від

природи реагуючих речовин, температури і не залежить від тиску (в разі не дуже високого його значення), концентрації реагуючих речовин і продуктів реакції та від наявності або відсутності домішок.

Зміщення (зсув) хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє

Хімічна рівновага є динамічною рівновагою і залежить від зовнішніх умов, зміна яких впливає на швидкості прямої і зворотної реакцій.

Перехід реакційної системи з одного стану рівноваги в інший називають *зміщенням (зсувом) хімічної рівноваги*.

Напрямок зміщення рівноваги визначається за принципом, який був сформульований французьким вченим А. Л. Ле Шательє (1884 р.): *якщо на рівноважну систему впливають іззовні, то рівновага зміщується в бік тієї реакції (прямої або зворотньої), яка зменшує цей вплив.*

Найважливішими зовнішніми чинниками, які можуть призводити до зміщення хімічної рівноваги, є: а) концентрації реагентів; б) температура; в) тиск.

Вплив концентрації на стан рівноваги

Добавлення в систему однієї з вихідних речовин спричиняє зміщення рівноваги вправо, а добавлення продуктів реакції – вліво.

Вплив тиску на стан рівноваги

Для газових систем на стан хімічної рівноваги впливає тиск, оскільки зі збільшенням тиску зростає концентрація газових компонентів у даній системі.

Реакції, що супроводжуються зменшенням об'єму, легше йдуть при підвищеному тиску. Підвищення тиску зумовлює зміщення хімічної рівноваги в напрямку процесу, який супроводжується зменшенням об'єму, а зниження тиску викликає зміщення рівноваги у протилежний бік.

В разі підвищення тиску рівновага зміщується в бік зменшення числа молекул газів, тобто в бік зниження тиску, а в разі зниження тиску – в бік збільшення числа молекул газів, тобто в бік підвищення тиску (табл. 10.1).

Вплив температури на стан рівноваги

Вплив температури на хімічну рівновагу пов’язаний з тим, що екзотермічна та ендотермічна реакції неоднаково чутливі до температури. Згідно з принципом Ле Шательє, у разі підвищення температури системи (нагрівання), рівновага зміщується в бік процесу, який супроводжується поглинанням теплоти, тобто в бік ендотермічної реакції.

Таблиця 10.1

Вплив змін умов на стан хімічної рівноваги

Зміни умов		Напрямок зміщення рівноваги
Концентрація вихідних речовин	↑ підвищення	Рівновага зміщується в бік продуктів реакції
	↓ зниження	Рівновага зміщується в бік вихідних речовин
Температура	↑ підвищення	Рівновага зміщується в бік ендотермічної реакції ($Q < 0$; $\Delta H > 0$)
	↓ зниження	Рівновага зміщується в бік екзотермічної реакції ($Q > 0$; $\Delta H < 0$)
Тиск	↑ підвищення	Рівновага зміщується в бік зменшення об′єму системи, тобто в бік зменшення числа молекул газів
	↓ зниження	Рівновага зміщується в бік збільшення об′єму системи, тобто в бік збільшення числа молекул газів

У разі зниження температури рівновага зміщується в бік того процесу, який супроводжується виділенням теплоти, тобто в бік екзотермічної реакції. Отже, нагрівання сприяє перебігу ендотермічного, а охолодження – екзотермічного процесу (табл. 10.1).

Таким чином, підвищення температури зміщує рівновагу в бік ендотермічної реакції, а зниження – в бік екзотермічної реакції.

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Визначте константу рівноваги реакції $4HCl_{(г)}+O_{2(г)}\leftrightarrow 2H_2O_{(г)}+2Cl_{2(г)}$, якщо рівноважні концентрації дорівнюють (моль/л): $[Cl_2]$ = 0,04; $[H_2O]$= 0,20; $[HCl]$ = 0,08; $[O_2]$ = 0,10.

Дано:	*Розв'язок:*
$[Cl_2]$ = 0,04 моль/л; $[H_2O]$ = 0,20 моль/л; $[HCl]$ = 0,08 моль/л; $[O_2]$ = 0,10 моль/л	$4\,HCl_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$, $K_p = \frac{[H_2O]^2\,[Cl_2]^2}{[HCl]^4[O_2]} = \frac{[0,2]^2\cdot[0,04]^2}{[0,08]^4\cdot[0,1]} =$ $= \frac{0,04\cdot 0,0016}{0,00004\cdot 0,1} = 1,6\cdot 10^3$.
K_p = ?	*Відповідь:* $K_p = 1,6\cdot 10^3$

Приклад 2

Реакція перебігає за рівнянням A + B ↔ 2C. Визначити рівноважні концентрації реагуючих речовин, якщо вихідні концентрації речовин A та B дорівнюють 0,5 і 0,7 моль/л, відповідно, а константа рівноваги становить 50.

Дано:	*Розв'язок:*
$C_{вих}(A)$ = 0,5 моль/л $C_{вих}(B)$ = 0,7 моль/л K_p = 50	$K_p = \frac{[C]^2}{[A][B]}$
[A], [B] = ?	

	[A]	[B]	2[C]
Вихідні концентрації	0,5	0,7	-
Прореагувало молей	x	x	-
Утворилось продуктів реакції	-	-	2x
Рівноважні концентрації	0,5 – x	0,7 – x	2x

$$K_p = \frac{(2x)^2}{(0,5-x)(0,7-x)} = 50$$

$$\frac{4x^2}{0,35-0,5x-0,7x+x^2} = 50 ;$$

$4x^2 = 17,5 - 60x^2 + 50x^2$;

$4x^2 - 17,5 + 60x^2 - 50x^2 = 0$;

$-46x^2 + 60x - 17,5 = 0$;

$D = b^2 - 4ac = 60^2 - 4\cdot(-46)\cdot(-17,5) = 3600 - 3220 = 380$;

$$x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{D}}{2a} = \frac{-60 \pm \sqrt{380}}{2(-46)} ;$$

$$x_1 = \frac{-60-19,5}{2(-46)} = \frac{-79,5}{-92} = 0,86 ; \quad x_2 = \frac{-60+19,5}{2(-46)} = \frac{-40,5}{-92} = 0,44 \text{ моль/л};$$

[A] = 0,5 – 0,44 = 0,06 моль/л; [B] = 0,7 – 0,44 = 0,26 моль/л.

Відповідь: [A] = 0,06 моль/л; [B] = 0,26 моль/л.

Приклад 3

Рівновага в системі $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2\ HI$ встановилась при наступних концентраціях: $[H_2]$ = 0,25 моль/л; $[I_2]$ = 0,05 моль/л; [HI] = 0,9 моль/л. Визначити вихідні концентрації йоду та водню.

Дано:	*Розв'язок:*
$[H_2]$ = 0,25 моль/л; $[I_2]$ = 0,05 моль/л; [HI] = 0,9 моль/л.	$H_2 + I_2 \leftrightarrow 2\ HI$ $\quad K_p = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$
$C_{вих}(I_2)$ = ? $C_{вих}(H_2)$ = ?	1.За рівнянням реакції з 1 моль H_2 утворюється 2 моль HI x моль H_2 – 0,9 моль HI

x = 0,9/2 = 0,45 моль,
тобто x – це кількість моль H_2, що прореагувала,
з 1 моль I_2 утворюється 2 моль HI
x моль I_2 – 0,9 моль HI
x = 0,9/2 = 0,45 моль,
x – кількість моль I_2, що прореагувала.
$C_{вих} = C_{рівнов} + C_{прореаг}$
$C_{вих}(H_2)$ = 0,25 + 0,45 = 0,7 моль/л; $C_{вих}(I_2)$ = 0,05 + 0,45 = 0,5 моль/л

2.

	$[H_2]$	$[I_2]$	2[HI]
Вихідні концентрації	x	x	-
Прореагувало молей	0,9/2=0,45	0,9/2=0,45	-
Утворилось продуктів реакції	-	-	0,9
Рівноважні концентрації	0,25	0,5	0,9

$C_{вих}(H_2)$ = 0,25 + 0,45 = 0,7 моль/л;
$C_{вих}(I_2)$ = 0,05 + 0,45 = 0,5 моль/л.
Відповідь: $C_{вих}(H_2)$ = 0,7 моль/л; $C_{вих}(I_2)$ = 0,5 моль/л.

Приклад 4

Як вплине на стан рівноваги оборотних реакцій:

$4HCl + O_2 \leftrightarrow 2H_2O + 2Cl_2$, $\Delta H° = -114,5$ кДж;

$N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$, $\Delta H° = 180,7$ кДж;

1) зниження температури;
2) збільшення концентрації кисню;
3) підвищення тиску.

Розв'язок:

1) Зниження температури.

$4HCl + O_2 \leftrightarrow 2H_2O + 2Cl_2$, $\Delta H° = -114,5$ кДж.

Реакція перебігає з виділенням теплоти (реакція екзотермічна, $\Delta H° < 0$), тому зниження температури буде зміщувати рівновагу в бік екзотермічної реакції, тобто у бік прямої реакції →.

$N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$, $\Delta H° = 180,7$ кДж.

Реакція ендотермічна ($\Delta H° > 0$), тому зниження температури буде зміщувати рівновагу реакції у протилежному напрямку, тобто у бік екзотермічної реакції (зворотної реакції ←)

2*) Збільшення концентрації кисню.*

$4HCl + O_2 \leftrightarrow 2H_2O + 2Cl_2$, $\Delta H° = -114,5$ кДж;

$N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$, $\Delta H° = 180,7$ кДж.

Збільшення концентрації кисню (вихідної речовини) призведе до зміщення рівноваги у бік продуктів реакції у випадку обох реакцій.

3) Збільшення тиску.

Підвищення тиску зумовлює зміщення хімічної рівноваги в бік зменшення об′єму системи, тобто в бік зменшення числа (кількості) молекул газів.

$4HCl + O_2 \leftrightarrow 2H_2O + 2Cl_2$, $\Delta H° = -114,5$ кДж.

В прямій реакцій беруть участь 4 молекули HCl та 1 молекула O_2, загалом 5 молекул. У зворотній реакцій беруть участь 2 молекули H_2O та 2 молекули Cl_2, загалом 4 молекули. Тобто в прямій реакцій взаємодіють 5 молекул, а у зворотній – 4, тому рівновага буде зміщена в бік прямої реакції $\rightarrow$.

У випадку реакції $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$, $\Delta H° = 180,7$ кДж, тиск не буде впливати на стан рівноваги, тому що кількість молекул прямої реакцій дорівнює кількості молекул зворотної реакції (2 молекули).

Приклад 5

Як можна, змінюючи тиск, підвищити вихід продуктів наступних реакцій:

а) $2\ NO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2\ NO_{2(г)}$;

б) $N_2O_{4(г)} \leftrightarrow 2\ NO_{2(г)}$

в) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2\ SO_{3(г)}$;

г) $PCl_{5(г)} \leftrightarrow PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)}$?

Розв’язок:

Реакції **а)** та **в)** в прямому напрямку призводять до зменшення загальної кількості молекул газів, тому згідно з принципом Ле Шательє, підвищення тиску призведе до зміщення рівноваги в бік продуктів реакції. Тому для підвищення виходу продуктів у разі реакцій а) та в) треба підвищити тиск в системі.

Реакції **б)** та **г)** в прямому напрямку призводять до збільшення молекул газів, і підвищення тиску призведе до зміщення рівноваги у бік зворотної реакції, тому для збільшення виходу продуктів реакцій б) та г) тиск в системі необхідно зменшити.

Задачі для самостійного розв′язування

1. Константа рівноваги оборотної реакції $A_{(г)} + B_{(г)} \leftrightarrow C_{(г)} + D_{(г)}$ дорівнює 1. Обчислити рівноважні концентрації цих речовин, якщо відомо, що вихідні концентрації речовин А і В дорівнюють, відповідно, 6 моль/л і 4 моль/л. *Відповідь:* [А] = 3,6 моль/л; [В] = 1,6 моль/л; [С] = =2,4 моль/л; [D] = 2,4 моль/л.

2. При деякій температурі рівноважні концентрації реагентів оборотної реакції $2A_{(г)} + B_{(г)} \leftrightarrow 2C_{(г)}$ складали: [А] = 0,04 моль/л, [В] = 0,06 моль/л, [С] = 0,02 моль/л. Обчислити константу рівноваги та вихідні концентрації речовин А і В. *Відповідь:* К = 4,16; $C_{вих}(A)$ = 0,06 моль/л; $C_{вих}(B)$ = 0,07 моль/л.

3. Метиловий естер метоксіоцтової кислоти (проміжний продукт синтезу вітаміну B_6) отримують за реакцією:

$CH_3OCH_2COOH + CH_3OH \leftrightarrow CH_3OCH_2COOCH_3 + H_2O$.

Обчислити константу рівноваги K_P реакції, якщо на момент досягнення рівноваги з 1 моль кислоти та 1 моль спирту утворилося 0,562 моль естеру. *Відповідь:* K_P = 1,646.

4. Для реакції:

L-глутамінова кислота + піруват ↔ α–кетоглутарова кислота + L-аланін

константа рівноваги при 30 °С становить 1,11. В якому напрямку буде перебігати реакція при таких концентраціях: L-глутамінова кислота та піруват по 0,00003 моль/л, α – кетоглутарова кислота та L-аланин по 0,005 моль/л? *Відповідь*: у зворотному напрямку.

5. У скільки разів необхідно збільшити концентрації реагуючих речовин в системі $2\ Al + 3\ Cl_2 = 2\ AlCl_3$, щоб швидкість реакції збільшилась у 74 рази. *Відповідь*: у 4,2 рази.

6. Знайти константу рівноваги реакції $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$, якщо початкова концентрація N_2O_4 становила 0,08 моль/л, а на момент встановлення рівноваги дисоціювало 50% N_2O_4. *Відповідь:* K_p= 0,16.

7. У стані рівноваги системи $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ концентрації речовин дорівнюють: $[N_2]$ = 3 моль/л; $[H_2]$ = 9 моль/л; $[NH_3]$ = 4 моль/л. Визначити константу рівноваги та вихідні концентрації нітрогену та водню. *Відповідь* $K_p = 7{,}3 \cdot 10^{-3}$, $C_{вих}(H_2)$= 15 моль/л, $C_{вих}(N_2)$ = 5 моль/л.

8. У гомогеній системі $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$ рівноважні концентрації дорівнюють [CO]= 0,1 моль/л; $[Cl_2]$=0,4 моль/л; $[COCl_2]$= 4 моль/л. Знайдіть константу рівноваги системи та початкові концентрації хлору карбон(II) оксид *Відповідь:* K_p = 100; $C_{вих}(CO)$ = 4,1 моль/л; $C_{вих}(Cl_2)$ = 4,4 моль/л.

9. Рівновага в системі $H_{2(г)} + I_{2(г)} \leftrightarrow 2HI_{(г)}$ встановилась при наступних концентраціях: $[H_2] = 0{,}025$ моль/л; $[I_2] = 0{,}005$ моль/л; $[HI] = 0{,}09$ моль/л. Визначити вихідні концентрації йоду і водню. *Відповідь:* $C_{вих}(H_2) = 0{,}07$ моль/л; $C_{вих}(I_2) = 0{,}05$ моль/л.

10. Константа рівноваги системи $CO + H_2O = H_2 + CO_2$ при деякій температурі дорівнює 1. Вихідні концентрації $C_{вих}(CO) = 1$ моль/л, $C_{вих}(H_2O) = 3$ моль/л. Визначити концентрації цих речовин та кінцевих продуктів у момент досягнення рівноваги. *Відповідь:* $[CO] = 0{,}25$ моль/л $[H_2O] = 2{,}25$ моль/л $[H_2] = 0{,}75$ моль/л $[CO_2] = 0{,}75$ моль/л.

11. Константа рівноваги реакції $N_2O_4 \leftrightarrow 2\ NO_2$ дорівнює 0,26. Рівноважна концентрція NO_2 становить 0,28 моль/л. Обчислити рівноважну та початкову концентрацію N_2O_4. *Відповідь:* $C_{вих}(N_2O_4) = 0{,}44$ моль/л.

12. У системі $A_{(г)} + 2\ B_{(г)} = C_{(г)}$ рівноважні концентрації речовин становлять: $[A] = 0{,}6$ моль/л; $[B] = 1{,}2$ моль/л; $[C] = 2{,}16$ моль/л. Знайдіть константу рівноваги (K_p) і вихідні концентрації речовин А і В. *Відповідь:* $K_p = 2{,}5$; $C_{вих}(A) = 2{,}76$ моль/л; $C_{вих}(B) = 5{,}52$ моль/л.

13.Константа рівноваги реакції $FeO_{(тв)} + CO_{(г)} \leftrightarrow Fe_{(тв)} + CO_{2(г)}$ при деякій температурі дорівнює 0,5. Знайти рівноважні концентрації CO і CO_2, якщо вихідні концентрації цих речовин становили: $C_{вих}(CO) = 0{,}05$ моль/л, $C_{вих}(CO_2) = 0{,}01$ моль/л. *Відповідь:* $[CO] = 0{,}04$ моль/л; $[CO_2] = 0{,}02$ моль/л.

14. Константа рівноваги реакції $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ дорівнює 0,1. Рівноважні концентрації $[H_2] = 0{,}2$ моль/л, $[NH_3] = 0{,}08$ моль/л. Визначити початкову та рівноважну концентрації нітрогену. *Відповідь*: 0,804 та 8 моль/л

15. За деяких умов рівновага у системі $CO + H_2O = H_2 + CO_2$ встановлюється при наступних концентраціях: $[CO] = 1$; $[H_2O] = 4$, $[H_2] = [CO_2] = 2$ моль/л. Визначити рівноважні концентрації, які встановлюються в системі після збільшення концентрації CO у три рази в порівнянні з початковою. В який бік буде зміщуватись рівновага?
Відповідь: $[H_2] = [CO_2] = 2{,}73$ моль/л.

16. В якому напрямі зміщується рівновага з підвищенням температури та тиску для наступних оборотних реакцій:

а) $2H_{2(г)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{(г)}$, $\Delta H° = -484{,}6$ кДж;
б) $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, $\Delta H° = -196{,}8$ кДж;
в) $N_{2(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{(г)}$, $\Delta H° = 180$ кДж;
г) $3O_2 = 2O_3$, $\Delta H° = 184{,}7$ кДж.

17. В який бік зміщується рівновага в таких рівноважних системах у разі підвищення температури:

а) $2NO_{2(г)} = N_2O_{4(г)}$, $\Delta H° = 9{,}6$ кДж;

б) $2NO + O_2 = 2NO_2$, $\Delta H° = -13$ кДж?

16. Як вплине на стан рівноваги наступних реакцій:

$CaCO_{3(т)} \leftrightarrow CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$, $\Delta H° = 179$ кДж;

$2CO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{2(г)}$, $\Delta H° = -566$ кДж;

а) підвищення тиску; б) зниження температури?

Питання для самоконтролю

1. Який фізичний зміст константи рівноваги? Від яких факторів залежить константа хімічної рівноваги? В яких випадках оборотні хімічні реакції можуть стати практично не оборотними?

2. Сформулюйте принцип Ле Шателье. Як впливають тиск та температура на стан рівноваги?

3. В якому напрямку зміститься рівновага в системі $4Fe_{(т)} + 3O_{2(г)} \leftrightarrow 2Fe_2O_{3(т)}$ у разі збільшення тиску: а) в бік прямої реакції; б) в бік зворотної реакції; в) не зміститься?

4. Які реакції називаються послідовними, ланцюговими, спряженими, і які з них відбуваються в організмі?

5. Назвіть характерну ознаку ланцюгової реакції. Дана ланцюгова реакція $CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$, вкажіть, яка з наведених стадій не є стадією обриву ланцюга цієї реакції:

а) $CH_3^{\bullet} + Cl^{\bullet} \rightarrow CH_3Cl$;

б) $CH_3^{\bullet} + HCl \rightarrow CH_4 + Cl^{\bullet}$;

в) $CH_3^{\bullet} + CH_3^{\bullet} \rightarrow C_2H_6$;

г) $Cl^{\bullet} + Cl^{\bullet} \rightarrow Cl_2$.

6 Які речовини називають каталізаторами, інгібіторами, промоторами? Наведіть приклади.

7. Чим пояснюється підвищення швидкості реакції у разі введення в систему каталізатора: а) зменшенням енергії активації; б) збільшенням середньої кінетичної енергії молекул; в) зростанням числа зіткнень; г) зростанням числа активних молекул?

8. Що таке ферменти та металоферменти? Який механізм їх дії? Наведіть конкретні приклади.

9. Як впливає концентрація субстрату ї ферменту та температура на швидкість ферментних реакцій?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6
Вивчення впливу різних чинників на зміщення хімічної рівноваги

Дослід 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на хімічну рівновагу

1. У чотири пробірки внесіть по 5-7 крапель 0,0025 н розчину ферум(Ш) хлориду. Додайте до них 5-7 крапель 0,0025 н розчину калій роданіду. Вміст пробірок перемішайте скляною паличкою.

2. Одну пробірку залиште для порівняння (контроль). В інші додайте:
у 1 пробірку – 1 краплю насиченого розчину ферум(III) хлориду;
у 2 пробірку – 1 краплю насиченого розчину калій роданіду;
у 3 пробірку – декілька кристалів калій хлориду.

3. Порівняйте інтенсивність забарвлення розчинів з розчином у контрольній пробірці.

4. Складіть рівняння оборотної реакції та напишіть вираз константи рівноваги. Заповніть таблицю.

№ пробірки	Спостереження за зміною інтенсивності забарвлення при додаванні			Напрямок зміщення рівноваги
	насиченого розчину $FeCl_3$	насиченого розчину KSCN	кристалів KCl	
1				
2				
3				

Дослід 2. Вплив температури на хімічну рівновагу

1. У досліді використовують дві колби, сполучені між собою скляною трубкою і заповнені нітроген(IV) оксидом.

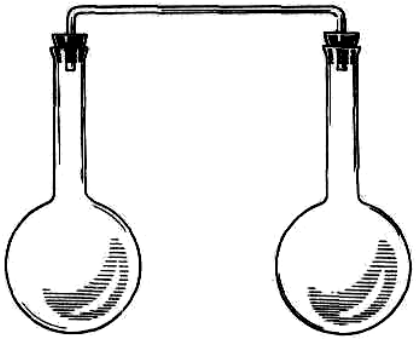


Рис. 8. Прилад для демонстрації впливу температури на хімічну рівновагу

Нітроген(IV) оксид дімеризується і внаслідок перебігу зворотної реакції досягається стан рівноваги:

$$2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4 + 54{,}39 \text{ кДж},$$

NO_2 – газ темно-бурого кольору, N_2O_4 – блідо-жовтий, майже безбарвний газ. За зміною забарвлення суміші можна дійти висновку про зміщення рівноваги в бік прямої чи зворотної реакції.

2. Одну з колб занурить в стакан з гарячою водою, а іншу – в стакан з холодною. Спостерігайте зміну забарвлення газової суміші в колбах.

Поясність дослід, виходячи з принципу Ле-Шателье.

11. РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ СКЛАДУ РОЗЧИНІВ

Способи вираження складу розчинів. Масова, об'ємна та масо-об'ємна частка розчиненої речовини. Молярна концентрація. Молярна концентрація еквівалента. Моляльність розчину. Мольна частка розчиненої речовини. Титр розчину. Приготування розчинів із заданим складом.

Процес розчинення як фізико-хімічне явище (Д. І. Менделєєв, М. С. Курнаков). Розчинність твердих речовин у рідинах, чинники, що впливають на розчинність. Розчинність газів у рідинах, її залежність від парціального тиску (закони Генрі, Генрі-Дальтона), від температури, концентрації розчинених у воді електролітів (закон Сєчєнова).

Основні терміни та поняття: концентрація, масова частка, мольна частка, моляльна та молярна концентрації, молярна концентрація еквівалента, титр, насичений, ненасичений та пересичений розчин, розчинність, закон Генрі.

Розчинами називають гомогенні системи, які складаються з двох або більшої кількості компонентів.

Компонентами розчину є розчинник та розчинені в ньому речовини. Зазвичай розчинником називають той компонент, який існує в тому самому агрегатному стані, що ї добутий розчин, наприклад, у разі розчинення цукру у воді, незалежно від кількостей цих речовин, розчинником є вода.

Якщо обидва компоненти до розчинення знаходились в одному агрегатному стані, то розчинником вважається компонент, взятий у більшій кількості, а якщо їх об'єми однакові, то байдуже, який з компонентів називати розчинником, а який розчиненою речовиною.

Найважливішою кількісною характеристикою будь-якого розчину є концентрація, яка вказує на масу або кількість розчиненої речовини, що міститься в одиниці маси або об'єму розчину або розчинника.

Залежно від концентрації розчиненої речовини розчини поділяють на розведені та концентровані.

Розведений розчин містить досить малу масу розчиненої речовини порівняно з масою розчинника, наприклад, в 100 г води розчинено 5 г гідроген хлориду. Розчин, який містить 36,5 г гідроген хлориду 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 H_2SO_4, для нітратної кислоти – 63 г HNO_3, для хлоридної кислоти – 37 г HCl в 100 г води.

Існують різні способи вираження концентрації розчинів.

Масова частка – це маса розчиненої речовини в 100 г розчину. Наприклад, розчин з масовою часткою кальцій хлориду 5% містить 5 г кальцій хлориду в 100 г розчину. Оскільки маса розчину дорівнює сумі мас розчинника та розчиненої речовини, то в наведеному прикладі кожні 100 г розчину містять 5 г кальцій хлориду та 95 г води.

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

$$\omega = \frac{m_{речов}}{m_{розчину}} \cdot 100\% , \qquad (11.1)$$

ω виражають у частках одиниці або у відсотках.

Якщо в розчині міститься одна розчинена речовина, то маса розчину дорівнює сумі мас розчинника та розчиненої речовини

$$\omega = \frac{m_{речов}}{m_{розчинник} + m_{речов}} \cdot 100\% . \qquad (11.2)$$

2. Мольна частка (N(X)) – відношення кількості розчиненої речовини або розчинника до суми кількостей всіх компонентів розчину

$$N_{речов} = \frac{n_{речов}}{n_{розчинник} + n_{речов}} . \qquad (11.3)$$

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

$$N_А = \frac{n_А}{n_А + n_Б + n_В}; \quad N_Б = \frac{n_Б}{n_А + n_Б + n_В}; \quad N_В = \frac{n_В}{n_А + n_Б + n_В}.$$

Сума мольних часток компонентів розчину дорівнює одиниці:

$$N_А + N_Б + N_В = 1.$$

3. Моляльна концентрація, моляльність показує, яка кількість розчиненої речовини припадає на 1 кг розчинника в даному розчині, та розраховується як відношення числа молів розчиненої речовини до маси розчинника:

$$C_m = \frac{n_{речов}}{m_{розчинника}} = \frac{m_{речов} \cdot 1000}{M_{речов} \cdot m_{розчину}}, \text{ [моль/кг]}. \qquad (11.4)$$

4. Молярну концентрацію розчину (C_M) визначають кількістю розчиненої речовини, яка міститься в одному літрі розчину. Розраховують як відношення числа молів розчиненої речовини до об′єму розчину. Одиниці виміру – моль/л.

$$C_M = \frac{n_{речов}}{V_{розчину}} = \frac{m_{речов}}{M_{речов} \cdot V_{розчину}}, \text{ [моль/л]}. \qquad (11.5)$$

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 – сантимолярний розчин (C_M = 0,01 моль/л),

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

5. Молярна концентрація еквівалента (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 розчину:

$$C_н = \frac{n_{еквів}}{V_{розчину}}, \text{ [моль/л]} \qquad (11.6)$$

$$C_н = \frac{m_{речов}}{E_m \cdot V_{розчину}}. \text{ [моль/л]} \qquad (11.7)$$

Наприклад, 1 н розчин сірчаної кислоти містить 1 моль-еквівалент H_2SO_4 або 49 г в 1 л розчину; 0,01 н – 0,01 моль-еквівалент або 0,49 г H_2SO_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:

$$C_{н1}V_1 = C_{н2}V_2\,, \quad \frac{C_{н_1}}{C_{н_2}} = \frac{V_2}{V_1}, \qquad (11.8)$$

де V_1 і V_2 – об'єми розчинів реагуючих речовин, $C_{н1}$ і $C_{н2}$ – 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:

$$C_M = \frac{C_н E_m}{M}\,, \qquad C_н = \frac{M \cdot C_н}{E_m}\,. \qquad (11.9)$$

Наприклад, для двоосновних кислот та двокислотних основ:

$$C_н = 2\,C_M\,, \qquad C_M = \frac{C_н}{2}\,, \qquad (11.10)$$

2 н H_2SO_4 = 1 М H_2SO_4,

1 н H_2SO_4 = 0,5 М H_2SO_4,

3 н $Ca(OH)_2$ = 1,5 М $Ca(OH)_2$.

6. <u>Титр розчину (Т)</u> показує, скільки грамів або міліграмів розчиненої речовини міститься в одному мілілітрі розчину. Одиниці виміру – г/мл або мг/мл.

$$T = \frac{m_{речов}}{V_{розчину}}. \qquad (11.11)$$

Так, якщо в 1 л розчину міститься 40 г натрій гідроксиду, то титр цього розчину дорівнює: Т = 40/1000 = 0,0400 г/мл.

