

Міністерство освіти і науки України

ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ АВТОМОБІЛЬНО-ДОРОЖНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ

Е. Б. ХОБОТОВА,
Т. О. НЕНАСТІНА,
В. В. ДАЦЕНКО,
Л. М. ЄГОРОВА

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до організації лабораторних робіт та самостійної підготовки з
дисципліни «Хімія», Ч. 1 для студентів 1 курсу бакалаврського рівня
освіти

ЧАСТИНА 1

Харків
ХНАДУ
2026

Колектив авторів:

Е. Б. Хоботова, проф., д. х. н.

Т. О. Ненастіна, проф., д. т. н.

В. В. Даценко, доц., к. х. н.

Л. М. Єгорова, доц., к. х. н.

Методичні вказівки до лабораторних робіт з дисципліни «Хімія», Ч. 1. Затверджено Методичною Радою ХНАДУ: Протокол №2 від 25.11.2025 р. – 114 с.

Методичні вказівки з хімії призначено для студентів усіх спеціальностей технічних напрямків навчання як навчальний посібник для самостійної підготовки студентів та для використання на лабораторних роботах з дисципліни «Хімія». Наведено методики проведення лабораторних робіт, рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу, типові задачі, їх рішення і задачі для самостійного рішення.

УДК 504 (075)

ББК 24 я 73

© Хоботова Е. Б.,

Т.О. Ненастіної,

В.В. Даценко, Л.М. Єгорова

© Харківський національний

автомобільно-дорожній

університет

ЗМІСТ

ВСТУП	5
ПРАВИЛА РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ	7
ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ЕКСПЕРИМЕНТУ. ХІМІЧНИЙ ПОСУД І ОБЛАДНАННЯ	9
Розділ № 1 Основи хімічної кінетики. Розчини	
Тема 1 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ	14
1.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	14
1.2 Приклади розв'язання завдань	17
1.3 Лабораторна робота «Окисно-відновні реакції»	19
1.4 Питання і задачі для самоконтролю	21
Тема 2. ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА РІВНОВАГА	22
2.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	22
2.2 Приклади розв'язання завдань	27
2.3 Лабораторна робота «Дослідження швидкості хімічної реакції»	31
2.4 Лабораторна робота «Хімічна рівновага»	34
2.5 Питання і задачі для самоконтролю	35
Тема 3 ЛАНЦЮГОВІ РЕАКЦІЇ. ТЕОРІЯ ГОРІННЯ	37
3.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	37
3.2 Приклади розв'язання завдань	44
3.3 Лабораторна робота «Визначення теплоти згорання палив»	47
3.4 Питання і задачі для самоконтролю	52
Тема 4 РОЗЧИНИ	54
4.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	54
4.2 Приклади розв'язання завдань	56
4.3 Лабораторна робота «Приготування розчинів заданої концентрації»	59
4.4 Питання і задачі для самоконтролю	62
Тема 5 ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ	64
5.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	64
5.2 Приклади розв'язання завдань	68
5.3 Лабораторна робота «Дослідження властивостей розчинів електролітів»	71
5.4 Питання і задачі для самоконтролю	73
Тема 6 ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ	75

6.1	Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	75
6.2	Приклади розв'язання завдань	78
6.3	Лабораторна робота «Гідроліз солей»	81
6.4	Питання і задачі для самоконтролю	82
Тема 7 ЖОРСТКІСТЬ ВОДИ		84
7.1	Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	84
7.2	Приклади розв'язання завдань	86
7.3	Лабораторна робота «Визначення жорсткості води»	89
7.4	Питання і задачі для самоконтролю	91
Тема 8 КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ		92
8.1	Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу	92
8.2	Приклади розв'язання завдань	100
8.3	Лабораторна робота «Дослідження властивостей комплексних сполук»	101
8.4	Питання і задачі для самоконтролю	102
КОНТРОЛЬ РІВНЯ ЗНАНЬ НА ЗАСВОЄННЯ ЗМІСТУ ДИСЦИПЛІНИ		104
ДОДАТКИ		114
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ		117

ВСТУП

Сучасне суспільство потребує освіченої молоді, яка у своїй професійній діяльності мала б здібності до впровадження власних розробок у різноманітних галузях науки, техніки, виробництва. Це можливо тільки на основі гармонійного розуміння матеріального світу, довкілля, отже знання з фундаментальних науково-природничих дисциплін, у тому числі з хімії, стають необхідним базисом для забезпечення плідної професійної діяльності випускників ВНЗ та здатності вирішувати проблеми сьогодення.

Високий рівень інженерної роботи та генерація нових ідей при вирішенні технологічних та конструкторських підходів можуть ґрунтуватися тільки на глибокому розумінні хімічних і фізико-хімічних закономірностей процесів. Саме тому плідна діяльність майбутніх інженерів у різноманітних галузях виробництва, науки є неможливою без опанування системи фундаментальних хімічних знань.

Хімічна освіта повинна бути спрямована на формування поглядів і навичок у світоглядному і прикладному аспектах. Сучасний фахівець повсякденно зіштовхується зі складними фізико-хімічними процесами, із властивостями конструкційних, інструментальних і інших технічних матеріалів. Тому для кожної спеціальності технічного профілю повинен бути знайдений оптимальний варіант, що поєднує фундаментальні уявлення про речовини і їх перетворення, які пов'язані з майбутньою професійною діяльністю. Посібник також призначений для допомоги викладачам хімії у ВНЗ найбільш ефективно спланувати навчальну та методичну роботу зі студентами.

Предметом вивчення навчальної дисципліни «Хімія» є отримання базових знань науково-методичних основ і стандартів у хімії, педагогічно адаптована система понять про закони (закономірності), що вивчають тип організації матерії і хімічні властивості сполук та використання їх в різних технологічних процесах.

Особливо важливим компонентом хімічної освіти є лабораторний практикум, виконання якого забезпечує формування у студентів навичок експериментальної роботи та проведення наукових досліджень, що є важливою складовою професійної

діяльності. Передусім мається на увазі формування у майбутніх інженерів достатньої хімічної культури.

Методичні вказівки складаються з двох частин є посібником до підготовки і виконання лабораторних робіт із загальної неорганічної хімії і має своєю метою познайомити студентів з основними експериментальними методами вивчення хімічних явищ, а також властивостями найбільш розповсюджених і широко використовуваних у промисловості і техніці елементів та їх сполук. Лабораторний практикум покликаний дати студенту правильне розуміння взаємозв'язку теорії і практики експерименту, закріпити теоретичні знання і сформувати навички в науковій праці. Тому при вивченні ряду тем нами передбачені експериментальні роботи. У роботах практикуму за кожною темою наведено короткі теоретичні вступи – рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу, типові задачі, їх рішення і задачі для самостійного рішення. По найбільш складному і важливішому розділу курсу хімії – «Основи хімічної кінетики. Розчини», «Основи електрохімії», «Дисперсні системи і неорганічні в'язучі речовини», «Високомолекулярні сполуки» передбачено вирішення практичних завдань. Крім того ці теми необхідні для формування цілісної картини не тільки теоретичних знань, а і надбання практичних навичок та основи для подальшого створення професійних компетенцій. Тому ці теми також розглянуті у цьому посібнику.

Методичні вказівки складаються з 15 підрозділів, у яких надано питання та завдання для самостійного контролю. Студенти мають використовувати методичні вказівки при самостійному вивченні матеріалу на етапі підготовки до лабораторних і контрольних робіт за вказаними темами.

Дані вказівки призначено для студентів денної та заочної форм навчання і написано з урахуванням основних розділів програми курсу хімії для технічних напрямків і спеціальностей ВНЗ.

Методичні вказівки складено відповідно до змісту робочої програми з дисципліни «Хімія». Вони ґрунтуються на науково-методичних розробках авторів при впровадженні кредитно-трансферної системи навчання.

Методичні вказівки мають перелік літератури за розглянутим теоретичним матеріалом.

ПРАВИЛА РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Вимоги безпеки перед початком роботи

1. Перед виконанням лабораторної роботи необхідно ознайомитися з фізико-хімічними властивостями речовин, що застосовуються і утворюються в процесі хімічної реакції, а також з інструкціями і правилами поводження з ними.

2. Тримати робоче місце в чистоті і порядку. На робочому столі повинні знаходитися тільки необхідні прилади та робочий зошит.

Вимоги безпеки під час роботи

1. Приступати до виконання досліду слід лише тоді, коли чітко з'ясовані мета і його завдання, коли обдумані окремі етапи виконання досліду.

2. Роботу з отруйними, летючими та їдкими речовинами необхідно проводити тільки у витяжній шафі.

3. При всіх роботах дотримуватися максимальної обережності, пам'ятаючи, що неакуратність і неухважність можуть спричинити нещасний випадок.

4. Не слід нахилитися над посудиною з киплячою рідиною. Пробірку, що нагрівається, необхідно тримати отвором від себе, так як може статися викид рідини. Прогрівати вміст по всій пробірці, а не тільки знизу.

5. Після використання реактиву його необхідно відразу ставити на місце, щоб не створювати безладу на робочому місці і не переплутати реактиви при розстановці їх в кінці занять.

6. При розведенні концентрованої сульфатної кислоти необхідно кислоту вливати малими порціями в воду, а не навпаки.

7. Забороняється працювати з вогненебезпечними речовинами поблизу включених електроприладів і палаючих спиртовок або пальників.

8. Нюхати речовину слід, направляючи пари до себе рухом руки, а не вдихаючи їх на повні груди.

9. Забороняється використовувати для дослідів речовини з банок, упаковок і крапельниць без етикеток або з нерозбірливим написом.

10. При потраплянні на шкіру кислоти або лугу необхідно промити обпечене місце великою кількістю води, а потім обробити –

при опіках кислотою – 3% розчином соди, а при опіках лугами – 1 % розчином борної кислоти.

11. При потраплянні реактиву в очі слід ретельно промити їх струменем води, а при отруєнні газами забезпечити потерпілому приплив свіжого повітря.

12. Щоб уникнути отруєння категорично забороняється зберігати і приймати їжу, палити в хімічних лабораторіях.

Вимоги безпеки після закінчення роботи

Необхідно прибирати зі столу і полу все пролите, розбите і розсипане. Після виконання експерименту, робоче місце необхідно привести в порядок. Гранули та шматочки металу не кидати в раковину, а складати в спеціальну посудину або здавати лаборанту. Ніяких речовин з лабораторії не можна брати додому. Після закінчення роботи потрібно обов'язково вимити руки.

Про всі порушення правил техніки безпеки і непередбачених ситуаціях негайно повідомляти викладачеві!

ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ЕКСПЕРИМЕНТУ. ХІМІЧНИЙ ПОСУД І ОБЛАДНАННЯ

Прилади та посуд хімічної лабораторії виготовлені з скла або фарфору.

Хімічні лійки різних діаметрів використовують для переливання рідини і фільтрування (рис. 1).

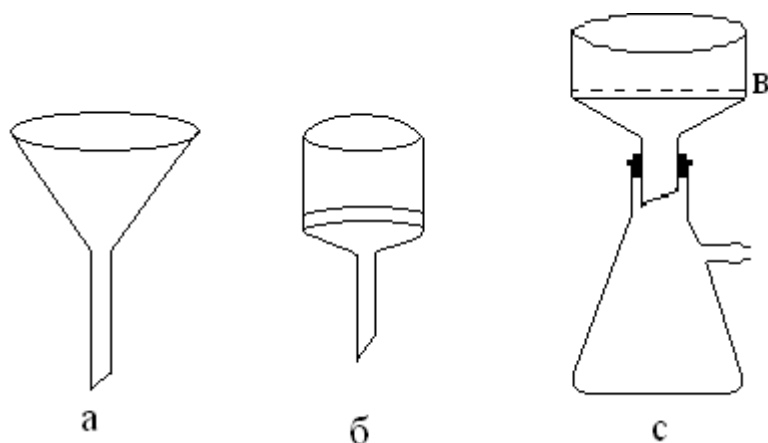


Рис. 1. Хімічні лійки: а – лійка хімічна; б – фільтр Шотта; в – фарфорова лійка Бюхнера; с – колба Бюнзена

Фільтри Шотта – скляні фільтри з пористими перегородками використовують для відділення тонкодисперсної фази від рідини.

Лійку Бюхнера використовують у випадку великих об'ємів для відділення кристалічних осадів і для прискорення процесу фільтрування. На дно лійки з множинними отворами вміщують фільтр за діаметром лійки. Саму лійку встромлюють у товстостінну колбу Бунзена, що має бічний відросток для сполучення за допомогою шланга з водоструминним насосом. Розрідження, створюване в колбі роботою насоса, сприяє прискореній фільтрації.

Плоскодонний посуд – колби, склянки (рис. 2, а, б) використовують для збереження рідини, схову розчинів, фільтрування, нетривалого нагрівання реакційних сумішей.

Круглодонні колби (рис. 2, в) використовують для різних видів перегонки і відгону розчинників, тривалого кип'ятіння, екстракції.

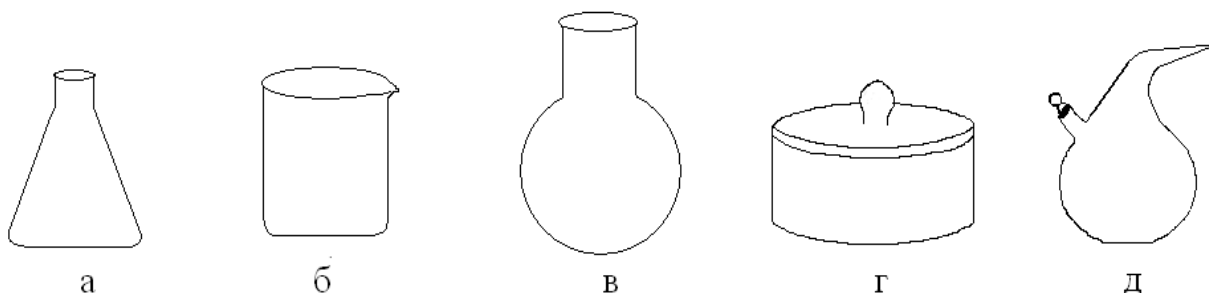


Рис. 2. Скляний посуд: а – колба конічна плоскодонна (Ерленмейера);
 б – хімічна склянка; в – колба круглодонна одnogорла; г – бюкс;
 д – крапельниця

Скляні бюкси (рис. 2, г) використовують для зберігання та взвішування речовин, які леткі та гігроскопічні на повітрі. Для розчинів індикаторів, а також для реактивів, які додають в невеликих кількостях, використовують спеціальні крапельниці (рис. 2, д).

Паперові фільтри. При фільтруванні в лійку вміщують фільтр із фільтрувального паперу або спеціальні беззольні фільтри різної пористості. Щільність фільтра позначається кольором пакувальної стрічки: червона – великий розмір пор, для грубодисперсних осадів; біла – середня пористість паперу; синя – дрібнопористий папір для тонкодисперсних осадів.

У лабораторному практикумі зазвичай використовують два види паперових фільтрів – прості і складчасті. Простий фільтр готують подвійним перегином паперового кута з наступним розгортанням конуса. Для виготовлення складчастого фільтра кружок з фільтрувального паперу, складеного учетверо, відгинають послідовно за радіальними напрямками, складаючи гармошкою, звичайно за 5 перегинів.

Мірний посуд у хімічній лабораторії (рис. 3):

– мірні піпетки (піпетка Мора) (рис. 3, а) без шкали з єдиною рисою використовують для виміру невеликих точних об’ємів від 0,1 до 50 мл або градуйованих на десяті і соті частки мілілітра, а також градуйованими бюретками (рис. 3, б);

– мірні вузькогорлі колби (рис. 3, в), циліндри (рис. 3, г) різних об’ємів з нанесеною міткою на горло колби або градуйованою шкалою на стінці циліндра.