Між титром та молярною концентрацією еквівалента існує залежність:

$$T = \frac{C_н \cdot E_m}{1000}\,. \qquad (11.12)$$

Розчинення найчастіше є оборотним процесом. Розчиненню відповідає зворотний процес – виділення речовини з розчину, кристалізація.

Чим більшою є концентрація розчиненої речовини, тим більше її частинок повертаються у тверду фазу. Коли швидкості розчинення і виділення речовини з розчину стають однаковими, розчин є ***насиченим,*** розчинення далі не відбувається. Отже, насичений розчин

перебуває у стані динамічної рівноваги з речовиною, що розчинюється. Якщо концентрація розчину менша, ніж у насиченому розчині, то швидкість розчинення перевищує швидкість виділення речовини з розчину, і можливе подальше розчинення даної речовини. Такий розчин називають ***ненасиченим***. Розчин, в якому міститься більша кількість розчиненої речовини, ніж її може розчинятися за даних умов, називають ***пересиченим.***

Мірою розчинності речовини за певних умов є концентрація її насиченого розчину.

Концентрацію розчиненої речовини у насиченому розчині при даній температурі називають розчинністю. Розчинність чисельно виражають такими ж способами, як і молярну концентрацію (моль/л, г/л). Часто розчинність виражають у грамах безводної речовини, яка насичує 100 г розчинника при заданій температурі. Виражену таким чином розчинність називають коефіцієнтом розчинності. Наприклад, при 20 °С в 100 г води розчиняється 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.

Розчинність різних речовин у воді різна. Якщо у 100 г води розчиняється більш ніж 10 г речовини, то вважать що речовина добре розчинна, якщо менше ніж 1 г – малорозчинна, а якщо менше ніж 0,01 г – практично нерозчинна.

Розчинність речовин залежить від природи розчинника і речовини, що розчиняється, а також від умов розчинення (температури, тиску, концентрації, наявності інших розчинених речовин).

Розчинність газів у рідинах залежить від температури та тиску. Розчинення газів у воді являє собою екзотермічний процес ($\Delta H < 0$), тому з підвищенням температури розчинність газів зменшується.

Залежність розчинності газів від тиску виражають ***законом Генрі*** (1803 р.): *маса газу, який розчиняється при сталій температурі в даному об'ємі рідини, прямо пропорційна парціальному тиску газу*. Закон Генрі виражають рівнянням:

$$C = kp, \qquad (11.13)$$

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

Згідно із законом Генрі, об'єм газу, який розчиняється при сталій температурі у даному об'ємі рідини, залежить від його парціального тиску. Розчинність газів у рідинах виражається об'ємом

газу в мілілітрах, який розчиняється в 100 мл розчинника при 0 °С (273 К) і тиску 101,325 кПа.

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

Залежність розчинності газів від наявності у розчині електролітів доведена російським фізіологом І. Сеченовим: розчинність газів у розчинах електролітів менша, ніж у чистому розчиннику. Цю залежність математично виражають рівнянням:

$$S = S_0 \cdot e^{-kC}, \qquad (11.14)$$

S – розчинність газу в розчині електроліту з концентрацією С (моль/л); S_0 – розчинність газу у воді; k – константа, яка залежіть від температури і природи компонентів розчину; е – основа натуральних логарифмів.

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Знайти молярну концентрацію і молярну концентрацію еквівалента 49%-ного розчину ортофосфатної кислоти (ρ = 1,88 г/мл).

Дано:	*Розв'язок:*
$\omega(H_3PO_4) = 49$ % $\rho = 1{,}88$ г/мл = $1{,}88 \cdot 10^3$ г/л	1. Визначення молярної концентрації кислоти в розчині: $C_M = \frac{n_{речов}}{V_{розчину}} = \frac{m_{речов}}{M_{речов} \cdot V_{розчину}}$, (1)
C_M, $C_н$ =?	

$$m_{розчину} = V \cdot \rho, \; V = \frac{m_{розчину}}{\rho}, \quad (2)$$

$$\omega = \frac{m_{речов}}{m_{розчину}} \cdot 100\%, \; m_{речов} = \frac{\omega \cdot m_{розчину}}{100}. \quad (3)$$

Підставляємо (2) і (3) у формулу (1)

$$C_M = \frac{m_{речов}}{M_{речов} \cdot V_{розчину}} = \frac{m_{речов} \cdot \rho}{M_{речов} \cdot m_{розчину}} = \frac{\omega \cdot m_{речов} \cdot \rho}{M_{речов} \cdot m_{розчину}} =$$

$$= \frac{\omega \cdot \rho}{100 \cdot M_{речов}},$$

$$C_M = \frac{49 \cdot 1{,}88 \cdot 1000}{100 \cdot 98} = \frac{49 \cdot 1{,}88 \cdot 10}{98} = 9{,}4 \text{ моль/л.}$$

2. Визначення молярної концентрації еквівалента кислоти

$$C_н = \frac{m_{речов}}{E_m \cdot V_{розчину}}, \quad (4) \qquad E_m(H_3PO_4) = \frac{M_{H_3PO_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32{,}7 \text{ г/моль.}$$

Підставляємо (2) і (3) у формулу (4)

$$C_н = \frac{m_{речов}}{E_m \cdot V_{розчину}} = \frac{m_{речов} \cdot \rho}{E_m \cdot m_{розчину}} = \frac{\omega \cdot m_{речов} \cdot \rho}{E_m \cdot m_{розчину}} = \frac{\omega \cdot \rho}{100 \cdot E_m}$$

$$C_н = \frac{49 \cdot 1{,}88 \cdot 1000}{100 \cdot 32{,}7} = \frac{49 \cdot 1{,}88 \cdot 10}{32{,}7} = 28{,}2 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: $C_н$ =28,2 моль/л , C_M= 9,4 моль/л

Приклад 2

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

Дано:	*Розв'язок:*
ρ = 1,085 г/мл $\omega_1(MnCl_2)$ = 8 %	Обчислюємо масу 1 л (1000 мл) даного розчину та масу розчиненого $MnCl_2$:
C_m, C_M, $C_н$, T = ?	$m_{розч} = V \cdot \rho$ = 1000 мл · 1,085 г/мл = 1085 г, $m(MnCl_2) = \omega \cdot m_{розч}$ = 0,08 · 1085 г = 86,80 г,

$M(MnCl_2)$ = 55 + 35,5·2 = 126 г/моль,

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

$$C_н = \frac{m_{речов}}{E_m \cdot V_{розчину}}, \qquad E_m(MnCl_2) = \frac{M(MnCl_2)}{n(Mn^{2+})B(Mn)} = \frac{126}{1 \cdot 2} = 63 \text{ г/моль,}$$

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

$$C_m = \frac{n_{речов}}{m_{розчинника}}, \qquad n(MnCl_2) = \frac{m}{M} = \frac{86{,}80}{126} = 0{,}69 \text{ моль,}$$

$m(H_2O)$ = 1085 – 86,80 = 998,2 г = 0,9982 кг.

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

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

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

Приклад 3

Обчислити та виразити різними способами концентрацію розчину 20 г сульфатної кислоти у 230 г води (густина розчину 1,052 г/мл).

Дано:	*Розв'язок:*
$m(H_2SO_4) = 20$ г $m(H_2O) = 230$ г	1. Визначення масової частки сульфатної кислоти в розчині:
$C_{розчину}$=?	$\omega = \frac{m_{речов}}{m_{розчину}} \cdot 100\%$,

$$\omega(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{m(H_2SO_4)+m(H_2O)} \cdot 100\% ,$$

$$\omega(H_2SO_4) = \frac{20}{20+230} \cdot 100\% = 8\ \%.$$

2. Визначення молярної частки сульфатної кислоти. Спочатку обчислимо число молів H_2SO_4 та H_2O:

$$n = \frac{m}{M}, \quad n(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)} = \frac{20\text{ г}}{98{,}08\text{ г/моль}} = 0{,}204 ,$$

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{230\text{ г}}{18\text{ г/моль}} = 12{,}77\text{ моль} ,$$

$$N(H_2SO_4) = \frac{n(H_2SO_4)}{n(H_2SO_4)+n(H_2O)} , \quad N(H_2SO_4) = \frac{0{,}204}{0{,}204+12{,}77} = 0{,}0157.$$

3. Обчислення моляльної концентрації розчину:

$$C_m\ (H_2SO_4) = \frac{n_{речов}}{m_{розчинника}} = \frac{0{,}204\text{ моль}}{0{,}23\text{ кг}} = 0{,}887\text{ моль/кг}.$$

4. Визначення молярної концентрації розчину:

$$C_M = \frac{n_{речов}}{V_{розчину}} = \frac{n(H_2SO_4)}{V_{розчину}},$$

$$V_{розчину} = \frac{m}{\rho} = \frac{250\text{ г}}{1{,}052\text{ г/мл}} = 237{,}6\text{ мл} = 0{,}2376\text{ л},$$

$$C_M = \frac{0{,}204\text{ моль}}{0{,}2376\text{ л}} = 0{,}858\text{ моль/л}.$$

5. Визначення молярної концентрації еквівалента:

$$C_н = \frac{n_{еквів}}{V_{розчину}} = \frac{m_{речов}}{E_m \cdot V_{розчину}},$$

$$E_m(\text{кислоти}) = \frac{M_{к-ти}}{n(H^+)}, \quad E_m(H_2SO_4) = \frac{98}{2} = 49\text{ г/моль},$$

$$C_н = \frac{20\text{ г}}{49\text{ г/моль} \cdot 0{,}2376\text{ л}} = 1{,}716\text{ моль/л}.$$

Приклад 4

У 500 мл води розчинили 50 г мідного купоросу. Яка масова частка розчиненої речовини в утвореному розчині?

Дано:	*Розв'язок:*
$V(H_2O)$ = 500 мл $m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$ = 50 г	Знаходимо массу розчину $m_{розч}$ = 500 + 50 = 550 г. Знаходимо молярну масу мідного купоросу $M(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$=64 + 32 + 16·4 + 5·18 = 250 г/моль.
$\omega(CuSO_4)$ = ?	

250 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ містить 160 г безводної солі $CuSO_4$

50 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ містить x г безводної солі $CuSO_4$.

Тому, $x = \frac{50 \cdot 160}{250} = 32$ (г).

Масову частку безводної солі розраховуємо за пропорцією:

550 г — 100%,

32 г — x,

$x = \frac{32 \cdot 100}{550} = 5{,}82\%$.

Відповідь: $\omega(CuSO_4)$ = 5,82%.

Приклад 5

Визначити маси води та солі $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, потрібні для приготування 120 г розчину з масовою часткою безводної солі 10%.

Дано:	*Розв'язок:*
$m_{розчину}$ = 120 г $\omega(MgSO_4)$ = 10%	1. З виразу для масової частки речовини $\omega = \frac{m(MgSO_4)}{m_{розчину}} \cdot 100\%$,
$m(MgSO_4 \cdot 7H_2O)$=? $m(H_2O)$ = ?	знаходимо масу безводної солі $MgSO_4$ $m(MgSO_4) = \frac{\omega \cdot m_{розчину}}{100} = \frac{10 \cdot 120}{100} = 12$ г.

2. Обчислюємо масу кристалогідрату $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, враховуючи що $n(MgSO_4) = n(MgSO_4 \cdot 7H_2O)$:

$$\frac{m(MgSO_4)}{M(MgSO_4)} = \frac{m(MgSO_4 \cdot 7H_2O)}{M(MgSO_4 \cdot 7H_2O)},$$

$$m(MgSO_4 \cdot 7H_2O) = \frac{m(MgSO_4) \cdot M(MgSO_4 \cdot 7H_2O)}{M(MgSO_4)},$$

$$m(MgSO_4 \cdot 7H_2O) = \frac{12\ г \cdot 246{,}49\ г/моль}{120{,}38\ г/моль} = 24{,}57\ г.$$

3. Знаходимо масу води:

$m(H_2O) = m_{розчину} - m(MgSO_4 \cdot 7H_2O) = 120\ г - 24{,}57\ г = 95{,}43\ г$.

Відповідь: $m(H_2O) = 95{,}43$ г, $m(MgSO_4 \cdot 7H_2O) = 24{,}57$ г

Приклад 6

В яких об'ємних відношеннях треба змішати 40%-ний розчин H_2SO_4 (ρ = 1,32 г/мл) з 5%-ним розчином цієї ж кислоти, щоб отримати 600 мл 15%-ного розчину (ρ = 1,24 г/мл) H_2SO_4?

Дано:	*Розв'язок:*
ρ_1 = 1,32 г/мл ρ_3 = 1,24 г/мл $\omega_1(H_2SO_4)$ = 40% $\omega_2(H_2SO_4)$ = 5% $\omega_3(H_2SO_4)$ = 15% V_3 = 600 мл	Для розв′язування задачі використовуємо привило хреста 40↘ 15 ↗5 (I) 40↘ 15 ↗5 ↘25 (II) 40↘ 15 ↗5 ↗10 ↘25 (III)
$m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$= ?	Для цього початкові концентрації розчинів записують зліва, а концентрацію заданого розчину праворуч (схема I).

З більшої концентрації вираховують задану концентрацію і різницю 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.

40↘ 15 ↗0 (2 вагові частини 40%-ного розчину)

5 ↗ 15 ↘25 (5 вагових частин 5%-ного розчину)

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

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

що становить 2 + 5 = 7 вагових частин.

На одну вагову частину припадає: 744/7 = 106,3 (г).

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

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

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

Густину 5%-ного розчину вважатимемо за 1, тому об'єм чисельно дорівнює масі розчину $V_2 = 531,5$ (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 7

Обчислити об′єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 56% (ρ = 1,460 г/мл) та об’єм води, які необхідні для приготування 100 мл розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 20% (ρ = 1,143 г/мл).

Дано:	*Розв’язок:*
$\omega_1(H_2SO_4) = 56\%$ $\rho_1 = 1,460$ г/мл $V_3 = 100$ мл $\omega_3(H_2SO_4) = 20\%$ $\rho_3 = 1,143$ г/мл	*Варіант 1* 1. Знаходимо масу 100 мл 20%-ного розчину $m_3 = \rho \cdot V = 1,143 \cdot 100 = 114,3$ г. 2. Знаходимо масу сульфатної кислоти в цьому розчині
V_1, $V(H_2O) = ?$	$\omega = \frac{m_{речов}}{m_{розчину}} \cdot 100\%$,

$m_3(H_2SO_4) = \omega \cdot m_3 = 0,20 \cdot 114,3 = 22,86$ г .

Оскільки змішували розчин з масовою часткою H_2SO_4 = 56% та воду, в якій масова частка H_2SO_4 = 0%, то знайдена маса сульфатної кислоти в отриманому розчині буде відповідати масі сульфатної кислоти у вихідному (першому розчині), тобто $m_1(H_2SO_4) = 22,86$ г.

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

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

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

$V(H_2O) = V_3 - V_1 = 100 - 28 = 72$ мл.

Варіант 2

56% ↘ 20% ↗ 20 (20 вагових часток 56%-ного розчину)

0% ↗ 20% ↘ 36 (36 вагових часток води)

Всього 56 вагових часток.

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

Знаходимо масу 1 вагової частки: 114,3/56 = 2,04 г,

маса 56%-ного розчину дорівнює: $m_1 = 2{,}04 \cdot 20 = 40{,}82$ г,

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

$V(H_2O) = V_3 - V_1 = 100 - 28 = 72$ мл.

Відповідь: $V_1 = 28$ мл, $V(H_2O) = 72$ мл .

Приклад 8

Визначити масу розчину з масовою часткою NaCl 16%, який потрібно додати до 400 г розчину з масовою часткою NaCl 4%, щоб одержати розчин з масовою часткою цієї солі 12%.

Дано:	*Розв'язок:*
$\omega_1(NaCl) = 16\%$ $\omega_2(NaCl) = 4\%$ $\omega_3(NaCl) = 12\%$ $m_2 = 400$ г	За умов задачі є два розчини: 16% NaCl, $m_{розчину1}$ 4%NaCl, $m_{розчину2} = 400$ г їх змішали та отримали розчин 12% NaCl, $m_{розчину3}$
$m_1 = ?$	

Маса розчину, що утворився $m_{розчину3}$ дорівнює сумі мас першого та другого вихідних розчинів:

$m_{розчину3} = m_{розчину1} + m_{розчину2}$,

а маса NaCl в отриманому розчині дорівнює сумі мас NaCl у першому та другому вихідних розчинах, тобто:

$m_3(NaCl) = m_1(NaCl) + m_2(NaCl)$.

Складемо систему:

$$\begin{cases} m_{розчину3} = m_{розчину1} + m_{розчину2} = m_{розчину1} + 400 & (1) \\ m_3(NaCl) = m_1(NaCl) + m_2(NaCl) & (2) \end{cases}$$

Оскільки для обох вихідних розчинів та отриманого розчину:

$$m(NaCl) = \frac{\omega \cdot m_{розчину}}{100}, \ \omega \text{ у відсотках}$$

або $m(NaCl) = \omega \cdot m_{розчину}$, ω у частках,

то рівняння (2) можна звести до вигляду:

$0{,}12\ m_{розчину3} = 0{,}16\ m_{розчину1} + 0{,}04 \cdot 400$

$0{,}12\ m_{розчину3} = 0{,}16\ m_{розчину1} + 16$,

$m_{розчину3} = m_{розчину1} + 400$

$0{,}12 \cdot m_{розчину3} = 0{,}16 \cdot m_{розчину1} + 16$

Розв′язуємо систему:

$$\begin{cases} m_{розчину3} = m_{розчину1} + 400 \\ 0{,}12 \cdot m_{розчину3} = 0{,}16 \cdot m_{розчину1} + 16 \end{cases}$$

$0{,}12(m_{розчину1} + 400) = 0{,}16 \cdot m_{розчину1} + 16$

$0{,}12 \cdot m_{розчину1} + 48 = 0{,}16 \cdot m_{розчину1} + 16$

$0{,}12 \cdot m_{розчину1} - 0{,}16 \cdot m_{розчину1} = 16 - 48$

$48 - 16 = 0{,}16 \cdot m_{розчину1} - 0{,}12 \cdot m_{розчину1}$

$32 = 0{,}04\ m_{розчину1}$

$m_{розчину1} = 800$ г

Відповідь: $m_{розчину1} = 800$ г

Приклад 9

При 60 °С насичений розчин KNO_3 містить 52,4% солі. Знайти коефіцієнт розчинності солі при цієї температурі.

Дано:	*Розв'язок:*
t = 60 °С $\omega(KNO_3) = 52{,}4\%$	52,4%-ний розчин це 52,4 г KNO_3 та 47,6 г H_2O Складаємо пропорцію:
$k_{розч.}$=?	На 47,6 г H_2O приходиться 52,4 г KNO_3 на 100 г H_2O – x г KNO_3 x = 110 г

Відповідь: розчинність KNO_3 при 60 °С дорівнює 110 г на 100 г H_2O

Приклад 10

Є водний розчин $K_2Cr_2O_7$ з масовою часткою 40%. Обчисліть, скільки сухої солі $K_2Cr_2O_7$ буде отримано з 1 кг цього розчину при охолодженні його до 20 °С. Розчинність при 20 °С дорівнює 11,1% відносно маси розчину.

Дано:	*Розв'язок:*
$\omega(K_2Cr_2O_7) = 40\%$ $m_{розч} = 1$ кг t = 20 °С Розчинність при 20 °С = 11,1%	40%-ний розчин це 40 г $K_2Cr_2O_7$ та 60 г H_2O Розчинність є масовою часткою розчиненої речовини, тобто кількість розчиненої речовини відносно до розчину
$m(K_2Cr_2O_7)$ = ?	При 20 °С розчинність = 11,1%, що означає 11,1 г солі і 88,9 г води

Обчислимо, скільки солі залишиться в 60 г води при охолодженні вихідного 40%-ного розчину до 20 °С.

Складаємо пропорцію:

11,1 г солі – в 88,9 г води

x г солі – в 60 г води

x = 7,78 г

Отже, з 100 г вихідного 40%-ного розчину випадає
40 – 7,78 = 32,22 г солі, тоді
з 100 г розчину випадає — 32,22 г солі
з 1000 г розчину — x г солі
Відповідь: виділиться 322,2 г безводного $K_2Cr_2O_7$

Задачі для самостійного розв′язування

1. Обчислити масову частку натрій хлориду в розчині, якщо 40 г його розчинено в 280 мл води. *Відповідь*: ω(NaCl) = 12,5%.

2. Обчисліть масу натрій сульфіту, яка необхідна для приготування 2,5 л розчину з масовою часткою 8% та густиною 1,075 г/мл. *Відповідь:* 215 г.

3. Обчисліть масу бури $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ та води, які необхідні для приготування 2 кг розчину з масовою часткою $Na_2B_4O_7$ 5%. *Відповідь:* 189,5 г; 1810,5 г.

4. Яку масу бури $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ потрібно взяти для приготування 250 мл розчину з концентрацією бури 0,1 моль-екв/л? Визначити титр цього розчину. *Відповідь:* 4,775 г; 0,0191 г/мл .

5. В результаті розчинення у 400 г води деякої кількості мідного купоросу отримано розчин з масовою часткою 5%. Обчислити масу використаного кристалогідрату та масу отриманого розчину. *Відповідь*: $m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$ = 34 г, $m_{розчину}$ = 434 г

6. Обчислити масу натрій нітрату та води, які необхідні для приготування 800 г розчину, $\omega(NaNO_3)$ = 12%. *Відповідь:* $m(H_2O)$ = 704 г, $m(NaNO_3)$ = 96 г.

7. Визначити масу розчину з масовою часткою K_2SO_4 10%, який можна приготувати з 200 г води та калій сульфату. *Відповідь*: $m_{розчину}$ = 222,2 г.

8. У 258,3 г води розчинили 41,7 г кристалогідрату $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Визначити масову частку $FeSO_4$ в отриманому розчині. *Відповідь*: $\omega(FeSO_4)$ = 7,6%.

9. Обчислити об'єм гідроген хлориду, виміряний за н.у., та об'єм води, які необхідні для приготування 500 г розчину з масовою часткою HCl 20%. *Відповідь:* V = 400 мл.

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

11. Визначте молярну концентрацію розчину, який містить 11,2 г калій гідроксиду в 250 мл розчину. *Відповідь:* 0,8 М.

12. Обчисліть масу натрій карбонату, яка необхідна для приготування 500 мл 0,1 н розчину. *Відповідь:* 2,65 г.

13. Обчисліть об'єм розчину з масовою часткою нітратної кислоти 30% (ρ = 1,180 г/мл), який необхідний для приготування 20 л 0,5 М розчину. *Відповідь:* 1,78 л.

14. Який об'єм 38%-ного розчину (ρ = 1,19 г/мл) потрібно взяти для приготування 400 мл штучного шлункового соку, який являє собою 0,125 *М* розчин НС1 з пепсином? *Відповідь:* 4 $см^3$.

15. Яку масу 30%-ного і 5%-ного розчинів глюкози потрібно взяти для приготування 50 г 10%-ного розчину з густиною 1,1 г/мл? Яка молярна та мілімолярна концентрація отриманого розчину? *Відповідь*: $m_{розч}$ = 10 г, 40 г, $C_м$ = 0,61 моль/л, 611 ммоль/л.

16. До 50 мл розчину сульфатної кислоти (ω = 48%, ρ =1,38 г/мл) додали 950 мл води. Обчислити масову частку H_2SO_4 в отриманому розчині. *Відповідь*: $ω(H_2SO_4)$ = 3,2%

17. Який об′єм води необхідно додати до 100 мл розчину (ρ = 1,1 г/мл) $ω(HNO_3)$ = 20%, щоб отримали 5%-ний розчин HNO_3. *Відповідь*: $V(H_2O)$=330 мл.

18. Яку масу гіркої солі $MgSO_4·7H_2O$, що використовується як послаблюючий засіб, потрібно розчинити у 150 мл води, щоб отримати 10%-ний розчин магній сульфату? *Відповідь:* 38,7 г.

19. Скільки ммоль натрій хлориду міститься в 100 мл 0,9%-ного фізіологічного розчину (ρ = 1 г/мл)? *Відповідь:* 15,4 ммоль.

20. Вміст хлоридної кислоти в шлунковому соці складає 0,4-0,5%. Обчислити мілімолярну концентрацію кислоти, прийнявши густину соку рівною 1 г/мл. *Відповідь:* 109,6-137 ммоль/л.

21. Обчислити масову частку HNO_3 у розчині, отриманому при змішування 100 мл розчину з $ω(HNO_3)$=10% (ρ = 1,05 г/мл) та 150 мл розчину з $ω(HNO_3)$ = 20% (ρ = 1,15 г/мл). *Відповідь:* $ω(HNO_3)$=16,2%.

22. Які об′єми розчинів КОН з ω(КОН) = 50% (ρ = 1,51 г/мл) та ω(КОН) = 10% (ρ = 1,1 г/мл) необхідно використати для приготування одного літру розчину КОН з масовою часткою 20% (ρ = 1,19 г/мл). *Відповідь:* V_1 = 197 мл, V_2 = 197 мл.

23. При 20 °С у 50,0 г води розчиняється 8,05 г натрій сульфату. Обчисліть розчинність натрій сульфату при даній температурі, вира-

зивши її стосовно маси розчинника і розчину. *Відповідь:* 13,9% на 100 г розчину; 16,1 г на 100 води.

24. При деякій температурі в 1 кг водного розчину KNO_3 міститься 450 г розчиненої речовини. Скільки KNO_3 виділиться з розчину після охолодження його до 25 °С? Розчинність KNO_3 при цієї температурі дорівнює 55% відносно маси води. *Відповідь*: 147,5 г KNO_3.

25. Масова частка $K_2Cr_2O_7$ у насиченому при 50 °С розчині дорівнює 27%. Обчисліть коефіцієнт розчинності. *Відповідь*: 37.

26. Розчинність калій хлориду при 70 °С дорівнює 30,2 г, а при 30 °С – 10,1 г в 100 г води. Скільки грамів калій хромату виділиться з 70 г насиченого при 70 °С розчину, якщо його охолодити до 30 °С? *Відповідь:* 10,8 г.

27. У 500 г води при нагріванні розчинено 300 г NH_4Cl. Яка маса NH_4Cl виділиться з розчину при його охолодженні до 50 °С, якщо розчинність NH_4Cl при цій температурі дорівнює 50 г на 100 г води? *Відповідь:* 50 г.

28. При 40 °С коефіцієнт розчинності $KClO_3$ дорівнює 14. Обчисліть масову частку $KClO_3$ у розчині, насиченому при цій температурі. *Відповідь:* 12,25%.

Питання для самоконтролю

1. Що виражає концентрація розчину?

2. Що таке масова частка речовини у розчині? В яких одиницях вона виражається?

3. Що таке молярна концентрація та молярна концентрація еквівалента? В яких одиницях їх вимірюють?

4. Для яких речовин значення молярної концентрації та молярна концентрація еквівалента збігаються? Наведіть приклади.

5. Що таке титр розчину? Вивести формулу, яка зв′язує титр та нормальність розчину.

6. Які розчини називають насиченими, ненасиченими і пересиченими?

7. Що таке розчинність, коефіцієнт розчинності?

8. Від яких факторів залежить розчинність твердих речовин?

9. Які фактори впливають на розчинність газів?

10. Сформулюйте закони Генрі та Сеченова.

11. Виходячи з закону Сеченова, поясніть різну розчинність газів (O_2, N_2, CO_2) у воді, плазмі, цільній крові.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7
Приготування розчинів заданої концентрації

Дослід 1. Визначення масової частки розчиненої речовини

Приготуйте розчин, який містить 10 г натрій хлориду та 100 г води.

1. На технічних терезах зважте на годинниковому склі 10 г натрій хлориду.

2. Відмірте циліндром 100 мл води.

3. Перенесіть сіль у стакан па 200-250 мл, залишки вмісту годинникового скла змийте водою із циліндра та влийте у стакан воду, яка залишилась.

4. Розмішайте розчин скляною паличкою та вилийте його у мірний циліндр на 100 мл до 4/5 об'єму.

5. Визначте густину розчину ареометром.

6. Обчисліть масову частку натрій хлориду в приготованому розчині та порівняйте її з даними довідкової таблиці (табл. 12 додатку).

7. Обчисліть відносну похибку досліду.

8. Для приготованого розчину обчисліть молярну, моляльну концентрації та титр.

Дослід 2. Приготування розчину з певною масовою часткою речовини

1 Обчисліть маси солі – натрій нітрату і води, які потрібні для приготування 200 г 10%-го розчину $NaNO_3$.

2. Зважте на технохімічних терезах обчислену масу солі. Наважку солі перенесіть в стакан або колбу та розчиніть її у відміряному мірним циліндром об′ємі води.

3. Визначте густину утвореного розчину ареометром.

4. За експериментальними даними обчисліть об′єм утвореного розчину і суму об′ємів води і чистої солі (ρ солі 2,257 г/см^3) до розчинення.

5. Порівняйте результати обчислень та поясніть причині відмінності між об′ємом розчину і сумою об′ємів води і солі до розчинення

6. Обчисліть молярну та нормальну концентрації отриманого розчину.

Дослід 3. Приготування розчину із заданою масовою часткою змішуванням двох розчинів

Додаванням розчину з масовою часткою натрій хлориду 20% до 100 мл розчину з масовою часткою натрій хлориду 6% одержіть роз-

чин з масовою часткою 8 або 10%.

1. Визначте масу розчину з масовою часткою 20%, яку необхідно додати до 6%-го розчину для отримання 10%-го розчину.