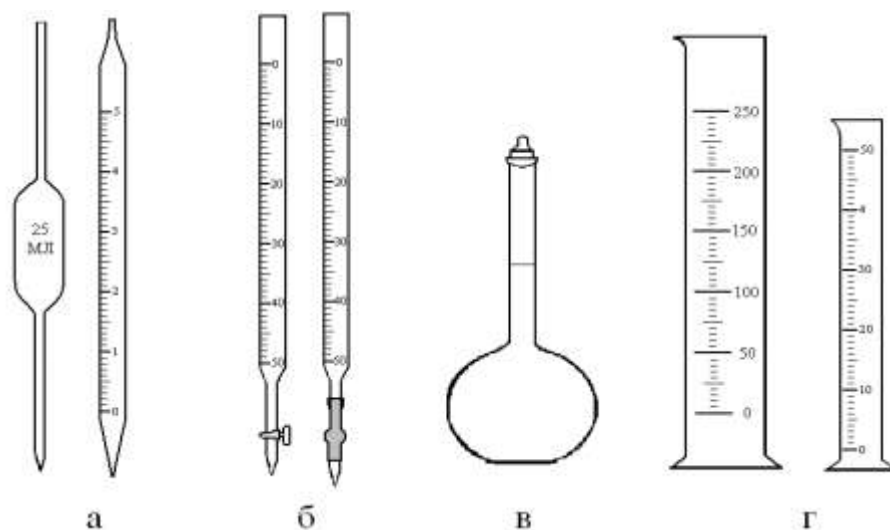


Рис. 3. Мірний посуд: а – мірні піпетки; б – градуйовані бюретки; в – мірні колби; г – циліндри

Найменш точний вимірювальний посуд – це циліндри і мензурки, а точніший – бюретки і мірні колби.

При заповненні піпеток і мірних колб слід пам'ятати, що рівень рідини має торкатись риски нижньою частиною увігнутого меніска. При цьому треба сполучати рівні ока і риски. Піпетки і колби належить тримати за верхню частину, вільну від рідини і строго вище мітки, аби зміна температури рідини від тепла руки не вплинула на точність виміру об'єму. При роботі з піпетками необхідно користуватися гумовими грушами і не затягувати рідину в піпетку ротом; при цьому потрібно стежити, щоб нижній кінець піпетки був постійно занурений у рідину, у противному випадку може відбутися засмоктування рідини, що набирається, у грушу.

Необхідно пам'ятати, що якщо піпетка не градуйована шкалою, то в заводських умовах її градуують на виливання, тобто після витікання рідини з піпетки і 10-секундної витримки, піпетку виймають без видування, витрушування і інших прийомів, спрямованих на повне спорожнення кінчика піпетки, зазвичай заповненою краплею рідини, об'єм якої $\approx 0,4$ мл врахований при нанесенні мітки.

Бюретки (рис. 3, б) – це довгі вузькі градуйовані скляні трубки, що закінчуються звуженим носиком і мають запірний пристрій у вигляді крана, затискача або гумової трубки зі скляним наконечником і вставленою усередину шланга скляною кулькою. Місткість бюреток від 25 до 100 мл, ціна поділок 0,1-0,2 мл дозволяє

вимірювати об'єми з точністю до 0,05 мл. Бюретки закріплюють на штативах, встановлюють рівень на нульовій попільці (від верху) і при відліках дотримуються правила відповідності рівня ока експериментатора і меніска рідини. Слід знати, що у вимірювальних піпетках і бюретках не повинно бути бульбашок повітря, які надають грубі похибки і неточності при вимірі об'ємів.

Важливим приладом лабораторії є *ексикатор* (рис. 4.) – герметична товстостінна посудина для висушування і схову в ізольованих умовах хімічних речовин. Ексикатор складається з двох частин. Звужена частина призначена для осушувачів, водовіднімаючих речовин. Наприклад, у частину для осушувачів наливають концентровану сульфатну кислоту, засипають прожарений кальцій хлорид, фосфор пентаоксид, натронне вапно та ін. Верхня широка циліндрична частина відокремлюється від нижньої частини фарфоровою перетинкою з отворами, на яку поміщають бюкси, тиглі, чашки з речовинами, які висушують або охолоджують. Щільно притерта, шліфована скляна кришка ексикатора надійно захищає вміст від повітря і вологи.

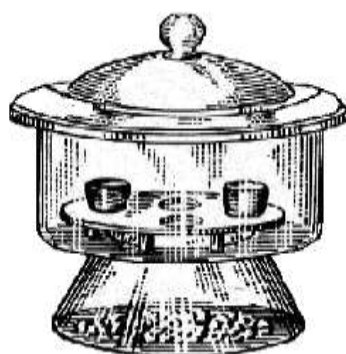


Рис. 4. Ексикатор

Для деяких операцій при аналізі об'єктів докільля є незамінним *фарфоровий посуд* (рис. 5): випарні чашки, тиглі, склянки, ступки, човники для мікрокількостей речовини, згадана вище лійка Бюхнера. Фарфорові чашки (рис. 5, а), човники і тиглі (рис. 5, б) використовують при прожарюванні речовин у муфельній печі, оскільки їх термостійкість і міцність значно вища ніж у скла. Ступки і товкачки (рис. 5, в) необхідні для розтирання і подрібнення деяких якісних реакцій, ефект яких виявляється в процесі розтирання досліджуваних компонентів.

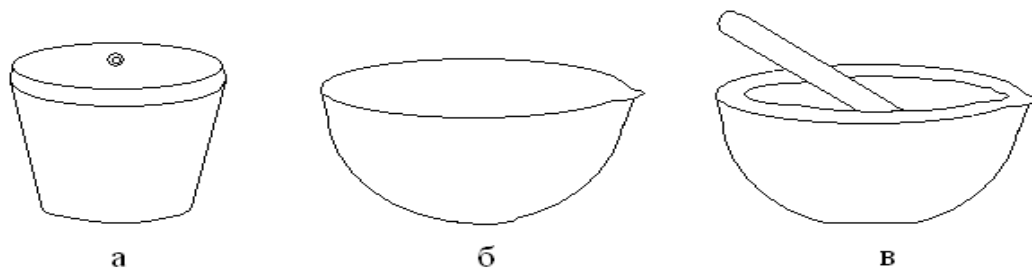


Рис. 5. Фарфоровий посуд: а – тигель, б – чашка, в – ступка з товкачиком

Для проведення кількісного аналізу необхідно спеціальне лабораторне обладнання. Особливе значення має *нагрівальне обладнання*.

Якщо в навчальній лабораторії є газ, використовують *газові горілки* виду Теклю (рис. 6, а), які надають чисте полум'я з температурою біля 1500 °С.

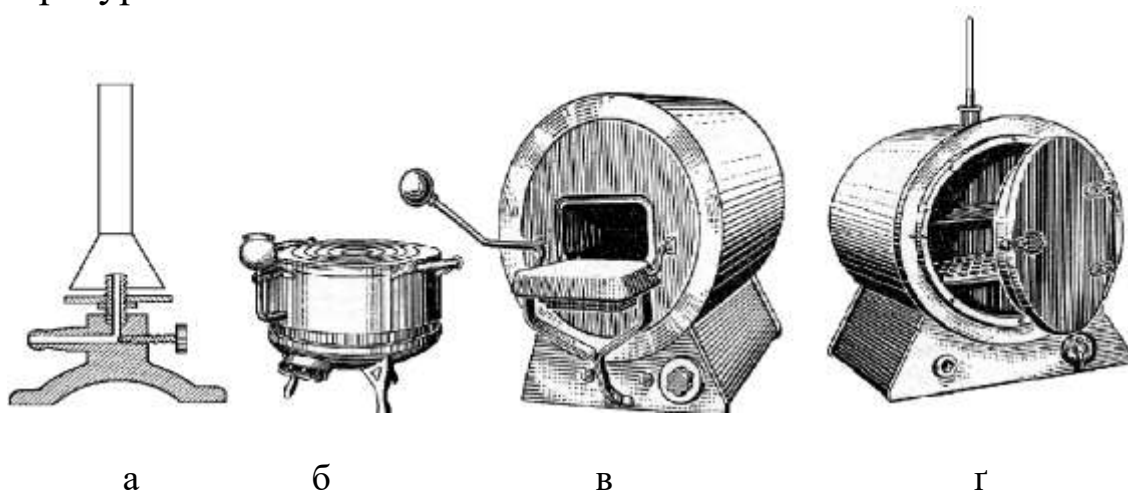


Рис. 6. Газове та електричне обладнання хімічної лабораторії: а – газова горілка виду Теклю; б – водяні бані; в – муфельні печі; г – сушільна шафа

Водяні електричні бані (рис. 6, б) використовують для видалення амонійних солей, рівномірного нагрівання та випаровування рідини.

Муфельні печі (рис. 6, в) з температурою нагрівання 800-1000 °С використовують для прокалювання осадів та сплавлення речовин.

Сушільні шафи (рис. 6, г) з температурою нагрівання до 500 °С використовують для висушування фільтрів з осадами та бюксів з речовинами.

Розділ № 1

ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ КІНЕТИКИ. РОЗЧИНИ

Тема 1 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

1.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Реакції, які протікають зі зміною ступеня окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин, називаються *окисно-відновними* (ОВР).

Ступінь окиснення – це умовний заряд атому у сполуці.

Для обчислення ступеня окиснення слід пам'ятати

1. Ступінь окиснення простих речовин завжди дорівнює нулю (приклад, $\overset{0}{\text{O}}_2, \overset{0}{\text{Cl}}_2, \overset{0}{\text{S}}, \overset{0}{\text{Cu}}$);

2. Ступінь окиснення Гідрогену у сполуках дорівнює +1 (приклад, H_2O). Крім гідридів металів, де ступінь окиснення Гідрогену дорівнює –1 (приклад, $\overset{-1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}, \overset{-1}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{H}}_2$);

3. Ступінь окиснення Оксигену в сполуках дорівнює –2. Крім пероксидів, де ступінь окиснення Оксигену дорівнює –1 (приклад, $\overset{-1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2, \overset{-1}{\text{Na}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$), і оксиген фториду OF_2 , де ступінь окиснення Оксигену дорівнює +2;

4. Всі метали мають позитивний ступінь окиснення (приклад, $\overset{+4}{\text{Mn}}, \overset{+2}{\text{Fe}}, \overset{+3}{\text{Al}}$);

5. Ступінь окиснення лужних металів дорівнює +1, а лужноземельних – +2 (приклад, $\overset{+1}{\text{Na}}, \overset{+1}{\text{K}}, \overset{+2}{\text{Ca}}, \overset{+2}{\text{Ba}}$);

6. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів, що входять до складу молекули, дорівнює нулю (приклад, $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-2}{\text{O}}$).

Основні положення теорії окисно-відновних реакцій.

1. *Окиснення* – це процес віддачі електронів атомом, молекулою або іоном (при окисненні ступінь окиснення підвищується). Наприклад:





2. *Відновлення* – це процес приєднання електронів атомом, молекулою або іоном (при відновленні ступінь окиснення знижується). Наприклад,



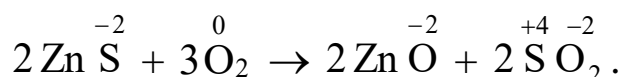
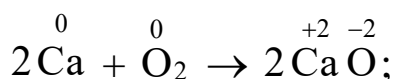
3. Атоми, молекули або іони, які віддають електрони, називаються *відновниками*. Під час реакції вони *окиснюються*. Атоми, молекули або іони, які приєднують електрони, називаються *окисниками*. Під час реакції вони *відновлюються*.

4. Окиснення завжди супроводжується відновленням, і навпаки, відновлення завжди пов'язано з окисненням.

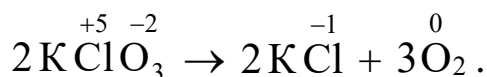
5. Загальне число електронів, що віддає відновник, дорівнює загальному числу електронів, що приєднує окисник.

Розрізняють три типи окисно-відновних реакцій:

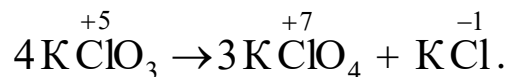
– *міжмолекулярна ОВР* – це ОВР, у якій елементи, що змінюють ступінь окиснення, входять до складу різних молекул. Наприклад,



– *внутрішньомолекулярна ОВР* – це ОВР, у якій елементи, що змінюють ступінь окиснення, входять до складу однієї молекули. Приклад,



– *диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення)* – це ОВР, у якій той самий елемент, що входить до складу молекули, виконує функцію окисника і відновника, тобто і підвищує і знижує ступінь окиснення. Наприклад,



При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій застосовують два методи: метод *електронного балансу* й *іонно-електронний метод* (метод *напівреакцій*). Обидва методи засновані на двох принципах:

- ОВР підкоряються правилу матеріального балансу (кількість атомів одного елемента в правій і лівій частинах рівняння однаково);
- ОВР підкоряються правилу балансу зарядів (загальне число електронів, що віддає відновник, дорівнює загальному числу електронів, що приєднує окисник).

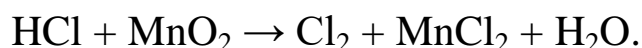
При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно дотримуватися наступного порядку

- скласти схему реакції з зазначенням вихідних і кінцевих речовин;
- розставити ступені окиснення атомів елементів до и після реакції. Визначити елементи, які змінюють ступень окиснення;
- скласти електронні рівняння. Порівняти число атомів кожного елемента в лівій і правій частині напівреакцій. Визначити відновник і окисник, процес окиснення та відновлення;
- порівняти сумарне число зарядів в обох частинах кожної напівреакції, для цього додати до лівої і правої частин напівреакції необхідне число електронів;
- знайти коефіцієнти при відновнику і окиснику (основні коефіцієнти) так, щоб число електронів, відданих при окисненні, дорівнювало числу електронів, прийнятих при відновленні;
- скласти рівняння з врахуванням знайдених основних коефіцієнтів;
- розставити коефіцієнти перед елементами, що не змінили ступінь окиснення;
- перевірити правильність написання рівняння, підрахувавши кількість атомів в лівій і правій частинах рівняння (спочатку по Гідрогену, а потім по Оксигену).

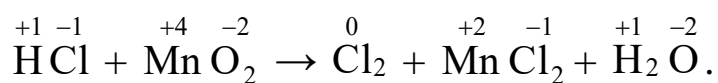
1.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Складіть рівняння реакції взаємодії манган(IV) оксиду з концентрованою хлоридною кислотою за допомогою методу електронного балансу.

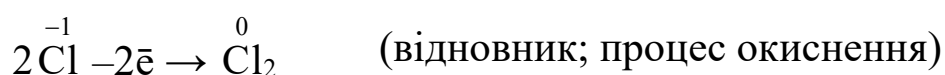
Рішення: спочатку запишемо формули вихідних і кінцевих речовин реакції



Розставимо ступені окиснення у атомах елементів до и після реакції

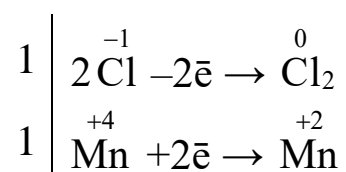


Ця реакція окисно-відновна, так як змінюється ступінь окиснення атомів Хлору і Мангану. Складемо електронні рівняння і визначимо відновник і окисник



(прості речовини – тут Cl_2 – пишуть у рівняннях напівреакцій у молекулярному вигляді).

Знаходимо коефіцієнти при відновнику і окиснику. Вони відповідно 2 та 1

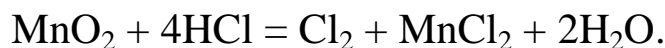


Коефіцієнт 2 (а не 1) перед молекулою HCl ставиться тому, що 2 атоми хлору із ступенем окиснення -1 віддають 2 електрони. Цей коефіцієнт вже стоїть у електронному рівнянні.

Складаємо рівняння з врахуванням знайдених основних коефіцієнтів



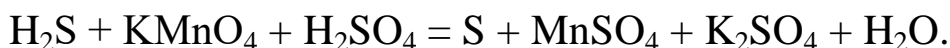
З електронних рівнянь видно, що на 2 моля HCl приходить 1 моль MnO₂. Однак, враховуючи, що для зв'язування манган(II)-іону потрібно ще 2 моля кислоти, перед відновником слід поставити коефіцієнт 4. Тоді кількість води буде дорівнювати 2 моля. Кінцеве рівняння має вигляд



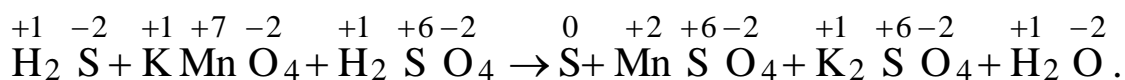
Перевіряють правильність написання рівняння підрахунком числа атомів елементу, який не змінював ступень окиснення, наприклад Оксигену: у лівій частині 2 і в правій також 2.

Приклад 2. Складіть рівняння реакції взаємодії сірководню з підкисленим розчином калій тетраоксоманганату за допомогою методу електронного балансу.

Рішення: спочатку запишемо схему реакції – формули вихідних і одержаних речовин



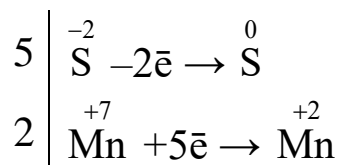
Розставимо ступені окиснення у атомах елементів до і після реакції



Ця реакція окисно-відновна, так як у атомів Сульфуру і Мангану змінюється ступень окиснення. Складемо електронні рівняння і визначимо відновник і окисник

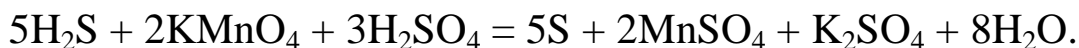


Знаходимо коефіцієнти при окиснику та відновнику, таким чином, щоб число електронів, відданих відновником, дорівнювало числу електронів, прийнятих окисником



З електронних рівнянь видно, що потрібно взяти 5 моль H_2S і 2 моль KMnO_4 , тоді отримаємо 5 моль атомів S і 2 моль MnSO_4 . Крім того, порівнюючи атоми у лівій та правій частинах рівняння, знайдемо, що утворюється 1 моль K_2SO_4 і 8 молей води.

Кінцеве рівняння реакції буде мати вигляд:



Правильність написання рівняння підтверджується підрахунком атомів Оксигену: у лівій частині їх $2 \cdot 4 + 3 \cdot 4 = 20$ і в правій частині $2 \cdot 4 + 4 + 8 = 20$.

1.3 Лабораторна робота «Окисно-відновні реакції»

Мета роботи: дослідження реакцій, які протікають із зміною ступеня окиснення атомів елементів та оцінка можливості протікання окисно-відновних реакцій (ОВР).

Завдання: визначити ступінь окиснення елемента у сполуках, правильно записати реакції окиснення і відновлення, зазначити окисник та відновник у запропонованій реакції, розставити коефіцієнти у рівнянні за допомогою методу електронного балансу, оцінити можливість протікання окисно-відновних реакцій (ОВР).

Порядок виконання роботи

Дослід 1. *Окиснення іону йоду.* В пробірку налити 3-4 мл розчину KJ, додати 3-4 краплі толуолу і декілька крапель розчину FeCl_3 . Енергійно збовтати вміст пробірки і відмітити та пояснити зміни, що відбуваються. Записати рівняння реакції



Розставити коефіцієнти у рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

Дослід 2. *Окиснення іону мангану Mn^{+2} .* В пробірку помістити 0,5 г PbO_2 , долити 2-3 мл концентрованої нітратної кислоти, 1-2 краплі розчину MnSO_4 і обережно нагріти суміш до кипіння. Після охолодження розчину, розбавити рівним об'ємом води і дати

відстоятися. Відмітити та пояснити зміни, що відбуваються. Записати рівняння реакції



Розставити коефіцієнти в рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

Дослід 3. *Відновлення іону хрому Cr⁺⁶*. В пробірку налити 2-3 мл розчину калій дихромату(VI) K₂Cr₂O₇, підкислити декількома краплями сульфатної кислоти і додати 2-3 мл розчину FeSO₄. Відмітити та пояснити зміни, що відбуваються. Записати рівняння реакції



Розставити коефіцієнти в рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

Дослід 4. *Відновлення іону мангану Mn⁺⁷*. В пробірку налити 2-3 мл розчину калій тетраоксоманганату KMnO₄, підкислити декількома краплями розчину сульфатної кислоти і прилити 3-4 мл розчину Na₂SO₃. Пояснити зміни, що відбуваються. Записати рівняння реакції



Розставити коефіцієнти в рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

Дослід 5. *Порівнювальна сила окисників*. а) У пробірку налити 2-3 мл розчину KJ, додати 3 мл розчину натрій нітриту NaNO₂, декілька крапель 25 % розчину сульфатної кислоти і обережно нагріти суміш до кипіння. Відмітити та пояснити зміни, що відбуваються. Записати рівняння реакції



Розставити коефіцієнти в рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник.

б) У пробірку налити 2-3 мл розчину KMnO₄, підкислити 1-2 мл 25 % розчину сульфатної кислоти і до отриманої суміші по краплям до знебарвлення розчину додати розчин натрій нітриту NaNO₂. Відмітити та пояснити зміни, що відбуваються. Записати рівняння реакції

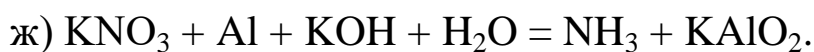
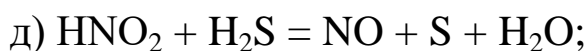
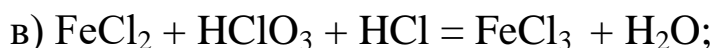
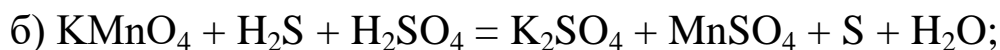


Розставити коефіцієнти в рівнянні за допомогою методу електронного балансу. Визначити окисник і відновник. Визначити та пояснити роль NaNO_2 у першій та другій реакціях.

Зробити висновок про виконану лабораторну роботу.

1.4 Питання і задачі для самоконтролю

1. Які реакції називають окисно-відновними?
2. Які атоми, молекули або іони називають окисниками, які відновниками? Наведіть приклади.
3. Який процес називають окисненням, а який відновленням? Наведіть приклади.
4. Назвіть типи окисно-відновних реакцій та наведіть приклади.
5. Складіть іонні та молекулярні рівняння реакцій, які протікають за схемами. Розставте коефіцієнти у рівняннях за допомогою методу електронного балансу. Визначте окисник і відновник. (При вирішенні завдання дивитись додаток табл. Д1)



Тема 2 Хімічна кінетика та рівновага

2.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Швидкість хімічної реакції визначають зміною концентрації однієї з реагуючих речовин за одиницю часу. Якщо на момент часу τ_1 (с) концентрація речовини дорівнювала C_1 (моль/л), а на момент часу τ_2 (с) – C_2 (моль/л), тоді відношення

$$\bar{v} = \pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}, \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \quad (2.1)$$

називають *середньою швидкістю* реакції за проміжок часу $\tau_2 - \tau_1 = \Delta \tau$. Чим менший проміжок часу $\Delta \tau$ і зміна концентрації ΔC , тим ближче середня швидкість до *істинної*, яку визначають як першу похідну від концентрації за часом

$$v = \pm \frac{dC}{d\tau}.$$

Слід зазначити, що всі хімічні реакції розподіляють на гомогенні і гетерогенні.

Гомогенні реакції протікають у системі, яка складається з однієї фази (приклад, гази, суміші, розчини). Фаза – це частина системи, обмежена від інших частин поверхнею розподілу, під час переходу через яку властивості міняються стрибком. Швидкість гомогенної хімічної реакції визначають формулою

$$v_{\text{гомог}} = \frac{\Delta v}{V \cdot \Delta \tau}, \quad (2.2)$$

де v – кількість речовини, моль;

V – об'єм, який займає речовина, л;

τ – час, за який відбувається зміна кількості речовини, с.

Відношення $\frac{\Delta v}{V}$ дорівнює зміні концентрації речовини ΔC . Тоді

вираз (2.2) матиме вигляд (2.1).

Тобто, *швидкість гомогенної реакції* визначають зміною концентрації реагуючих речовин за одиницю часу при незмінному об'ємі системи.

Більшість реакцій у природі – гетерогенні. *Гетерогенні реакції* – це реакції, що протікають у системі, яка складається з декількох фаз (приклад, насичений розчин з осадом). Якщо реакція відбувається у гетерогенній системі, то вона може протікати тільки на поверхні розподілу фаз. Швидкість гетерогенної реакції визначають кількістю речовини, яка вступає до реакції й утворюється в результаті неї за одиницю часу на одиниці площі поверхні фази

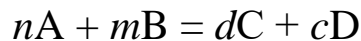
$$v_{\text{гетерог}} = \frac{\Delta v}{S \cdot \Delta \tau}, \quad (2.3)$$

де v – кількість речовини, моль;

S – площа поділу фаз, м²;

τ – час, за який відбувається зміна кількості речовини, с.

Швидкість реакції залежить від природи реагуючих речовин, концентрації реагентів, температури, присутності каталізаторів та ін. Залежність швидкості реакції від концентрації виражають *законом діючих мас* (ЗДМ): при постійній температурі швидкість хімічної реакції прямопропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів. Так, для реакції



залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин (кінетичне рівняння) за ЗДМ має вигляд

$$v = k [A]^n \cdot [B]^m, \quad (2.4)$$

де $[A]$, $[B]$ – концентрації, реагуючих речовин А і В;

m , n – стехіометричні коефіцієнти;

k – коефіцієнт пропорційності, який має назву «константа швидкості реакції». Константа швидкості реакції залежить від природи реагуючих речовин, температури, наявності каталізатора, але не залежить від концентрації реагуючих речовин. Фізичний значення константи швидкості реакції полягає в наступному – константа швидкості дорівнює швидкості реакції при концентраціях реагуючих речовин 1 моль/л або, коли добуток концентрацій речовин дорівнює одиниці.

Слід зазначити, що до виразу ЗДМ гетерогенної реакції входять тільки концентрації речовин, які знаходяться в рідкій і в газовій фазі,

тому що концентрації твердих речовин вважають постійними (тобто, їх концентрації практично не змінюються).

Залежність швидкості хімічної реакції від температури визначають *правилом Якоба Вант-Гофа*: при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість реакції збільшується у 2-4 рази. Його математичний вираз

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (2.5)$$

де v_{t_2}, v_{t_1} – швидкості реакції відповідно при початковій t_1 і кінцевій t_2 температурах;

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції, який показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції з підвищенням температури реагуючих речовин на кожні 10 градусів.

Правило Вант-Гофа наближено і його застосовують лише для орієнтовної оцінки впливу температури на швидкість реакції. Температура впливає на швидкість хімічної реакції, збільшуючи константу швидкості.

Швидку зміну швидкості реакції зі зміною температури пояснює теорія активації, згідно якої до хімічної взаємодії вступають тільки активні молекули (частинки), тобто ті, що володіють енергією (енергією активації), достатньою для здійснення даної реакції. *Енергія активації* (E_a , кДж/моль) – це енергія, яку треба повідомити молекулам (частинкам) реагуючих речовин, щоб їх зіткнення могло привести до утворення нової речовини. Енергія активації залежить від природи реагуючих речовин і є характеристикою кожної реакції.

Більш універсальним рівнянням, що відображає залежність швидкості реакції від температури, є рівняння Арреніусу

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}, \quad (2.6)$$

де A – постійна, не залежна від температури;

e – основа натуральних логарифмів;

R – газова постійна, яка дорівнює 8,31 Дж/(моль·К);

T – температура, К ($0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$).

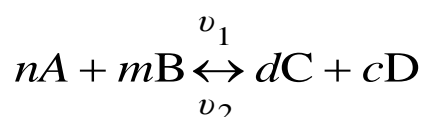
Енергія активації – кінетичний фактор (енергетичний бар'єр). Якщо при подоланні енергетичного бар'єру енергії виділяється

більш, ніж це необхідно для активації частинок, то реакція протікає з виділенням тепла і носить назву *екзотермічної реакції*. Навпаки, якщо при подоланні енергетичного бар'єру енергії виділяється менш, ніж це необхідно для активації частинок, то реакція протікає з поглинанням тепла і називається *ендотермічною*. Тепловий ефект ΔH (ентальпія реакції) для екзотермічної реакції має негативне значення «-», а для ендотермічної реакції – позитивне «+».

Швидкість реакції безпосередньо залежить від енергії активації. Якщо енергія активації мала, то реакція протікає швидко, якщо ж енергія активації має високе значення, то реакція відбувається повільно.

Часто для здійснення процесу застосовують каталізатор, який знижує енергію активації, тобто знімає кінетичне «гальмо», проводячи реакцію через ряд стадій, які мають низьке значення енергії активації.

У хімії всі хімічні реакції поділяють на оборотні та необоротні реакції. Реакції, що протікають тільки в одному напрямку і завершуються повним перетворенням вихідних реагуючих речовин у кінцеві речовини, називаються *необоротними* хімічними реакціями. Оборотні реакції не доходять до кінця і закінчуються встановленням хімічної рівноваги. *Хімічна рівновага* – це стан системи реагуючих речовин, при якому швидкості прямої і зворотної реакцій дорівнюють одна одній. У стані рівноваги пряма і зворотна реакції не припиняються. Тому така рівновага називається *рухомою* або *динамічною* рівновагою, тобто у системі видимих змін не відбувається, концентрації всіх реагуючих речовин – як вихідних, так і тих, що утворюються, – залишаються чітко сталими. Концентрації речовин, які встановлюються при хімічній рівновазі, називаються *рівноважними*. Так для реакції



у стані рівноваги, виконується співвідношення, за яким визначають константу рівноваги K_p хімічної реакції

$$K_p = \frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{зв}}} = \frac{[C]^d [D]^c}{[A]^n [B]^m}, \quad (2.7)$$

де K_p – константа хімічної рівноваги;

$k_{\text{пр}}$ та $k_{\text{зв}}$ – константи швидкості прямої та зворотної реакції.

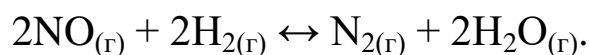
Слід зазначити, що до виразу константи рівноваги гетерогенної реакції входять тільки концентрації речовин, що знаходяться в рідкій і в газовій фазі, тому що концентрації твердих речовин умовилися вважати постійними. Значення константи рівноваги не залежить від концентрації, парціальних тисків для реакцій у газовій фазі, але залежить від природи реагуючих речовин і температури.

Використання каталізаторів не змінює константу рівноваги, а лише скорочує час, необхідний для досягнення стану рівноваги.

Стан хімічної рівноваги зберігається доти, поки зовнішні умови залишаються незмінними. При зміні зовнішніх умов (зміна концентрації, тиску, температури) система виходить із стану рівноваги, тому що швидкість прямої і зворотної реакцій змінюються у неоднаковому ступені. Зовнішній вплив на рівноважну систему можна передбачити, користуючись *принципом Ле-Шательє*: якщо на систему, яка знаходиться у рівноважному стані, подіяти ззовні, то рівновага зсунеться у такому напрямку, при якому цей вплив буде послаблено. Так, при введенні до системи одного з реагентів рівновага зсунеться у бік його витрати, при підвищенні тиску – у бік меншого обсягу газів, при підвищенні температури – у бік ендотермічної реакції.

2.2 Приклади розв'язання завдань

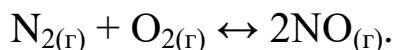
Приклад 1. Напишіть вираз ЗДМ для реакції



Рішення: реакція є гомогенною, тому у вираз ЗДМ входять концентрації вихідних речовин NO і H₂ в ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів

$$k = [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^2.$$

Приклад 2. Напишіть вираз константи рівноваги для хімічної системи



Рішення: реакція є гомогенною, тому

$$K = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]}.$$

Так як хімічна система гомогенна, у вираз K входять концентрації всіх вихідних речовин і продуктів реакції.

Приклад 3. Напишіть вираз ЗДМ для реакції



Яка це реакція – гомогенна або гетерогенна? Як визначити для неї константу рівноваги.

Рішення: наведена реакція є гетерогенною, тому що серед речовин – учасників реакції, є речовини у твердому стані. Згідно правила, що до написання ЗДМ для гетерогенних реакцій до кінетичного рівняння входять тільки концентрації тих речовин, які знаходяться у газовій або у рідкій фазі, а концентрації твердих речовин зазвичай представляють постійну величину і входять до значення константи швидкості реакції k , тобто згідно загального рівняння (2.4) ЗДМ для наведеної реакції, має вигляд

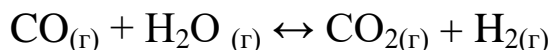
$$v = k [\text{HCl}]^2.$$

Константа рівноваги для наведеної реакції, згідно загального рівняння (2.7), має вигляд

$$K_p = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{HCl}]^2}.$$

Відповідь: наведена реакція є гетерогенною. Вираз ЗДМ для неї має вигляд $v = k [\text{HCl}]^2$, а константу рівноваги визначають за відношенням $K_p = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{HCl}]^2}$.

Приклад 4. Константа рівноваги гомогенної системи



при 850 °С дорівнює 1. Обчисліть концентрації всіх речовин при рівновазі, якщо концентрації вихідних речовин CO і H₂O відповідно становлять, моль/л: 3 і 2.