2. Визначте масу розчину з масовою часткою 20%, яку необхідно додати до 6%-го розчину для отримання 8%-го розчину.

3. Приготуйте 8% та 10% розчини натрій хлориду, визначте їх густину ареометром та порівняйте її з даними довідкової таблиці (табл. 12 додатку).

Дослід 4. Приготування 0,1 М або 0,1 н розчину кальцій хлориду розчиненням кристалогідрату

1. Обчисліть масу $CaC1_2 \cdot 6H_2O$ та води, які необхідні для приготування 50 мл 0,1 М або 0,1 н розчину. Перевірте обчислення у викладача.

2. Зважте обчислену масу солі на технохімічнмх терезах на годинниковому склі.

3. У мірну колбу на 50 мл вставте лійку, перенесіть до неї наважку та обмийте годинникове скло очищеною водою.

4. Розчин у мірній колбі перемішайте, додаючи невеликими порціями воду до повного розчинення солі. Потім рівень розчину в мірній колбі доведіть до мітки таким чином, щоб нижній рівень меніска рідини торкався мітки. Закрийте колбу пробкою та старанно перемішайте розчин.

5. За допомогою ареометру визначте густину отриманого розчину. Визначену густину розчину повідомте викладачу для перевірки точності виконаної роботи.

6. Обчисліть молярну та нормальну концентрації отриманого розчину.

Дослід 5. Приготування 0,1 М або 0,1 н розчину оцтової кислоти розведенням більш концентрованого розчину

1. Налийте у циліндр об'ємом 100 мл розчину оцтової кислоти з масовою часткою близько 10%.

2. Виміряйте густину розчину ареометром та за її значенням знайдіть у довіднику масову частку.

3. Обчисліть об'єм кислоти, необхідний для приготування 100 мл 0,1 М або 0,1 н розчину. Обчислення перевірте у викладача.

4. Відмірте обчислений об'єм оцтової кислоти мірним циліндром.

5. У мірну колбу на 100 мл налийте очищену воду приблизно до половини її об'єму. Обережно, краплями, долийте відміряний об'єм

оцтової кислоти через лійку та обмийте лійку водою. Перемішайте розчин у колбі, і доведіть рівень рідини до мітки, додаючи воду краплями. Закрийте колбу пробкою та перемішайте розчин.

6. Перевірте густину отриманого розчину кислоти ареометром та за довідником визначте її масову частку.

7. Обчисліть молярну або нормальну концентрації та відносну похибку досліду.

12. КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Поняття про колігативні властивості розчинів. Залежність «властивість розчину – концентрація». Закони Рауля і Вант-Гоффа. Осмос і осмотичний тиск. Осмолярність розчинів. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини. Роль осмосу і осмотичного тиску в біологічних системах. Плазмоліз, гемоліз, тургор. Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія та їх застосування.

Колігативними називаються властивості розчинів, які не залежать від природи компонентів, а залежать від кількості частинок розчиненої речовини в розчині. До колігативних властивостей відносять осмотичний тиск, зниження тиску пари розчинника над розчином, підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання розчинів.

1. Осмос і осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа

Осмос – це однобічна дифузія розчинника через напівпроникну мембрану з чистого розчинника в розчин або з розчину з меншою концентрацією в розчин з більшою концентрацією.

Зі збільшенням надлишкового тиску в розчині швидкість осмосу зменшується і при певному тиску досягається рівновага, при якій в обох напрямках через мембрану проходить однакова кількість молекул розчинника.

Надлишковий гідростатичний тиск у розчині в порівнянні із чистим розчинником при встановленні осмотичної рівноваги називається *осмотичним тиском*.

Закон Вант-Гоффа (1887 р.): *Осмотичний тиск розведеного розчину дорівнює тому газовому тиску, який мала б розчинена речовина, якби вона при тій же температурі знаходилася в газоподібному стані і займала об'єм, рівний об'єму розчину.*

Залежність осмотичного тиску від концентрації і температури виражається співвідношенням:

$$P_{осм} = CRT. \qquad (12.1)$$

Це рівняння дозволяє визначати молекулярну масу розчиненої речовини, виходячи з величини осмотичного тиску:

$$C = \frac{m}{MV},$$

$$P_{осм} = \frac{m}{MV} RT. \qquad (12.2)$$

Величина осмотичного тиску залежить від концентрації розчину та його температури, але не залежить від природи розчиненої речовини і природи розчинника.

Осмотичний тиск біологічних рідин підтримується на досить сталому рівні, що регулюється роботою нирок, виділенням поту, вмістом водяних парів у видихуваному повітрі. Так, осмотичний тиск крові людини становить 700–800 кПа. Цьому осмотичному тиску відповідає осмотична концентрація в плазмі крові при 37 °С від 0,287 моль/л до 0,303 моль/л.

В усіх клітинах організму існує певний $P_{осм.}$, який підтримується на постійному рівні – *ізоосмія*. Осмотичний тиск крові при 37 °С становить 7,8 атм (780-800 кПа).

Розчини з однаковим осмотичним тиском називаються *ізотонічними*. Ізотонічними крові є розчини натрій хлориду з ω(NaCl)= 0,85-0,90% (C_M = 0,15 моль/л) та глюкози з $\omega(C_6H_{12}O_6)$ = 4,5-5,0% (C_M = 0,3 моль/л).

Розчини, у рівних об’ємах яких міститься однакова кількість розчиненої речовини, називають *еквімолярними.*

Згідно з законом Вант-Гоффа, усі еквімолярні розчини неелектролітів при даній температурі — *ізотонічні*.

Розчини з більшим осмотичним тиском — гіпертонічні, з меншим — гіпотонічні.

Онкотичний тиск – це частина осмотичного тиску крові, обумовлена високомолекулярними сполуками, яка становить 3,5-3,9 кПа.

2. Зниження тиску пари над розчином

При певній температурі тиск насиченої пари над кожною рідиною є сталою величиною. Тиск пари, при якому при даній температурі наступає динамічна рівновага, що характеризується рівністю швидкостей випару й конденсації рідини, носить назву тиску насиченої пари.

Тиск насиченої пари розчинника над розчином завжди нижче, ніж над чистим розчинником при тієї ж температурі.

В системі «рідина-пара» встановлюється рівновага. Якщо розчинити у воді будь-яку речовину, то внаслідок гідратації кількість рідкої води стає менше й піде процес конденсації пари (процес збільшення кількості рідини). Нова рівновага встановлюється при більш низькому тиску насиченої пари. Зниження тиску насиченої пари буде тим більшим, чим більша концентрація розчинів.

Залежність між зниженням тиску пари над розведеним розчином неелектроліту та концентрацією розчиненої речовини встановлена Ф. М. Раулем (1887 р.), її називають першим **законом Рауля.**

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

Відносним зниженням тиску пари називають відношення:

$$\frac{P_o - P_1}{P_o},$$

де P_o – тиск насиченої пари чистого розчинника; P – тиск насиченої пари над розчином при тієї ж температурі:

$$\frac{P_o - P_1}{P_o} = N_Б \qquad N_Б = \frac{n_Б}{n_Б + n_А} \quad .$$

3. Підвищення температури кипіння та зниження температури кристалізації розчину

Будь-яка чиста речовина плавиться, кипить та кристалізується при певній температурі. Рідина починає кипіти, коли тиск її насиченої пари дорівнює зовнішньому тиску, а замерзає рідина при тій температурі, при якій вона має такий тиск пари, як і тверді кристали цієї рідини.

Тиск насиченої пари розчинника над розчином впливає на температури кипіння і замерзання розчинів. Тому зниження тиску пари розчинника внаслідок розчинення в ньому нелеткої речовини спричиняє підвищенню температури кипіння або зниженню температури замерзання розчину порівняно з відповідними температурами для чистого розчинника.

Підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання пов'язане з концентрацією розчину.

Рауль встановив**:** *для розведених розчинів неелектролітів підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання пропорційно моляльній концентрації:*

$$\Delta T_З = К_к \cdot C_m ; \quad (12.3)$$

$$\Delta T_К = К_Е \cdot C_m , \quad (12.4)$$

де C_m – моляльна концентрація розчиненої речовини, $К_к$ – кріоскопічна константа; $К_Е$ – ебуліоскопічна константа, які залежать від природи розчинника й 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.

$$C_m = \frac{m_{речов} \cdot 1000}{M_{речов} \cdot m_{розчину}} ; \quad (12.5)$$

$$\Delta T_З = \frac{К_К m_{речов} \cdot 1000}{M_{речов} \cdot m_{розчину}} ; \quad (12.6)$$

$$\Delta T_К = \frac{К_Е m_{речов} \cdot 1000}{M_{речов} \cdot m_{розчину}} . \quad (12.7)$$

Осмотичний тиск крові, лімфи і тканинної рідини має велике значення в регуляції обміну води між кров'ю і тканинами. Зміна осмотичного тиску рідини, що оточує клітини, веде до порушень водного обміну в них. Це можна бачити на прикладі еритроцитів: якщо їх помістити в розчин NaCl з більшим осмотичним тиском, ніж плазма крові, то вони втрачають воду, зменшуються в об'ємі і зморщуються. Еритроцити, що поміщені в розчин NaCl з меншим осмотичним тиском, навпаки, набухають, збільшуються в об′ємі і можуть зруйнуватися.

Величина осмотичного тиску крові може бути визначена вимірюванням температури замерзання. Як відомо, температура замерзання розчину тим нижче, чим вище його осмотичний тиск, тобто, чим більше сумарна концентрація в розчині молекул, йонів і колоїдних частинок.

Зниження точки замерзання нижче 0 °С, інакше кажучи, депресія одномолярного водного розчину неелектроліту становить 1,85 °С, а осмотичний тиск такого розчину дорівнює 22,4 атм. Знаючи точку замерзання досліджуваного розчину, можна обчислити величину його осмотичного тиску.

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Обчисліть осмотичний тиск при 22 °С розчину, у 1,2 л якого міститься 20,5 г цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Дано:	*Розв'язок:*
$m_{цукру}$ = 20,5 г t = 22 °C (T = 295 K) V = 1,2 л = $1{,}2\cdot10^3$ мл	$P_{осм} = C_M\cdot RT$, $M(C_{12}H_{22}O_{11})$ = 342 г/моль, $P_{осм}=\frac{m}{MV}RT=\frac{20{,}5}{342\cdot1{,}2\cdot10^3}\cdot8{,}31\cdot295=122\cdot10^3$ Па.
$P_{осм}$ = ?	*Відповідь:* $P_{осм} = 122\cdot10^3$ Па .

Приклад 2

Розрахуйте молярну масу неелектроліту, 2,5 г якого міститься в 5 л розчину. Осмотичний тиск цього розчину дорівнює $0{,}23\cdot10^5$ Па при 20 °C.

Дано:	*Розв'язок:*
m = 2,5 г t = 20 °C (T = 293 K V = 5 л = $5\cdot10^3$ мл $P_{осм} = 0{,}23\cdot10^5$ Па	$P_{осм} = C_M\cdot RT$, $P_{осм} = \frac{m}{MV}RT$, $M = \frac{mRT}{P_{осм}V} = \frac{2{,}5\cdot8{,}31\cdot293}{0{,}23\cdot10^5\cdot5\cdot10^3} = 52{,}96$ г/моль. *Відповідь:* M =52,96 г/моль.
M = ?	

Приклад 3

Визначте температуру кипіння та замерзання розчину, що містить 1 г нітробензену у 10 г бензену. Ебуліоскопічна та кріоскопічна константи бензолу дорівнюють 2,57 та 5,1, відповідно. Температура кипіння чистого бензену складає 80,2 °C, а замерзання –5,4 °C.

Дано:	*Розв'язок:*
$m(C_6H_5NO_2)$ = 1 г $m(C_6H_6)$ = 10 г K_E = 2,57; $K_к$ = 5,1 $t_{кип}(C_6H_6)$ = 80,2 °C $T_{зам}(C_6H_6)$= –5,4 °C	$\Delta T_З = K_к\cdot C_m$, $\Delta T_K = K_E\cdot C_m$, $C_m = \frac{m_{речов}\cdot1000}{M_{речов}\cdot m_{розчину}}$, $\Delta T_З = \frac{K_K m_{речов}\cdot1000}{M_{речов}\cdot m_{розчину}}$, $\Delta T_K = \frac{K_E m_{речов}\cdot1000}{M_{речов}\cdot m_{розчину}}$. $M(C_6H_5NO_2)$ = 123,11 г/моль.
$T_{кип}$, $T_{зам}$= ?	

Підвищення $T_{кип}$ розчину нітробензену в бензені дорівнює:

$\Delta T_K = \frac{2{,}57\cdot1\cdot1000}{123{,}11\cdot10} = 2{,}09$ °C,

$T_{K(розчину)}$ = 80,2 + 2,09 = 82,29 °C.

Зниження температури замерзання розчину нітробензену в бензені дорівнює: $\Delta T_З = \frac{5{,}1\cdot1\cdot1000}{123{,}11\cdot10} = 4{,}14$ °C;

$T_{З\ (розчину)}$ = –5,4 + 4,14 = 1,26 °С .

Відповідь: $T_{К(розчину)}$ = 82,29 °С; $T_{З\ (розчину)}$ =1,26 °С.

Задачі для самостійного розв′язування

1. Визначте осмотичний тиск розчину, що містить 90,08 глюкози $C_{12}H_{22}O_6$ у 4 л розчину при 27 °С. *Відповідь*: $P_{осм} = 3{,}12 \cdot 10^5$ Па.

2. Обчисліть осмотичний тиск розчину, що містить 16 г сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ у 350 г води при 293 К. Густину розчину вважати рівною одиниці. *Відповідь*: $P_{осм}$ = 332 Па.

3. Осмотичний тиск розчину, об′єм якого 3 л, при 10 °С дорівнює $1{,}2 \cdot 10^5$ Па. Визначте молярність цього розчину.

Відповідь: C_M =0,05 моль/л.

4. При якій температурі осмотичний тиск розчину, що містить 18,6 г аніліну $C_6H_5NH_2$ у 3 л розчину, досягне 284 кПа?

Відповідь: t = 240,1 °С.

5. Осмотичний тиск плазми крові людини при температурі 37 °С дорівнює 780 кПа. Яку масу сахарози необхідно взяти для виготовлення 0,25 л розчину, ізотонічного до сироватки крові?

Відповідь: 25,65 г.

6. Кров людини замерзає при –0,56 °С. Чому дорівнює молярна концентрація речовин, що містяться у крові, та осмотичний тиск сироватки крові? *Відповідь*: 0,3 моль/л; 7,6 атм.

7. Температура кипіння ацетону 56,1 °С, а його ебуліоскопічна константа дорівнює 1,73. Обчисліть температуру кипіння 8%-ного розчину гліцерину $C_3H_8O_3$ в ацетоні. *Відповідь:* $t_{кип}$ = 57,73 °С.

8. Обчисліть масову частку сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ у водному розчині, температура замерзання якого –0,41 °С. *Відповідь*: $\omega(C_{12}H_{22}O_{11})$ = 7%.

9. При який температурі почне кипіти 3,6%-ний розчин саліцилової кислоти $C_7H_6O_3$ у спирті, якщо чистий спирт закипає при 78,5 °С, а K_E = 1,22? *Відповідь:* 78,83 °С.

Питання для самоконтролю

1. Поясніть явище осмоса. Що таке осмотичний тиск?

2. Сформулюйте закон Вант-Гоффа, запишіть його математичний вираз.

3. У чому полягає різниця між дифузією і осмосом? Які фактори впливають на величину осмотичного тиску?

4. 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?

5. Поясніть, чому тиск пари над розчином менший від тиску пари над чистим розчинником?

6. Сформулюйте перший закон Рауля та надайте його математичну форму запису.

7. Який фізичний зміст кріоскопічної та ебуліоскопічної сталих і від чого залежить їх величина?

8. Як можна обчислити осмотичний тиск розчину, виходячи зі зниження температури замерзання; підвищення температури кипіння?

9. Поясніть зв′язок між осмотичним тиском розчину та зниженням тиску насиченої пари розчинника над розчином. Виразіть цей зв′язок математично.

10. Над яким водним розчином неелектроліту – одно- або двомолярним – тиск пари більший і у скільки разів?

11. Якій концентрації пропорційно підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання? Надайте відповідні формули.

12. Депресія крові складає 0,56-0,58. Якщо в патологічний випадках депресія становить 8,0-1,0, то що це означає – гіпертонію або гіпотонію?

13. Чи відрізняються температури замерзання одномолярних розчинів натрій хлориду, глюкози, кальцій нітрату і сахарози. Відповідь обґрунтуйте.

13. ТЕОРІЯ СИЛЬНИХ І СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Поняття про сильні і слабкі електроліти. Теорія розчинів сильних електролітів. Іонна сила розчинів, коефіцієнт активності та активність йонів сильних електролітів в розчинах. Розчини слабких електролітів. Ступінь дисоціації. Залежність ступеня дисоціації від концентрації (закон розведення Оствальда). Застосування закону дії мас до дисоціації слабких електролітів. Константа дисоціації. Ступінчастий характер дисоціації.

Для розчинів електролітів зниження тиску насиченої пари, зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння, осмотичний тиск повинні бути більші, ніж для розчинів

неелектролітів (*закон Вант-Гоффа*).

Основні терміни та поняття: ізотонічний коефіцієнт, ступінь електролітичної дисоціації, електроліти сильні, слабки та середньої сили, закон розведення Оствальда, активність, коефіцієнт активності, йонна сила розчину.

У розчинах електролітів експериментально визначені величини зниження температури їх замерзання, підвищення температури кипіння та зміна інших загальних властивостей завжди були більшими, ніж теоретично обчислені значення цих величин.

Для оцінки цих відхилень Вант-Гофф запропонував ввести коефіцієнт, який називають *ізотонічним* або *коефіцієнтом Вант-Гоффа*. Його позначають літерою ***i*** та обчислюють, виходячи з відношень експериментальних значень величин $\Delta T_{зам}$, $\Delta T_{кип}$, ΔP та $P_{осм}$ до теоретично обчислених:

$\Delta P = i\Delta P_o C$; $\Delta T_K = i \cdot K_E \cdot C$; $\Delta T_З = i \cdot K_З \cdot C$; $P_{осм} = i \cdot C \cdot R \cdot T$.

Ізотонічний коефіцієнт показує, у скільки разів відповідні експериментальні значення величин більші, ніж теоретично обчислені за рівняннями Рауля та Вант-Гоффа, якщо концентрації розчинів однакові.

Експериментально встановлено, що ізотонічний коефіцієнт для розчинів електролітів більший за одиницю і залежить від концентрації розчину. Зі зменшенням концентрації розчину ізотонічний коефіцієнт збільшується. У розчинах бінарних електролітів типу NaCl, KOH, HCl ізотонічний коефіцієнт наближається до 2, у розчинах потрійних електролітів, таких як Na_2S, $MgCl_2$, H_2SO_4 – до 3. Значення ізотонічного коефіцієнта показує, що у розчинах електролітів збільшується число частинок розчиненої речовини, що можна пояснити розпадом її молекул на складові частини.

Електроліти по-різному дисоціюють у розчині. Кількісною характеристикою розпаду молекул на йони є ступінь електролітичної дисоціації:

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\% . \qquad (13.1)$$

Ступінь електролітичної дисоціації визначають експериментально, виходячи зі значень електропровідності розчинів електролітів різних концентрацій або з величини ізотонічного коефіцієнта:

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1} , \qquad (13.2)$$

де i – ізотонічний коефіцієнт, α – ступінь дисоціації електроліту, n – число йонів, на яке дисоціює молекула електроліту.

За ступенем дисоціації електроліти розрізняють:

- сильні (α > 30%): це розчинні основи (луги), сильні мінеральні кислоти, солі, наприклад, HNO_3, HCl, H_2SO_4, KOH, NaOH, $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $HClO_4$;
- слабкі (α < 3%): малорозчинні основи, амфотерні гідроксиди, слабкі мінеральні кислоти, наприклад, H_2S, HCN, H_2CO_3, H_3BO_3, H_2SiO_3, NH_3;
- середньої сили 3% < α < 30%, наприклад, HCOOH, H_2SO_3, H_3PO_4, HNO_2, $Mg(OH)_2$, $CdCl_2$, $ZnCl_2$.

Розчини слабких електролітів

Слабкі електроліти у розчинах лише частково дисоціюють на йони. Процес дисоціації є оборотним і через деякий час у розчині встановлюється рівновага між молекулами речовини та йонами, на які вони розпадаються. Такий рівноважний процес підлягає закону дії мас.

У разі рівняння дисоціації слабкого електроліту КА

$$KA \leftrightarrow K^+ + A^-.$$

Вираз для константи дисоціації має вигляд:

$$K_д = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]} \quad ,$$

де $[K^+]$, $[A^-]$ – рівноважні концентрації катіона та аніона в розчині, [KA] – рівноважна концентрація недисоційованих молекул.

Для слабких електролітів $K_д = 10^{-10}\text{-}10^{-5}$.

Для електролітів середньої сили $K_д = 10^{-4}\text{-}10^{-2}$.

Для сильних електролітів $K_д > 10^{-2}$.

Закон розведення Оствальда

Ступінь електролітичної дисоціації визначається як

$$\alpha = \frac{C_{дис}}{C_M}. \qquad (13.3)$$

Концентрація молекул, що продисоціювали:

$$C_{дис} = \alpha \cdot C_M, \qquad (13.4)$$

$$[K^+] = [A^-] = C_{дис} = \alpha \cdot C_M ,$$

$$[KA] = C_M - C_{дис} = C_M - \alpha \cdot C_M = C_M (1 - \alpha) ,$$

$$K_д = \frac{(C_M \cdot \alpha)^2}{C_M(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 \cdot C_M}{1-\alpha}. \qquad (13.5)$$

Це закон розведення Оствальда, *суть його полягає в тому, що в разі розведення розчину його концентрація С зменшується, а ступінь дисоціації електроліту збільшується так, що в цілому значення* $К_д$ *залишається постійним.*

Для слабких електролітів $\alpha << 1$, тобто $\alpha \to 0$. Рівняння Оствальда можна спростити, оскільки за таких умов $(1 - \alpha) \approx 1$, тоді:

$$К_д \approx \alpha^2 С_М , \qquad (13.6)$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{К_д}{С_М}} \text{ – закон розведення (Оствальда).} \qquad (13.7)$$

Це рівняння виражає залежність ступеня дисоціації слабкого електроліту від концентрації розчину і показує, що із збільшенням концентрації розчину ступінь дисоціації електроліту зменшується.

Використовуючи закон розведення Оствальда, обчислюють кислотність середовища слабкого електроліту (кислоти):

$$[H^+] = \alpha \cdot С_М , \qquad (13.8)$$

$$[H^+] = С_М \sqrt{\frac{К_д}{С_М}} = \sqrt{К_д \cdot С_М} . \qquad (13.9)$$

Аналогічно $[OH^+] = \sqrt{К_д \cdot С_М}$.

У розчинах електролітів йони впливають один на одного: однойменно заряджені йони – відштовхуються, різнойменно заряджені – притягуються. У результаті частина йонів виявляється у зв′язаному стані, що призводить до зміни властивостей розчину, еквівалентному зменшенню концентрації частинок (зниженню іонізації) електроліту. Йони можуть утворювати «йонні пари», які поводяться як одна частинка, електроліт дисоціює наче не повністю. Тому замість реальної концентрації використовують активність. Активність йонів позначають *a*, вона означає ефективну, умовну концентрацію, згідно з якою йони діють у хімічних реакціях.

Зв′язок між реальною молярною концентрацією йонів та їх активністю виражається співвідношенням:

$$a = f \cdot С_М , \qquad (13.10)$$

a – активність йонів, *f* – коефіцієнт активності, $С_М$ – молярна концентрація.

Коефіцієнт активності *f* характеризує електростатичну зв′язаність йонів і показує, наскільки активність *a* відрізняється від істиної молярної концентрації йонів $С_М$. Чим більша концентрація електроліту, тим менший коефіцієнт активності, тим сильніша елек-

тростатична взаємодія між йонами. При $C_M \to 0$ $f \to 1$. Для дуже розведених розчинів сильних електролітів $f = 1$. Кількісною характеристикою електростатичної взаємодії йонів, що впливає на коефіцієнт активності, є йонна сила розчину:

$$I = ½(C_1Z_1^2 + C_2Z_2^2 + ….. + C_nZ_n^2)\ . \qquad (13.11)$$

Експериментально встановлено, що зі збільшенням йонної сили розчину коефіцієнт активності зменшується.

Зв′язок між коефіцієнтом активності та йоною силою дає рівняння Дебая-Гюккеля:

$$\lg f = -0{,}5 \cdot Z^2 \cdot \sqrt{I}\ ,$$

Z – заряд відповідного йона, I – іонна сила розчину.

Біологічні рідини та тканини організму містять такі йони: Na^+, K^+, Ca^{2+}, Cl^-, HPO_4^{2-}, $H_2PO_4^-$, HCO_3^-. Йонна сила більшості біологічних рідин людини і тварин дорівнює 0,15 моль/кг. Йонна сила ізотонічного розчину NaCl (ω(NaCl) = 0,9%) також дорівнює 0,15 моль/кг. Йонна сила біологічних рідин впливає на біохімічні та фізіологічні процеси. Оптимальні параметри цих процесів досягаються лише при сталому і певному значенні йонної сили. Сталість концентрацій електролітів у біологічних рідинах (водно-електролітний баланс) забезпечує гомеостаз фізіологічних та біохімічних процесів, що відбуваються в організмі.

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Ступінь дисоціації оцтової кислоти в 0,1 М розчині дорівнює $1{,}32 \cdot 10^{-2}$. Знайти константу дисоціації кислоти.

Дано:	*Розв'язок:*
$C_M(CH_3COOH)$ = 0,1 моль/л $\alpha = 1{,}32 \cdot 10^{-2}$.	$K_д = \dfrac{\alpha^2 \cdot C_M}{1-\alpha} = \dfrac{(1{,}32 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0{,}1}{1-0{,}0132} = 1{,}77 \cdot 10^{-5}$.
$K_д$ = ?	*Відповідь:* $K_д = 1{,}77 \cdot 10^{-5}$

Приклад 2

Обчислити ступінь дисоціації та концентрацію йонів H^+ у 0,3 М розчині мурашиної кислоти, якщо її константа дисоціації дорівнює $2{,}1 \cdot 10^{-4}$.

Дано:	*Розв'язок:*
$C_M(HCOOH)$ = 0,3 моль/л $K_д = 2,1\cdot10^{-4}$	$K_д = \alpha^2 C_M$, $\alpha = \sqrt{\frac{K_д}{C_M}} = \sqrt{\frac{2,1\cdot10^{-4}}{0,3}} = 2,64\cdot10^{-2} = 2,64\%$,
α, $[H^+]$ = ?	$[H^+] = \alpha\cdot C$, $[H^+] = 2,64\cdot10^{-2}\cdot 0,3 = 7,9\cdot10^{-3}$. *Відповідь:* α= 2,64%, $[H^+] = 7,9\cdot10^{-3}$ моль/л

Приклад 3

Константа дисоціації ціанідної кислоти дорівнює $7,9\cdot10^{-10}$. Знайти ступінь дисоціації HCN в 0,001 М розчині.

Дано:	*Розв'язок:*
$K_д = 7,9\cdot10^{-10}$ $C_M(HCN)$= 0,001 моль/л	$\alpha = \sqrt{\frac{K_д}{C_M}} = \sqrt{\frac{7,9\cdot10^{-10}}{0,001}} = 8,9\cdot10^{-4}$.
α = ?	*Відповідь:* α= $8,9\cdot10^{-4}$.

Приклад 4

Обчислити концентрацію йонів H^+ в 0,1 М розчині хлорноватистої кислоти HClO ($K_д = 5\cdot10^{-8}$).

Дано:	*Розв'язок:*
$K_д = 5\cdot10^{-8}$ $C_M(HClO)$ = 0,1 моль/л	$\alpha = \sqrt{\frac{K_д}{C_M}} = \sqrt{\frac{5\cdot10^{-8}}{0,1}} = 7\cdot10^{-4}$,
$[H^+]$ = ?	$[H^+] = \alpha\cdot C = 7\cdot10^{-4}\cdot 0,1 = 7\cdot10^{-5}$. *Відповідь:* $[H^+] = 7\cdot10^{-5}$.

Приклад 5

Обчислити йонну силу та активність йонів у розчині, що містить 0,01 моль/л $Ba(NO_3)_2$ і 0,02 моль/л KCl.

Дано:	*Розв'язок:*
$C_M(Ba(NO_3)_2)$ = 0,01 моль/л $C_M(KCl)$ = 0,02 моль/л	Знаходимо концентрації йонів за формулою: $C = \alpha\cdot C_M\cdot n$. Звідки: $[Ba^{2+}]$=0,01моль/л, $[NO_3^-]$= 0,02 моль/л, $[K^+] = [Cl^-]$ = 0,02 моль/л Записуємо формулу для обчислення йонної сили і підставляємо в неї значення:
I, *a* = ?	

$I = ½(C_1Z^2_1 + C_2Z^2_2+….. + C_nZ^2_n)I = 1/2\cdot(0,01\cdot2^2 + 0,02\cdot1^2 + 0,02\cdot1^2 +0,02\cdot1^2) = 0,05$

Користуючись додатком (табл. 9) знаходимо коефіцієнти активності

(f), виходячи з величини йонної сили (I):
$f(Ba^{2+}) = 0,50$, $f(NO_3^-, K^+, Cl^-) = 0,84$.
Активність йонів розраховуємо за формулою:
$a = f \cdot C_M$; $a(Ba^{2+}) = 0,50 \cdot 0,01 = 0,005$ моль/л;
$a(NO_3^-, K^+, Cl^-) = 0,84 \cdot 0,02 = 0,0168$ моль/л.
Відповідь: $a(Ba^{2+}) = 0,005$ моль/л; $a(NO_3^-, K^+, Cl^-) = 0,0168$ моль/л; I = 0,05.

Приклад 6

Розрахуйте йонну силу розчину калій сульфату, моляльність якого дорівнює 0,02 моль/1000 г H_2O.

Дано:	*Розв'язок:*
$C_m(K_2SO_4)$ = 0,02 моль/кг	$I = ½(C_1Z^2_1 + C_2Z^2_2 + ….. + C_nZ^2_n)$ $I = ½(0,02 \cdot 2 \cdot 1^2 + 0,02 \cdot 2^2) = 0,06$
I – ?	*Відповідь:* I =0,06

Задачі для самостійного розв'язування

1. Константа дисоціації бутанової кислоти C_3H_7OH дорівнює $1,5 \cdot 10^{-5}$. Обчислити ступінь її дисоціації в 0,005 М розчині. *Відповідь:* 0,05.

2. Визначити йонну силу розчину, що містить 1,62 г $Ca(HCO_3)_2$ в 250 г води. *Відповідь:* 0,28.

3. Обчислити йонну силу розчину, що містить 2,08 г $BaCl_2$ та 5,85 г NaCl у 500 г води. *Відповідь:* 0,26.

4. Константа дисоціації нітрітної кислоти дорівнює $5,1 \cdot 10^{-4}$. Обчислити ступінь дисоціації HNO_2 в її 0,01 М розчині та концентрацію йонів гідрогену. *Відповідь*: 22,6%, $22,6 \cdot 10^{-3}$ моль/л

5. Визначити ступінь дисоціації та концентрацію йонів OH^- в 0,1 н розчині NH_4OH, якщо $K_д = 1,77 \cdot 10^{-5}$. *Відповідь:* 1,33%, $1,33 \cdot 10^{-3}$ моль/л

6. В розчині бензойної кислоти $HC_7H_5O_2$ концентрація йонів H^+ дорівнює $3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Обчислити концентрацію цього розчину (моль/л та г/л), якщо $K_д = 6,14 \cdot 10^{-5}$. *Відповідь:* 1,147 моль/л, 17,95 г/л.

Питання для самоконтролю

1. Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса, її суть і недостатність.

2. Ступінчастий характер дисоціації кислот та основ.

3. Як класифікують електроліти за ступенем дисоціації? Навести приклади.

4. Кількісні характеристики електролітичної дисоціації.

5. Що таке константа дисоціації слабких електролітів, константа дисоціації за першим ступенем, другим, третім ….? Які фактори визначають величину ступеня та константи дисоціації?

6. Як формулюється закон Оствальда, напишіть його математичний вираз. Укажіть залежність ступеня дисоціації від концентрації розчинів слабких електролітів.

7. Надайте рівняння, що дає зв′язок між коефіцієнтом активності та йонною силою.

8. Що таке активність, коефіцієнт активності та активна концентрація йонів?

9. Як розраховується йонна сила розчину? Що вона характеризує?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8
Електролітична дисоціація

Дослід 1. Йонні реакції

а) У дві пробірки внесіть по 2-3 краплі 0,5 н розчину ферум(III) хлориду. Потім в одну пробірку додайте 2-3 краплі 2 н розчину натрій гідроксиду, в другу 2-3 краплі насиченого розчину кальцій гідроксиду. Відмітьте колір осадів та їх масу. Напишіть молекулярні та скорочені йонні рівняння реакцій.

	1 пробірка	2 пробірка
Внесіть	0,5 н $FeCl_3$	0,5 н $FeCl_3$
Додайте	2 н NaOH	2 н $Ca(OH)_2$
Запишіть спостереження		

б) У дві пробірки внесіть по 2-3 краплі 0,5 н розчину натрій карбонату, потім її одну пробірку додайте 3-4 краплі 2 н розчину хлоридної кислоти, а в другу стільки ж крапель 2 н розчину оцтової кислоти. Зверніть увагу на інтенсивність виділення газу. Напишіть молекулярні та скорочені йонні рівняння реакцій.

	1 пробірка	2 пробірка
Внесіть	0,5 н Na_2CO_3	0,5 н Na_2CO_3
Додайте	2 н HCl	2 н CH_3COOH
Запишіть спостереження		

в) У дві пробірки внесіть по 2-3 краплі 0,5 н розчину плюмбум(II) нітрату. В одну пробірку додайте 3-4 краплі 0,5 н розчину сульфатної кислоти, у другу 3-4 краплі 2 н розчину натрій сульфату. Відмітьте утворення осадів. Укажіть, чи впливає характер катіонів H^+ та Na^+ на утворення осаду. Напишіть молекулярні та скорочені йонні рівняння реакцій.

	1 пробірка	2 пробірка
Внесіть	0,5 н $Pb(NO_3)_2$	0,5 н $Pb(NO_3)_2$
Додайте	2 н H_2SO_4	2 н Na_2SO_4
Запишіть спостереження		

Дослід 2. Зміщення рівноваги реакції дисоціації слабкого електроліту

а) У дві пробірки внесіть по 4-5 крапель 0,1 н розчину оцтової кислоти. У кожну пробірку додайте по краплі розчину метилоранжу. Одну пробірку залиште для контролю, а в другу додайте мікрошпатель кристалічного натрій ацетату. Розчин перемішайте скляною паличкою. Порівняйте забарвлення одержаного розчину із забарвленням розчину в контрольній пробірці. Поясніть причину зміщення рівноваги дисоціації оцтової кислоти. Напишіть рівняння реакції дисоціації оцтової кислоти в натрій ацетат.

	1 пробірка (для контролю)	2 пробірка
Внесіть	0,1 н CH_3COOH	0,1 н CH_3COOH
Додайте	метилоранж	метилоранж
	—	CH_3COONa
Спостереження		

б) У дві пробірки внесіть по 4-5 крапель 0,1 н розчину амоній гідроксиду. У кожну пробірку додайте по краплі фенолфталеїну. Одну пробірку залиште для контролю, а в другу додайте 1 мікрошпатель кристалічного амоній хлориду. Вміст пробірки перемішайте скляною паличкою. Порівняйте забарвлення одержаного розчину з забарвленням розчину в контрольній пробірці. Поясніть причину зміщення рівноваги реакції дисоціації амоній гідроксиду. Напишіть рівняння реакції дисоціації амоній гідроксиду та амоній хлориду.

	1 пробірка (для контролю)	2 пробірка
Внесіть	0,1 н NH_4OH	0,1 н NH_4OH
Додайте	фенолфталеїн	фенолфталеїн
	—	NH_4Cl
Спостереження		

14. РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ МАЛОРОЗЧИННИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ, ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ

Рівновага між розчином і осадом малорозчинних електролітів. Добуток розчинності (ДР). Умови утворення і розчинення осадів.

Дисоціація води. Іонний добуток води. Характеристика кислотності середовища. Водневий та гідроксильний показники (pH та pOH) розчинів слабких та сильних кислот і основ.

Основні терміни та поняття: водневий показник pH, добуток розчинності, добуток концентрацій.

1. Дисоціація води

Молекули води частково дисоціюють на йони:

$$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-;$$

$$K_д = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \text{ при 22 °C } K_{д(води)} = 1{,}8\cdot10^{-16},$$

де $[H_2O]$ – рівноважна концентрація недисоційованих молекул води, значення $K_д = 1{,}8\cdot10^{-16}$ визначено за електропровідністю води при 25 °C.

Чисельне значення $K_д$ води $1{,}8\cdot10^{-16}$ свідчить про те, що кількість молекул, які розпадаються на йони, надзвичайно мала, тому рівноважну концентрацію води можна вважати сталою величиною $[H_2O]$ = const, яка дорівнює її молярній концентрації.

Чисельно молярну концентрацію води знаходять, поділивши масу 1 л води на її молярну масу:

$[H_2O]$ в 1 л = 1000/18 = 55,56 моль/л,

($\rho(H_2O)$ = 1 г/мл, $m(H_2O) = \rho\cdot V$= 1000 г,

$C_M = n/V$ = 55,56/1 = 55,56 моль/л),

$K_д\cdot[H_2O] = [H^+][OH^-]$ або $1{,}8\cdot10^{-16}\cdot55{,}56 = [H^+][OH^-]$,

$K_{H_2O} = 10^{-14} = [H^+][OH^-]$,

K_{H_2O} – стала при даній температурі величина, яку називають йонним добутком води.

У чистій воді концентрація гідроксид-йонів дорівнює концентрації йонів Гідрогену. При 22 °С концентрація цих йонів така:

$$[H^+] = [OH–] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}.$$

Концентрація йонів Гідрогену у розчині характеризує його кислотність. Кислотність середовища позначають водневим показником pH. Водневим показником pH називають десятковий логарифм концентрації йонів Гідрогену зі знаком мінус:

$$pH = –\lg[H^+] \text{ або } [H^+] = 10^{-pH}, \qquad (14.1)$$

де $[H^+]$ – молярна концентрація йонів Гідрогену у розчині.

pH = 7 – середовище нейтральне;

pH < 7 – кисле;

pH > 7 – лужне;

Аналогічно

$$pOH = –\lg[OH^-] \text{ або } [OH^-] = 10^{-pH}, \qquad (14.2)$$

де $[OH^-]$ – молярна концентрація гідроксид-йонів у розчині.

pH + pOH = 14, то pH = 14 – pOH та pOH = 14 – pH.

Важливою властивістю живих організмів є кислотно-основний гомеостаз – сталість pH біологічних рідин у транинах і органах. Оптимальні значення pH для біологічних рідин, наведені в табл. 14.1.

Таблиця 14.1

pH фізіологічних середовищ організму людини

Біологічна рідина	pH
Сироватка крові	7,4±0,05
Слина	6,35-6,85
Чистий шлунковий сік	0,9-1,1
Сеча	4,8-7,5
Сік підшлункової залози	7,5-8,0
Вміст тонкого кишечнику	7,0-8,0
Жовч у протоках	7,4-8,5
Жовч у міхурі	5,4-6,9
Водяниста волога ока (слізна рідина)	7,4±0,1
Шкіра(внутрішньоклітинна рідина, різні шари)	6,2-7,5

2. Рівновага між розчином і осадом малорозчинних електролітів. Добуток розчинності (ДР). Умови утворення і розчинення осадів

Для малорозчинних сполук встановлюється рівновага між твердою фазою (осадом) та йонами у розчині:

$$CuS_{(p)} \leftrightarrow Cu^{2+}{}_{(p)} + S^{2-}{}_{(p)}.$$

У відповідності до закону дії масс таку рівновагу характеризує константа рівноваги:

$$К_р = \frac{[Cu^{2+}][S^{2-}]}{[CuS]},$$

де [CuS] – концентрація речовини в осаді, яка при переході йонів у розчин практично не змінюється, тому її вважають сталою величиною, тобто [CuS] = const.

$$К_р\,[CuS] = [Cu^{2+}]\,[S^{2-}] = \text{const},$$

$$К_р\,[CuS] = ДР.$$

Для гетерогенних систем таку константу називають добутком розчинності та позначають ДР.

$$ДР_{CuS} = [Cu^{2+}]\,[S^{2-}].$$

У загальному вигляді для реакції:

$$A_mB_n \leftrightarrow mA^{n+} + nB^{m-}$$

добуток розчинності дорівнює:

$$ДР = [A^{n+}]^m[B^{m-}]^n. \qquad (14.3)$$

Рівноважні молярні концентрації йонів A^{n+} та B^{m-} пропорційні розчинності S (моль/л) речовини A_mB_n:

$$[A^{n+}] = mS, \qquad [B^{m-}] = nS,$$

$$ДР = (mS)^m\,(nS)^n, \qquad (14.4)$$

$$S = \frac{1}{m}[A^{n+}] = \frac{1}{n}[B^{m-}] = \sqrt[(m+n)]{\frac{ДР}{m^m n^n}}. \qquad (14.5)$$

Умови утворення і розчинення осадів:

$ДР = [A^{n+}]^m[B^{m-}]^n$ – система знаходиться в стані рівноваги;

$ДР \geq [A^{n+}]^m[B^{m-}]^n$ – осад не утворюється (розчин ненасичений);

$ДР \leq [A^{n+}]^m[B^{m-}]^n$ – осад утворюється (розчин пересичений).

Осад розчиняється, коли один з його йонів утворює малорозчинну сполуку, слабкий електроліт, комплексний йон, або приймає участь в окисно-відновній реакції.

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Обчислити pH шлункового соку, якщо кислотність його зумовлена вмістом хлоридної кислоти з масовою часткою 1,5% і $\rho \approx 1$ г/мл.

Дано:	*Розв'язок:*
$\omega(HCl) = 1{,}5\%$ $\rho \approx 1$ г/мл.	1. Знаходимо молярну концентрацію кислоти:
pH шлункового соку – ?	$V = \frac{m_{розчину}}{\rho}$ (1), $m_{речов} = \frac{\omega \cdot m_{розчину}}{100}$ (2).

Підставляємо (1) і (2) у формулу C_M:

$$C_M = \frac{m_{речов}}{M_{речов} \cdot V_{розчину}} = \frac{m_{речов} \cdot \rho}{M_{речов} \cdot m_{розчину}} = \frac{\omega \cdot m_{речов} \cdot \rho}{M_{речов} \cdot m_{розчину}} =$$

$$= \frac{\omega \cdot \rho}{100 \cdot M_{речов}},$$

$$C_M = \frac{1000 \cdot 1{,}5 \cdot 1}{100 \cdot 36{,}5} = 0{,}4109 \text{ моль/л.}$$

2. Використовуючи формулу для обчислення концентрації йонів Гідрогену в розчинах сильних електролітів, визначаємо $[H^+]$ за формулою:

$[H^+] = C_M \cdot \alpha \cdot n = 0{,}4109 \cdot 1 \cdot 1 = 0{,}4109$ моль/л.

3. Підставивши значення $[H^+]$, знаходимо величину pH:

$pH = -\lg [H^+] = -\lg 0{,}3862 \approx 0{,}4$.

Відповідь:· pH шлункового соку $\approx 0{,}4$.

Приклад 2

Водневий показник pH артеріальної крові дорівнює 7,36. Обчислити молярну концентрацію йонів Гідрогену в крові.

Дано:	*Розв'язок:*
pH = 7,36	1. Обчислюємо концентрацію йонів H^+: $pH = -\lg [H^+]$;
$C_M(H^+) = ?$	$7{,}36 = -\lg [H^+]$; $-7{,}36 = \lg [H^+]$; $[H^+] = 10^{-7{,}36} = 4{,}36 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

Відповідь:· $[H^+] = 4{,}36 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

Приклад 3

Обчислити pH розчину оцтової кислоти еквівалентної концентрації 0,01 н, у якому ступінь дисоціації кислоти дорівнює 0,042.

Дано:	*Розв'язок:*
$C_н(CH_3COOH)$ = 0,01 моль/л α = 0,042	Визначаємо концентрацію H^+ $[H^+] = \alpha \cdot C_M \cdot n = 0{,}042 \cdot 0{,}01 \cdot 1 = 4{,}2 \cdot 10^{-4}$ моль/л,
pH – ?	pH = –lg $[H^+]$; pH = –lg($4{,}2 \cdot 10^{-4}$) = 3,38. *Відповідь:* pH = 3,38

Приклад 4

Визначити концентрацію HCO_3^- та CO_3^{2-} у розчині H_2CO_3 молярной концентрації 0,01 моль/л, якщо pH цього розчину дорівнює 4,18.

Дано:	*Розв'язок:*
$C_M(H_2CO_3)$ = 0,01 моль/л pH = 4,18	Знаходимо концентрацію йонів Гідрогену в розчинірН = –lg $[H^+]$; 4,18 = –lg $[H^+]$;
$C_M(CO_3^{2-}, HCO_3^-,)$=?	–4,18 = lg $[H^+]$;

$[H^+] = 10^{-4,18} = 6{,}61 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Значення K_1 та K_2 беремо з Додатка (табл. 8):

$$H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^- \quad K_1 = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

Підставляємо K_1, $[H^+]$, $[H_2CO_3]$:

$$[HCO_3^-] = \frac{4{,}45 \cdot 10^{-7} \cdot 10^{-2}}{6{,}61 \cdot 10^{-5}} = 6{,}73 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л;}$$

Підставляємо K_2, $[H^+]$, $[HCO_3^-]$:

$$HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-} \qquad K_2 = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$$

$$[CO_3^{2-}] = \frac{4{,}69 \cdot 10^{-11} \cdot 6{,}73 \cdot 10^{-5}}{6{,}61 \cdot 10^{-5}} = 4{,}8 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}$$

Відповідь: $[HCO_3^-] = 6{,}73 \cdot 10^{-5}$ моль/л; $[CO_3^{2-}] = 4{,}8 \cdot 10^{-11}$ моль/л

Приклад 5

Розрахуйте концентрацію йонів OH^- у розчині, pH якого дорівнює 3,28

Дано:	*Розв'язок:*
pH = 3,28	pH = –lg $[H^+]$; 3,28 = –lg $[H^+]$;
$[OH^-]$= ?	–3,28 = lg $[H^+]$; $[H^+] = 10^{-3,28} = 5{,}25 \cdot 10^{-4}$ моль/л

$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$; $[OH^-] = \dfrac{10^{-14}}{5{,}25\cdot10^{-4}} = 0{,}19\cdot10^{-10}$ моль/.

Відповідь: $[OH^-] = 0{,}19\cdot10^{-10}$ моль/л

Приклад 6

Добуток розчинності $PbSO_4$ дорівнює $2{,}2\cdot10^{-8}$. Визначити концентрації йонів у насиченому розчині плюмбум сульфату та його розчинність.

Дано:	*Розв'язок:*
ДР($PbSO_4$) = $2{,}2\cdot10^{-8}$	$PbSO_4\downarrow \leftrightarrow Pb^{2+} + SO_4^{2-}$ (рівновага в насиченому розчині малорозчинної речовини) ,
$[Pb^{2+}]$, $[SO_4^{2-}]$ = ? S($PbSO_4$) =?	ДК($PbSO_4$) = $[Pb^{2+}]\cdot[SO_4^{2-}]$. $PbSO_4 \leftrightarrow Pb^{2+} + SO_4^{2-}$ 1 моль 1 моль 1 моль

ДР = $[Pb^{2+}]\cdot[SO_4^{2-}] = (2{,}2\cdot10^{-8})^2$

$[Pb^{2+}] = [SO_4^{2-}] = \sqrt{2{,}2\cdot10^{-8}} = 1{,}5\cdot10^{-4}$ моль/л, тобто,

S($PbSO_4$) = $1{,}5\cdot10^{-4}$ моль/л.

Відповідь: $[Pb^{2+}] = [SO_4^{2-}] = 1{,}5\cdot10^{-4}$ моль/л, S($PbSO_4$) = $1{,}5\cdot10^{-4}$ моль/л.

Приклад 7

Добуток розчинності арґентум хромату Ag_2CrO_4 дорівнює $1{,}1\cdot10^{-12}$. Обчисліть розчинність цієї солі та концентрації йонів у насиченому розчині арґентум хромату.

Дано:	*Розв'язок:*
ДР(Ag_2CrO_4)=$1{,}1\cdot10^{-12}$ моль/л	$Ag_2CrO_4\downarrow \leftrightarrow 2Ag^+ + CrO_4^{2-}$ (рівновага в насиченому розчині малорозчинної речовини)
S(Ag_2CrO_4)= ?	ДР(Ag_2CrO_4) = $[Ag^+]^2\,[CrO_4^{2-}]$; Позначаємо розчинність через S, тоді

$Ag_2CrO_4 = 2Ag^+ + CrO_4^{2-}$ (дисоціація сильного електроліту)

S 2S S

1 моль 1 моль 1 моль

ДР(Ag_2CrO_4) = $(2S)^2\cdot S = 4S^3$.

Знаходимо розчинність Ag_2CrO_4:

$4\,S^3 = 1{,}1\cdot10^{-12}$;

$S = \sqrt[3]{\frac{ДР}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1{,}1\cdot10^{-12}}{4}} = 6{,}5\cdot10^{-5}$ моль/л

Знаходимо рівноважні концентрації йонів Ag^+ і CrO_4^{2-} :

$[CrO_4^{2-}] = S = 6{,}5\cdot10^{-5}$ моль/л;

$[Ag^+] = 2S = 1{,}3\cdot10^{-4}$ моль/л .

Відповідь: $[Ag^+] = 1{,}3\cdot10^{-4}$ моль/л ; $[CrO_4^{2-}] = 6{,}5\cdot10^{-5}$ моль/л .

Приклад 8

Розчинність плюмбум йодиду PbI_2 при температурі 298,15 К становить $1{,}3\cdot10^{-3}$ моль/л. Обчислити добуток розчинності цієї солі.

Дано:	*Розв'язок:*
$S(PbI_2) = 1{,}3\cdot10^{-3}$ моль/л	$PbI \leftrightarrow Pb^{2+} + 2I^-$ (рівновага в насиченому розчині малорозчинної речовини) Знаходимо молярну концентрацію йонів Pb^{2+} і I^-
$ДР(PbI_2) = ?$	$PbI \leftrightarrow Pb^{2+} + 2I^-$ 1моль 1моль 2моль $1{,}3\cdot10^{-3}$ $1{,}3\cdot10^{-3}$ $2{,}6\cdot10^{-3}$

Знаходимо ДР(PbI): $ДР = [Pb^{2+}]\cdot[I^-]^2 = 1{,}3\cdot10^{-3}\cdot(2{,}6\cdot10^{-3})^2 = 8{,}78\cdot10^{-9}$

Відповідь: $ДР(PbI) = 8{,}78\cdot10^{-9}$.

Приклад 9

Розчинність $Mg(OH)_2$ рівна $1{,}7\cdot10^{-4}$ моль/л. Знайти значення $ДР(Mg(OH)_2)$.

Дано:	*Розв'язок:*
$S(Mg(OH)_2) = 1{,}7\cdot10^{-4}$ моль/л	$Mg(OH)_2\downarrow \leftrightarrow Mg^{2+} + 2OH^-$ (рівновага в насиченому розчині малорозчинної речовини)
$ДР(Mg(OH)_2) = ?$	Знаходимо молярну концентрацію йонів Mg^{2+} і OH^- .

$Mg(OH)_2 = Mg^{2+} + 2OH^-$

1 моль 1 моль 2 моль

$1{,}7\cdot10^{-4}$ $1{,}7\cdot10^{-4}$ $3{,}4\cdot10^{-4}$

Знаходимо ДР $Mg(OH)_2$:

$ДР = [Mg^{2+}]\,[OH^-]^2 = 1{,}7\cdot10^{-4}\cdot(3{,}4\cdot10^{-4})^2 = 1{,}96\cdot10^{-11}$.

Відповідь: $ДР\,(Mg(OH)_2) = 1{,}96\cdot10^{-11}$.

Приклад 10

Визначити, чи буде випадати осад у разі змішування однакових об'ємів 0,02 М розчинів $BaCl_2$ та Na_2SO_4? $ДР(BaSO_4) = 1{,}1\cdot10^{-10}$.

Дано:	*Розв'язок:*
$C_M(BaCl_2)$=0,02 моль/л $C_M(Na_2SO_4)$=0,02 моль/л ДР($BaSO_4$) = $1{,}1\cdot10^{-10}$ V($BaCl_2$) = V(Na_2SO_4)	$[Ba^{2+}] = [SO_4^{2-}]$ = 0,02 моль/л – до змішування Знаходимо молярні концентрації йонів Ba^{2+} і SO_4^{2-} після змішуванняю, враховуючи що змішували однакові об'єми:
Чи буде випадати осад?	$[Ba^{2+}] = [SO_4^{2-}]$ = 0,02/2 = 0,01 моль/л . Знаходимо значення добутку концентрацій.

Добуток концентрацій ($BaSO_4$) = $[Ba^{2+}]\cdot[SO_4^{2-}] = (0{,}01)^2 = 1\cdot10^{-4}$.

Так як ДК ($BaSO_4$) > ДР($BaSO_4$), то осад $BaSO_4$ буде утворюватися. *Відповідь:* осад $BaSO_4$ буде утворюватися.

Приклад 11

Визначити, чи випадатиме осад манган(II) сульфіду у разі зливання однакових об′ємів розчинів $2\cdot10^{-3}$ моль/л манган(II) нітрату і $3\cdot10^{-4}$ моль/л натрій сульфіду. ДР(MnS) = $2\cdot10^{-15}$.

Дано:	*Розв'язок:*
$C_M(Mn(NO_3)_2)=2\cdot10^{-3}$ моль/л $C_M(Na_2S)=3\cdot10^{-4}$ моль/л ДР(MnS) = $2\cdot10^{-15}$ V($Mn(NO_3)_2$) = V(Na_2S)	$[Mn^{2+}] = 2\cdot10^{-3}$ моль/л, $[S^{2-}] = 3\cdot10^{-4}$ моль/л – до змішування. Знаходимо молярні концентрації йонів Mn^{2+} і S^{2-} після змішування.
Чи буде випадати осад?	

У разі змішування однакових об′ємів розчинів вихідних речовин об′єм суміші стає вдвічі більшим, тому концентрації кожної з розчинених речовин удвічі зменшуються.

$[Mn^{2+}] = 1\cdot10^{-3}$ моль/л $[S^{2-}] = 1{,}5\cdot10^{-4}$ моль/л

Знаходимо значення добутку концентрацій.

Добуток концентрацій (MnS) = $[Mn^{2+}]\cdot[S^{2-}] = 1\cdot10^{-3}\cdot1{,}5\cdot10^{-4} = 1{,}5\cdot10^{-7}$ моль/л. Так як, ДК(MnS) >> ДР(MnS), то осад MnS буде утворюватися. *Відповідь:* осад $BaSO_4$ буде утворюватися.

Приклад 12

Знайти молярну розчинність AgCl в чистій воді і в розчині KCl з молярною концентрацією 0,01 моль/л без урахування коефіцієнтів активності. ДР(AgCl) = $1{,}78\cdot10^{-10}$

Дано:	*Розв'язок:*
$C_M(KCl)$ = 0,01 моль/л ДР(AgCl) = $1{,}78\cdot10^{-10}$	1.Знаходимо розчинність AgCl в чистій воді $AgCl\downarrow \leftrightarrow Ag^+ + Cl^-$ (рівновага в насиченому розчині малорозчинної речовини)
S(AgCl) =?	

ДР(AgCl) = $[Ag^+][Cl^-]$;
Позначаємо розчинність через S, тоді:
$AgCl \leftrightarrow Ag^+ + Cl^-$
S S S
ДР(AgCl) = S · S = S^2 .
Знаходимо розчинність AgCl:
$S^2 = 1{,}78 \cdot 10^{-10}$; $S = 1{,}33 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
Знаходимо рівноважні концентрації Ag^+ і Cl^- йонів:
$[Ag^+] = S = 1{,}33 \cdot 10^{-5}$ моль/л ;
$[Cl^-] = S = 1{,}33 \cdot 10^{-5}$ моль/л .
2. Знаходимо розчинність AgCl у присутності KCl.

Позначимо нову розчинність AgCl (у присутності KCl) як S′ моль/л . Тоді в розчині будуть знаходитися S′ моль/л йонів Ag^+ і S′ моль/л йонів Cl^- .

$AgCl \leftrightarrow Ag^+ + Cl^-$
S′ S′ S′

Але в розчині буде ще знаходитися 0,01 моль/л йонів Cl^-, які утворюються в результаті дисоціації KCl, тому загальна концентрація хлорид-йонів при встановленні нової рівноваги дорівнює (S′ + 0,01) моль/л.

Звідси:

ДР(AgCl) = S′ · (S′ + 0,01) = $1{,}78 \cdot 10^{-10}$.

Оскільки S′ < $1 \cdot 10^{-5}$ моль/л, то величиною у в доданку (S′ + 0,01) нехтуємо.

ДР(AgCl) = 0,01 S′ = $1{,}78 \cdot 10^{-10}$; у = $1{,}78 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

$S(AgCl)H_2O$ / $S'(AgCl)KCl = 1{,}33 \cdot 10^{-5} / 1{,}78 \cdot 10^{-8} = 747$.

$$\frac{S(AgCl)H_2O}{S'(AgCl)KCl} = \frac{1{,}33 \cdot 10^{-5}}{1{,}78 \cdot 10^{-8}} = 747$$

Відповідь: у присутності 0,01 М розчину KCl розчинність AgCl зменшиться у 747 разів.

Задачі для самостійного розв′язування

1. Вміст хлоридної кислоти в шлунковому соці людини з пониженою кислотністю становить 0,4%. Обчислити pH шлункового соку, якщо його густина дорівнює 1 г/мл. *Відповідь*: pH = 0,97.

2. У скільки разів концентрація йонів гідрогену в крові (pH = 7,63) більша, ніж в спинномозковій рідині (pH = 7,53)?

Відповідь: 1,48.

3. Обчислити pH розчину, отриманого змішуванням однакових об'ємів 0,6 М розчину нітратної кислоти і 0,4 М розчину натрій гідроксиду.