Дано:

$$[\text{CO}]_{\text{вих}} = 3 \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{вих}} = 2 \text{ моль/л};$$

$$K=1$$

$$[\text{CO}] - ?;$$

$$[\text{H}_2\text{O}] - ?;$$

$$[\text{CO}_2] - ?;$$

$$[\text{H}_2] - ?$$

Рішення: вираз для константи рівноваги даної гомогенної реакції

$$K_p = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = 1.$$

У вираз K входять рівноважні концентрації речовин. Припустимо, що до моменту рівноваги концентрація $[\text{CO}_2]_{\text{рівн}} = x$ моль/л. Згідно рівняння реакції $[\text{H}_2]$ також буде дорівнювати x моль/л. Рівноважні концентрації $[\text{CO}]$ і $[\text{H}_2\text{O}]$ будуть, відповідно, дорівнювати $(3-x)$ моль/л і $(2-x)$ моль/л. Тоді

$$1 = \frac{x^2}{(3-x) \cdot (2-x)}$$

$$x^2 = 6 - 2x - 3x + x^2; x = 1,2 \text{ моль/л.}$$

Таким чином, рівноважні концентрації дорівнюють, моль/л: $[\text{CO}_2] = 1,2$; $[\text{H}_2] = 1,2$; $[\text{CO}] = 3 - 1,2 = 1,8$; $[\text{H}_2\text{O}] = 2 - 1,2 = 0,8$.

Відповідь: $[\text{CO}_2] = 1,2$ моль/л;
 $[\text{H}_2] = 1,2$ моль/л; $[\text{CO}] = 1,8$ моль/л;
 $[\text{H}_2\text{O}] = 0,8$ моль/л.

Приклад 5. Визначити, у скільки разів зросте швидкість реакції при підвищенні температури від 20 до 40 градусів, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 4?

Дано:

$$t_1 = 20 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_2 = 40 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\gamma = 4$$

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = ?$$

Рішення: виходячи з формули (2.5)

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Підставивши надані значення знаходимо

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 4^{\frac{40 - 20}{10}} = 16.$$

Відповідь: швидкість хімічної реакції при підвищенні температури від 20 до 40 градусів збільшиться у 16 разів.

Приклад 6. Визначте значення швидкості реакції за температури 90 градусів, якщо спочатку за температури 110 градусів швидкість реакції дорівнювала 0,005 моль/л·с. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2.

Дано:

$$t_1 = 110 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_2 = 90 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$v_{t_1} = 0,005 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$$

$$\gamma = 2$$

$$v_{t_2} = ?$$

Рішення: підставивши надані значення в основну формулу (2.5) знаходимо

$$v_{t_2} = 0,005 \cdot 2^{\frac{90 - 110}{10}} = 0,00125 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}\cdot\text{С}}$$

Відповідь: швидкість хімічної реакції при зниженні температури з 110 до 90 градусів зменшиться і становитиме 0,00125 моль/л·с.

Приклад 7. Для рівноважної реакції



напишіть вираз для константи рівноваги.

У який бік зсунеться рівновага системи при збільшенні тиску у 4 рази? Як треба змінити температуру, щоб підвищити вихід NOCl?

Рішення:

$$K_p = \frac{[\text{NO}_2]^2 \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2}.$$

Якщо збільшити тиск у 4 рази, то у 4 рази збільшаться концентрації речовин до і після реакції. Тобто

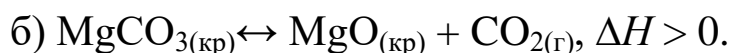
$$v'_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} (4 \cdot [\text{NOCl}])^2 = 16 \cdot k_{\text{пр}} \cdot [\text{NOCl}]^2 = 16 \cdot v_{\text{пр}},$$

$$v'_{\text{зв}} = k_{\text{зв}} (4 \cdot [\text{NO}])^2 \cdot 4 \cdot [\text{Cl}_2] = 64 \cdot k_{\text{зв}} \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2] = 64 \cdot v_{\text{зв}}.$$

Таким чином, швидкість зворотної реакції зросте більше, ніж швидкість прямої. Тому можна зробити висновок, що рівновага зсунеться вліво.

Щоб збільшити вихід NOCl необхідно підвищити температуру, тоді рівновага зсунеться у бік ендотермічної реакції, тобто вліво.

Приклад 8. Як впливатиме змінення температури, тиску, об'єму системи на стан рівноваги у реакціях:



Рішення: а) Оскільки реакція екзотермічна, при підвищенні температури рівновага зсунеться вліво, у бік початкових речовин; у реакції кількість молекул газоподібних сполук зменшується, тому підвищення тиску зсуне рівновагу вправо, у бік продуктів реакції; об'єм і тиск газів зворотно пропорційні (закон Бойля-Маріотта), тому зменшення об'єму призведе до того ж ефекту, що й збільшення тиску;

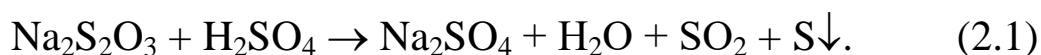
б) Реакція ендотермічна, при підвищенні температури рівновага зсунеться вправо; збільшення тиску зсуне рівновагу вліво; збільшення об'єму, як і зменшення тиску – вправо.

2.3 Лабораторна робота «Дослідження швидкості хімічної реакції»

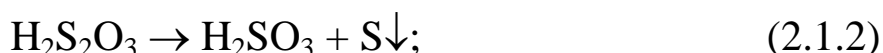
Мета роботи: Дослідження фізико-хімічних закономірностей залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин та температури.

Завдання: експериментально встановити залежність між швидкістю хімічної реакції та концентрацією реагуючих речовин і температури.

Залежність швидкості хімічної реакції від температури та концентрації реагуючих речовин можна виявити на прикладі реакції взаємодії водного розчину натрій тіосульфату із сульфатною кислотою



Досліджувана реакція протікає за кількома стадіями



Реакції (2.1.1, 2.1.3) протікають миттєво. Найбільш повільною є реакція (2.1.2), яка і визначає загальну швидкість реакції. Ця реакція є реакцією першого порядку, для якої відносна швидкість хімічної реакції визначають за формулою

$$v = \frac{1}{\tau}, \quad (2.8)$$

де: τ – час протікання реакції,
а константу швидкості реакції

$$k = \frac{v}{C_1 \cdot C_2}, \quad (2.9)$$

де C_1 і C_2 відносні концентрації розчинів $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та H_2SO_4 відповідно.

Нерозчинна сірка виділяється у вигляді слідів блакитно-білої опалесценції (каламуть). Час від початку реакції до появи перших слідів каламуті залежить від концентрації реагуючих речовин і температури.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. *Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин.* Приготувати 3 розчини натрій тіосульфату різної концентрації, відповідно

$$\text{№1: } V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 5 \text{ мл; } V_{\text{H}_2\text{O}} = 10 \text{ мл;}$$

$$\text{№2: } V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 10 \text{ мл; } V_{\text{H}_2\text{O}} = 5 \text{ мл;}$$

$$\text{№3: } V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 15 \text{ мл; } V_{\text{H}_2\text{O}} = 0 \text{ мл.}$$

Визначити відносні концентрації розчинів $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, за умови, що концентрація натрій тіосульфату у першій склянці дорівнює одиниці.

У кожену склянку додати по 5 мл розчину сульфатної кислоти, не струшуючи її. В момент доливання кислоти ввімкнути секундомір та виміряти час, який пройшов від моменту змішування розчинів до моменту появи слабкої каламуті (опалесценції).

Розрахувати відносну швидкість реакції v та константу швидкості реакції k відповідно формул (2.8, 2.9).

Побудувати графік функції $v_{\text{відн}} = f(C_{\text{відн}})$. На осі абсцис (ось x) відкласти у визначеному масштабі відносні концентрації натрій тіосульфату, на осі ординат (ось y) – відповідні їм відносні швидкості.

Дослід 2. *Залежність швидкості хімічної реакції від температури.* В одну пробірку налийте 5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в іншу – 5 мл розчину H_2SO_4 . Обидві пробірки помістити у термостат, нагрітий до 20 °С. Через 5 хвилин до розчину тіосульфату прилити розчин сірчаної кислоти. Визначити час до появи помутніння. Такі ж вимірювання провести для температур 30, 40, 50, 60 °С та кімнатної.

Розрахувати відносну швидкість реакції v та константу швидкості k реакції відповідно формул (2.8, 2.9), за умови, що $C_1 = C_2 = 3$.

Побудувати графік функції $v_{\text{відн}} = f(C_{\text{відн}})$. На осі абсцис (ось x) відкласти у визначеному масштабі температуру, на осі ординат (ось y) – відповідні їм відносні швидкості.

Визначити значення температурного коефіцієнту γ за формулою

$$\gamma = \sqrt{\frac{v_{\tau}}{v_{\tau}^*}}, \quad (2.10)$$

де v_{τ} – швидкість за відповідної температури;

v_{τ}^* – швидкість за кімнатної температури.

Зробити висновок про виконану лабораторну роботу.

2.4 Лабораторна робота «Хімічна рівновага»

Мета роботи: дослідження залежності хімічної рівноваги від різних чинників та умов її зміщення.

Завдання: визначити напрямок зсуву хімічної рівноваги при зміні концентрації одного з реагуючих речовин.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. *Зсув хімічної рівноваги під впливом змінення концентрації реагуючих речовин.* Для спостереження зсуву хімічної рівноваги під впливом змінення концентрації реагуючих речовин використовують реакцію взаємодії ферум(III) хлориду і амоній тіоціанату (роданіду)



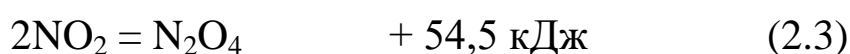
Розчин $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ має інтенсивне забарвлення у вишневий колір. Тому будь-яка зміна концентрації $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ позначиться на інтенсивності забарвлення розчину, що дає можливість спостерігати, у якому напрямку зсунеться рівновага при змінненні концентрації реагуючих речовин.

До склянки налити 100 мл води та додати по 3 краплі FeCl_3 та NH_4CNS (утворюється розчин блідо-червоного кольору). Отриманий розчин розлити у рівних долях у чотири пробірки. Першу залишити для порівняння, у другу додати 1-2 краплі концентрованого розчину

FeCl₃, у третю – 1-2 краплі розчину NH₄CNS, а у четверту – насипати твердого NH₄Cl.

Порівняти кольори розчинів і впевнитись у тому, що пройшов зсув рівноваги. Пояснити зміни кольорів у кожній з трьох пробірок з точки зору принципу Ле-Шательє та скласти рівняння константи рівноваги для даної зворотної реакції. Чим пояснити, що змінення концентрації NH₄CNS викликає більш ефективно зміщення рівноваги, чим змінення концентрації FeCl₃?

Дослід 2. Зсув хімічної рівноваги під впливом температури. Для спостереження зсуву хімічної рівноваги під впливом зміни температури використовують реакцію



У прилад (рис. 2.1) для добування газу помістити подрібнену металічну мідь і концентровану азотну кислоту.

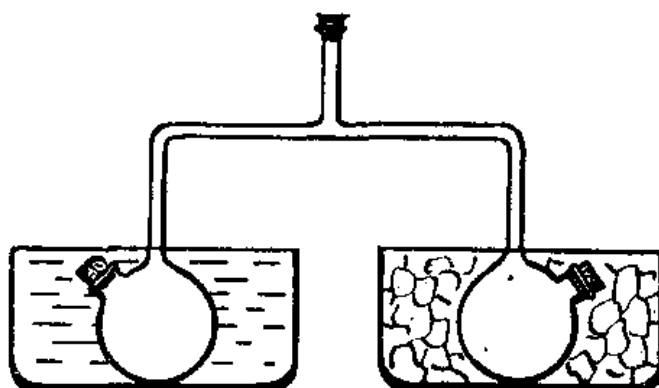


Рис. 2.1. Прилад для дослідження зсуву хімічної рівноваги під впливом зміни температури

Нітроген діоксидом, що виділяється, заповнити посудину, що складається з двох кульок діаметром 45 мм, з'єднаних П-подібною трубкою з відростком. Закрити отвори кульок і відростка гумовими пробками. Записати колір газу, який міститься в кульках.

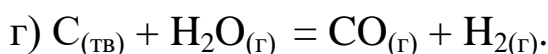
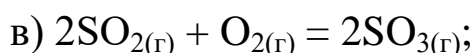
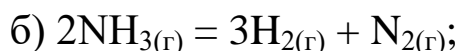
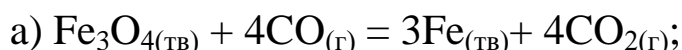
В один стакан налити гарячої води, в інший – насипати подрібненого льоду, змішаного із сіллю, і додати трохи води. Одну з кульок приладу опустити у стакан з гарячою водою, а другу – у стакан із сумішшю льоду і солі. Записати свої спостереження за змінами, які відбулися.

Поміняти кульки місцями. Для цього, опустити кульку із знебарвленим газом у гарячу воду, а кульку з бурим газом – у суміш льоду з сіллю. Витримати 0,5-1 хв. Вийняти кульки із стаканів і знову записати спостереження.

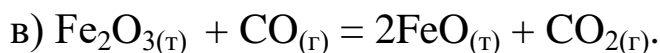
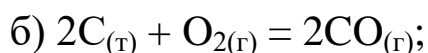
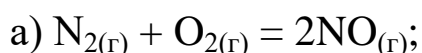
Зробити висновок про виконану лабораторну роботу.

2.5 Питання і задачі для самоконтролю

1. Дайте визначення швидкості хімічної реакції.
2. Сформулюйте закон дії мас для гомогенної та гетерогенної реакцій. Наведіть приклади.
3. Дайте визначення залежності швидкості реакції від температури. Наведіть формулу, за якою можна визначити цю залежність.
4. Який коефіцієнт називають температурним коефіцієнтом швидкості хімічної реакції?
5. Поясніть, чим пов'язана швидка зміна швидкості реакції із зміною температури?
6. Який стан системи називають рівноважним? Що відбувається у стані рівноваги.
7. Написати вираз для швидкості прямої і зворотної реакції і вираз константи рівноваги



8. Визначити, як зміниться швидкість хімічної реакції у прямому і зворотному напрямках при збільшенні об'єму системи у три рази при постійній температурі?

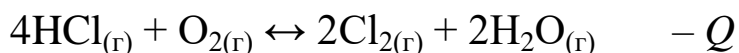


У скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури на 60 °С, якщо температурний коефіцієнт дорівнює 3?

9. Обчислити температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при підвищенні температури від 10 до 50 °С швидкість реакції збільшилась у 16 разів.

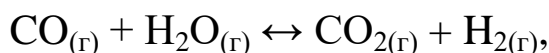
10. Як потрібно одночасно змінити температуру і тиск у системі $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$ ($\Delta H < 0$), щоб підвищити вихід карбон(IV) оксиду?

11. Рівновага гомогенної системи



встановилася при концентраціях реагуючих речовин, моль/л $[\text{H}_2\text{O}] = 0,14$; $[\text{Cl}_2] = 0,14$; $[\text{HCl}] = 0,20$; $[\text{O}_2] = 0,32$. Обчислити вихідні концентрації HCl и O_2 . Визначити значення константи рівноваги. У який бік зсунеться рівновага при зниженні температури? Як впливає тиск на зсув рівноваги?

12. Обчислити константу рівноваги для гомогенної системи

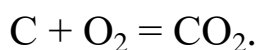


якщо рівноважні концентрації речовин дорівнюють моль/л: $[\text{CO}] = 0,004$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064$; $[\text{CO}_2] = 0,016$; $[\text{H}_2] = 0,016$. Чому дорівнюють вихідні концентрації CO та води?

Тема 3 ЛАНЦЮГОВІ РЕАКЦІЇ. ТЕОРІЯ ГОРІННЯ

3.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Згоряння бензо-повітряних сумішей в двигунах є складним хімічним процесом, що розвивається в умовах швидких змін температур, тиску і концентрацій реагуючих речовин. Для забезпечення найбільш повного згоряння суміші за дуже малий проміжок часу необхідно перевести бензин з рідкого стану в пароподібний і змішати пари з необхідною кількістю повітря, тобто створити горючу суміш. Бензин – паливо, у складі якого переважають два елементи – Карбон і Гідроген. Тому, при згорянні бензину будуть утворюватися, головним чином, оксид карбону (IV) та вода



Для повного згоряння 1 кг палива складу C_nH_m (у масових відсотках) потрібно кисню (L_0 , кг)

$$L_0 = \frac{8\text{H} + \frac{8}{3}\text{C}}{100}. \quad (3.1)$$

На практиці при згорянні палива додається не чистий кисень, а повітря, що містить 23 % кисню

$$L_0 = \frac{8\text{H} + \frac{8}{3}\text{C}}{23}, \quad (3.2)$$

де H , C – вміст Гідрогену та Карбону в паливі, %.

Якщо до складу палива входить деяка кількість кисню (наприклад, при використанні спиртів в якості компонентів товарних палив), то цей кисень бере участь у згорянні і для повного згоряння таких палив потрібна менша кількість повітря

$$L_0 = \frac{8H + \frac{8}{3}C - O}{23}, \quad (3.3)$$

де Н, С, О – вміст Гідрогену, Карбону та Оксигену в паливі, %.

Якщо в паливі крім Карбону, Гідрогену і Оксигену міститься Сульфур, то для його повного згорання буде потрібна наступна кількість повітря

$$L_0 = \frac{8H + \frac{8}{3}C + S - O}{23}, \quad (3.4)$$

Де Н, С, S і О – вміст Гідрогену, Карбону, Сульфурі і Оксигену в паливі, %.

У реальних умовах неможливе повне згорання палива при подачі теоретично необхідної кількості повітря. Тому в двигунах внутрішнього згорання повітря подають дещо більше порівняно з теоретичним. Дійсну кількість повітря при згоранні палива підраховують з урахуванням коефіцієнта надлишку повітря α

$$L = L_0 \cdot \alpha. \quad (3.5)$$

Коефіцієнтом надлишку повітря α називається відношення кількості повітря L , дійсно витраченого на згорання палива, до кількості повітря L_0 , теоретично необхідного для повного згорання палива. Робочу суміш теоретичного складу ($\alpha = 1$) називають нормальною або теоретичною сумішшю. Якщо повітря подається в двигун менше, ніж теоретично необхідно, тобто $\alpha < 1$, то суміш називають багатою. У тому випадку, коли в двигун подається повітря більше необхідної кількості, тобто $\alpha > 1$, суміш називають бідною. Значення коефіцієнта надлишку повітря залежить від виду палива, умов спалювання і конструкції двигуна і може складати 0,85...1,5 (для бензинів).

Під терміном «згорання» палива стосовно до автомобільних двигунів розуміють швидку реакцію взаємодії углеводородів і домішок палива з киснем повітря, що супроводжується світінням і виділенням значної кількості тепла. Робоче пальне – це паливо містить крім горючої частини, золу (А) і вологу (В). Елементний склад робочого палива визначається рівнянням

$$C^P + H^P + O^P + N^P + S^P + A^P + B^P = 100 \%, \quad (3.6)$$

де: H, C, O, N, S, A, B – вміст Гідрогену, Карбону, Оксигену, Нітрогену, Сульфуру, золи та вологи в паливі відповідно, %.

Теплоту згорання палива іноді перераховують по горючій масі, яка не містить вологи і золи. Склад горючої маси палива має вираз

$$C^r + H^r + O^r + N^r + S^r = 100 \%. \quad (3.7)$$

У зв'язку з тим, що паливо є суміш складних хімічних сполук, при його згорянні виділяється трохи менше теплоти. Частина її йде на руйнування зв'язків між молекулами. Вода, що утворюється від згорання водню палива, перетворюється в пар, і на цей процес також витрачається певна кількість теплоти. Тому розрізняють *нижчу* Q_H і *вищу* Q_B теплоти згорання. Якщо в продуктах згорання палива волога знаходиться у вигляді рідини, то виділяється вища теплота згорання, якщо у вигляді пари – нижча. Вищу питому кількість теплоти згорання визначають за формулою

$$Q_B = 339C + 1256H - 109(O - S) \quad (3.8)$$

Нижчу питому кількість теплоти згорання палива визначають по виразу

$$Q_H = Q_B - 25,12(9H + B) \quad (3.9)$$

або

$$Q_H = 339C + 1030H - 109(O - S) - 25,12B \quad (3.10)$$

де Q_B – вища питома теплота згорання палива, кДж/кг;
 Q_H – нижча питома теплота згорання палива, кДж/кг;
 C, H, O, S, B – вміст в паливі Карбону, Гідрогену, Сульфуру і води, %;

25,12 – теплота паротворення води, кДж/кг.

25,12·(9H + B) є питомою кількістю теплоти, яка витрачається на перетворення на пару вологи, що виділяється при згоранні палива

Реакції горіння зазвичай протікають у вигляді декількох послідовних стадій, які носять назву ланцюгові реакції.

Ланцюгові реакції – це сума (ланцюг) елементарних актів взаємодії за участю активних центрів – атомів, іонів, радикалів (радикал – частинка, що містить неспарені електрони), що володіють

неспареними електронами і мають високу реакційну активність. За ланцюговим механізмом відбуваються такі важливі хімічні реакції, як горіння, вибухи, реакції полімеризації, ядерні ланцюгові реакції, що протікають в атомних реакторах або при вибуху атомної бомби.

Ланцюгові реакції розподіляють на нерозгалужені та розгалужені ланцюгові реакції.

Нерозгалужені ланцюгові реакції – реакції, в яких при кожному акті один активний центр утворює молекулу продукту реакції і один новий активний центр. Нерозгалужені ланцюгові реакції протікають за трьома ступенями: I – ініціація реакції; II – зростання ланцюга; III – обрив ланцюга.

Наприклад, синтез хлороводню HCl визначають реакцією



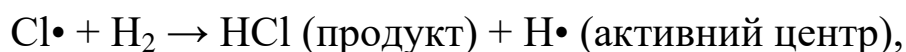
У молекулі Cl₂ за рахунок поглинання кванта світла $h\nu$ або за рахунок нагрівання відбувається розрив ковалентних зв'язків і утворення вільних радикалів – атомів хлору, тобто відбувається *ініціація реакції* або початок ланцюга (I ступінь нерозгалуженої ланцюгової реакції)



де: Cl• – радикал атому Хору або активний центр реакції.

Кожен з атомів-радикалів Хору взаємодіє з молекулою Водню, утворюючи хлороводень і атом-радикал Водню H•. Останній у свою чергу реагує з молекулою Cl₂, утворюючи хлороводень і атом-радикал Cl• і т. д. Сумарно цей механізм можна позначити схемою

– зростання (розвиток) або продовження ланцюга (II ступінь нерозгалуженої ланцюгової реакції)



– обрив ланцюга настає при з'єднанні (рекомбінації) однакових радикалів. Енергія, яка при цьому виділяється, передається стінкам посудини або домішкам (III ступінь нерозгалуженої ланцюгової реакції)



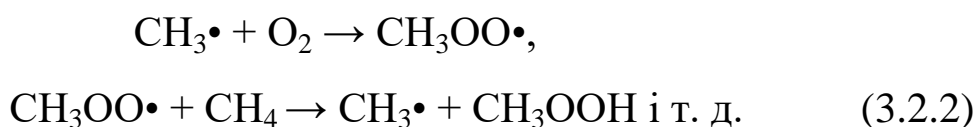


Розгалужені ланцюгові реакції – реакції, в ході яких кожен акт дає не один, а два і більше нових активних центра. Розгалужені ланцюгові реакції протікають по чотирьох ступенях: I – ініціація реакції; II – зростання ланцюга; III – розгалуження ланцюга; IV – обрив ланцюга.

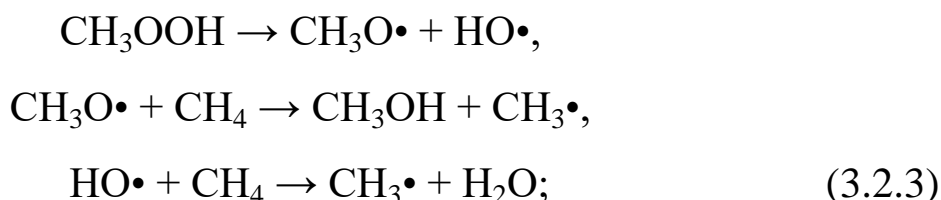
Утворення розгалужених ланцюгових реакцій можна прослідкувати на прикладі вуглеводню – метану CH_4 . Початком ланцюга є активне зіткнення молекул метану і кисню, за результатами якого утворюються два радикали $\text{CH}_3\cdot$ та $\text{HOO}\cdot$. Механізм ланцюгових реакцій можна відобразити схемою – ініціація (I ступінь розгалуженої ланцюгової реакції)



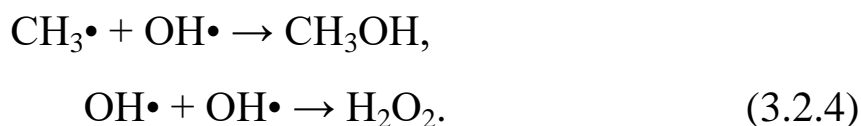
– зростання або продовження ланцюга (II ступінь розгалуженої ланцюгової реакції)



– розгалуження ланцюга (III ступінь розгалуженої ланцюгової реакції)



– обрив ланцюга (IV ступінь розгалуженої ланцюгової реакції)



Таким чином, навіть при згорянні простого вуглеводню – метану йде цілий комплекс різних елементарних реакцій, швидкість протікання яких обумовлює склад продуктів, що утворюються, у кожен даний момент і загальну швидкість протікання процесу в цілому. Реакції, подібні до горіння палива, протікають дуже швидко, якщо горіння вже почалося. Проте горючі речовини можуть скільки

завгодно довго знаходитися у контакті з повітрям і при цьому не спалахувати. У цих випадках швидкість реакції при кімнатній температурі дуже мала. Процес підпалу полягає в підвищенні температури деякої частини пального на стільки, що реакція починає йти швидко. Потім в результаті екзотермічної реакції виділяється достатня кількість теплоти для підвищення температури іншої частини пального до його займання, завдяки чому процес і продовжується.

Кількісною характеристикою кінетики ланцюгових реакцій є швидкість реакції, для визначення якої необхідно дати визначення середньої довжини ланцюга.

Середня довжина ланцюга (ν) – це середнє число ланок (або циклів), яке доводиться на один первинний радикал, отриманий при зародженні ланцюга. *Ланка ланцюга* – це сукупність реакцій, які починаються з певного радикала і приводить до його регенерації.

У кожній ланці ланцюга витрачається одна молекула початкової речовини, тому, швидкість ланцюгової реакції визначається формулою

$$\omega = \nu \cdot \omega_0, \quad (3.11)$$

де ω – швидкість ланцюгової реакції;
 ω_0 – швидкість зародження ланцюгів;
 ν – середня довжина ланцюга.

Для радикала, який бере участь в нерозгалуженій ланцюговій реакції (2.6), є дві можливості – вступити в реакцію продовження ланцюга (2.6.2) (позначимо як α) або реакцію обриву ланцюга (2.6.3) (позначимо як β). Таким чином, так як для радикала у нерозгалуженій реакції можливі тільки два випадки, то їх сума дорівнює одиниці

$$\alpha + \beta = 1 \quad (3.12)$$

Середня довжина ланцюга ν нерозгалуженої реакції визначається формулою

$$\nu = \frac{\alpha}{\beta} = \frac{\alpha}{1 - \alpha}, \quad (3.13)$$

де ν – середня довжина ланцюга;

α – вірогідність продовження ланцюга;

β – вірогідність обриву ланцюга.

При розгалужених ланцюгових реакціях радикал може брати участь у трьох процесах – продовження, розгалуження і обриві. Два останні процеси діють в протилежних напрямках – при обривах число радикалів зменшується, при розгалуженні – збільшується. Тому реакції розгалуження знижують ефективність реакцій обриву.

Для розгалуженої ланцюгової реакції позначимо реакцію (3.2.2), як вірогідність продовження ланцюга – α , реакцію (3.2.3), як вірогідність розгалуження – β , а реакцію (3.2.4), як вірогідність обриву – δ . Тоді довжина ланцюга в розгалужених реакціях визначається формулою

$$v = \frac{\alpha}{\delta - \beta} \quad (3.14)$$

Швидкість розгалуженої ланцюгової реакції згідно рівняння (3.14) визначається формулою

$$\omega = v \cdot \omega_0 = \frac{\alpha \cdot \omega_0}{\delta - \beta}. \quad (3.15)$$

Швидкість розгалуженої реакції, згідно формули (3.15), залежить від швидкості обриву і розгалуження ланцюга, тобто швидкість реакції зростає при зменшенні різниці ($\delta - \beta$) і стає нескінченно великою при $\delta = \beta$. За таких умов газова суміш займається. Тому, коли вірогідність (імовірність) обриву дорівнює вірогідності (імовірності) розгалуження ланцюгів – це і є умовою межі займання газових сумішей.

Межі займання залежать: від температури, тиску, радіусу реакційної посудини і концентрації початкових речовин. Так, чим більший радіус посудини, тим за нижчою температурою і меншим тиском відбувається займання, оскільки важче відбувається обрив радикалу на стінках посудини.

Займання також залежить від зміни концентрації радикалів і визначається кінетичним рівнянням

$$C = \omega_0 \cdot \tau, \quad (3.16)$$

де C – концентрація накопичення речовин;

τ – час, за який відбувається накопичення речовин.

Тобто, зменшення концентрації початкових речовин призводить до зниження швидкості реакції, а потім і до її повного припинення.

Питання про розширення меж стійкого горіння робочої суміші, зокрема про підвищення швидкості згорання, тобто забезпечення горючої суміші надійним займанням, має важливе практичне значення, оскільки дозволяє підвищити економічність бензинового двигуна, відповідно призводить до істотної економії палива.

3.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Яка кількість кисню теоретично необхідна для згорання 1 кг палива, до складу якого входять 23% Гідрогену, 10% Оксигену та Карбон?

Дано:

$$W_H = 23 \%$$

$$W_O = 10 \%$$

$$W_C = ?$$

$$L_0 = ?$$

Рішення: оскільки паливо складається з Гідрогену (H), Оксигену (O) та Карбону (C)

$$W_H + W_O + W_C = 100 \%$$

Тоді, $W_C = 100\% - W_H - W_O = 100 - 23 - 10 = 67\%$.
Кількість кисню теоретично необхідна для згорання 1 кг палива знаходимо за формулою (3.3), яка приймає вигляд

$$L_0 = \frac{8H + \frac{8}{3}C - O}{23} = \frac{8 \cdot 23 + \frac{8}{3} \cdot 67 - 10}{23} = 15,34 \text{ кг.}$$

Відповідь: 15,34 кг кисню теоретично необхідно для згорання палива заданого складу.

Приклад 2. Яка кількість повітря витрачена на згорання 1 кг палива, якщо воно складається з 57% Карбону, 19% Гідрогену, 22% Оксигену та Сульфуру? Коефіцієнт надлишку повітря дорівнює 0,95.

Дано:

$$W_C = 57 \%$$

$$W_H = 19 \%$$

$$W_O = 22 \%$$

Рішення: оскільки паливо складається з Карбону (C), Гідрогену (H), Оксигену (O) та Сульфуру (S)

$$\alpha = 0,95$$

$$W_S = ?$$

$$L = ?$$

$$W_C + W_H + W_O + W_S = 100 \%.$$

Тоді,

$$W_S = 100\% - W_C - W_H - W_O = 100 - 57 - 19 - 22 = 2 \%.$$

Кількість повітря витрачена на згорання палива визначається за формулою (3.5)

$$L = L_0 \cdot \alpha.$$

Кількість повітря теоретично необхідна для згорання 1 кг палива знаходимо за формулою (3.4)

$$L_0 = \frac{8H + \frac{8}{3}C + S - O}{23} = \frac{8 \cdot 19 + \frac{8}{3} \cdot 57 + 2 - 22}{23} = 12,35 \text{ кг.}$$

Знаходимо кількість повітря, що витрачено на згорання палива

$$L = L_0 \cdot \alpha = 12,35 \cdot 0,95 = 11,73 \text{ кг.}$$

Відповідь: 11,73 кг повітря необхідно для згорання палива заданого складу.

Приклад 3. Яка кількість теплоти витрачається для перетворення вологи до пари, що виділяється при згоранні палива, якщо до його складу входять 15 % Гідрогену та 1 % вологи?

Дано:

$$W_H = 15 \%$$

$$W_W = 1 \%$$

$$Q = ?$$

Рішення: кількість теплоти, яка витрачається на перетворення вологи, що виділяється при згоранні палива, на пар визначається з формули (3.9)

$$Q = 25,12 \cdot (9H + W) = 25,12 \cdot (9 \cdot 15 + 1) = 3416,32 \text{ кДж/кг.}$$

Відповідь: 3416,32 кДж/кг витрачається для перетворення вологи до пари, що виділяється при згоранні палива заданого складу.