4. Скільки грамів калій гідроксиду знаходиться в 10 л розчину, pH якого дорівнює 11?

5. Розрахувати концентрації йонів гідрогену у розчинах, в яких концентрація OH^- дорівнює:

а) $4{,}5\cdot10^{-5}$ моль/л; б) $3{,}00\cdot10^{-7}$ моль/л ; в) $1{,}00\cdot10^{-10}$ моль/л;

г) $2{,}23\cdot10^{-3}$ моль/л; д) $7{,}35\cdot10^{-12}$ моль/л.

Відповідь:

а) $2{,}22\cdot10^{-10}$ моль/л; б) $3{,}33\cdot10^{-8}$ моль/л; в) $1{,}00\cdot10^{-4}$ моль/л;

г) $4{,}48\cdot10^{м12}$ моль/л; д) $1{,}36\cdot10^{-3}$ моль/л.

6. Обчислити концентрації йонів H^+ та OH^- у розчинах, значення pH яких складає: 1) 2,36; 2) 7,89; 3) 13,32; 4) 1,15; 5) 12,65.

Відповідь:

1) $4{,}36\cdot10^{-3}$ моль/л; $2{,}29\cdot10^{-12}$ моль/л;
2) $1{,}29\cdot10^{-8}$ моль/л; $7{,}76\cdot10^{-7}$ моль/л;
3) $4{,}79\cdot10^{-14}$ моль/л; $2{,}09\cdot10^{-1}$ моль/л;
4) $7{,}08\cdot10^{-2}$ моль/л; $1{,}41\cdot10^{-13}$ моль/л;
5) $2{,}24\cdot10^{-13}$ моль/л, $4{,}47\cdot10^{-2}$ моль/л.

7. Обчислити значення pH розчинів, які містять в 1 л:

1) 0,1 моль HCl; 4) 6,3 г HNO_3;
2) 0,1 г KOH; 5) 0,81 г HBr;
3) 0,5 г $Ba(OH)_2$; 6) 0,1 г NaOH.

Відповідь: 1) 1,00; 2) 11,25 3) 11,77; 4) 1,00; 5) 2,00; 6) 13,00.

8. Обчисліть pH розчину оцтової кислоти нормальної концентрації 0,1 моль/л, що містить, крім того, 0,1 моль/л натрій ацетату. Коефіцієнти активності йонів вважати рівними 1. *Відповідь:* pH 4,75.

9. Розчинність $CaCO_3$ при 35 °С дорівнює $6{,}9\cdot10^{-5}$ моль/л. Обчислити ДР цієї солі. *Відповідь:* $ДР_{CaCO_3} = 4{,}8\cdot10^{-9}$.

10. У 500 мл води при 15 °С розчиняється 0,0166 г Ag_2CrO_4. Чому дорівнює добуток розчинності цієї солі? *Відповідь:* $ДР_{Ag_2CrO_4} = 4\cdot10^{-12}$.

11. Визначити, чи випадатиме осад Ag_2SO_4, якщо до 0,02 М розчину $AgNO_3$ додати такий самий об′єм 1 н розчину H_2SO_4? *Відповідь:* осад утворюється.

12. До 50 мл 0,001 н розчину HCl додали 450 мл 0,0001 н розчину $AgNO_3$. Визначити, чи буде утворюватися осад аргентум хлориду? *Відповідь:* осад утворюється.

13. Обчислити розчинність (в моль/л) CaF_2 у воді та в 0,05 М розчині $CaCl_2$. У скільки разів розчинність у другому випадку менш ніж у першому? *Відповідь:* S у воді $2{,}15 \cdot 10^{-4}$ моль/л; S у розчині $CaCl_2$ $1{,}4 \cdot 10^{-5}$ моль/л; $S(H_2O)/S(CaCl_2) =$ 15,4 рази.

14. Добуток розчинності $CaSO_4$ дорівнює $6{,}1 \cdot 10^{-5}$. Знайти розчинність $CaSO_4$ (у г/л), обчислену без урахування активності йонів. *Відповідь:* $S(CaSO_4) =$ 1,062 г/л.

15. Добуток розчинності $Mg(OH)_2$ дорівнює $3{,}4 \cdot 10^{-11}$. Знайти розчинність $Mg(OH)_2$ у чистій воді та у 0,001 М розчині КОН.

16. У скільки разів зменшиться розчинність AgCl, якщо до 1 л його насиченого розчину додати 0,1 моля KCl? Ступінь дисоціації KCl $\alpha =$ $= 0{,}86$. Добуток розчинності AgCl дорівнює $1{,}5 \cdot 10^{-10}$.

Відповідь: $S(H_2O)/S(KCl) = 7500$.

Питання для самоконтролю

1. Яка величина використовується для характеристики малорозчинних електролітів?
2. При якому співвідношенні ДР і ДК буде утворюватись осад?
3. В чому полягає суть поняття йонний добуток води і чому він дорівнює при різних температурах?
4. Вивести формулу йонного добутку води. Які фактори впливають на його величину?
5. Що таке водневий і гідроксидний показники і за якими математичними формулами їх визначають?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9
Водневий показник. Індикатори. Добуток розчинності

Дослід 1. Забарвлення індикаторів

1. Визначте колір кислотної та лужної форм чотирьох індикаторів, які найбільш часто використовують: метилоранжу, метилового червоного, лакмусу та фенолфталеїну.

2. Спостереження проведіть в сильнокислому та сильнолужному середовищах, щоб в першому випадку pH був набагато нижче, а в другому – набагато вище pH області переходу вказаних індикаторів.

Для цього в чотири пронумеровані пробірки внесіть по 10 крапель розчину хлоридної кислоти молярної концентрації 0,1 моль/л; в інші чотири пробірки – з тими ж номерами – такий же об'єм розчину натрій гідроксиду молярної концентрації 0,1 моль/л. Розмістить пробірки в штативі таким чином, щоб за пробіркою з кислотою стояла пробірка з тим же номером, що містить луг. Після цього в обидві пробірки № 1 (з кислотою та лугом) додайте по одній краплі індикатора метилового оранжевого, в пару пробірок № 2 – по одній краплі метилового червоного, в пробірки № 3 додати по 5 крапель лакмусу, в останні дві пробірки – по одній краплі фенолфталеїну. Відмітьте колір індикаторів в різних середовищах та запишіть спостереження в таблицю.

Назва індикатора	pH області переходу забарвлення індикатора	Колір індикатора		
		Кислотна форма	В області переходу	Лужна форма
Метиловий оранжевий	3,1 – 4,4		Оранжевий	
Метиловий червоний	4,4 – 6,2		Оранжевий	
Лакмус	5,0 – 8,0		Фіолетовий	
Фенолфталеїн	8,0 – 10,0		Рожевий	

Дослід 2. Визначення pH розчину за допомогою універсального індикатора

1. Отримайте у викладача розчин, pH якого необхідно визначити. За допомогою піпетки перенесіть 2-3 краплі цього розчину на індикаторний папір.

2. Порівняйте колір ще мокрої плями, яка утворилась на папері, з кольоровою шкалою та оберіть на ній відтінок, що найбільш близький до отриманої плями. На кольоровій шкалі приводяться кольори, що відповідають цілим значенням pH, тому, при необхідності, можна за проміжним кольором наближено оцінювати десяті частки pH. Зробіть висновок про pH розчину.

Дослід 3. Приготування та вивчення властивостей буферних розчинів

1. Приготуйте ацетатний буферний розчин (CH_3COOH + CH_3COONa). Для цього помістить в невелику склянку по 5 мл розчинів оцтової кислоти та натрій ацетату молярних концентрацій 0,1 моль/л.

2. В іншій склянці приготуйте амонійну буферну суміш ($NH_3 \cdot H_2O$ + NH_4Cl) із розчинів амоніаку та амоній хлориду молярних концентрацій 0,1 моль/л.

3. Визначте pH розчинів, які щойно приготували, за допомогою універсального індикатора. Отримані розчини збережіть для наступних дослідів.

4. Розрахуйте pH в приготовлених буферних розчинах та порівняйте з визначеними за допомогою універсального індикатора. Значення констант дисоціації $K_{дис}(NH_3 \cdot H_2O) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$, $K_{дис}(CH_3COOH) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

5. За допомогою універсального індикатору визначте pH дистильованої води. Помістіть в 2 пробірки по 1 мл дистильованої води, в одну додайте одну краплю розчину HCl молярної концентрації 0,1 моль/л, в іншу – одну краплю розчину NaOH молярної концентрації 0,1 моль/л. Визначте pH цих розчинів за допомогою універсального індикатора.

6. В дві пробірки помістіть по 1 мл ацетатної буферної суміші, яку приготували. Додайте в одну пробірку – 1 краплю розчину HCl молярної концентрації 0,1 моль/л, в іншу – одну краплю розчину NaOH молярної концентрації 0,1 моль/л. Визначте pH цих розчинів за допомогою універсального індикатора. Аналогічний дослід проробити з аміачною буферною сумішшю. Отримані дані записати в таблицю.

Вихідний розчин	Значення pH		
	У вихідному розчині	Після додавання HCl	Після додавання NaOH
1. Дистильована вода			
2. Ацетатна буферна суміш			
3. Амонійна буферна суміш			

Дослід 4. Умови випадання осадів

У дві пробірки внесіть по 2-3 краплі 0,5 н розчину ферум(II) сульфату. В одну пробірку додайте 4-5 крапель 2 н розчину сульфідної кислоти, а в другу 4-5 крапель 0,5 н розчину натрій сульфіду. Користуючись величинами добутку розчинності FeS та загальної константи дисоціації H_2S, поясніть утворення осаду в одному випадку та його відсутність у другому. Напишіть відповідні рівняння реакцій в молекулярній та скороченій іонній формах.

Дослід 5. Умови розчинення осадів внаслідок хімічної взаємодії

В одну пробірку внесіть 2-3 краплі 0,5 н розчину купрум(II) сульфату, у другу – 2-3 краплі 0,5 н розчину ферум(II) сульфату. У кожну пробірку додайте по 4-5 крапель 0,5 н розчину натрій сульфіду. Відмітьте колір утворених осадів. До одержаних осадів додайте по 4-5 крапель 2 н розчину хлоридної кислоти. Користуючись величинами добутку розчинності ферум(II) та купрум(II) сульфідів (табл. 10 додатку) та величинами константи дисоціації сульфідної кислоти (табл. 8 додатку), поясніть розчинність осадів у хлоридній кислоті. Напишіть відповідні молекулярні та скорочені йонні рівняння реакцій.

	1 пробірка	2 пробірка
Внесіть	0,5 н $CuSO_4$	0,5 н $FeSO_4$
Додайте	0,5 н Na_2S	0,5 н Na_2S
колір утворених осадів		
Додайте до осадів	2 н HCl	2 н HCl
Спостереження		

15. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Протолітичні процеси та їх напрямленість. Гідроліз катіонів, аніонів і сумісний гідроліз. Ступінь і константа гідролізу. Зсув рівноваги протолітичних реакцій. Роль протолітичних реакцій у метаболізмі ліків та в аналізі лікарських препаратів. Хімічна несумісність лікарських речовин.

Основні терміни та поняття: гідроліз солей, типи гідролізу, ступінь та константа гідролізу.

Хімічний процес безпосередньої взаємодії солей з молекулами води у розчинах, що призводить до утворення слабкого електроліту, називається *гідролізом солей.*

Солі в разі їх розчинення у воді розпадаються на йони. Один з йонів (катіон або аніон) вступає у хімічну взаємодію з молекулами води з утворенням слабкого або малорозчинного електроліту. Продуктами гідролізу можуть бути слабкі кислоти та основи, малорозчинні та легколеткі сполуки. Реакція гідролізу завжди на-

прямлена в бік утворення таких сполук. Якщо продуктами гідролізу є розчинні речовини, то гідроліз відбувається оборотньо. У випадку утворення малорозчинних та летких речовин гідроліз є необоротним.

Залежно від природи вихідної солі, в розчині накопичуються йони H^+ або OH^-, тому в розчині створюється кисле або лужне середовище.

Будь-яку сіль можна уявити як продукт взаємодії кислоти та основи. Наприклад:

калій ціанід KCN утворений слабкою кислотою HCN і сильною основою KOH;

амоній хлорид NH_4Cl – слабкою основою NH_4OH і сильною кислотою HCl,

натрій нітрат $NaNO_3$ – сильною кислотою HNO_3 і сильною основою NaOH.

Тому всі солі за їх походженням поділяють на чотири групи:

1. Солі, утворені слабкою кислотою та сильною основою, гідролізують за аніоном і надають розчину лужної реакції:

$$An^- + H_2O \leftrightarrow HAn + OH^-;$$

$$CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-.$$

2. Солі, утворені слабкою основою та сильною кислотою, гідролізують за катіоном:

$$Kt^+ + H_2O \leftrightarrow KtOH + H^+;$$

$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + H^+.$$

3. Солі, утворені слабкою основою та слабкою кислотою гідролізують повністю з утворенням двох малодисоційованих або малорозчинних електролітів:

$$KtAn + H_2O \leftrightarrow KtOH + HAn;$$

$$NH_4^+ + CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + CH_3COOH.$$

4. Солі, утворені сильною кислотою та сильною основою, не гідролізують, оскільки йони цих солей не утворюють з водою слабких електролітів або малодисоційованих сполук. У цьому випадку рівновага дисоціації води не порушується і розчин практично нейтральний.

Солі багатоосновних кислот і багатокислотних основ гідролізують ступінчасто, утворюючи при цьому кислі або основні солі. Наприклад, солі Na_2CO_3, K_3PO_4 гідролізують ступінчасто, утворюючи кислі солі. Солі $AlCl_3$, $Cu(NO_3)_2$ гідролізують ступінчасто з утворенням на проміжних стадіях основних солей.

Алгоритм складання рівняння гідролізу

Під час складання рівнянь гідролізу необхідно зберігати баланс речовини та заряду.

1. Сіль, утворена слабкою кислотою та сильною основою

1. Аналіз складу солі:

$K_2CO_3 \rightarrow 2K^+ + CO_3^{2-}$

KOH сильна основа; H_2CO_3 слабка кислота

K_2CO_3 – сіль, утворена катіонами сильної основи та аніонами слабкої кислоти, гідроліз відбувається за аніоном CO_3^{2-}.

2. ***Складання рівнянь реакцій гідролізу***

I. за першим ступенем гідролізу:

- скорочене йонне рівняння (записуємо аніон, за яким гідролізує сіль, в даному випадку це CO_3^{2-}):

$CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$, pH > 7;

- повне йонне рівняння:

$2K^+ + CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow 2K^+ + HCO_3^- + OH^-$;

- молекулярне рівняння:

$K_2CO_3 + HOH \leftrightarrow KHCO_3 + KOH$.

II. за другим ступенем

- скорочене йонне рівняння:

$HCO_3^- + HOH \leftrightarrow H_2CO_3 + OH^-$;

- повне йонне рівняння:

$K^+ + HCO_3^- + HOH \leftrightarrow K^+ + H_2CO_3 + OH^-$;

- молекулярне рівняння:

$KHCO_3 + HOH \leftrightarrow KOH + H_2CO_3$. ($H_2CO_3 \rightarrow CO_2$, $H_2CO_3 \rightarrow H_2O$)

2. Сіль, утворена слабкою основою та сильною кислотою

1. Аналіз складу солі :

$CuCl_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2Cl^-$

$Cu(OH)_2$ слабка основа; HCl сильна кислота

$CuCl_2$ – сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами сильної кислоти, гідроліз відбувається за катіоном Cu^{2+}.

2. ***Складання рівнянь реакцій гідролізу***

I. за першим ступенем гідролізу:

- скорочене йонне рівняння (записуємо катіон за яким гідролізує сіль, в даному випадку це Cu^{2+}):

$Cu^{2+} + HOH \leftrightarrow CuOH^{+} + H^{+}$, pH < 7;

- повне йонне рівняння:

$Cu^{2+} + 2Cl^{-} + HOH \leftrightarrow CuOH^{+} + 2Cl^{-} + H^{+}$;

- молекулярне рівняння:

$CuCl_2 + H_2O \leftrightarrow CuOHCl + HCl$.

II. за другим ступенем гідролізу:

- скорочене йонне рівняння:

$CuOH^{+} + HOH \leftrightarrow Cu(OH)_2 + H^{+}$;

- повне йонне рівняння:

$CuOH^{+} + Cl^{-} + HOH \leftrightarrow Cu(OH)_2 + Cl^{-} + H^{+}$;

- молекулярне рівняння:

$CuOHCl + H_2O \leftrightarrow Cu(OH)_2 + HCl$.

3. Сіль, утворена слабкою основою та слабкою кислотою

$CH_3COONH_4 \rightarrow$	NH_4^+	+	CH_3COO^-
	NH_4OH		CH_3COOH
	слабка		слабка
	основа		кислота

CH_3COONH_4 – сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами слабкої кислоти, гідроліз відбувається за катіоном NH_4^+ та аніоном CH_3COO^-

- повне йонне рівняння:

$NH_4^+ + CH_3COO^- + HOH \leftrightarrow NH_4OH + CH_3COOH$, pH ≈ 7;

- молекулярне рівняння:

$CH_3COONH_4 + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + CH_3COOH$.

Солі, утворені слабкою багатокислотною основою та слабкою одноосновною кислотою, підлягають гідролізу з утворенням основних солей за схемами:

$Al(CH_3COO)_3 \rightarrow$	Al^{3+}	+	$3CH_3COO^-$
	$Al(OH)_3$		CH_3COOH
	слабка		слабка
	основа		кислота

I. за першим ступенем гідролізу

- скорочені йонні рівняння:

$Al^{3+} + HOH \leftrightarrow AlOH^{2+} + H^{+}$;

$CH_3COO^- + HOH \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-$;

- повне йонне рівняння:

$Al^{3+} + CH_3COO^- + HOH \leftrightarrow AlOH^{2+} + H^+ + CH_3COOH + OH^-$;

- молекулярне рівняння:

$Al(CH_3COO)_3 + HOH \leftrightarrow AlOH(CH_3COO)_2 + CH_3COOH$;

II. за другим ступенем гідролізу:

$AlOH^{2+} + HOH \leftrightarrow Al(OH)_2^+ + H^+$;

$AlOH(CH_3COO)_2 + HOH \leftrightarrow Al(OH)_2CH_3COO + CH_3COOH$.

Кількісно гідроліз характеризують, як і процес дисоціації, двома величинами:

1) ступенем гідролізу $\alpha_Г$, який показує, яка частина розчиненої солі прогідролізувала у стані рівноваги;

2) константою гідролізу $К_Г$, як оборотного процесу, в якому через деякий час настає рівновага.

Ступінь гідролізу та константу гідролізу різного типу солей можна обчислити за такими формулами:

– солі, утворені сильними основами і слабкими кислотами, гідролізують за аніоном (pH > 7):

$$К_Г = \frac{К_{H_2O}}{К_{к-ти}}; \qquad \alpha_Г = \sqrt{\frac{К_Г}{С_{солі}}}; \quad [OH^-] = \sqrt{К_Г \cdot С_{солі}}, \qquad (15.1)$$

$К_{к-ти}$ – константа дисоціації кислоти; $К_{H_2O}$ – йонний добуток води;

$К_Г$ – константа гідролізу солі; С – молярна концентрація солі;

– солі, утворені слабкими основами і сильними кислотами, гідролізують за катіоном (pH < 7)

$$К_Г = \frac{К_{H_2O}}{К_{основи}}; \qquad \alpha_Г = \sqrt{\frac{К_Г}{С_{солі}}}; \quad [H^+] = \sqrt{К_Г \cdot С_{солі}}, \qquad (15.2)$$

$К_{основи}$ – константа дисоціації основи;

– солі, утворені слабкими основами і слабкими кислотами, гідролізують за катіоном і аніоном. Якщо сила кислоти і основи однакова, pH ≈ 7, якщо сильніша кислота то pH < 7 (середовище слабкокисле); якщо ж сильніша основа то pH > 7 (середовище слаболужне):

$$К_Г = \frac{К_{H_2O}}{К_{кислоти} \cdot К_{основи}}; \quad \alpha_Г = \sqrt{К_Г}; \quad [H^+] = \frac{К_{H_2O} \cdot К_{к-ти}}{К_{основи}} \qquad (15.3)$$

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Обчислити константу і ступінь гідролізу, а також pH 0,1 М розчину амоній хлориду. Константа дисоціації NH_4OH дорівнює $1{,}77\cdot10^{-5}$.

Дано:	*Розв'язок:*
$C_M(NH_4Cl)=0{,}1$ моль/л $K_д(NH_4OH) = 1{,}77\cdot10^{-5}$	Знаходимо $K_Г$ солі, утвореної катіоном слабкої основи і аніоном сильної кислоти: $K_Г = \frac{K_{H_2O}}{K_{NH_4OH}} = \frac{10^{-14}}{1{,}77\cdot10^{-5}} = 5{,}65\cdot10^{-10}$.
$K_Г$, $\alpha_Г$, pH = ?	

Записуємо рівняння гідролізу цієї солі:

$NH_4Cl + HOH \leftrightarrow NH_4OH$;

$NH_4^+ + HOH \leftrightarrow NH_4OH + H^+$; pH < 7.

$$\alpha_Г = \sqrt{\frac{K_Г}{C_{солі}}} = \sqrt{\frac{5{,}65\cdot10^{-10}}{0{,}1}} = 7{,}52\cdot10^{-5} = 7{,}52\cdot10^{-3}\%.$$

Обчислюємо концентрацію йонів Гідрогену:

$$[H^+] = \sqrt{K_Г\cdot C_{солі}} = \sqrt{5{,}65\cdot10^{-10}\cdot0{,}1} = \sqrt{56{,}5\cdot10^{-12}} = 7{,}52\cdot10^{-6} \text{ моль/л}$$

Обчислюємо pH:

$pH = -\lg[H^+]$; $pH = -\lg 7{,}52\cdot10^{-6} = 6 - \lg 7{,}52 = 6 - 0{,}88 = 5{,}12$

Відповідь: $K_Г = 5{,}65\cdot10^{-10}$; $\alpha_Г = 7{,}52\cdot10^{-3}\%$; pH = 5,12.

Приклад 2

Обчислити ступінь гідролізу та pH 0,1 М розчину калій ацетату. $K_д(CH_3COOH) = 1{,}8\cdot10^{-5}$.

Дано:	*Розв'язок:*
$C_M(CH_3COOK)$ = 0,1 моль/л $K_д(CH_3COO) = 1{,}8\cdot10^{-5}$.	Знаходимо $K_Г$ солі, утвореної катіоном сильної основи і аніоном слабкої кислоти: $K_Г = \frac{K_{H_2O}}{K_{CH_3COOH}} = \frac{10^{-14}}{1{,}8\cdot10^{-5}} = 5{,}56\cdot10^{-10}$,
$\alpha_Г$, pH = ?	$\alpha_Г = \sqrt{\frac{K_Г}{C_{солі}}} = \sqrt{\frac{5{,}56\cdot10^{-10}}{0{,}1}} = 7{,}5\cdot10^{-5}$,

$CH_3COO^- + HOH \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-$.

Для обчислення pH слід прийняти до уваги, що в результаті гідролізу кожного аніону CH_3COO^- утворюється один гідроксид-йон. Якщо вихідна концентрація аніонів, що гідролізують C моль/л,

а гідролізує частка $\alpha_Г$ аніонів, то при цьому утворюється С моль/л йонів OH^-:

$[OH^-] = \alpha_Г C = 7{,}5\cdot10^{-5}\cdot 0{,}1 = 7{,}5\cdot10^{-6}$ моль/л

$pOH = -\lg [OH^-] = -\lg(7{,}5\cdot10^{-6}) = 6 - \lg7{,}5 = 5{,}12$

$pH = 14 - pOH = 14 - 5{,}12 = 8{,}88$

Відповідь: pH = 8,88; $\alpha_Г = 7{,}5\cdot10^{-5}$

Задачі для самостійного розв′язування

1. З наведених солей вибрати ті, що підлягають гідролізу, і скласти рівняння реакцій: калій ціанід, літій фосфат, хром(III) карбонат, калій нітрат, купрум(II) хлорид, кальцій хлорид, калій сульфід, ферум(II) сульфат, алюміній сульфід, амоній ацетат, ферум(III) хлорид, амоній сульфід, натрій гідрогенфосфат. Вказати pH середовища і пояснити, як можна змістити рівновагу гідролізу.

2. Обчислити pH розчину, константу та ступінь гідролізу натрій сульфіду в 0,1 М розчині ($К_д = 6{,}2\cdot10^{-8}$). *Відповідь*: pH = 10,11; $К_Г = 1{,}6\cdot10^{-7}$; $\alpha_Г = 1{,}26\cdot10^{-3}$

3. Обчислити pH розчину, константу та ступінь гідролізу натрій карбонату в 0,1 М розчині. *Відповідь*: pH = 11,7; $К_Г = 2{,}2\cdot10^{-4}$; $\alpha_Г = 4{,}7\cdot10^{-3}$.

4. Обчисліть константу гідролізу калій фториду, визначте ступінь гідролізу цієї солі в 0,01 М розчині і pH розчину. *Відповідь:* $К_Г = 1{,}5\cdot10^{-11}$; $\alpha_Г = 3{,}9\cdot10^{-5}$; pH = 7,59.

5. Обчисліть константу гідролізу амоній хлориду, визначте ступінь гідролізу цієї солі в 0,01 М розчині і pH розчину. *Відповідь:* $К_Г = 5{,}6\cdot10^{-10}$; $\alpha_Г = 2{,}4\cdot10^{-4}$; pH = 5,63.

6. Визначте ступінь гідролізу плюмбум нітрату в 0,05 н розчині і константу гідролізу солі. *Відповідь:* $\alpha_Г = 1{,}4\cdot10^{-3}$; $К_Г = 5\cdot10^{-8}$.

Питання для самоконтролю

1. Дати визначення, що таке гідроліз. На які групи поділяють солі, що гідролізують?

2. Кількісні характеристики гідролізу: константа та ступінь гідролізу.

3. Від яких факторів залежить ступінь гідролізу?

4. Як змінюється ступінь гідролізу у разі розведення розчинів (зростає, зменшується)? Надайте пояснення.

5. Пояснити залежність ступеня гідролізу від температури і концентрації солі.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10
Гідроліз солей

Дослід 1. Солі, утворені сильними кислотами та сильними основами

За допомогою універсального індикаторного паперу визначте pH 0,1 н розчинів натрій хлориду, калій сульфату та кальцій нітрату. Зробіть висновок про здатність катіонів та аніонів солей до гідролізу.

Дослід 2. Солі, утворені сильними основами та слабкими кислотами

а) За допомогою універсального індикаторного паперу визначте pH 0,1 н розчину натрій ацетату. Напишіть йонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу та обчисліть $K_г$. Зробіть висновок про здатність анйонів слабкої кислоти до гідролізу.

б) Налийте в одну пробірку 5-6 крапель 0.5 н розчину натрій карбонату, а в другу пробірку – такий же об'єм 0,5 н розчину натрій сульфіту. Додайте в кожну пробірку по краплі фенолфталеїну і порівняйте забарвлення розчинів.

Напишіть йонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу. Обчисліть ступінь, константу гідролізу, концентрацію гідроксид-йонів та pH розчинів солей. Одержані результати запишіть у таблицю.

Формула солі	Константа гідролізу, $K_Г$	Ступінь гідролізу, $\alpha_Г$	Концентрація гідроксид-йонів, моль/л	pH

в) У дві пробірки додайте:

у першу 5-6 крапель 0,1 н розчину натрій гідрогєнкарбонату та краплю фенолфталеїну,

у другу – такий же об'єм 0,1 н розчину натрій гідрогенсульфіту та краплю фенолфталеїну.

Відмітьте забарвлення розчинів. Напишіть йонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу. Обчисліть константи гідролізу солей, по-

рівняйте їх із значеннями $K_{Д2}$ відповідних кислот. Обчисліть pH розчинів солей. Заповніть таблицю.

Формула солі	Константа гідролізу, $K_Г$	Ступінь гідролізу, $\alpha_Г$	pH
$NaHCO_3$			
$NaHSO_3$			

Дослід 3. Солі, утворені слабкими основами та сильними кислотами

За допомогою універсального індикаторного паперу визначте реакцію середовища у 0,1 н розчині амоній хлориду. Напишіть йонно-молекулярне рівняння реакції гідролізу та обчисліть $K_Г$.

Дослід 4. Сумісний гідроліз солей

а) Внесіть у пробірку 5-6 крапель 0,1 н розчину солі хрому(III) та додайте краплями 0,1 н розчин натрій карбонату до утворення сіро-зеленого осаду. Аналогічний дослід проведіть з 0,1 н розчином солі алюмінію, додаючи до нього краплями 0,1 н розчин натрій сульфіду до утворення драглистого осаду та виділення газу.

б) До 3-4 крапель 0,1н розчину купрум(II) сульфату додайте краплями 0,1 н розчин натрій карбонату до утворення світлозеленого осаду основної солі. Напишіть йонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу.

Зробіть висновок про можливість утворення основних солей при гідролізі багатозарядних катіонів слабких основ.

16. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Електронна теорія окисно-відновних реакцій (ОВР). Окисно-відновні властивості елементів та їх сполук у залежності від положення в Періодичній системі. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках і правила його розрахунку. Зміна ступеня окиснення в ОВР. Поєднані пари окисно-відновних процесів. Окисно-відновна двоїстість. Поняття про вплив кислотності середовища на характер продуктів та напрямленість ОВР. Визначення напрямку окисно-відновного процесу, окисно-відновні потенціали, стандартна зміна енергії Гіббса в окисно-відновних процесах. Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі та аналізі лікарських засобів. Роль окисно-відновних процесів у метаболізмі.

Основні терміни та поняття: ступінь окиснення, окисник, відновник, реакції міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні, диспропорціювання та контрдиспропорціювання, метод йонно-електронного балансу.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, якщо припустити, що молекула складається з йонів, а всі зв'язки у молекулі окисника та відновника є йонними.

Оскільки молекула в цілому є електронейтральною, то алгебраїчна сума ступенів окиснення усіх атомів у ній завжди дорівнює нулю.

Питання про знак ступеня окиснення атомів у молекулі вирішується шляхом співставлення електронегативностей пов′язаних між собою атомів, що утворюють молекулу. При цьому атом з меншим значенням електронегативності має позитивний ступінь окиснення, а з більшою електронегативністю – негативний.

Слід зазначити, що не можна ототожнювати ступінь окиснення та валентність елемента. Валентність визначається як число хімічних зв′язків елемента та не може дорівнювати 0 і не може мати знак «+» або «-». Ступінь окиснення може мати позитивні та негативні значення. Наприклад, в молекулі CO_2 ступінь окиснення С дорівнює +4, а в молекулі CH_4 ступінь окиснення С дорівнює –4. Валентність С в обох сполуках дорівнює 4.

Слід також пом′ятати, що номер групи Періодичної системи елементів дорівнює вищому позитивному ступеню окиснення, який можуть виявляти елементи даної групи в сполуках (виключення – метали сімейства феруму, метали Cu, Ag, Au, а також Оксиген, Флуор, Бром).

Реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів реагуючих речовин та продуктів реакції називаються окисно-відновними.

Речовини, до складу молекул яких входять атоми, здатні приєднувати електрони, називаються окисниками.

Речовини, до складу молекул яких входять атоми, здатні віддавати електрони, називаються відновниками .

Процес віддачі атомом (йоном) електронів називається окисненням, а процес приєднання електронів – відновленням.

Процеси окиснення і відновлення відбуваються одночасно. Окиснення завжди супроводжується відновленням і навпаки.

ОКИСНИКИ	
Прості речовини, утворені типовими неметалічними елементами, O_2, S_2, Cl_2, Br_2, I_2	$O_2 \rightarrow O^{2-}$, $S_2 \rightarrow S^{2-}$, $Cl_2 \rightarrow HCl$, $Br_2 \rightarrow HBr$, $I_2 \rightarrow HI$
Оксигеновмісні кислоти та їх солі: Сульфатна кислота (H_2SO_4) Сульфітна кислота (H_2SO_3)	$H_2SO_{4конц.} \rightarrow SO_2$ (з малоактивними металами та з неметалами: S, P, C) $H_2SO_{4конц.} \rightarrow S$, H_2S, (з активними металами: Zn, Mg, Mn); $H_2SO_3 \rightarrow S$ (кисле середовище)
Нітратна кислота (HNO_3)	$HNO_{3конц.} \rightarrow NO_2$, NO, N_2O, N_2 (з активними металами: Zn, Mg, Mn); $HNO_{3конц.} \rightarrow NO_2$ (з малоактивними металами: Cu, Hg, Ag; з неметаллами S, P, C); $HNO_{3розвед.} \rightarrow NO$ (з малоактивними металами: Cu, Hg, Ag; з неметаллами S, P, C); $HNO_{3розвед.} \rightarrow N_2O$, N_2 (з активними металами: Zn, Mg, Mn); $HNO_{3дуже\ розвед.} \rightarrow NH_3$ (з активними металами: Zn, Mg, Mn)
Нітритна кислота (HNO_2)	$HNO_2 \rightarrow NO$ лужне середовище
Оксигеновмісні кислоти галогенів та їх солі	$HClO_3 \rightarrow HCl$; $KClO \rightarrow KCl$; $KIO_3 \rightarrow I_2$; $KBrO_3 \rightarrow KBr$.
Хроматна та дихроматна кислоти та їх солі (H_2CrO_4, $H_2Cr_2O_7$, $K_2Cr_2O_7$, Na_2CrO_4)	$Cr^{6+} \rightarrow Cr^{3+}$(сіль) кисле середовище $Cr^{6+} \rightarrow Cr(OH)_3$ нейтральне середовище $Cr^{6+} \rightarrow [Cr(OH)_6]^{3-}$ лужне середовище
Перманґанатна кислота та її солі ($HMnO_4$, $KMnO_4$)	$Mn^{6+} \rightarrow Mn^{2+}$ кисле середовище $Mn^{6+} \rightarrow Mn^{4+}$ (MnO_2) нейтральне середовище $Mn^{6+} \rightarrow Mn^{6+}$ (K_2MnO_4) лужне середовище
Манґанатна кислота та її	$K_2MnO_4 \rightarrow MnO_2$

солі (H_2MnO_4, K_2MnO_4)	нейтральне, слаболужне середовище
Йони металів у вищих ступенях окиснення	$Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$; $Co^{3+} \rightarrow Co^{2+}$; $Pb^{4+} \rightarrow Pb^{2+}$
Гідроген пероксид	$H_2O_2 + 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2H_2O$ кисле середовище $H_2O_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2OH^-$ нейтральне та лужне середовище ($O_2^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow O^{2-}$)
ВІДНОВНИКИ	
Прості речовини: метали, водень, карбон (вугілля)	Zn, Al, Fe, H_2, C, P, Si
Карбон(II) оксид (CO)	$CO \rightarrow CO_2$
Гідроген сульфід (H_2S)	$H_2S \rightarrow S \rightarrow SO_2$
Сульфур(IV) оксид (SO_2)	$SO_2 \rightarrow SO_4^{2-}$
Сульфітна кислота (H_2SO_3) та її солі	$H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4$; $Na_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_4$; $H_2S_2O_3 \rightarrow H_2SO_4$; $Na_2S_2O_3 \rightarrow Na_2SO_4$
Амоніак (аміак) NH_3, фосфін (фосфор тригідрид) PH_3, гідразин N_2H_4, гідроксиламін NH_2OH	$NH_3 \rightarrow N_2$; $PH_3 \rightarrow H_3PO_4$; $N_2H_4 \rightarrow N_2$; $NH_2OH \rightarrow N_2$
Нітритна кислота (HNO_2) та її солі	$KNO_2 \rightarrow KNO_3$
Галогенідні кислоти та їх солі	$HCl \rightarrow Cl_2$; $HBr \rightarrow Br_2$; $HI \rightarrow I_2$; $KBr \rightarrow Br_2$
Йони металів у нижчих ступенях окиснення	$Cr^{3+} \rightarrow Cr^{6+}$; $Pb^{2+} \rightarrow Pb^{4+}$; $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$; $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$
Гідроген пероксид, пероксиди металів	$H_2O_2 - 2\bar{e} \rightarrow O_2 + 2H^+$ кисле та нейтральне середовища $H_2O_2 + 2OH^- - 2\bar{e} \rightarrow O_2 + 2H_2O$ ($O_2^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow O_2$)

Класифікація окисно-відновних реакцій

Розрізняють три типи окисно-відновних реакцій:

- міжмолекулярні;
- внутрішньомолекулярні реакції;
- диспропорціювання (реакції самоокиснення-самовідновлення);
- контрдиспропорціювання.

Реакції міжмолекулярного окиснення-відновлення

Реакції, у яких окисник та відновник містяться в різних речовинах- реагентах (простих або складних):

$$2\overset{+4}{S}O_2 + O_2 \rightarrow 2\overset{+6}{S}O_3;$$

$$2\overset{+2}{Fe}Cl_2 + Cl_2 \rightarrow 2\overset{+3}{Fe}Cl_3 .$$

Реакції внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення

Реакції, під час яких відбувається зміна ступенів окиснення атомів елементів, які містяться в молекулі однієї сполуки:

$$(\overset{-3}{N}H_4)_2\overset{+6}{Cr}{}_2O_7 \rightarrow \overset{0}{N}_2 + \overset{+3}{Cr}{}_2O_3 + 4H_2O;$$

$$(\overset{-3}{N}H_4)\ \overset{+5}{N}O_3 \rightarrow \overset{+4}{N}O_2 + 2H_2O.$$

Реакції диспропорціювання або самоокиснення-самовідновлення

Атоми одного й того ж елементу у вихідній речовини, які знаходяться в проміжних ступенях окиснення, в продуктах реакції переходять в більш низьку і в більш високу ступені окиснення:

$$K_2\overset{+6}{Mn}O_4 + 2H_2O \rightarrow K\overset{+7}{Mn}O_4 + \overset{+4}{Mn}O_2 + KOH;$$

$$H\overset{+3}{N}O_2 \rightarrow H\overset{+5}{N}O_3 + 2\overset{+2}{N}O + H_2O.$$

Реакції контрдиспропорціювання

Реакції, в яких у вихідних речовинах один й той же елемент знаходиться у двох різних ступенях окиснення, а в продукті реакції тільки в одній, проміжній по відношенню до вихідних ступенів окиснення:

$$H_2\overset{-2}{S} + 3H_2\overset{+6}{S}O_4 \rightarrow 4\overset{+4}{S}O_2 + 4H_2O.$$

Найпоширеніші два методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій: метод електронного балансу та йонно-електронний метод. Обидва методи ґрунтуються на положенні, що в окисно-відновних процесах загальне число електронів, які віддає відновник, дорівнює загальному числу електронів, які приєднує окисник. За цим методом

процеси окиснення та відновлення речовин розглядають окремо і записують їх у вигляді йонних напівреакцій.

Метод йонно-електронного балансу (метод напівреакцій)

Метод напівреакцій базується на складанні йонних рівнянь напівреакцій окиснення і відновлення з наступним підсумовуванням їх у загальне рівняння. Цей метод враховує взаємодію йонів, які реально існують у розчині, а також природу середовища.

Для створення в розчині кислого середовища зазвичай користуються сульфатною кислотою. Хлоридну та нітратну кислоти використовують рідше, тому що перша здатна проявляти властивості відновника та окиснюватися, а друга – сама є сильним окисником і тому може викликати додаткові побічні процеси. Для створення лужного середовища використовують, головним чином, NaOH або KOH.

У рівнянні реакції першим записують відновник, а потім окисник, останньою записують речовину, яка утворює реакційне середовище. Праворуч у рівнянні реакції спочатку записують продукт окиснення відновника, потім продукт відновлення окисника. Останніми записують інші продукти, які утворилися внаслідок реакції.

Під час написання рівнянь окисно-відновних реакцій треба керуватися наступними правилами:

1. Записати в молекулярній формі реагуючі речовини і ступені окиснення елементів, які здатні їх змінювати.
2. Визначити окисник, відновник та природу середовища.
3. Визначити кількість електронів, що віддав відновник, та кількість електронів, що приєднав окисник, керуючись правилом, що кількість електронів, які віддав відновник і прийняв окисник, однакове.
4. Записати в йонному вигляді напівреакції окиснення та відновлення. Слабкі електроліти, тверді, малорозчинні та газоподібні речовини записуємо в молекулярному вигляді.
5. Під час складання рівнянь напівреакцій слід дотримуватися балансу речовин і балансу зарядів, тобто у лівій та правій частинах рівняння реакції повинна знаходитися однакова кількість атомів однотипових елементів, а сумарний заряд йонів лівої частини рівняння реакції повинен дорівнювати сумарному заряду йонів – продуктів реакції. При цьому сума зарядів йонів кожної частини рівняння може мати позитивне, негативне значення або дорівнювати нулю.
6. В кислому середовищі надлишкові атоми Оксигену зв’язують йонами Гідрогену. До тієї частини напівреакції, яка містить більше

атомів Оксигену, додають катіони Гідрогену (H^+). На кожний надлишковий атом Оксигену додають два йони Гідрогену, а у протилежну частину рівняння реакції – відповідну кількість утворених молекул H_2O.

7. Якщо окисно-відновна реакція відбувається в лужному або нейтральному середовищах, то надлишкові атоми Оксигену в лівій або правій частинах напівреакції зв'язують молекулами води, додаючи на кожний надлишковий атом Оксигену молекулу H_2O, а в протилежну частину напівреакції записують вдвічі більше гідроксид-йонів OH^-.

8. Визначити найменше спільне кратне число для кількості відданих і приєднаних електронів, визначити коефіцієнти для сполук, які містять елементи, що змінюють ступінь окиснення, та записати їх у схему рівняння.

9. Підсумувати рівняння напівреакцій (спочатку ліві, а потім праві частини напівреакцій) у загальне йонне рівняння, враховуючи коефіцієнти.

10. Скоротити в правій і лівій частинах однакові молекули та йони.

11. Додати відсутні катіони або аніони. Слід врахувати, що кількість йонів, що додаються в праву і ліву частини йонного рівняння має бути однаковим.

12. На основі йонного записати молекулярне рівняння реакції таким чином: для кожного катіону підібрати аніон, який знаходиться в розчині, а для кожного аніона – відповідний катіон. Для указаних йонів дотримуються закону збереження маси, тобто їх число в лівій та правій частинах рівняння повинно бути однаковим.

Особливі випадки знаходження коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій

1. Під час розставлення коефіцієнтів необхідно враховувати, що відновник або окисник може витрачатися додатково на зв'язування продуктів, які утворюються в ході реакції. Наприклад:

$$10HCl + 2KMnO_4 + 6HCl = 5Cl_2 + 2KCl + 2MnCl_2 + 8\ H_2O.$$

В цій реакції 10 молекул HCl реагують як відновник, а 6 витрачаються на зв'язування речовин, які утворюються.

2. Якщо кількість електронів, які втрачає відновник та приєднує окисник, непарна, а в результаті повинна вийти парна кількість атомів, то коефіцієнти подвоюються:

$\underline{10\ KI + 2KMnO_4} + 8\ H_2SO_4 \rightarrow 5I_2 + 6\ K_2SO_4 + 2\ MnSO_4 + 8\ H_2O$

Тобто, коефіцієнтами біля окисника та відновника будуть не 1 та 5, а 2 та 10.

В деяких випадках в молекулі окиснюються одночасно атоми в позитивній та негативній ступенях окиснення:

$$As_2S_3 + 28\ HNO_3 = 2\ H_3AsO_4 + 3\ H_2SO_4 + 28\ NO_2 + 8\ H_2O.$$

Для As_2S_3 в йонній формі:

$$As_2S_3 + 20\ H_2O - 28\bar{e} = 2H_3AsO_4 + 3SO_4^{2-} + 34H^+.$$

3. Відновником та окисником можуть бути різні атоми одного й того ж елементу, які входять до складу різних речовин:

$$5\ KI + KIO_3 + 3\ H_2SO_4 = 3\ I_2 + 3\ K_2SO_4 + 3\ H_2O.$$

В йонному вигляді:

$$\begin{array}{l|c|c} 2I^- - 2\bar{e} = I_2 & 10 & 5 \\ 2IO_3^- + 12\ H^+ - 10\bar{e} = I_2 + 6\ H_2O & 2 & 1 \end{array}$$

Окисно-відновні реакції за участю органічних сполук. Наприклад:

$5C_6H_{12}O_6 + 24KMnO_4 + 36H_2SO_4 = 3CO_2 + 24MnSO_4 + 12K_2SO_4 + 66H_2O.$

За методом напівреакцій:

$$\begin{array}{l|c} MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\bar{e} = Mn^{2+} + 4H_2O & 24 \\ C_6H_{12}O_6 + 6\ H_2O - 24\bar{e} = 6CO_2 + 24\ H^+ & 5 \end{array}$$

Приклад 1. Окиснення калій сульфіту калій перманганатом в кислому середовищі:

$$K\overset{+7}{Mn}O_4 + K_2\overset{+4}{S}O_3 + H_2SO_4 \rightarrow \overset{+2}{Mn}SO_4 + K_2\overset{+6}{S}O_4 + H_2O$$

Ступінь окиснення Мангану знижується від +7 до +2. Манган віддає електрони, відновлюється і при цьому сам є окисником:

$$MnO_4^- + \rightarrow Mn^{2+}$$

Ступінь окиснення Сульфуру підвищується від +4 до +6 . Сульфур приймає 2 електрони, окиснюється, а сам виступає відновником:

$$SO_3^{2-} + \rightarrow SO_4^{2-}$$

Складаємо дві напівреакції, перша – процес окиснення, друга – процес відновлення.

Оскільки окисно-відновна реакція перебігає в кислому середовищі, то надлишкові атоми Оксигену зв'язуємо йонами Гідрогену (H^+). До тієї частини напівреакції, яка містить більше атомів Оксигену, додаємо катіони Гідрогену, а у протилежну частину рівняння реакції – відповідну кількість утворених молекул H_2O.

У першій напівреакції надлишковий Оксиген в лівої частині напівреакції (MnO_4^-), тому саме ліворуч додаємо H^+, а в правій частині напівреакції утворюються молекули води:

$$MnO_4^- + 8H^+ + \quad \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

Пам′ятаємо про баланс речовини і баланс зарядів, тобто у лівій та правій частинах напівреакцій повинно знаходитися однакове число атомів Mn, H, O, а сумарний заряд йонів лівої частини рівняння реакції повинен дорівнювати сумарному заряду йонів – продуктів реакції. Ліворуч маємо: (–1) (MnO_4^-) та (+8) ($8H^+$), всього (+7). Праворуч – (+2) (Mn^{2+}), тому, щоб зрівняти заряд, ми повинні в лівій частині напівреакції додати $5\bar{e}$:

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \quad |$$

В другій напівреакції надлишковий Оксиген утворюється в правій стороні напівреакції, тому саме праворуч ми додаємо H^+, а в лівій частині утворюються молекули води:

$$SO_3^{2-} + H_2O \quad \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+$$

Зрівнюємо речовину та заряди: ліворуч – (–2) SO_3^{2-}, праворуч – (–2) (SO_4^{2-}) + (+2) ($2H^+$) = 0, тобто ми повинні в лівій частині відняти $2\bar{e}$:

$$SO_3^{2-} + H_2O - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ \quad |$$

Зрівняємо число електронів, що віддано в процесі окиснення та прийнятих в процесі відновлення. Для цього множимо перше рівняння на п’ять, а друге – на два. Тоді кількість відданих та прийнятих електронів буде однаковою і дорівнює десяти:

$$\begin{array}{l|l} MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O & 2 \\ SO_3^{2-} + H_2O - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ & 5 \end{array}$$

Підсумовуємо рівняння напівреакцій (спочатку ліві, а потім праві частини напівреакцій) у загальне йонне рівняння, враховуючи коефіцієнти та скорочуємо в правій і лівій частинах однакові молекули і йони:

$$5SO_3^{2-} + \underline{5H_2O} + 2MnO_4^- + \underline{16\,H^+} \rightarrow 5SO_4^{2-} + \underline{10H^+} + 2Mn^{2+} + \underline{8\,H_2O}.$$

$$5\,SO_3^{2-} + 2\,MnO_4^- + 6\,H^+ \rightarrow 5\,SO_4^{2-} + 2\,Mn^{2+} + 3\,H_2O$$

На підставі йонного записують молекулярне рівняння реакції таким чином: для кожного катіону підбирають аніон, який знаходить-

ся у розчині, а для кожного аніона – відповідний катіон. Для вказаних йонів дотримуються закону збереження маси, тобто їх число в лівій та правій частинах рівняння повинно бути однаковим:

$$5K_2SO_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 6K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O.$$

Приклад 2. Окиснення натрій сульфіту калій перманганатом в нейтральному середовищі:

$$K\overset{+7}{Mn}O_4 + Na_2\overset{+4}{S}O_3 + H_2O \rightarrow \overset{+4}{Mn}O_2\downarrow + Na_2\overset{+6}{S}O_4 + \ldots$$

Ступінь окиснення Мангану знижується від +7 до +4. Манган віддає електрони, відновлюється і при цьому сам є окисником:

$$MnO_4^- \rightarrow MnO_2$$

Ступінь окиснення Сульфуру підвищується від +4 до +6 . Сульфур приймає 2 електрони, окиснюється, а сам виступає відновником:

$$SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$$

Складаємо дві напівреакції, враховуючи що процес перебігає у нейтральному середовищі. В цьому випадку надлишкові атоми Оксигену в лівій або правій частинах напівреакції зв'язуємо молекулами води, додаючи на кожний надлишковий атом Оксигену молекулу H_2O, а в протилежну частину напівреакції записуємо вдвічі більше гідроксид-йонів OH^-:

$$MnO_4^- + 2H_2O \rightarrow MnO_2 + 4\,OH^-$$

$$SO_3^{2-} + 2OH^- \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O$$

Зберігаємо баланс зарядів:

$$MnO_4^- + 2\,H_2O + 3\bar{e} \rightarrow MnO_2 + 4\,OH^-$$

$$SO_3^{2-} + 2\,OH^- - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O$$

Зрівняємо кількість електронів, що віддано в процесі окиснення, та прийнято в процесі відновлення. Для цього множимо перше рівняння на два, а друге – на три. Тоді кількість відданих та прийнятих електронів буде однаковою і дорівнює шости:

$$\begin{array}{l|l} MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} \rightarrow MnO_2 + 4OH^- & 2 \\ SO_3^{2-} + 2OH^- - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O & 3 \end{array}$$

Пісмовуємо рівняння напівреакцій (спочатку ліві, а потім праві частини напівреакцій) у загальне йонне рівняння, враховуючи коефіцієнти:

$$2MnO_4^- + 4H_2O + 3SO_3^{2-} + 6OH^- \rightarrow 2MnO_2 + 8OH^- + 3SO_4^{2-} + 3H_2O$$

Скорочуємо в правій і лівій частинах однакові молекули і йони:

$$2\,MnO_4^- + \underline{4H_2O} + 3SO_3^{2-} + \underline{6OH^-} \rightarrow 2MnO_2 + \underline{8OH^-} + 3SO_4^{2-} + \underline{3H_2O}$$

$$2\,MnO_4^- + 3SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 3SO_4^{2-} + 2OH^-$$

На підставі йонного записуємо молекулярне рівняння реакції:

$$3Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + H_2O \rightarrow 3Na_2SO_4 + 2MnO_2 + 2KOH.$$

Приклад 3. Окиснення калій нітриду калій перманганатом в кислому середовищі:

$$K_2\overset{+6}{Cr}{}_2O_7 + K\overset{+3}{N}O_2 + H_2SO_4 \rightarrow K\overset{+5}{N}O_3 + K_2SO_4 + \overset{+3}{Cr}{}_2(SO_4)_3 + H_2O$$

Ступінь окиснення Хрому знижується від +6 до +3. Хром віддає електрони, відновлюється, а сам виступає окисником:

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+}$$

Ступінь окиснення Нітрогену підвищується від +3 до +5. Нітроген приймає електрони, окиснюється, а сам виступає відновником:

$$NO_2^- \rightarrow NO_3^-$$

Складаємо напівреакції.

Окисно-відновний процес перебігає в кислому середовищі, тому надлишковй Оксиген зв′язуємо йонами Гідрогену H^+, а в протилежну частину напівреакції записуємо молекули води:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

$$NO_2^- + H_2O \rightarrow NO_3^- + 2H^+$$

Дотримуємося балансу речовини та заряду:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

$$NO_2^- + 2H^+ - 2\bar{e} \rightarrow NO_3^- + H_2O$$

Зрівнюємо число відданих та прийнятих електронів, для цього помноживши перше рівняння на один, а друге – на три:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O \quad \Big|\, 2 \,\Big|\, 1$$

$$NO_2^- + H_2O - 2\bar{e} \rightarrow NO_3^- + 2H^+ \quad \Big|\, 6 \,\Big|\, 3$$

Підсумовуємо рівняння напівреакцій (спочатку ліві, а потім праві частини напівреакцій) у загальне йонне рівняння, враховуючи коефіцієнти:

$$Cr_2O_7^{2-} + \underline{\underline{14H^+}} + 3NO_2^- + \underline{3H_2O} \rightarrow 2Cr^{3+} + \underline{7H_2O} + 3NO_3^- + \underline{\underline{6H^+}}$$

Скорочуємо в правій і лівій частинах однакові молекули і йони:

$$Cr_2O_7^{2-} + 8H^+ + 3NO_2^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 4H_2O + 3NO_3^-$$

Представляємо це ж рівняння в молекулярній формі:

$K_2Cr_2O_7 + 3KNO_2 + 4H_2SO_4 \rightarrow 3KNO_3 + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O$

Завдання для самостійного розв′язування

1. Написати рівняння реакцій, визначити коефіцієнти методом йонно-електроного балансу (методом напівреакцій), вказати окисник, відновник в процесах:

$2K_2S + 2KMnO_4 + 4H_2SO_4 \rightarrow S\downarrow + 2MnSO_4 + 3K_2SO_4 + 4H_2O$;

$3K_2S + 2KMnO_4 + 4H_2O \rightarrow 2MnO_2\downarrow + 3S\downarrow + 8KOH$;

$6FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + 7H_2SO_4 \rightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$;

$6\ KI + K_2Cr_2O_7 + 7H_2SO_4 \rightarrow 3I_2\downarrow + Cr_2(SO_4)_3 + 4\ K_2SO_4 + 7H_2O$;

$5H_2O_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5O_2\uparrow + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$;

$5KNO_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5KNO_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$

2. Дописати рівняння реакцій, визначити коефіцієнти методом йонно-електронного балансу, вказати окисник і відновник у процесах:

$Cr_2(SO_4) + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + Na_2SO_4 + \ldots + H_2O$;

$Cr(NO_3)_3 + Cl_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + \ldots + KNO_3 + H_2O$;

$Cr_2(SO_4)_3 + Br_2 + KOH \rightarrow \ldots + KBr + \ldots + H_2O$;

$Cr_2(SO_4)_3 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + \ldots + H_2O$;

$Cl_2 + KNO_2 + KOH \rightarrow KCl + \ldots + H_2O$;

$KMnO_4 + KNO_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + \ldots + H_2O$;

$H_2O_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow Mn(OH)_4 + \ldots + O_2$;

$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow \ldots + Na_2SO_4 + \ldots$

$K_2Cr_2O_7 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow \ldots + Na_2SO_4 + \ldots + H_2O$;

$KMnO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + \ldots + I_2 + H_2O$;

$Na_2Cr_2O_7 + \ldots + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$;

$K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow \ldots + Cr_2(SO_4)_3 + \ldots + H_2O$;

$PbO_2 + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow HMnO_4 + \ldots + H_2O$;

$K_2Cr_2O_7 + HCl + SnCl_2 \rightarrow SnCl_4 + \ldots + \ldots + H_2O$;

$Mn(OH)_2 + Cl_2 + KOH \rightarrow MnO_2 + KCl + \ldots$

$MnSO_4 + Br_2 + H_2O \rightarrow HMnO_4 + \ldots$

$MnSO_4 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + \ldots$

$K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + \ldots$

$CrCl_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + \ldots$

3. Визначити коефіцієнти йонно-електронним методом в схемах реакцій:

$MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$;

$KMnO_4 + NaBr + H_2O \rightarrow Br_2 + MnO_2 + KOH + NaOH$;
$Br_2 + KOH + Cl_2 \rightarrow KCl + KBrO_3 + H_2O$;
$KI + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + K_2SO_4 + H_2O$;
$KI + KBrO_3 + HCl \rightarrow I_2 + KBr + KCl + H_2O$;
$H_2O_2 + AuCl_3 + KOH \rightarrow O_2 + KCl + Au + H_2O$;
$H_2O_2 + I_2 \rightarrow HIO_3 + H_2O$;
$H_2O_2 + CrCl_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O$;
$H_2O_2 + AgNO_3 + KOH \rightarrow Ag + KNO_3 + O_2 + H_2O$;
$H_2O_2 + KCrO_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + H_2O$;
$H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$;
$H_2O_2 + KMnO_4 \rightarrow MnO_2 + KOH + O_2 + H_2O$;
$H_2O_2 + H_2SO_4 + MgI_2 \rightarrow I_2 + MgSO_4 + H_2O$;
$H_2O_2 + KIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + H_2O + O_2$.

Питання для самоконтролю

1. Що таке ступінь окиснення? Які значення він може приймати? Чому дорівнює ступінь окиснення в молекулі?

2. В чому відмінність ступеня окиснення від валентності?

3. Які реакції відносять до окисно-відновних?

4. В чому полягають процеси відновлення, окиснення? Як змінюються значення ступеня окиснення атомів в результаті цих процесів?

5. Наведіть приклади типових окисників.

6. Наведіть приклади типових відновників.

7. Наведіть приклади речовин, які в залежності від умов можуть проявляти властивості окисника або відновника.

8. В чому відмінність між реакціями міжмолекулярного та внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення?

9. В чому відмінність між реакціями диспропорціювання або самоокиснення-самовідновлення та реакціями контрдиспропорціювання?

10. Кількісні характеристики окисно-відносних властивостей речовин. Що являє собою стандартний електродний потенціал?

11. Як пов′язані окисно-відновні властивості речовин зі значеннями стандартних електродних потенціалів відповідних напівреакцій?

12. Як визначається можливість та напрямок окисно-відновних процесів?