Приклад 4. Визначте нижчу питому теплоту згорання палива якщо воно складається з 64 % Карбону, 19 % Гідрогену, 12 % Оксигену, 0,5 % Сульфур, 0,5 % Нітрогену, 1 % золи та вологи.

Дано:

$$W_C = 64 \%$$

$$W_H = 19 \%$$

$$W_O = 12 \%$$

$$W_S = 0,5 \%$$

$$W_N = 0,5 \%$$

$$W_A = 1 \%$$

$$Q_H - ?$$

Рішення: оскільки паливо містить окрім горючої частини, золу і вологу, його елементний склад визначається з рівняння (3.6)

$$W^P = 100 - C^P - H^P - O^P - N^P - S^P - A^P = 100 - 64 - 19 - 12 - 0,5 - 0,5 - 1 = 3 \%$$

Нижчу питому теплоту згорання палива визначаємо за формулою (3.10)

$$Q_H = 339C + 1030H - 109(O - S) - 25,12V = 339 \cdot 64 + 1030 \cdot 19 - 109(12 - 0,5) - 25,12 \cdot 3 = 39937,14 \text{ кДж/кг}$$

Відповідь: нижча питома теплота згорання палива дорівнює 39937,14 кДж/кг.

Приклад 5. У скільки разів збільшиться швидкість нерозгалуженої ланцюгової реакції з моменту зародження реакції, якщо вірогідність продовження ланцюга складає 0,56?

Дано:

$$\alpha = 0,56$$

$$\frac{\omega}{\omega_0} - ?$$

Рішення: для визначення у скільки разів збільшиться швидкість нерозгалуженої ланцюгової реакції з моменту зародження реакції використовують формулу (3.11), згідно якої

$$\frac{\omega}{\omega_0} = v.$$

Довжину ланцюга v визначають за рівняннями (3.13)

$$v = \frac{\alpha}{\beta} = \frac{\alpha}{1 - \alpha} = \frac{0,56}{1 - 0,56} = 1,27.$$

Тобто,

$$\frac{\omega}{\omega_0} = v = 1,27.$$

Відповідь: швидкість нерозгалуженої ланцюгової реакції з моменту зародження реакції збільшиться у 1,27 раз.

Приклад 6. Визначите час протікання ланцюгової реакції, за який концентрація початкових речовин складатиме 2,5 моль/л, якщо швидкість зародження ланцюга цієї реакції була 0,05 моль/л·с.

Дано:

$$C = 2,5 \text{ моль/л}$$

$$\omega_0 = 0,05 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$$

$$\tau - ?$$

Рішення: згідно формули (3.16), час протікання ланцюгової реакції становить

$$\tau = \frac{C}{\omega_0} = \frac{2,5}{0,05} = 50 \text{ с.}$$

Відповідь: час протікання ланцюгової реакції становить 50 с.

3.3 Лабораторна робота «Визначення теплоти згорання палив»

Теплова цінність палив характеризується питомою теплотою згорання. Цей показник можна визначити двома методами – розрахунковим та експериментальним (дослідним). За розрахунковим методом важливо знати елементний склад палива, основними характеристиками якого є густина і показник заломлення. *Густина речовини* – це кількість маси, що міститься в одиниці об'єму, і має розмірність в системі СІ (кг/м^3). При однаковому числі атомів Карбону в молекулі, найбільшу густину і показник заломлення мають ароматичні вуглеводні, а найменшу – парафінові. Тому для визначення теплоти згорання непрямим методом спочатку необхідно визначити ці характеристики палива.

Мета роботи: дослідження і оцінка експлуатаційних властивостей палив шляхом визначення їх теплоти згорання.

Завдання: визначення густини палив та приведення її до стандартної температури (20 °С). Виміряти показник заломлення за допомогою рефрактометра та визначити масову і об'ємну теплоту згорання палива.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. *Визначення густини палив.* До скляного циліндру акуратно по стінці налити досліджуване паливо. Температура палива не повинна відхилитися від температури приміщення, в якому проводять вимірювання, більш ніж на 5 °С. Чистий і сухий нафтоденсиметр (рис. 3.1) повільно занурити у паливо до моменту його вільної плавучості (стежите за тим, щоб рівень палива не піднявся вище за край циліндру).

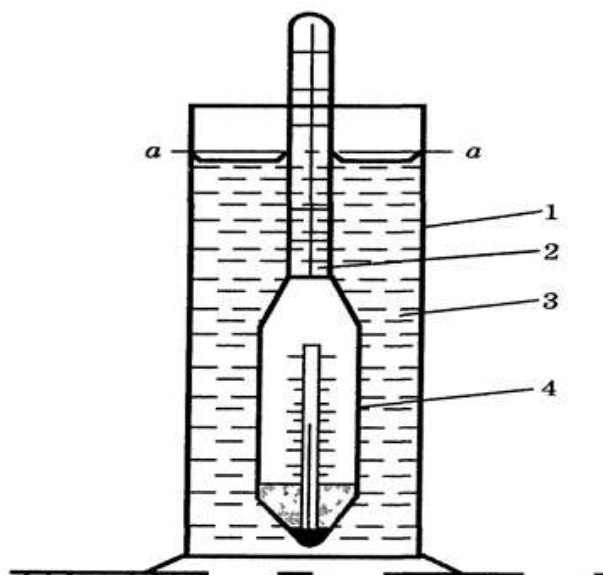


Рис. 3.1. Установка для визначення щільності нафтопродуктів: 1 – скляний циліндр; 2 – нафтаденсиметр; 3 – нафтопродукт; 4 – термометр

Коли знімають показання, нафтоденсиметр повинен вільно плавати. Провести відлік по верхньому краю меніска. Щоб уникнути помилки, око спостерігача повинно знаходитись на рівні меніску. Температуру палива визначити за термометром нафта денсиметра.

Привести виміряну густину до стандартного значення (до температури 20 °С), врахувуючи температурну поправку (табл. 3.1) за формулою

$$\rho_{20} = \rho_t + \gamma(t - 20), \quad (3.17)$$

де ρ_{20} – густина нафтопродукту за температури 20 °С, г/см³;
 ρ_t – заміряна густина нафтопродукту, г/см³;
 γ – температурна поправка, г/см³ на 1 °С;
 t – температура нафтопродукту у момент вимірювання, °С.

Таблиця 3.1

Температурна поправка густини нафтопродуктів

Заміряна густина, г/см ³	Поправка на 1 °С, г/см ³	Заміряна густина, г/см ³	Поправка на 1 °С, г/см ³
0,700...0,710	0,000893	0,831...0,840	0,000725
0,711...0,720	0,000884	0,841...0,850	0,000712
0,721...0,730	0,000870	0,851...0,860	0,000699
0,731...0,740	0,000857	0,861...0,870	0,000686
0,741...0,750	0,000844	0,871...0,880	0,000673
0,751...0,760	0,000831	0,881...0,890	0,000660
0,761...0,770	0,000818	0,891...0,900	0,000647
0,771...0,780	0,000805	0,901...0,910	0,000633
0,781...0,790	0,000792	0,911...0,920	0,000620
0,791...0,800	0,000778	0,921...0,930	0,000607
0,801...0,810	0,000765	0,931...0,940	0,000594
0,811...0,820	0,000752	0,941...0,950	0,000581
0,821...0,830	0,000738		

Дослід 2. *Визначення показника заломлення палив.* Показник заломлення речовини залежить від температури і довжини пучка світла, який використовують для вимірювання. Як стандарт зазвичай вибирають довжину хвилі, відповідну жовтій лінії Натрію (D). При цьому користуються звичайним білим світлом. Рефрактометр налагоджують так, щоб значення показника заломлення n були відповідні вимірюванням на довжині хвилі лінії D . Температуру вимірювання t і довжину хвилі D позначають верхнім та нижнім індексами при позначенні показника заломлення – n_D^t . Показник заломлення (n) можна виміряти рефрактометром (рис. 3.2).

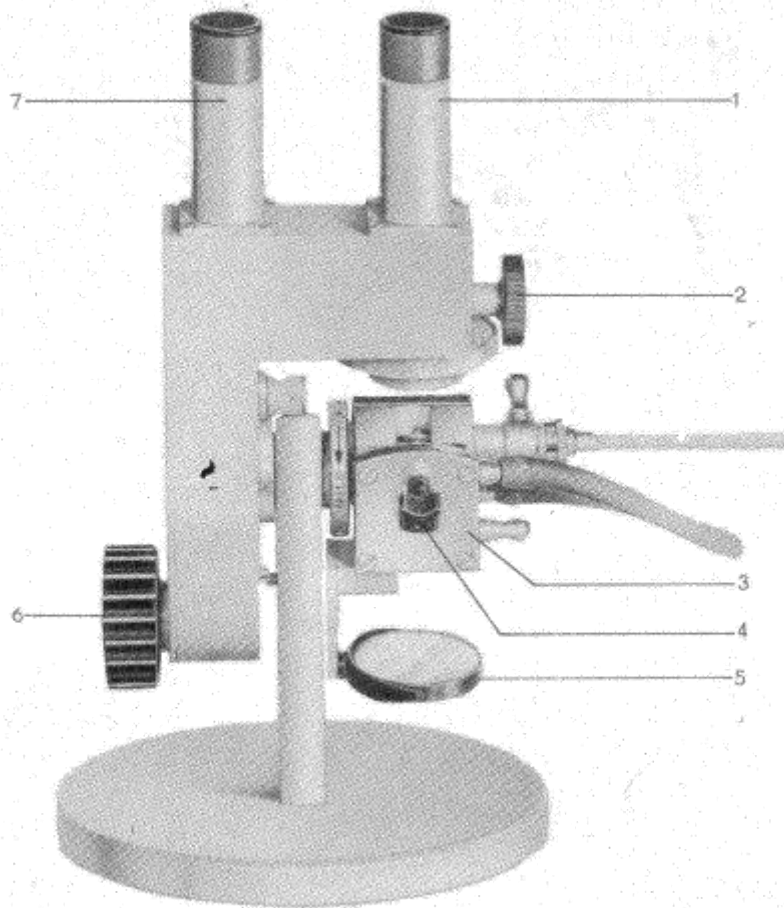


Рис. 3.2. Рефрактометр Абе при роботі у світлі, що проходить:
 1 – настановна зорова труба; 2 – поворотна рукоятка компенсатору,
 3 – призматичний блок; 4 – рукоятка замку призматичного блоку;
 5 – освітлювальне дзеркало призматичного блоку; 6 – рукоятка ділильного
 круга і призматичного блоку; 7 – рахунковий мікроскоп ділильного круга

Правила роботи на рефрактометрі. Лівим поворотом рукоятки (4, рис. 3.2) відкрити призматичний блок, і нахилити верхню частину рефрактометру до горизонтального положення робочої грані вимірювальної призми. Закругленим кінцем скляної палички (або піпетки) нанести 2-3 краплі досліджуваного палива на чисту грань вимірювальної призми, не торкаючись паличкою самої грані. Знову повільно покласти освітлювальну призму, закриваючи призматичний блок правим поворотом рукоятки. Дивлячись в квадратний вхідний отвір освітлювальної призми, переконайтесь у рівномірному заповненні всього зазору між обома призмами рідиною (повітряні бульбашки у рідинному шарі знижують контрастність граничної лінії). У разі потреби, додати невелику кількість проби. Повернути рефрактометр у нормальне робоче положення. Обертанням рукоятки

(б, рис. 3.2) помістити спочатку під індексом початок вимірювальної шкали. Дати пробі декілька хвилин темперуватися. Знайти таке положення дзеркала (5, рис. 3.2), при якому квадратний отвір освітлювальної призми є повністю освітленим, а поле зору освітлювальної труби – світлим. Повільно обертати рукоятку у бік великих показників круга до появи у полі зору труби знизу темної ділянки. Обертаючи рукоятку (2), усунути кольорову облямівку між обома напівполями, а подальшим обертанням рукоятки – поєднати отриману різку меж з центром штрихового хреста (рис. 3.3, а).

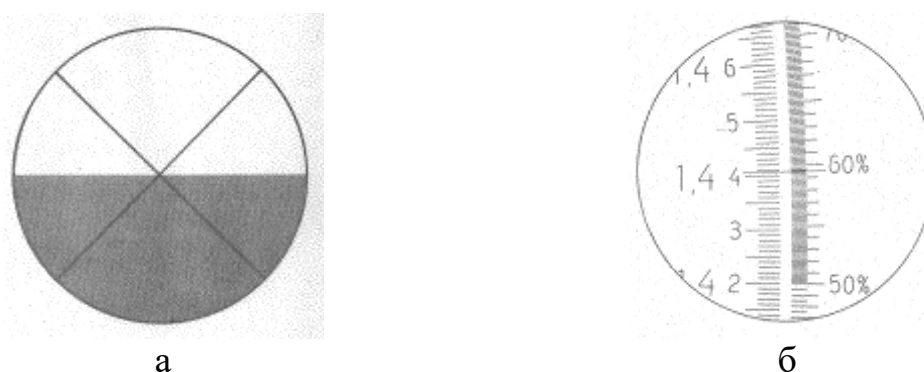


Рис. 3.3. Положення дзеркала при роботі у світлі на рефрактометрі Абе

Відзначити по ділильному кругу значення n_D (рис. 3.3, б). Після закінчення кожного вимірювання необхідно негайно ж почистити призми, протерши шматочком вати, злегка змоченої спиртом.

Показник заломлення (n) відповідного палива виміряти рефрактометром Абе та привести до стандартної температури 20 °С за формулою

$$n_D^{20} = n_D^t + 0,0005(t - 20), \quad (3.18)$$

де n_D^{20} – показник заломлення нафтопродукту за температури 20 °С;

n_D^t – показник заломлення нафтопродукту за температури вимірювання, °С;

t – температура нафтопродукту в момент вимірювань, °С.

Дослід 3. *Визначення масової і об'ємної теплоти згорання палива непрямим методом.* Провести розрахунок визначення масової теплоти згорання $H_{u,sp}^m$ за формулами

$$H_{u_1}^m = 50,0 - 8,5 \cdot \rho_{20}; \quad (3.19)$$

$$H_{u_2}^m = 77,5 - 23,9 \cdot n_D^{20}; \quad (3.20)$$

$$H_{u_{cp}}^m = \frac{H_{u_1}^m + H_{u_2}^m}{2}, \quad (3.21)$$

де $H_{u_{cp}}^m$ – масова теплота згорання, МДж/ кг;

$H_{u_1}^m$ – масова теплота згорання, МДж/ кг;

$H_{u_2}^m$ – масова теплота згорання, МДж/ кг.

Обчислите нижню об'ємну теплоту згорання (енергоємність) палива (МДж/ л) за формулою

$$H_{20}^V = H_{u_{cp}}^m \cdot \rho_{20}. \quad (3.22)$$

Зробити висновок про виконану лабораторну роботу.

3.4 Питання і задачі для самоконтролю

1. Назвіть основні види ланцюгових реакцій. Наведіть приклади.
2. Які кількісні характеристики використовують для опису кінетики ланцюгових реакцій?
3. За якими рівняннями визначають швидкість нерозгалужених та розгалужених ланцюгових реакцій?
4. Дайте визначення середньої довжини ланцюга. За якою формулою вона вимірюється для нерозгалуженої та розгалуженої ланцюгової реакцій?
5. Назвіть умови меж займання газової суміші. Від яких чинників вони залежать?
6. Визначте швидкість зародження ланцюгової реакції (моль/л·хв), якщо концентрація початкових речовин за 1 годину становитиме 30 моль/л.
7. Розрахуйте швидкість протікання розгалуженої ланцюгової реакції, яка протікає із швидкістю зародження ланцюга 0,05 моль/л·хв, вірогідністю (імовірністю) продовження ланцюга

0,46, вірогідністю (імовірності) розгалуження – 0,04 та вірогідністю обриву ланцюга 0,5.

8. Яка кількість повітря витрачена на згорання 1 кг палива, якщо воно складається з 62 % Карбону, 20 % Гідрогену, 1 % Сульфуру та Оксигену? Коефіцієнт надлишку повітря дорівнює 0,90.

9. Визначте вищу та нижчу питому теплоту згорання палива якщо воно складається з 65 % Карбону, 21 % Гідрогену, 12 % Оксигену, 0,5 % Сульфуру, 0,5 % Нітрогену, 0,5 % води та золи.

10. Обчисліть кількість повітря теоретично необхідного для згорання 1 кг палива містить 20 % Гідрогену, 10 % Оксигену і Карбон.