13. Які фактори впливають на перебіг окисно-відновних реакцій?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 11
Окисно-відновні реакції

Дослід 1. Окисні властивості калій перманганату залежно від реакції середовища

У три пробірки внесіть по 2-3 краплі 0,1 н розчину калій перманганату:

у першу пробірку додайте 2 краплі 2 н розчину сульфатної кислоти,

у другу - 2 краплі очищеної води,

у третю - 2 краплі розчину натрій гідроксиду з масовою часткою 10%. Після цього додайте краплями у кожну пробірку 0,1 н розчин натрій сульфіту до зміни забарвлення розчину. Напишіть рівняння реакцій та підберіть коефіцієнти методом напівреакцій. Поясніть різну окисну активність калій перманганату залежно від реакції середовища.

Дослід 2. Окисні властивості калій дихромату

1. Налийте в пробірку 1-2 мл розчину калій дихромату, підкисліть рівним об'ємом 10 % сульфатної кислоти, додайте по краплям розчин натрій сульфіту до тих пір, доки не з'явиться стійке забарвлення. Якого кольору отриманий розчин?

Дослід 3. Окисно-відновна подвійність нітритів та пероксиду водню

а) До 1-2 крапель 0,1 н розчину калій перманганату додайте 3-4 краплі розведеної сульфатної кислоти, а потім краплями 0,5 н розчин натрій нітриту до повного знебарвлення розчину. Напишіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.

б) Внесіть у пробірку 2-3 краплі 0,5 н розчину калій йодиду, 2-3 краплі розведеної сульфатної кислоти та 1-2 краплі розчину крохмалю. До цієї суміші додай те 4-5 крапель 0,5 н розчину натрій нітриту. Напишіть рівняння реакцій та визначте, в якому випадку нітритна кислота є окисником, а в якому – відновником.

в) До підкисленого розчину калій перманганату додайте по краплях 3% розчин пероксиду водню до повного знебарвлення розчину. Перевірте газ, що виділяється, за допомогою тліючої скіпки.

г) До 3-4 крапель калій йодиду, підкисленого рівним об'ємом сульфатної кислоти, додайте 3-4 краплі 3% розчину пероксиду водню.

Дослід 4. Диспропорціювання йоду в лужному середовищі

У пробірку внесіть 1-2 кристали йоду, додайте 3-5 крапель розчину натрій гідроксиду з масовою часткою 10% та нагрійте. Відмітьте зміну забарвлення розчину та зникнення осаду. До охолодженого розчину додайте краплями розчин розведеної сульфатної кислоти до утворення слабокислого середовища. Що відбувається при цьому? Напишіть рівняння реакцій та підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.

17. РЕАКЦІЇ КОМПЛЕКСОУТВОРЕННЯ. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Сучасний зміст поняття «комплексна сполука» (КС). Будова КС за Вернером: центральний атом, ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня координаційні сфери КС. Природа хімічного зв'язку в КС (метод ВЗ і теорія кристалічного поля). Спектри і магнітні властивості КС.

Умови перебігу реакцій комплексоутворення. Утворення і дисоціація КС в розчинах. Константи стійкості та константи нестійкості комплексних йонів (ступінчасті та загальні).

Класифікація, номенклатура та ізомерія КС. Комплексні кислоти, основи, солі. Карбоніли металів, хелатні і макроциклічні КС. Кластерні і клатратні сполуки.

Біологічна роль КС. Металоферменти, поняття про будову їх активних центрів. Утворення комплексів між неорганічними і біологічними сполуками. Метало-лігандний гомеостаз. Хімічні основи використання КС у фармацевтичному аналізі і медицині.

Основні терміни та поняття: комплексоутворювач, ліганд, внутрішня та зовнішня сфери, координаційне число, дентатність, катіонні, аніонні, нейтральні комплекси, константа нестійкості, константа стійкості.

Комплексними називають складні сполуки, які містять комплексний йон, що складається з комплексоутворювача та координованих навколо нього лігандів і здатний самостійно існувати в розчині.

Комплексоутворювачем вважають центральний атом або йон, до якого приєднуються нейтральні молекули або аніони.

Найбільш типовими комплексоутворювачами є d- і f-елементи

та їх катіони (Cr, Co, Ni, Fe, Mn та катіони Ag^+, Au^+, Cu^+, Cu^{2+}, Hg^{2+}, Cd^{2+}, Zn^{2+}, Cr^{3+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Pt^{2+}, Pt^{4+} тощо). Атоми та катіони цих елементів мають малий атомний радіус та великий заряд ядра, тому вони легко поляризують аніони та молекули лігандів, утворюючи при цьому комплексні йони.

Лігандами називають молекули або йони, які координуються навколо комплексоутворювача. Лігандами можуть бути нейтральні молекули або аніони.

Внутрішня сфера складається з центрального йона комплексоутворювача і координованих навколо нього лігандів або адендів (йонів протилежного знака або молекул). Внутрішню координаційну сферу позначають у квадратних дужках. Вона може бути нейтральною або мати певний позитивний, або негативний заряд.

Решта йонів, які не входять у внутрішню координаційну сферу, утворюють зовнішню сферу. Внутрішня сфера в разі розчинення зберігає стабільність, її позначають квадратними дужками.

комплексний йон

$$[Cu(NH_{3)4}]\ SO_4 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + SO_4^{2-}$$

внутрішня сфера; зовнішня сфера; комплексоутворювач; координаційне число

Координаційне число *(характеристика комплексоутворювача)* – кількість місць у комплексному йоні, які займають ліганди (кількість зв'язків, які утворює комплексоутворювач з лігандами).

Координаційне число комплексоутворювача може змінюватися від 2 до 12, найчастіше воно має значення 2, 4, 6.

Координаційна ємність (дентатність) *(характеристика лігандів)* – кількість місць, які займає кожний лігад у комплексному йоні (кількість зв'язків, які утворює кожний ліганд з комплексоутворювачем).

Ліганди, які у внутрішній координаційній сфері займають одне місце, називають *монодентатними* (F^-, Cl^-, Br^-, I^-, OH^-), два – *бідентатними* (CO_3^{2-}, SO_4^{2-}), більше – *полідентатними*.

У водних розчинах комплексні сполуки практично повністю дисоціюють з утворенням комплексних йонів:

$$[Cu(NH_3)_4]Cl_2 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2Cl^-.$$

Заряд комплексного йона дорівнює заряду зовнішньої сфери, взятому з протилежним знаком або алгебраїчній сумі зарядів йонів, що його утворюють:

$$Ag^{+} + 2CN^{-} \rightarrow [Ag(CN)_2]^{-}, \quad (+1 + (-2) = -1);$$

$$Pt^{4+} + 6Cl^{-} \rightarrow [Pt(Cl)_6]^{2-}, \quad (+4 + (-6) = -2).$$

Електронейтральні молекули не впливають на заряд комплексного йона, наприклад:

$$Cu^{2+} + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}, \quad (+2 + 0 = +2).$$

Залежно від заряду комплексного йона комплексні сполуки поділяють на:

- катіонні – $[Ag(NH_3)_2]Cl$ (заряд комплексного йона позитивний, $[Ag(NH_3)_2]^{+}$)
- аніонні – $K_4[Fe(CN)_6]$ (заряд комплексного йона $[Fe(CN)_6]^{4-}$ негативний);
- нейтральні – $[Fe(CO)_5]$ комплекси – комплексна сполука не має йонів зовнішньої сфери і заряд її комплексного йона дорівнює нулю.

Класифікація комплексних сполук

За зарядом комплексного йону

Катіонні	***Аніонні***	***Нейтральні***
заряд комплексного йону позитивний	заряд комплексного йону негативний	комплексний йон не має заряду
$[Cu(NH_3)_4]^{2+}SO_4$	$K_4[Fe(CN)_6]$	$[Ni(CO)_4]$

За належністю до певного класу

Комплексні кислоти	Комплексні основи	Комплексні солі
$H_3[Fe(C_2O_4)_3]$	$[Ag(NH_3)_2]OH$	$[Fe(H_2O)_6]_2(SO_4)_3$

Назви комплексних сполук складають за тими самими принципами, що й назви простих, з урахуванням їх хімічної природи. Спочатку називають комплексний катіон (або простий катіон) у називному відмінку, потім простий аніон (або комплексний аніон). Якщо сполука не є електролітом (нейтральні комплекси без зовнішньої сфери), то її називають одним словом.

У назвах комплексних йонів спочатку називають ліганди, а потім комплексоутворювач, не розділяючи їх, в дужках після назви комплексоутворювача зазначають його ступінь окиснення.

Ліганди у комплексі перелічують без розділення їх дефісом один від одного **в алфавітному порядку.** Кількість лігандів позначають грецькими числівниками: 1 – *моно,* (переважно не наводять), 2 – *ди* (*ді*), 3 – *три*, 4 – *тетра*, 5 – *пента*, 6 – *гекса*. Назви найпоширених лігандів наведені в таблиці 17.1.

Таблиця 17.1

Назви найпоширених лігандів

Ліганд	**Назва ліганду**
негативно заряджених	
H^-	гідридо-
OH^-	гідроксо-
Br^-	бромо-
I^-	йодо-
Cl^-	хлоро-
F^-	флуоро-
O^{2-}	оксо-
O_2^{2-}	пероксо-
N_3^-	азидо-
NO_3^-	нітрато-
NO_2^-	нітрито- або нітро-
CO_3^{2-}	карбонато-
$C_2O_4^{2-}$	оксалато-
$S_2O_3^{2-}$	тіосульфато-
SO_4^{2-}	сульфато-
CN^-	ціано-
SCN^-	тіоцйонато-
нейтральні молекули	
H_2O	аква
NH_3	амін
CO	карбоніл
N_2H_4	гідразин
CS	тіокарбоніл
NO	нітрозил

Сполуки з комплексними аніонами – спочатку називають катіон, потім перелічують ліганди і називають центральний атом із закінченням *–ат.* Ступінь окиснення центрального атома вказують у дужках римськими цифрами.

Наприклад:

$K_2[PtCl_6]$ – калій гексахлороплатинат(IV);

$Na_2[Zn(OH)_4]$ – натрій тетрагідроксоцинкат(II);

$K_2[Fe(NO)(CN)_5]$ – калій нітрозилпентаціаноферат(III);

$H[AuCl_4]$ гідроген тетрахлороаурат(III);

$K[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$ калій діамінтетранітрокобальтат(III).

Сполуки з комплексними катіонами – спочатку називають комплексний катіон, а потім аніон, комплексний катіон читають справа наліво, вказуючи ліганди в алфавітному порядку та їх число. Останнім називають комплексоутворювач, для якого в круглих дужках римськими цифрами вказують його ступінь окиснення. Назви аніона та катіона записують окремо:

$[Ag(NH_3)_2]ClO_4$ – діамінарґентум(I) перхлорат;

$[Al(H_2O)_5OH]SO_4$ – пентааквагідроксоалюміній(III) сульфат;

$[Pt(H_2O)(NH_3)_2OH]NO_3$ – аквадіамінгідроксоплатина(II) нітрат.

Нейтральні комплекси без зовнішньої сфери – центральний атом наводять у називному відмінку, ступінь окиснення центрального атома не наводять, оскільки його однозначно можна визначити з електронейтральності комплексу:

$[Co(NH_3)_3Cl_3]$ – триамінтрихлорокобальт;

$[Cr(H_2O)_3F_3]$ – триакватрифторохром;

$[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ – діаміндихлороплатина;

$[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$ – триамінтринітрокобальт.

Стійкість комплексних сполук

Кожна молекула комплексної сполуки у розчинах розпадається на комплексний йон та йони зовнішньої сфери. Цю стадію дисоціації комплексних сполук називають *первинною дисоціацією.*

Оскільки комплексні йони зв’язані з катіонами та аніонами зовнішньої сфери за допомогою йонного зв’язку, первинна дисоціація комплексних сполук перебігає за типом сильних електролітів. Процес дисоціації необоротний, тому йони зовнішньої сфери повністю взаємодіють з реактивами, які утворюють з ними важкорозчинні сполуки:

$$[Pt(NH_3)_4]Cl_2 \rightarrow [Pt(NH_3)_4]^{+}_{2} + 2Cl^{-};$$

$$[Ag(NH_3)_2]Cl \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-.$$

Комплексні йони, у свою чергу, піддаються *вторинній дисоціації*, внаслідок якої відщеплюють ліганди. Оскільки ліганди з комплексоутворювачем зв'язані ковалентним зв'язком, така дисоціація перебігає за типом слабких електролітів. Оборотний розпад внутрішньої сфери комплексу є ступінчастим:

$$[Ag(NH_3)_2]^+ \leftrightarrow [Ag(NH_3)]^+ + NH_3,$$
$$[Ag(NH_3)]^+ \leftrightarrow Ag^+ + NH_3 .$$

Сумарний процес дисоціації комплексного йона виражають рівнянням реакції:

$$[Ag(NH_3)_2]^+ \leftrightarrow Ag^+ + 2NH_3.$$

Дисоціація комплексних сполук	
Первинна	***Вторинна***
Розпад комплексної сполуки з утворенням комплексного йону та йонів зовнішньої сфери $K_3[Al(OH)_6] \leftrightarrow 3\ K^+ + [Al(OH)_6]^{3-}$ $[Ni(NH_3)_6]Cl_2 \leftrightarrow [Ni(NH_3)_6]^{2+} + 2\ Cl^-$	Розпад комплексної сполуки з утворенням комплексоутворювача та лігандів $[Al(OH)_6]^{3-} \leftrightarrow Al^{3+} + 6\ OH^-$

Оскільки дисоціація комплексних йонів є оборотним процесом, до стану їх рівноваги застосовують закон дії мас і записують вираз для константи рівноваги. Для комплексних сполук такі константи називають константами нестійкості:

$$[Ag(NH_3)_2]^+ \leftrightarrow Ag^+ + 2NH_3,$$
$$K_{нест} = \frac{[Ag^+]\cdot[NH_3]^2}{[[Ag(NH_3)_2]^+]}.$$

Значення константи нестійкості комплексної сполуки, тобто стійкість комплексних сполук залежить від природи комплексоутворювача, лігандів та характеру зв′язку між німи. Чим більша константа нестійкості, тим сильніше дисоціює комплекс на йони у водних розчинах, тим менш стійкішою є комплексна сполука.

$K_{нест} < 10^{-5}$ стійки комплексні сполуки;

$K_{нест} = 10^{-5}–10^{-1}$, комплексні сполуки середньої стійкості;

$K_{нест} > 10^{-1}$ малостійки комплексні сполуки.

Дисоціація комплексних йонів у розчині відбувається ступінчасто і кожній стадії дисоціації відповідає своя ступенева константа нестійкості:

$[Ag(NH_3)_2]^+ \leftrightarrow [Ag(NH_3)]^+ + NH_3$, $\quad K_{нест1} = \dfrac{[Ag(NH_3)]^+]\cdot[NH_3]}{[[Ag(NH_3)_2]^+]}$;

$[Ag(NH_3)]^+ \leftrightarrow Ag^+ + NH_3$, $\quad K_{нест2} = \dfrac{[Ag^+]\cdot[NH_3]}{[[Ag(NH_3)]^+]}$.

Загальна (сумарна) константа нестійкості є добутком ступінчастих констант нестійкості (дисоціації):

$$K_{нест} = K_{нест1} \cdot K_{нест2} \cdot \ldots K_{нест\,n}$$

Наприклад, якщо однотипні комплексні йони сильно розрізняються загальними константами нестійкості:

$[Ag(NO_2)_2]^-$ – $1{,}3\cdot10^{-3}$,
$[Ag(NH_3)_2]^+$ – $5{,}7\cdot10^{-8}$,
$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$ – $2{,}5\cdot10^{-14}$,
$[Ag(CN)_2]^-$ – $8\cdot10^{-21}$,

то найбільш сильним електролітом, тобто найменш міцним буде перший, а найбільш слабким електролітом (тобто найбільш міцним) – останній.

Для характеристики стійкості комплексних сполук використовують також *константу стійкості*, яка є оберненою величиною до константи нестійкості:

$$K_{ст} = \frac{1}{K_{нест}},$$

та характеризує рівновагу процесу комплексоутворення:

$$Cu^{2+} + 4\,NH_3 \leftrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}$$

$$K_{ст} = \frac{[[Cu(NH_3)_4]^{2+}]}{[Cu^{2+}]\cdot[NH_3]^4}.$$

Чим стійкіша комплексна сполука у розчині, тим більшою є її константа стійкості. Чим міцніший комплексний йон, тим менша його константа нестійкості і більша константа стійкості.

Для того, щоб ступеневі константи нестійкості та ступеневі *константи стійкості відповідали одна одній, їх нумерацію надають в оберненому порядку, тобто*

$$K_{ст1} = \frac{1}{K_{нест6}},\ K_{ст2} = \frac{1}{K_{нест5}}\ \ldots \quad \text{або}$$

$$K_{ст6} = \frac{1}{K_{нест1}},\ K_{ст5} = \frac{1}{K_{нест2}}\ \ldots$$

Приклади розв′язування задач

Приклад 1

Розрахувати концентрацію йонів кадмію в 0,1 М розчині $K_2[Cd(CN)_4]$, який містить, крім того 6,5 г/л KCN.

Дано:	*Розв'язок:*
$C_M(K_2[Cd(CN)_4])$ = 0,1 М C_{KCN} = 6,5 г/л. $K_{нест}[Cd(CN)_4]^{2-}$= $7{,}8\cdot10^{-18}$	Для того, щоб здійснити перехід від концентрації в [г/л] → моль/л, потрібно концентрацію в [г/л] поділити на молярну масу. М(KCN) = 65 г/моль, тобто
$C(Cd^{2+})$ = ?	$\frac{6{,}5\frac{г}{л}}{65\frac{г}{моль}} = \frac{6{,}5 г\cdot моль}{65 л\cdot г}$ = 0,1 моль/л

Вторинна дисоціація комплексного йону відбувається за рівнянням:

$[Cd(CN)_4]^{2-} \leftrightarrow Cd^{2+} + 4\ CN^-$;

$$K_{нест} = \frac{[Cd^{2+}]\cdot[CN^-]^4}{[[Cd(CN)_4]^{2-}]} = 7{,}8\cdot10^{-18}.$$

Дисоціація KCN відбувається за рівнянням:

$KCN \leftrightarrow K^+ + CN^-$.

В розчині присутні йони CN^-, які з′явилися в результаті дисоціації комплексного йона $[Cd(CN)_4]^{2-}$ та KCN, тому за наявності надлишку йонів CN^- рівновага $[Cd(CN)_4]^{2-} \leftrightarrow Cd^{2+} + 4\ CN^-$ зміщена вліво настільки, що кількістю йонів CN^-, які утворились унаслідок дисоціації комплексного йона, можна знехтувати. Тоді концентрація йонів CN^- дорівнює концентрації KCN.

$[CN^-]$ = 0,1 моль/л (дорівнює загальній концентрації KCN)

Комплексна сіль дисоціює $K_2[Cd(CN)_4] \leftrightarrow 2\ K^+ + [Cd(CN)_4]^{2-}$ і рівноважна концентрація йона $[Cd(CN)_4]^{2-}$ може бути прирівняна до загальної концентрації комплексної солі (0,1 моль/л).

$[Cd(CN)_4]^{2-}$ = 0,1 моль/л (дорівнює загальній концентрації комплексної солі).

Виходячи з виразу $K_{нест}$, знаходимо концентрацію йонів

$$[Cd^{2+}] = \frac{7{,}8\cdot10^{-18}\cdot0{,}1}{0{,}1^4} = 7{,}8\cdot10^{-15} \text{ моль/л}$$

Відповідь: концентрація йонів Cd^{2+} дорівнює $7{,}8\cdot10^{-15}$ моль/л.

Приклад 2

Розрахуйте ступінь окиснення комплексоутворювача, заряд комплексного йона $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$ та координаційне число.

Розв′язок:

1. Катіон Натрію має заряд «1+», три катіона створюють заряд «3+», отже, аніон має заряд «3–».

2. Ступінь окиснення комплексоутворювача розраховуємо таким чином:

$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$, заряд комплексного йона = –3

$x(Ag) + 2\cdot(-2(S_2O_3)) = -3$;

$x = +1$.

3. Враховуючи, що тіосульфат-йон – це монодентатний ліганд, то кількість лігандів дорівнює координаційному числу. Координаційне число дорівнює 2.

Приклад 3

Складіть рівняння первинної та вторинної електролітичної дисоціації комплексної сполуки $K[Au(CN)_2]$. Напишіть вираз для загальної константи нестійкості комплексного йона.

Розв′язок:

Первинна дисоціація комплексної сполуки відбувається за рівнянням:

$$K[Au(CN)_2] \rightarrow K^+ + [Au(CN)_2]^- .$$

Вторинна дисоціація комплексного йону відбувається за рівнянням:

$$[Au(CN)_2]^- \rightarrow Au^+ + 2CN^-;$$

$$K_{нест} = \frac{[Au^+]\cdot[CN^-]^2}{[[Au(CN)_2]^-]} .$$

Приклад 4

Користуючись значеннями констант нестійкості та ДР, визначте, чи можливо розчинення осаду за рахунок процесу комплексоутворення: $HgI_2\downarrow + 2\ KI \leftrightarrow K_2[HgI_4]$.

Розв′язок:

$K_{нест}\ [HgI_4]^{2-} = 1{,}5\cdot10^{-30}$, $ДР(HgI_2) = 10^{-10}$.

Оскільки константа нестійкості комплексного йону значно менше добутку розчинності осаду, то рівновага зміститься у бік речовини з меншою константою $K_2[HgI_4]$ і осад розчиниться.

Задачі для самостійного розв′язування

1. Визначте заряд комплексних йонів: $[Pt^{+4}(CN)_4Cl_2]$, $[Pt^{+4}(NH_3)_4Br_2]$, $[Cr^{+3}(NH_3)_5H_2O]$, $[Fe^{+3}(SCN)_6]$.

2. Обчисліть заряди таких комплексних йонів, утворених атомами Паладію(II), Платини(II), Феруму(II), Нікелю(II): $[Pd(NH_3)Cl_3]$, $[Pt(NH_3)_3NO_2]$, $[PdCl(NH_3)_2H_2O]$, $[Fe(CN)_5NH_3]$, $[Ni(CN)_4]$, $[Fe(CNS)_6]$. Допишіть зовнішню координаційну сферу і назвіть отримані комплексні сполуки.

3. Визначте ступені окиснення, координаційні числа Феруму та Кобальту в сполуках: $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $(NH_4)_2[Co(CNS)_4]$. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації цих комплексних сполук і рівняння констант нестійкості комплексних йонів.

4. Визначте ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача в таких комплексних сполуках і напишіть їх назви: $K[AuBr_4]$, $[Cd(NH_3)_4](OH)_2$, $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$, $K[Pt(NH_3)Cl_5]$, $H[Co(CN)_4(H_2O)_2]$, $Cu_2[Fe(CN)_6]$, $K_3[Co(NO_2)_6]$, $Ba[Cu(SCN)(CN)_3]$, $[Cr(NH_3)_4](H_2O)_2]Br_3$.

5. Напишіть формули таких комплексних сполук: а) калій дицианоаргентат(I); б) гексааміннікель(II)хлорид; в) тетрааміндикарбонатохром(III) сульфат; магнійгідроксотрифтороберілат(II).

6. Основні способи добування комплексних сполук. За допомогою яких реакцій можна добути: $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_2[HgI_4]$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $K[Ag(CN)_2]$, $Na_3[Al(OH)_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$? Дайте назви цим сполукам. Напишіть вираз константи нестійкості комплексних йонів.

7. Напишіть рівняння для ступінчастих та загальних констант стійкості комплексних йонів $[Ag(CN)_2]^-$, $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, $[BiI_2]^-$.

8. Напишіть рівняння дисоціації у розчинах таких координаційних сполук: $H_2[PtCl_6]$, $[Ni(NH_3)_6](OH)_2$, $K_2[Hg(SCN)_4]$.

9. Розташуйте в порядку підвищення стійкості такі комплексні йони: $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$ ($K_н = 1\cdot10^{-7}$), $[Cu(CN)_4]^{2-}$ ($K_н = 5\cdot10^{-28}$), $[Ag(NH_3)_2]^+$ ($K_н = 6{,}8\cdot10^{-8}$), $[HgI_4]^{2-}$ ($K_н = 5\cdot10^{-31}$).

10. Напишіть рівняння реакцій, які перебігають з утворенням комплексних сполук з координаційним числом 6:

$Cr_2(SO_4)_3 + NaOH_{(надл)} \rightarrow$

$Fe(OH)_3 + KCN_{(надл)} \rightarrow$

$Ni(OH)_2 + NH_3\cdot H_2O_{(надл)} \rightarrow$

11. Користуючись значеннями констант нестійкості та ДР, установіть, в яких випадках відбудеться взаємодія між розчинами електролітів. Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій:

$[Ag(NH_3)_2]Cl + KI \rightarrow$ $K_4[Fe(CN)_6] + NaOH \rightarrow$

$K_2[HgI_4] + KCN \rightarrow$ $[Cu(NH_3)_4]SO_4 + Na_2S \rightarrow$

$Na_3[Cr(OH)_6] + H_2SO_4 \rightarrow$ $AgCl + Na_2S_2O_3 \rightarrow$

12. Обчисліть концентрацію хлорид-йонів в 0,1 М розчині арґентум(I)діамін хлориду.

13. Обчисліть концентрацію йонів Аргентуму в 0,1 М розчині $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, що містить у надлишку 1 моль/л NH_3. *Відповідь*: $9{,}3\cdot10^{-9}$ моль/л.

14. Константа нестійкості йона $[Ag(CN)_2]^-$ становить $1\cdot10^{-21}$. Розрахуйте концентрацію йонів Аргентуму в 0,05 М розчині $K[Ag(CN)_2]$, який містить, крім того, 0,01 моль/л KCN. *Відповідь*: $5\cdot10^{-19}$ моль/л.

15. Константи нестійкості йонів $[Cd(CN)_4]^{2-} = 1{,}4\cdot10^{-17}$, $[Ni(CN)_4]^{2-} = 3{,}0\cdot10^{-16}$, $[Hg(CN)_4]^{2-} = 4{,}0\cdot10^{-14}$. У розчині якого комплексного йона буде міститись більше CN^- при однаковій молярній концентрації комплексних йонів?

16. Розрахуйте концентрацію йонів Аргентуму в 0,1 М розчині $[Ag(NH_3)_2]Cl$, якщо константа нестійкості комплексного йона дорівнює $5{,}89\cdot10^{-8}$. Розчин комплексної солі містить 5 г/л NH_3. *Відповідь*: $7{,}01\cdot10^{-8}$ моль/л

17. Константа нестійкості комплексного йону $[CdI_4]^{2-}$ дорівнює $7{,}94\cdot10^{-7}$. Обчисліть концентрацію йонів Кадмію в 0,1 М розчині $K_2[CdI_4]$, який містить 0,1 моль KI в 1 л розчині.

Відповідь: $7{,}94\cdot10^{-4}$ моль/л.

Питання для самоконтролю

1. Які хімічні сполуки називаються комплексними?

2. Дайте визначення дентатності лігандів та наведіть приклади моно-, ди - та полідентатних лігандів.

3. Основні положення координаційної теорії будови комплексних сполук А. Вернера.

4. У наведених комплексних сполуках: $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $H_2[SiF_4]$, $[Ni(NH_3)_6](OH)_2$, $[Pt(NH_3)_2]Cl_2$, $[Co(NH_3)_5SO_4]Br$ вкажіть зовнішню та внутрішню сфери, комплексоутворювач, ліганди, заряд внутрішньої

сфери. Вкажіть, до яких класів неорганічних сполук належать ці комплекси.

5. Наведіть класифікацію комплексних сполук за зарядом комплексного йону; за належністю до певного класу.

6. Що таке внутрішньокомплексні сполуки? Хелати?

7. Наведіть принцип побудови назв комплексних сполук

8. Що називається константою нестійкості комплексного йона?

9. Як співвідносяться між собою константи нестійкості та константи стійкості комплексних сполук?

10. Напишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексних сполук $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$ та $(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4]$.

11. Наведіть приклади катіонних та аніонних комплексних сполук хрому з лігандами: NH_3, H_2O, CN^-, дайте їм назви.

12. Які типи ізомерії характерні для комплексних сполук?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 12
Одержання та властивості комплексних сполук

Дослід 1. Одержання сполук з комплексним аніоном

У пробірку внесіть 3-4 краплі 0,5 н розчину бісмут(Ш) нітрату, додайте краплями 0,5 н розчин калій йодиду до утворення темно-бурого осаду бісмут(III) йодиду. До осаду краплями додайте 0,5 н розчин калій йодиду до повного розчинення. Відмітьте забарвлення розчину. Напишіть відповідні молекулярні та скорочені йонні рівняння реакцій. Напишіть вираз загальної константи нестійкості комплексного йона.

Дослід 2. Одержання сполук з комплексним катіоном

У пробірку внесіть 3-4 краплі 0,5 н розчину купрум(II) сульфату та додайте краплями 2 н розчин амоніаку до випадіння осаду основної солі $(CuOH)_2SO_4$. Відмітьте колір осаду. Потім додайте надлишок 2 н амоніаку до розчинення осаду. Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій. Напишіть вираз загальної константи нестійкості комплексного йона $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$.