Тема 4 РОЗЧИНИ

4.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Розчини – це системи, що складаються з двох і більше компонентів (складових частин) і продуктів їх взаємодії. Наприклад, розчин сульфатної кислоти складається з розчинника - води (перший компонент) і розчиненої речовини – кислоти (другий компонент) і продуктів їх взаємодії – гідратованих іонів: H^+ , HSO_4^{2-} , SO_4^{2-} .

Важливою характеристикою будь-якого розчину є його склад, який визначають концентрацією. *Концентрація* розчину – це вміст розчиненої речовини в певній масовій або об'ємній кількості розчину або розчинника.

Для чисельного виразу концентрації розчинів існують різні способи: визначення масової або мольної частки розчиненої речовини, молярної, моляльної, нормальної концентрації та ін.

Масова частка розчиненої речовини (процентна концентрація) – це фізична величина, яка дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до загальної маси розчину, показує яка маса розчиненої речовини знаходиться у 100 г розчину

$$\omega = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-н}}} \cdot 100\%, \quad (4.1)$$

де ω – масова частка розчиненої речовини, %;

$m_{\text{р.р.}}$ – маса розчиненої речовини, г;

$m_{\text{р-н}}$ – загальна маса розчину, г.

Молярна концентрація – це фізична величина, яка дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини до об'єму розчину, показує кількість розчиненої речовини у 1 л розчину

$$C_{\text{м}} = \frac{v_{\text{р.р.}}}{V_{\text{р-н}}} = \frac{m_{\text{р.р.}}}{M \cdot V_{\text{р-н}}}, \quad (4.2)$$

де $C_{\text{м}}$ – молярна концентрація, моль/л (або М);

v – кількості розчиненої речовини, моль;

$V_{\text{р-н}}$ – об'єм розчину, л;

$m_{\text{р.р.}}$ – маса розчиненої речовини, г;

M – молярна маса розчиненої речовини, г/моль.

Нормальна концентрація – це фізична величина, яка дорівнює відношенню кількості еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину, показує кількість грам-еквівалентів у 1л розчину

$$C_{\text{н}} = \frac{v_{\text{Е}}}{V_{\text{р-н}}} = \frac{m_{\text{р.р.}}}{E \cdot V_{\text{р-н}}}, \quad (4.3)$$

де $C_{\text{н}}$ (або N) – нормальна (еквівалентна) концентрація, г-екв/л (або н);

$v_{\text{Е}}$ – кількість еквівалентів розчиненої речовини, г-екв/моль;

$V_{\text{р-н}}$ – об'єм розчину, л;

$m_{\text{р.р.}}$ – маса розчиненої речовини, г;

E – еквівалентна маса розчиненої речовини, г-екв/моль.

Розчин, 1 літр якого містить 1 моль еквівалентів речовини, називається *нормальним*. Еквівалентні маси розчинених речовин визначають формулами

$$E_{\text{кислоти}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{\text{Основність}}. \quad (4.4)$$

Наприклад, $E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}.$

$$E_{\text{основи}} = \frac{M_{\text{основи}}}{\text{Кислотність}}. \quad (4.5)$$

Наприклад, $E_{\text{NaOH}} = \frac{M_{\text{NaOH}}}{1} = \frac{40}{1} = 40 \text{ г/моль}.$

$$E_{\text{солі}} = \frac{M_{\text{солі}}}{\text{Число металу} \cdot \text{Валентність металу}}. \quad (4.6)$$

Наприклад, $E_{\text{NaCl}} = \frac{M_{\text{NaCl}}}{1 \cdot 1} = \frac{58,45}{1} = 58,45 \text{ г/моль},$

де M – молярна маса речовини.

Закон еквівалентів: об'єми реагуючих речовин оберненопропорційні їх нормальним концентраціям

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{N_2}{N_1} \quad \text{або} \quad N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2, \quad (4.7)$$

де N_1 та N_2 – нормальні концентрації реагуючих речовин;
 V_1 та V_2 – їх об'єми.

4.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Визначте скільки потрібно калій гідроксиду, щоб приготувати 500 г 8 %-ного розчину?

<p><i>Дано:</i> $\omega = 8\% \text{ КОН}$ $m_{\text{р-н}} = 500 \text{ г}$ $m_{\text{р.р.}}(\text{КОН}) - ?$</p>	<p><i>Рішення:</i> з формули (4.1) знаходимо масу розчиненої речовини КОН</p> $m_{\text{р.р.}}(\text{КОН}) = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-н}}}{100\%} = \frac{8 \cdot 500 \text{ г}}{100\%} = 40 \text{ г.}$ <p>Відповідь: для приготування 500 г 8 %-ного розчину потрібно взяти 40 г КОН.</p>
---	--

Приклад 2. Необхідно приготувати 10 % розчин, повністю розчинивши 50 г луѓу. Скільки грамів розчину Ви отримаєте? Скільки грамів води буде потрібно?

<p><i>Дано:</i> $\omega = 10 \%$; $m_{\text{р.р.}} = 50 \text{ г}$ <hr/> $m_{\text{р-н}} - ?$ $m_{\text{H}_2\text{O}} - ?$</p>	<p><i>Рішення:</i></p> <p>а) Знайдемо масу отриманого розчину</p> $m_{\text{р-н}} = \frac{m_{\text{р.р.}} \cdot 100\%}{\omega} = \frac{50 \cdot 100}{10} = 500 \text{ г.}$ <p>б) Знайдемо масу води</p> $m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{р-н}} - m_{\text{р.р.}} = 500 - 50 = 450 \text{ г.}$ <p>Відповідь: отримано 500 г розчину. Потрібно 450 г води.</p>
--	--

Приклад 3. Для приготування 40 % розчин солі необхідно витратити 120 г розчинника. Яка маса солі буде потрібна? Скільки грамів розчину отримаєте?

Дано:
 $\omega = 40\%$;
 $m_{\text{H}_2\text{O}} = 120 \text{ г}$

$m_{\text{р.р.}} - ?$
 $m_{\text{р-н}} - ?$

Рішення:

а) Розчин є 40 % -ним по солі і 60 % -ним по воді, звідси знайдемо масу розчину

$$\omega_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 100\%}{m_{\text{р-н}}}$$

або

$$m_{\text{р-н}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 100\%}{\omega_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{120 \cdot 100}{60} = 200 \text{ г.}$$

б) Знайдемо масу солі

$$m_{\text{р.р.}} = m_{\text{р-н}} - m_{\text{H}_2\text{O}} = 200 - 120 = 80 \text{ г.}$$

Відповідь: Для приготування 200 г розчину необхідно 80 г солі.

Приклад 4. Змішали 120 г 62 % розчину NaCl та 90 г 18 % розчину NaCl. Яка масова частка речовини у розчині після змішування?

Дано:
 $\omega_1 = 62\%$
 $m_{\text{р-н1}} = 120 \text{ г}$
 $\omega_2 = 18\%$
 $m_{\text{р-н2}} = 90 \text{ г}$
 $\omega_3 - ?$

Рішення: з формули (4.1) знаходимо масу розчиненої речовини у першому і другому розчині

$$m_{\text{р.р.1}} = \omega \cdot m_{\text{р-н1}} = 0,62 \cdot 120 = 74,4 \text{ г};$$

$$m_{\text{р.р.2}} = \omega \cdot m_{\text{р-н2}} = 0,18 \cdot 90 = 16,2 \text{ г};$$

та масову частку речовини у кінцевому розчині

$$\begin{aligned} \omega_3 &= \frac{m_{\text{р.р.3}}}{m_{\text{р-н3}}} \cdot 100\% = \frac{m_{\text{р.р.1}} + m_{\text{р.р.2}}}{m_{\text{р-н1}} + m_{\text{р-н2}}} \cdot 100\% = \\ &= \frac{74,4 + 16,2}{120 + 90} \cdot 100\% = 43\%. \end{aligned}$$

Відповідь: масова частка NaCl у розчині після змішування становить 43 %.

Приклад 5. У 200 мл розчину розчинено 6,37 г MgCl₂. Визначте молярну та нормальну концентрації цього розчину.

Дано:

$$V_{p-n} = 200 \text{ мл}$$

$$m_{p.p}(\text{MgCl}_2) = 6,37 \text{ г}$$

$$C_M - ? \quad C_N - ?$$

Рішення: 1. для визначення молярної концентрації необхідно розрахувати молекулярну вагу MgCl₂

$$M_{\text{MgCl}_2} = A_r(\text{Mg}) + 2A_r(\text{Cl}) = 24,3 + 2 \cdot 35,5 = 95,3 \text{ г/моль.}$$

Молярну концентрацію знаходимо за формулою (4.2), підставляючи дані

$$C_M = \frac{m_{\text{MgCl}_2}}{M_{\text{MgCl}_2} \cdot V_{p-n}} = \frac{6,37}{95,3 \cdot 0,2} = 0,33 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

2. Для визначення нормальної концентрації необхідно розрахувати еквівалентну масу MgCl₂ відповідно формулі (4.6)

$$E_{\text{MgCl}_2} = \frac{M_{\text{MgCl}_2}}{2} = \frac{95,3}{2} = 47,65 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Нормальну концентрацію знаходимо за формулою (4.3)

$$C_N = \frac{m_{\text{MgCl}_2}}{E_{\text{MgCl}_2} \cdot V_{p-n}} = \frac{6,37}{47,65 \cdot 0,2} = 0,67 \text{ н.}$$

Відповідь: $C_M = 0,33 \text{ М}$, $C_N = 0,67 \text{ н.}$

Приклад 6. Для нейтралізації 42 мл кислоти витрачено 14 мл 0,3 н лугу. Визначте нормальну концентрацію кислоти.

Дано:

$$V_K = 42 \text{ мл}$$

$$V_L = 14 \text{ мл}$$

Рішення: так як речовини взаємодіють у еквівалентних кількостях, з формули (4.7) можна визначити нормальну концентрацію

$N_{\text{л}} = 0,3 \text{ н}$	кислоти
$N_{\text{к}} - ?$	

$$N_{\text{к}} = \frac{N_{\text{л}} \cdot V_{\text{л}}}{V_{\text{к}}} = \frac{0,3 \cdot 14}{42} = 0,1 \text{ н.}$$

Відповідь: нормальна концентрація кислоти дорівнює 0,1 н.

Приклад 7. Для нейтралізації 20 мл 0,1 н розчину кислоти потрібно 8 мл розчину NaOH. Визначте нормальну концентрацію розчину лугу.

<i>Дано:</i>	<i>Рішення:</i> за формулою закону еквівалентів
$V_1 = 20 \text{ мл}$	
$V_2 = 8 \text{ мл}$	
$N_1 = 0,1 \text{ н}$	
$N_2 - ?$	Звідси $N_2 = \frac{V_1 \cdot N_1}{V_2} = \frac{20 \cdot 0,1}{8} = 0,25 \text{ н.}$

Відповідь: 0,25 н.

4.3 Лабораторна робота «Приготування розчину заданої концентрації»

Мета роботи: набути навички з приготування розчинів певної концентрації наступними методами: з фіксаналів; розчиненням відомої наважки твердої речовини в певній масі або об'ємі розчинника або розчину; розведенням концентрованих розчинів.

Завдання: знати чисельні вирази кількісного вмісту розчиненої речовини у розчині. Вміти проводити необхідні розрахунки наважки для приготування розчину заданої концентрації.

Перед виконанням лабораторної роботи необхідно ознайомитися з методикою роботи на аналітичних вагах

1. Під час зважування ваги з займаного ними місця не зміщайте, на кронштейн *не* *облокачуйтеся*.
2. Приступаючи до зважування, визначте положення рівноваги ненавантажених ваг, тобто нульову точку.
3. Предмет, що зважується, помістіть на ліву чашку терезів, а важки на праву чашку. Ставити важки і предмети на чашки терезів,

знімати і торкатися до робочої частини ваг можна тільки після того, як ваги повністю арретіровані. Не можна ставити на чашку терезів гарячі, мокрі або брудні предмети. Речовини зважують на часових стеклах, в бюксах або на листочку глянцевого паперу.

4. Важки беруть тільки пінцетом. Важки можуть перебувати або в своїх гніздах в шухлядці, або на правій чашці ваг. Викладати важки на стіл, поміщати в коробку, порушуючи порядок розташування їх, брати важки з інших скриньок категорично забороняється.

5. При зважуванні дотримуйтеся наступного правила: спочатку візьміть важок, приблизно відповідний масі предмету, що зважують. Якщо він виявився більшим, то зніміть його і поставте наступний за своєю чергою важок, а потім беріть важки по порядку, не пропускаючи проміжних.

6. Для підрахунку маси предмету, що зважується спочатку записують важки, які знаходяться на чашці терезів, а потім, розміщуючи важки по місцях в шухлядці, ретельно перевіряють запис. Результати всіх зважувань своєчасно і акуратно записуйте в лабораторний журнал.

7. Після закінчення зважування аретира ваг, зніміть тару з речовиною з чашки ваг і щільно закрийте дверцята.

Зважування в одному досвіді проводять на одних вагах.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. *Приготування розчинів з фіксаналів.* Для приготування точних розчинів різних речовин (кислот, лугів, солей) зручно застосовувати фіксанали. Фіксанал (стандарт-титр) – це заздалегідь приготована і запаяна в скляній ампулі точно відмірена або зважена кількість реактиву необхідна для приготування 1 дм³ розчину з молярною концентрацією еквівалента 0,1 або 0,01 моль/дм³. Фіксанали зберігають у коробках, що містять зазвичай 10 ампул. На кожній ампулі є напис, який вказує, яка речовина або розчин знаходиться в ампулі і кількість речовини (0,1 або 0,01 г/моль). Розчини, приготовані з фіксаналів, можна використовувати як стандартні. Розчини, приготовані іншими способами, не дають такої точності, оскільки багато речовин, з яких готують розчини, не є хімічно чистими. Наприклад, сульфатна кислота завжди містить

воду, гідроксид натрію – гігроскопічну воду і натрій карбонат внаслідок поглинання CO_2 з повітря.

Змити теплою водою напис на ампулі, і добре обтерти її. У мірну колбу вставити спеціальну лійку з вкладеним в неї скляним бойком (зазвичай додається до кожної коробки фіксаналів) гострий кінець якого повинен бути повернутий догори. Якщо спеціальної лійки немає, можна користуватися звичайною хімічною лійкою, вставивши в неї скляний боек. Коли боек буде правильно укладений у лійці, ампулі з фіксаналом дати вільно падати так, щоб тонке дно ампули розбилося при ударі об гострий кінець бойка.

Пробити поглиблення ампули зверху і дати вмісту витекти. Потім, не змінюючи положення ампули, її ретельно промити дистильованою водою з промивалки. Для промивання рекомендується використати не менш ніж шестиразову (по місткості ампули) кількість води.

Промиту ампулу забрати, а розчин долити до мітки дистильованою водою, закрити колбу пробкою і ретельно перемішати.

Крім рідких фіксаналів, є і сухі. При приготуванні з них розчинів ампулу струшують так само, як описано вище. Потрібно лише подбати про те, щоб лійка була зовсім суха. Коли ампула буде розбита, весь її вміст обережним струшуванням висипають в колбу, ампулу промивають дистильованою водою. Фіксанали рекомендується застосовувати в усіх випадках, коли потрібно приготувати розчин з точною концентрацією. Лужні фіксанали придатні тільки протягом певного терміну. Дуже старі (2-3 – річної давності) лужні фіксанали можуть виявитися вже неточними в результаті забруднення продуктами вилуговування скла. Решта препаратів, особливо сухі, можуть зберігатися невизначено довгий термін.

Дослід 2. Приготування розчину заданої молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента з наважки твердої речовини. Отримати у викладача завдання. Розрахувати масу речовини, необхідну для приготування розчину. Отримати у лаборанта мірну колбу потрібного об'єму, скляний хімічний стакан і задану речовину. Зважити речовину в хімічному стакані на електронних вагах з точністю результатів зважування до 0,01 г. Налити до стакану приблизно 10 мл дистильованої води і розчинити зважену речовину.

У шийку мірної колби вставити лійку і обережно перенести розчин з стакану в колбу. Цю операцію повторити кілька разів, поки в стакані не залишиться ніяких кристалів. Через лійку в колбу приблизно до половини її об'єму невеликими порціями налити воду. Закрити колбу пробкою і перемішати кілька разів до повного розчинення речовини. Якщо при розчиненні солі відбулося помітне розігрівання або охолодження розчину, слід почекати, поки розчин охолоне до кімнатної температури.