Дослід 3. Одержання циклічної або хелатної комплексної сполуки

У дві пробірки внесіть по 3-4 краплі 1 н розчину кальцій хлориду та по 2-3 краплі аміачного буферного розчину ($NH_4OH + NH_4Cl$). В одну з пробірок додайте 2-3 краплі 1 н розчину трилону Б. Потім в

обидві пробірки додайте по 2-3 краплі 1 н розчину амоній оксалату. Відмітьте, що відбувається в кожній пробірці.

	1 пробірка	2 пробірка
Внесіть	1 н $CaCl_2$	1 н $CaCl_2$
Додайте	$NH_4OH + NH_4Cl$	$NH_4OH + NH_4Cl$
	1 н трилону Б	—
	1 н $(NH_4)_2C_2O_4$	1 н $(NH_4)_2C_2O_4$
Спостереження		

Поясніть, чому в пробірці, де міститься трилон Б, не утворюється осад. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

Дослід 4. Обмінні реакції в розчинах комплексних сполук

а) До 2-3 крапель 0,5 н розчину купрум(II) сульфату додайте стільки ж крапель 1 н розчину калій гексаціаноферату(II) $K_4[Fe(CN)_6]$. Відмітьте колір утвореного осаду та напишіть рівняння реакції.

б) До 2-3 крапель 1 н розчину ферум(III) хлориду додайте стільки ж 1 н розчину калій гексаціаноферату(II) $K_4[Fe(CN)_6]$. Відмітьте, що відбувається. Напишіть рівняння реакцій.

в) До 2-3 крапель 1 н розчину ферум(II) сульфату додайте такий же об'єм 1 н розчину калій гексаціаноферату(III) $K_3[Fe(CN)_6]$. Відмітьте, що відбувається. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 5. Комплексні сполуки в окисно-відновних реакціях

а) Відновлення калій гексаціаноферату(III). В пробірку помістіть 8-9 мл 0,1н розчину калій йодиду , 6-8 мл розчину хлороводневої кислоти та 5-6 мл бензолу. Додайте один мікрошпатель кристалів комплексної солі калій гексаціаноферату(III) $K_3[Fe(CN)_6]$ та перемішайте розчин скляною паличкою. По зміні забарвлення бензолу переконайтеся, що виділяється вільний йод.

Напишіть рівняння реакції взаємодії калій гексаціаноферату(III) з калій йодидом, враховуючи, що $K_3[Fe(CN)_6]$ переходить при цьому у $K_4[Fe(CN)_6]$ (кислоту в рівняння реакції не вводити). Вкажіть окисник та відновник.

б) Окиснення калій гексаціаноферату(II). Помістіть у пробірку 4-5 мл розчину калій перманганату, підкисліть розведеною сульфатною кислотою та додайте краплинами розчин калій гексаціаноферату(II) до знебарвлення розчину.

Напишіть рівняння реакції, враховуючи, що комплекс феррум(II) переходить у комплекс феррум(III) з тим самим координаційним числом, а перманганат відновлюється до марганцю сульфату(II).

Дослід 6. Дослідження стійкості комплексних йонів

У двох пробірках одержіть комплексну сполуку купруму з амоніаком (див. дослід 2). В одну пробірку внесіть 3-4 краплі 1 н розчину амоній оксалату, а в другу – стільки ж крапель 1 н розчину натрій сульфіду. Відмітьте, додавання якого реактиву спричиняє утворення осаду. Користуючись значеннями $K_{нест}$ комплексів та ДР купрум(II) оксалату та сульфіду, поясніть експериментальні дані.

ДОДАТОК

Таблиця 1

Найважливіші фізичні сталі

Стала	Символ	Значення
Швидкість світла у вакуумі	c	$2{,}99792458 \cdot 10^{8}$ м/с
Стала Планка	h	$6{,}6260755 \cdot 10^{-34}$ Дж · с
Елементарний заряд	e	$1{,}60217733 \cdot 10^{-19}$ Кл
Атомна одиниця маси	а.о.м.	$1{,}6605402 \cdot 10^{-27}$ кг
Маса спокою електрона	m_e	$9{,}1093897 \cdot 10^{-31}$ кг $5{,}4857990 \cdot 10^{-4}$ а.о.м.
Маса спокою протона	m_p	$1{,}6726231 \cdot 10^{-27}$ кг $1{,}007276450 \cdot 10^{-4}$ а.о.м.
Маса спокою нейтрона	m_n	$1{,}6749286 \cdot 10^{-31}$ кг $1{,}008664904 \cdot 10^{-4}$ а.о.м.
Число Авогадро	N_A	$6{,}0221367 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$
Стала Фарадея	F	$9{,}6485309 \cdot 10^{4}$ Кл/моль
Стала Больцмана	k	$1{,}380658 \cdot 10^{-23}$ Дж/К.
Універсальна газова стала	R	8,314510 Дж/моль · К , якщо об’єм газу вимірюють у м^3, а тиск – у Па; 0,082 атм·л/(моль·К), якщо об'єм газу – у л, а тиск – у атм; 62360 мм рт. ст.· мл/(моль·К), якщо об’єм газу – у мл, а тиск – у мм рт. ст.
Молярний об’єм ідеального газу за нормальних умов	V_m	$22{,}41383 \cdot 10^{-3}$ м^3/моль
Нормальні умови	н. у.	T= 273,15 K, P = 101 325 Па
Стандартні умови	ст. у.	T = 298,15 K, P = 101 325 Па

Таблиця 2

Співвідношення між одиницями вимірювання деяких фізичних величин

1 Å (ангстрем) = 0,1 нм = 10^{-10} м	1 мк (мікрон) = 1 мкм = $1 \cdot 10^{-6}$ м
1 л = 1 дм^3 = 10^{-3} м^3 = 10^3 см^3	1 Дж = $6{,}24146 \cdot 10^{18}$ еВ
1 атм = $1{,}01325 \cdot 10^5$ Па	1 кал (калорія) = 4,1840 Дж
Па = $0{,}986923 \cdot 10^{-5}$ атм	1 еВ = $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ Дж
1 атм = 760 мм рт. ст.	1 Д (дебай) = $3{,}33564 \cdot 10^{-30}$ Кл · м
1 мм рт. ст. = 133,32 Па	0 К = –273,15 °С

Таблиця 3

Електронегативності деяких елементів за Л. Полінгом

H – 2,1	Si – 1,8	Fe – 1,8
Li –1,0	P – 2,1	Co – 1,8
Be – 1,5	S – 2,5	Ni – 1,8
B – 2,0	Cl – 3,0	Cu – 1,9
C – 2,5	K – 0,8	Zn – 1,6
N – 3,0	Ca – 1,0	Ga – 1,6
O – 3,5	Sc – 1,3	Ge – 1,8
F – 4,0	Ti – 1,5	As – 2,0
Na – 0,9	V – 1,6	Se – 2,4
Mg – 1,2	Cr – 1,6	Br – 2,8
Al – 1,5	Mn – 1,5	I – 2,5

Таблиця 4

Тиск насиченої пари води в рівновазі з водою

Темпера-тура, t, °C	Тиск, P, кПа	Тиск, P, мм.рт.ст	Темпера-тура, t, °C	Тиск, P, кПа	Тиск, P, мм.рт.ст
0	0,6105	4,579	27	3,5652	26,739
1	0,6568	4,926	28	3,7799	28,349
2	0,7059	5,294	29	4,0057	30,143
3	0,7580	5,685	30	4,2432	31,824
4	0,8135	6,101	31	4,4927	33,695
5	0,8724	6,543	32	4,7551	35,663
6	0,9351	7,013	33	5,0305	37,729
7	1,0017	7,513	34	5,3197	39,898
8	1,0727	8,045	35	5,6233	42,175
9	1,1479	8,609	36	5,9417	44,563
10	1,2279	9,209	37	6,2756	47,067
11	1,3125	9,844	38	6,6256	49,692
12	1,4024	10,518	39	6,9923	52,442
13	1,4975	11,231	40	7,3765	55,324
14	1,5983	11,987	45	9,5840	71,880
15	1,7051	12,788	50	12,3347	92,510
16	1,8179	13,634	55	15,7387	118,040
17	1,9373	14,530	60	19,9173	149,380
18	2,0636	15,477	65	25,0053	187,540
19	2,1969	16,477	70	31,1600	233,700
20	2,3380	17,535	75	38,5467	289,100
21	2,4867	18,650	80	47,3466	355,100
22	2,6436	19,827	85	57,8133	433,600
23	2,8091	21,068	90	70,1067	525,800
24	2,9836	22,377	95	84,5200	633,900
25	3,1675	23,756	100	101,3200	759,900
26	3,3612	25,209	110	143,2666	1074,500

Таблиця 5

Ебуліоскопічні та кріоскопічні сталі розчинників

Розчинник	**K_K**	**K_E**	**$t_{пл}$, °C**	**$t_{кіп}$, °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
Бензол	5,12	2,57	5,4	80,2
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
Чотирьохлористий вуглець	2,98	5,3	-23	76,7

Таблиця 6

Теплоти згоряння органічних сполук за стандартних умов (кінцеві продукти згоряння $CO_{2(г)}$, $H_2O_{(р)}$

Сполука		ΔH^o_{298}, кДж/моль
Формула	Назва	
$CH_{4(г)}$	Метан	-890,31
$C_2H_{2(г)}$	Ацетилен	-1299,63
$C_2H_{4(г)}$	Етилен	-1410,97
$C_2H_{6(г)}$	Етан	-1559,88
$C_6H_{6(р)}$	Бензен	-3267,70
$C_7H_{8(р)}$	Толуен	-3910,28
$CH_3OH_{(р)}$	Метиловий спирт	-726,64
$C_2H_5OH_{(р)}$	Етиловий спирт	-1366,91
$C_3H_8(OH)_{3(р)}$	Гліцерин	-1664,40
$C_4H_8O_{2\ (р)}$	Етилацетат	-2254,21
$CH_3COOH_{(р)}$	Оцтова кислота	-873,79
$C_6H_{12}O_{6(к)}$	Глюкоза	-2815,8
$C_{12}H_{22}O_{11}$(к)	Сахароза	-5648,0

Таблиця 7

Стандартні ентальпії утворення ΔH^o_{298}, ентропії ΔS^o_{298}, вільна енергія Гіббса ΔG^o_{298} утворення деяких речовин

Сполука	**ΔH^o_{298}, кДж/моль**	**ΔG^o_{298}, кДж/моль**	**ΔS^o_{298}, Дж/(моль·К)**
AgBr	-100,7	-97,2	107,14
AgCl	-127,2	-109,9	96,2
Ag_2CO_3	-506,0	-437,2	167,4
Al_2O_3	-1676	-1583,3	51,0
$Al(OH)_3$	-1315,0	-1157,0	70,1
Al_2S_3	-509,0	-23,0	96,2
$Al_2(SO_4)_3$	-3444,1	-3102,9	239,4
$BaCO_3$	-1217,1	-1137,2	113,0
$BaCl_2$	-859,1	-811,4	123,8
BaO	-553,9	-525,4	70,5
$BaSO_4$	-1474,2	-1363,2	132,3
C(алмаз)	+1,828	+2,834	2,37
C(графіт)	0	0	5,74
CH_4	-74,8	-50,9	186,0
C_2H_2	+226,7	+116,8	200,8
C_2H_6	-84,7	-32,89	229,5
C_6H_6	+82,9	+129,7	269,2
CCl_4	-135,4	-64,6	214,4
$CoCl_2$	-219,5	-205,3	2283,6
CO	-110,6	-137,2	197,7
CO_2	-393,8	-394,6	213,8
CS_2	+88,7	+64,4	151,0
$CaSO_4$	-1433	-1320,3	106,7
CaC_2	-59,9	-64,9	70,0
$CaCO_3$	-1207,7	-1129,6	91,6
$Ca_3(PO_4)_2$	-4120	-3899,5	236,0
$CaCl_2$	-796,6	-748,9	104,7
CaO	-635,0	-603,6	39,7
$Ca(OH)_2$	-986,8	-899,2	83,4
CdO	-259	-229,3	54,8
Cl_2	0	0	222,9
$CuCl_2$	-215,7	-171,5	108,2

Сполука	ΔH^o_{298}, кДж/моль	ΔG^o_{298}, кДж/моль	ΔS^o_{298}, Дж/(моль·К)
CuO	-156,0	-129,9	42,6
Fe	0	0	27,2
$FeCl_3$	-399,7	-334,2	142,4
Fe_2O_3	-822,7	-740,8	87,5
Fe_3O_4	-1117,9	-1014,8	146,3
$Fe(OH)_3$	-827	-694,54	105
$FeCl_3$	-399,7	-334,2	142,4
FeO	-265,0	-244,5	60,8
$FeSO_4$	-929,5	-825,5	121,0
H_2	0	0	130.7
HCl	-92.4	-94.5	186.9
H_2O	-242,0	-228,8	188,9
H_2O	-286,4	-298,4	44,1
H_2O	-286,0	-237,4	70,0
HF	-268.0	-270.7	173,5
KCl	-435,9	-408,0	82,6
KBr	-392,2	-379,2	96,4
KI	-327,6	-322,3	104,3
$KClO_3$	-391,2	-289,9	143,0
$KMnO_4$	-813,4	-713,8	171,7
KNO_3	-493,2	-393,1	132,9
K_2SO_4	-1434	-1316	175,7
$MgCl_2$	-641,1	-591,6	89,8
MgO	-601,8	-569,6	26,9
$MgCO_3$	-1095,9	-1029,3	65,69
$MgSO_4$	-1287,4	-955,96	91,5
N2	0	0	199,9
NO	+90,3	+80,6	210,7
NO_2	+33,0	+51,5	240,2
NH_3	-46,2	-16,7	192,6
NH_4Cl	-314,2	-302,2	94,6
NH_4NO_3	-365,4	-183,8	151
NaF	-574	-543,3	51,3
NaCl	-411,1	-384,0	72,1
NaBr	-361,4	-349,3	86,82
NaI	-290,6	-284,6	98,50

Сполука	ΔH^o_{298}, кДж/моль	ΔG^o_{298}, кДж/моль	ΔS^o_{298}, Дж/(моль·К)
Na_2CO_3	-1137	-1047	136,4
Na_2SO_4	-1385	-1267	149,5
O2	0	0	205,0
O_3	142,3	162,7	238,8
P	0	0	41,1
P	-17,6	12,1	22,8
PCl_3	-287,0	-260,5	311,7
PCl_5	-374,9	-305,4	364,5
P_4Cl_{10}	-3014	-2743	280,6
H_3PO_4	-1267	-1134	200,8
SO_2	-297,2	-300,4	248,2
SO_3	-395,9	-317,2	256,7
SO_2Cl_2	-391,2	-305,0	216,3
H_2SO_4	-814,2	-690,3	156,9
H_2S	-21,0	-33,8	205,7
SiO_2	-911,6	-857,2	41,9
SnO_2	-580,8	-519,3	52,3
TiO_2	-943,9	-888,6	50,3
NiO	-239,7	-211,6	38,0
$Ni(OH)_2$	-538,7	-453,1	79,5
ZnS	-205,6	-200,9	57,8
ZnO	-348,0	-318,2	43,9
$ZnSO_4$	-978,6	-871,6	124,7
$ZnCl_2$	-415,3	-369,6	111,5

Таблиця 8

Константи дисоціації слабких електролітів (у водних розчинах при 25 °С)

Формула сполуки	Назва сполуки	Ступінь дисоціації	Константа дисоціації, $К_д$
Кислоти			
H_3AsO_4	Арсенатна кислота	I	$5,6\cdot10^{-3}$
		II	$1,7\cdot10^{-7}$
		III	$2,95\cdot10^{-12}$
H_3BO_3	Борна кислота	I	$5,8\cdot10^{-10}$
		II	$1,8\cdot10^{-13}$
		III	$1,6\cdot10^{-14}$
HBO_2	Метаборна кислота		$7,5\cdot10^{-10}$
$HBrO_3$	Бромнувата кислота		$2,0\cdot10^{-1}$
HBrO	Бромнуватиста кислота		$2,1\cdot10^{-9}$
H_2CO_3	Карбонатна кислота	I	$4,4\cdot10^{-7}$
		II	$4,7\cdot10^{-11}$
HCOOH	Мурашина кислота		$1,8\cdot10^{-4}$
CH_3COOH	Оцтова кислота		$1,8\cdot10^{-5}$
$H_2C_2O_4$	Оксала́тна кислота	I	$5,4\cdot10^{-2}$
		II	$5,4\cdot10^{-5}$
HCN	Ціанідна кислота		$7,9\cdot10^{-10}$
HClO	Хлорноватиста кислота		$3,2\cdot10^{-8}$
$HClO_2$	Хлоритна кислота		$5,0\cdot10^{-3}$
H_2CrO_4	Хромова кислота	I	$1,8\cdot10^{-1}$
		II	$3,2\cdot10^{-7}$
HF	Флуоридна кислота		$6,6\cdot10^{-4}$
HIO_4	Йодна кислота		$2,3\cdot10^{-2}$
HIO_3	Йоднувата кислота		$1,67\cdot10^{-1}$
HIO	Йоднуватиста кислота		$2,0\cdot10^{-11}$
HN_3	Азидна кислота		$2,14\cdot10^{-5}$
HNO_2	Нітритна кислота		$4,0\cdot10^{-4}$
H_2O_2	Гідроге́н перокси́д		$2,6\cdot10^{-12}$

H_3PO_3	Фосфітна кислота	I	$1,6\cdot10^{-12}$
		II	$7,0\cdot10^{-7}$
H_3PO_4	Фосфатна кислота	I	$7,5\cdot10^{-3}$
		II	$6,3\cdot10^{-8}$
		III	$4,8\cdot10^{-13}$
H_2S	Сульфідна кислота	I	$6,6\cdot10^{-8}$
		II	$1,0\cdot10^{-14}$
H_2SO_3	Сульфітна кислота	I	$1,7\cdot10\text{-}^{2}$
		II	$1,0\cdot10^{-7}$
H_2SeO_3	Селенітна кислота	I	$3,0\cdot10^{-3}$
		II	$1,6\cdot10^{-12}$
H_2SiO_3	Силікатна кислота	I	$2,2\cdot10^{-2}$
		II	$1,6\cdot10^{-12}$
Основи			
$Al(OH)_3$	Алюміній(III) гідроксид	III	$1,4\cdot10^{-11}$
$Ca(OH)_2$	Кальцій гідроксид	I	$4,5\cdot10^{-2}$
		II	$4,1\cdot10^{-3}$
$Cd(OH)_2$	Кадмій(II) гідроксид	II	$5,0\cdot10^{-3}$
LiOH	Літій гідроксид		$5,0\cdot10^{-1}$
NH_4OH	Амоній гідроксид		$1,8\cdot10^{-5}$
$Pb(OH)_2$	Плюмбум(II) гідроксид	I	$3,0\cdot10^{-4}$
		II	$3,0\cdot10^{-8}$
$Zn(OH)_2$	Цинк гідроксид	II	$4,0\cdot10^{-5}$

Таблиця 9

Коефіцієнти активності *f* йонів

Іонна сила розчину, I	**Заряд йона, z**			**Іонна сила розчину, I**	**Заряд йона, z**		
	±1	**±2**	**±3**		**±1**	**±2**	**±3**
0,001	0,98	0,78	0,73	0,1	0,81	0,44	0,16
0,002	0,97	0,74	0,66	0,2	0,80	0,41	0,14
0,005	0,95	0,66	0,55	0,3	0,1	0,42	0,14
0,01	0,92	0,60	0,47	0,4	0,82	0,45	0,17
0,02	0,90	0,53	0,37	0,5	0,84	0,50	0,21
0,05	0,84	0,50	0,21				

Таблиця 10

Добуток розчинності деяких малорозчинних електролітів при 25 °С

Електроліт	ДР	Електроліт	ДР
$AgBr$	$6\cdot10^{-13}$	$Cu(OH)_2$	$2,2\cdot10^{-20}$
$AgCl$	$1,8\cdot10^{-10}$	CuS	$6\cdot10^{-36}$
Ag_2CrO_4	$4\cdot10^{-12}$	$Fe(OH)_2$	$1\cdot10^{-15}$
AgI	$1,1\cdot10^{-16}$	$Fe(OH)_3$	$3,8\cdot10^{-38}$
Ag_2S	$6\cdot10^{-50}$	FeS	$5\cdot10^{-18}$
Ag_2SO_4	$2\cdot10^{-5}$	HgS	$1,6\cdot10^{-52}$
$BaCO_3$	$5\cdot10^{-9}$	MnS	$2,5\cdot10^{-10}$
$BaCrO_4$	$1,6\cdot10^{-10}$	$PbBr_2$	$9,1\cdot10^{-6}$
$BaSO_4$	$1,1\cdot10^{-10}$	$PbCl_2$	$2\cdot10^{-5}$
$CaCO_3$	$5\cdot10^{-9}$	$PbCrO_4$	$1,8\cdot10^{-14}$
CaC_2O_4	$2\cdot10^{-9}$	PbI_2	$8,0\cdot10^{-9}$
CaF_2	$4\cdot10^{-11}$	PbS	$1\cdot10^{-27}$
$CaSO_4$	$1,3\cdot10^{-4}$	$PbSO_4$	$1,6\cdot10^{-8}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$1\cdot10^{-29}$	$SrSO_4$	$3,2\cdot10^{-7}$
$Cd(OH)_2$	$2\cdot10^{-14}$	$Zn(OH)_2$	$1\cdot10^{-17}$
CdS	$7,9\cdot10^{-27}$	ZnS	$1,6\cdot10^{-24}$

Таблиця 11

Константи нестійкості деяких комплексних йонів у водних розчинах при 25 °С

Схема дисоціації комплексного йона	Константа нестійкості
$[Ag(NH_3)_2]^+ \leftrightarrow Ag^+ + 2\ NH_3$	$9{,}3 \cdot 10^{-8}$
$[Ag(NO_2)_2]^- \leftrightarrow Ag^+ + 2\ NO_2^-$	$1{,}8 \cdot 10^{-3}$
$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-} \leftrightarrow Ag^+ + 2\ S_2O_3^{2-}$	$1{,}1 \cdot 10^{-13}$
$[Ag(CN)_2]^- \leftrightarrow Ag^+ + 2\ CN^-$	$1{,}1 \cdot 10^{-21}$
$[HgCl_4]^{2-} \leftrightarrow Hg^{2+} + 4\ Cl^-$	$8{,}5 \cdot 10^{-16}$
$[HgBr_4]^{2-} \leftrightarrow Hg^{2+} + 4\ Br^-$	$1{,}0 \cdot 10^{-21}$
$[HgI_4]^{2-} \leftrightarrow Hg^{2+} + 4\ I^-$	$1{,}5 \cdot 10^{-30}$
$[Hg(CN)_4]^{2-} \leftrightarrow Hg^{2+} + 4\ CN^-$	$4{,}0 \cdot 10^{-42}$
$[Cd(NH_3)_4]^{2+} \leftrightarrow Cd^{2+} + 4\ NH_3$	$7{,}6 \cdot 10^{-8}$
$[CdI_4]^{2-} \leftrightarrow Cd^{2+} + 4\ I^-$	7,94·10-7
$[Cd(CN)_4]^{2-} \leftrightarrow Cd^{2+} + 4\ CN^-$	$7{,}8 \cdot 10^{-18}$
$[Cu(NH_3)_4]^{2+} \leftrightarrow Cu^{2+} + 4\ NH_3$	$2{,}1 \cdot 10^{-13}$
$Cu(CN)_4]^{3-} \leftrightarrow Cu^+ + 4\ CN^-$	$5{,}8 \cdot 10^{-31}$
$[Ni(NH_3)_6]^{2+} \leftrightarrow Ni^{2+} + 6\ NH_3$	$1{,}9 \cdot 10^{-9}$

Таблиця 12

Густина розчинів натрія хлориду у воді при 20 °С

Вміст натрію хлориду в розчині, масові частки, %	**Густина, г/мл**	**Вміст натрію хлориду в розчині, масові частки, %**	**Густина, г/мл**
2	1,013	14	1,101
4	1,027	16	1,116
6	1,041	18	1,132
8	1,056	20	1,148
10	1,071	22	1,164
12	1,086	24	1,180

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Алешин В. А., Дунаева К. М., Жиров А. И. и др. Практикум по неорганической химии: Уч. пособие для студентов высш. учеб. завед. под ред. Ю.Д. Третьякова – М. : Издательский центр «Академия», 2004. – 384 с.
2. Ахметов Н. С., Азизова М. К., Бадыгина Л. И. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии. – М. : Высш. шк., 2002. – 368 с.
3. Бабич Л. В., Балезин С. А, Гликина Ф. Б. Практикум по неорганической химии. – М. : Просвещение, 1991. – 320 с.
4. Бабков А. В., Попков В. А., Пузаков С. А., Трофимова Л. И. Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. – М. : Высш школа, 2001. – 237 с.
5. Беляев Н. Н., Барсуков И. И., Беззубец Э. А., Дьяченко Е. К., Иозеп Л. И. и др. Основы количественных расчетов в химии. Сборник задач и упражнений по общей химии. – СПб. : Изд-во СПХФА, 2005. – 140 с.
6. Бурбан А. Ф., Брик М. Т., Забава Л. К. Окисно-відновні реакції. Навчально-методичний посібник. – Тернопіль : Мандрівець, 2011. – 48 с.
7. 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.
8. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. М. : Интеграл-Пресс, 2005. – 240 с.
9. Гольбрайх З. Е. Практикум по неорганической химии. – М. : Высш. шк, 1986. – 350 с.
10. Гомонай В. І. Загальна та неорганічна хімія: підручник / Гомонай В. І, Мільовч С. С. – Вінниця : Нова Книга, 2016. – 448 с.
11. Григор′єва В. В., Самійленко В. М., Сич А. М., Голуб О. А. Загальна хімія. Підручник . – К. : «Вища школа», 2009. – 471 с.
12. Жак О. В., Каличак Я. М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Львів : Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2010. – 368 с.
13. 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. Кокшарова та ін. – Одеса : Астропринт, 2007. – 212 с.
14. Загальна хімія. Лабораторний практикум з неорганічної хімії. Навчально-методичний посібник для студентів І курсу хімічного

факультету / укл. Ракитська Т. Л., Сохраненко Г. П., Кокшарова Т. В. та ін. – Одеса : Астропринт, 2008. – 60 с.
15. Калібабчук В. О., Чекман І. С., Галинська В. І. Медична хімія: підручник. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 336 с.
16. Левітін Є. Я. Бризицька А. М., Клюєва Р. Г. Загальна та неорганічна хімія – Харків : Прапор, Видавництво НФАУ, 2000. – 464 с.
17. Левітін Є. Я. Клюєва Р. Г., Бризицька А. М. Практикум з загальної та неорганічної хімії – Харків : Основа, 1998. – 119 с.
18. Медична хімія (в схемах і таблицях). Методичні вказівки до практичних робіт з курсу «Медична хімія» / укл. Ю. В. Ліцман. – Суми : Вид-во СумДУ, 2017. – 66 с.
19. Методичні вказівки до лабораторної роботи „Класи неорганічних сполук” з дисципліни „Хімія” для студентів усіх спеціальностей / Упоряд.: П. О. Єгоров, О. І. Темченко, О. Б. Нетяга. – Д. : Національний гірничий університет, 2007. – 20 с.
20. Мороз А. С., Луцевич Д. Д., Яворська Л. П. Медична хімія. – Вінниця : Нова книга, 2008. – 776 с.
21. Общая и неорганическая химия для медиков и фармацевтов: учебник и практикум для вузов/ под. общ. ред. В. В. Негребецкого, И. Ю. Белавина, В. П. Сергеевой – М. : Издательство Юрайт, 2018. – 357 с.
22. Практикум по неорганической химии: Учеб.пособие для студ. высш. учеб.зведений / В. А. Алешин, К. М. Дунаева, А. И. Жиров и др.; Под ред. Ю. Д. Третьякова – М. : Издательский дом «Академия», 2004. – 384 с.
23. Ракитська Т.Л. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Одеса: Астропринт, 2000. – 212 с.
24. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. – Київ – Ірпінь : Перун, 1998. – 480 с.
25. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. Практикум. – Київ : Либідь, 2003. – 208 с.
26. Романцева Л. М., Лещинская З. Л., Суханова В. А. Сборник задач и упражнений по общей химии. – М. : Высш. шк., 1991. – 288 с.
27. Самусенко Ю. В. Основи неорганічного і органічного синтезу. Навчальний посібник для студентів природничого факультету ПНПУ. – Полтава, 2013. – 91 с.
28. Слободяник М. С., Улько Н. В., Бойко К. М., Самойленко В. М. Загальна та неорганічна хімія: Практикум. – К. : Либідь, 2004. – 336 с .

29. 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.
30. Ершов Ю. А., Попов В. А., Берлянд А. С. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементовю – М. : Высш школа, 2003. – 560 с.
31. 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 інш. 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

НАВЧАЛЬНЕ ВИДАННЯ

Раскола Людмила Анатоліївна
Кіосе Тетяна Олександрівна

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ
ТЕОРІЯ ТА ПРАКТИКА

В авторській редакції

Підп. до друку 11.07.2019. Формат 60х84/16
Ум. друк. арк. 12,32 . Тираж 50 пр.
Зам. № 1943.

Видавець і виготовлювач
Одеський національний університет
імені І. І. Мечникова

65082, Україна, м. Одеса, вул. Єлісаветинська, 12
Свідоцтво суб’єкта видавничої справи ДК № 4215 від 22.11.2011 р.
Тел.: (048) 723 28 39, E-mail:druk@onu.edu.ua