Обережно долити в колбу води до мітки. Останні порції води слід додавати по краплях із піпетки. Нижня частина меніску води повинна бути на одному рівні з міткою колби. Щільно закрити колбу корком і перемішати розчин, кілька разів повернувши колбу догори дном. Злити приготований розчин у товстостінну склянку, вказати речовину і її концентрацію.

Дослід 3. Приготування розчину заданої молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента з більш концентрованого розчину. Отримати у лаборанта розчин кислоти або аміаку певної молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента і значення густини розчину. Розрахувати об'єм даного концентрованого розчину, необхідного для приготування розчину заданої концентрації.

Налити в заздалегідь підготовлену мірну колбу потрібного об'єму близько половини об'єму води і влити в неї (у випадку кислоти тонким струменем) через лійку розчин кислоти, відміряний градуйованою піпеткою або мірним циліндром. Залишки кислоти з лійки ретельно змити в колбу за допомогою промивалки. Вміст колби ретельно перемішати круговими рухами до повного змішування рідин. Охолодити отриманий розчин до кімнатної температури. Довести об'єм розчину в колбі дистильованою водою до мітки. Колбу закрити пробкою і, багаторазово перевертаючи її догори дном (не менше 15 разів), ретельно перемішати розчин. Вилити отриманий розчин в приготовану склянку, здати лаборанту.

Зробити висновок про виконану лабораторну роботу.

4.4 Питання і задачі для самоконтролю

1. Які системи у хімії називають розчинами? Наведіть приклади.
2. Що називають концентрацією розчину?

3. Які існують способи вираження концентрації розчинів? За якими формулами їх визначають?

4. Як визначають еквівалент кислот, основ та солей? Наведіть приклади.

5. Дайте визначення закону еквівалентів.

6. Розрахуйте, яку масу калій фосфату і води потрібно взяти для приготування 250 г розчину з масовою часткою K_3PO_4 8 %?

7. Обчисліть молярну та нормальну концентрації розчину, у 250 мл якого розчинено 25 г $CuSO_4$. . (При вирішенні завдання дивитись додаток табл. Д1)

8. Змішали 150 г 30 % і 200 г 25 % розчинів однієї речовини. Скільки грам розчину і якої концентрації ви отримаєте?

9. Визначте молярну концентрацію розчину, який отримали при розчиненні 42,6 г натрій сульфату у 300 г води, якщо густина отриманого розчину дорівнює 1,12 г/мл. (При вирішенні завдання дивитись додаток табл. Д1)

10. Скільки грамів розчиненої речовини містить 1 л наступних розчинів

а) 0,3 Н $AlCl_3$;

б) 0,3 М H_3PO_4 ;

в) 0,1 М $Cr(NO_3)_3$;

г) 0,2 Н $Ca(OH)_2$?

(При вирішенні завдання дивитись додаток табл. Д1)

11. На титрування 26 мл розчину H_2SO_4 витрачено 22,5 мл 0,2 н розчину $NaOH$. Визначте нормальну концентрацію H_2SO_4 . (При вирішенні завдання дивитись додаток табл. Д1)

12. На нейтралізацію 31 см³ 0,16 н розчину лугу $Cu(OH)_2$ потрібно 217 см³ розчину H_2SO_4 . Чому дорівнює нормальна концентрація розчину H_2SO_4 ? (При вирішенні завдання дивитись додаток табл. Д1)

Тема 5 ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

5.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Відомо, що одні речовини в розчиненому або нерозчиненому стані проводять електричний струм, інші в тих же умовах не проводять. Речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм, називають електролітами (хлоридна кислота HCl, натрій хлорид NaCl, натрій гідроксид NaOH). Речовини, розчини або розплави яких не проводять електричний струм, називають неелектролітами (глюкоза C₆H₁₂O₆, етиловий спирт C₂H₅OH).

Теорія, яка розглядає розпад електролітів на іони, при розчиненні їх у воді, називають електролітичною дисоціацією (зворотний процес – асоціація). Основні положення теорії електролітичної дисоціації:

1. Електроліти при розчиненні у воді в більшій або меншій мірі розпадаються на іони.

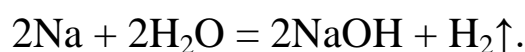
2. Кожен електроліт утворює два типи іонів – катіони (позитивно заряджені частинки) та аніони (негативно заряджені частинки).

3. У кислот, гідроксидів і солей катіонами є іони водню або металу, аніонами – кислотні залишки або гідроксид-іони.



4. Сума зарядів катіонів в розчині дорівнює сумі зарядів аніонів, тому розчин залишається електронейтральним.

5. Властивості іонів відрізняються від властивостей електронейтральних атомів і молекул. Наприклад, іони натрію (Na⁺) знаходяться у водному розчині, а атоми Натрію (Na⁰) реагують з водою, при цьому виділяється водень і утворюється натрій гідроксид



Властивість електролітів різною мірою дисоціювати на іони виражається ступенем дисоціації.

Ступенем дисоціації (α) називається відношення числа молекул електроліту, що розпалися на іони (a), до загального числа молекул, які було введено у розчин (A). Тобто ступінь дисоціації визначають за рівнянням

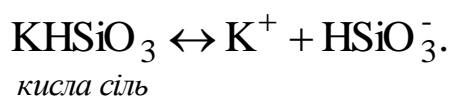
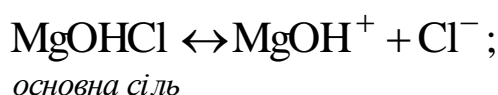
$$\alpha = \frac{a}{A} \cdot 100 \% . \quad (5.1)$$

Ступінь дисоціації зростає залежно від розбавлення розчину і збільшення температури. За ступенем дисоціації електроліти розділяють на сильні, середні і слабкі. Якщо ступінь дисоціації більша 30 % – це *сильний електроліт* ($\alpha > 30 \%$); $3 \% < \alpha < 30 \%$ – *електроліт середньої сили*; $\alpha < 3 \%$ – *слабкий електроліт*. Електроліти середньої і слабкої сили поєднують в одну групу, вони мають ступінчасту дисоціацію.

До сильних електролітів належать майже всі солі, такі мінеральні кислоти як нітратна кислота HNO_3 , сульфатна кислота H_2SO_4 , хлоридна кислота HCl , бромідна кислота HBr , йодидна кислота HI (найсильніша кислота), гідроксиди лужних та лужноземельних металів, наприклад літію LiOH , натрію NaOH , калію KOH , барію $\text{Ba}(\text{OH})_2$ і кальцію $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Сильні електроліти дисоціюють у розчині повністю. Тобто існують у розчині, головним чином, у вигляді іонів. Процеси повної електролітичної дисоціації записуються



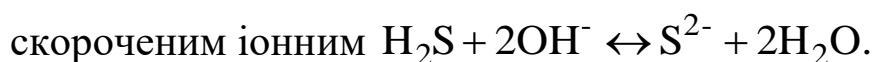
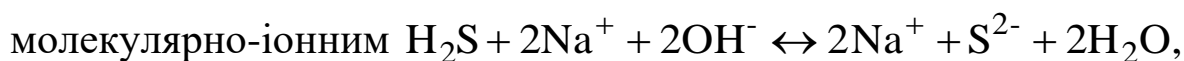
Кислі та основні солі, що є сильними електролітами, дисоціюють наступним чином



Ступінь дисоціації солей тим більша, чим менші заряди іонів. Наприклад, в ряду солей натрію – NaCl, Na₂SO₄, Na₃PO₄ ступінь дисоціації α зменшується.

Так як сильні електроліти при розчиненні у воді практично повністю дисоціюють на іони, тому у іонно-молекулярних рівняннях пишуться у вигляді іонів.

До слабких електролітів належать флуоридна кислота HF, фосфатна кислота H₃PO₄, карбонатна кислота H₂CO₃, сульфідна кислота H₂S, ціанідна кислота HCN, амоній гідроксид NH₄OH та інші гідроксиди (окрім гідроксидів лужних та лужноземельних металів), усі органічні кислоти (HCOOH – мурашина і оцтова CH₃COOH). Слабкі електроліти при розчиненні у воді дисоціюють на іони лише частково, тому у іонно-молекулярних рівняннях пишуться у вигляді молекул. Наприклад, взаємодію H₂S і NaOH можна виразити рівняннями



У молекулярно-іонному та скороченому іонному рівняннях слабкі електроліти записані у вигляді молекул, а сильні – у вигляді іонів.

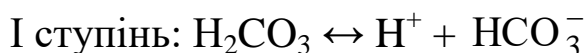
До чинників, які збільшують ступінчасту дисоціацію, належать підвищення температури (охолодження уповільнює дисоціацію); розбавлення розчину; відсутність однойменного іону.

Слабкі електроліти і неелектроліти у розбавлених водних розчинах характеризуються законом діючих мас і поняттям хімічної рівноваги.

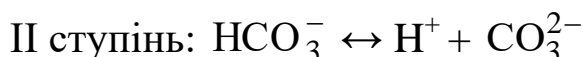
Електроліти середньої сили та слабкі електроліти дисоціюють поступово. Процес їх дисоціації кількісно описується константою дисоціації (додаток табл. Д2).

Константа дисоціації (K_d) – це константа рівноваги, яка відповідає дисоціації слабого електроліту. Вона характеризує здатність електроліту дисоціювати на іони. Сильні електроліти при розчиненні у воді практично цілком дисоціюють на іони, тоді як слабкі дисоціюють частково. Тому для слабких електролітів процес

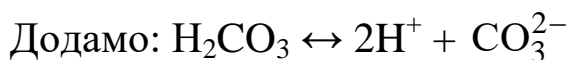
дисоціації є зворотнім процесом. А до зворотного процесу можна застосувати ЗДМ. Дисоціацію кожного ступеню двохошовної карбошової кислоти характеризують рівнянням константи рівноваги



$$K_{\text{д(1)}} = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$



$$K_{\text{д(2)}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$



$$K_{\text{д(ззг)}} = K_{\text{д(1)}} \cdot K_{\text{д(2)}} = \frac{[\text{H}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

Чим вища $K_{\text{д}}$, тим сильніший електроліт, тим краще він дисоціює. $K_{\text{д}}$ залежить від природи електроліту, природи розчинника, температури, але не залежить від концентрації електроліту.

Одним з найважливіших показників характеристики розчину є визначення його середовища. Ступінь кислотності чи лужності розчину (тобто середовище розчину) можна визначити за допомогою концентрацій іонів H^+ або OH^- . У воді рівноважні концентрації іонів $[\text{H}^+]$ і $[\text{OH}^-]$ однакові. Добуток концентрацій іонів водню та гідроксид-іонів у воді називають *іонним добутком води* (позначають K_w). Чисельне значення його при 22 °С дорівнює 10^{-14} , тоді

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \quad (5.2)$$

$$\text{або} \quad \text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14. \quad (5.3)$$

Дослідним шляхом встановлено, що в 1 літрі води за кімнатної температури (22 °С) при дисоціації утворюється 10^{-7} моль/л іонів H^+ і 10^{-7} моль/л іонів OH^- . Звичайно, користуються концентрацією H^+ -іонів. Якщо у розчині $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л – середовище нейтральне. Якщо у розчині $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$; $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л –

середовище кисле. Якщо у розчині $[H^+] < [OH^-]$; $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л – середовище лужне.

На практиці середовище розчинів частіше характеризують за величиною водневого показника рН або гідроксильного показника рОН. *Водневий показник рН* – це негативний десятковий логарифм концентрації гідроген-іонів у розчині

$$pH = -\lg[H^+], \text{ або } [H^+] = 10^{-pH}; \quad (5.4)$$

$$pOH = -\lg[OH^-], \text{ або } [OH^-] = 10^{-pOH} \quad (5.5)$$

За допомогою рН середовища розчинів характеризують

– середовище нейтральне, якщо $pH = 7$;

– середовище кисле, якщо $pH < 7$;

– середовище лужне, якщо $pH > 7$.

Для приблизного визначення рН користуються індикаторами, тобто речовинами, які змінюють своє забарвлення в залежності від лужності або кислотності середовища. Часто з цією метою використовують лакмус, фенолфталеїн, метилоранж.

5.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Серед наведених сполук – HNO_3 , HCl , K_2CO_3 , H_2S , NaS , $Ca(OH)_2$ – вибрати слабкий електроліт. Написати для нього ступінчасту дисоціацію і константи дисоціації за ступенями.

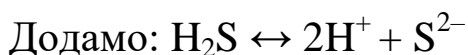
Рішення: серед наведених сполук тільки H_2S є слабким електролітом і дисоціює ступінчасто. Кожен ступінь характеризується константою дисоціації, тобто



$$K_{д(1)} = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]}$$



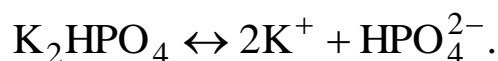
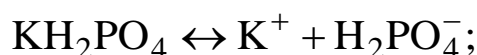
$$K_{д(2)} = \frac{[H^+][S^{2-}]}{[HS^-]}$$



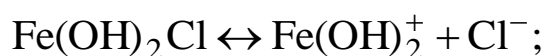
$$K_{\text{д(заг)}} = K_{\text{д(1)}} \cdot K_{\text{д(2)}} = \frac{[\text{H}^+]^2[\text{S}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

Приклад 2. З наведеного ряду вибрати кислі і основні солі і записати реакцію їх дисоціації: Na_2CO_3 , NaHCO_3 , KH_2PO_4 , K_2HPO_4 , K_3PO_4 , H_2CO_3 , MgCl_2 , MgOHCl , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, FeOHCl_2 .

Рішення: кислими солями є NaHCO_3 , KH_2PO_4 , K_2HPO_4 . Кислі солі дисоціюють з відщеплення катіона металу



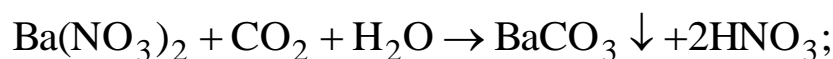
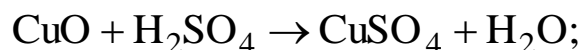
Основними солями є MgOHCl , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, FeOHCl_2 . Основні солі дисоціюють з відщеплення аніону – кислотного залишку.



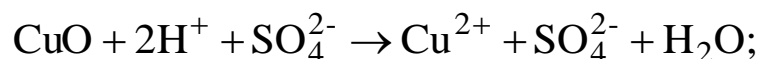
Приклад 3. Складіть рівняння реакцій, що протікають у водних розчинах, у молекулярній, іонній та скороченій іонній формах

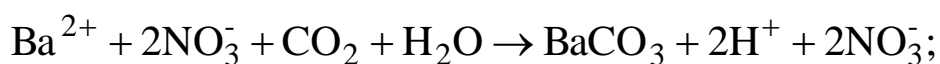


Рішення: сполуки CuO , CO_2 і H_2O записуються у молекулярній формі так само, як і продукти реакції. Звідси, молекулярна форма рівнянь

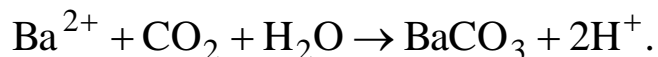
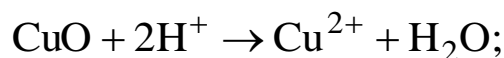


іонна форма





скорочена іонна форма



Приклад 4. Визначити усі показники кислотності для розчину, у якому концентрація іонів Гідрогену становить 10^{-3} моль/л.

<p><i>Дано:</i> $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ моль/л рН – ? рОН – ? $[\text{OH}^-] = ?$</p>	<p><i>Рішення:</i> рН розчину можна визначити з формули (5.4)</p> $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-3} = 3;$ <p>рОН з формули (5.3)</p> $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 3 = 11;$ <p>$[\text{OH}^-]$ з формули (5.5)</p> $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-11}.$ <p><i>Відповідь:</i> показники кислотності для розчину становлять: рН = 3; рОН = 11; $[\text{OH}^-] = 10^{-11}$.</p>
---	---

Приклад 5. Визначте $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$ і рН, якщо рОН розчину дорівнює 8. Вкажіть середу розчину.

<p><i>Дано:</i> рОН = 8 $[\text{H}^+] = ?$ $[\text{OH}^-] = ?$ рН – ?</p>	<p><i>Рішення:</i> а) визначимо рН</p> $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 8 = 6,$ <p>рН < 7, середа розчину кисла; б) визначимо $[\text{H}^+]$, використавши вираз</p> $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ <p>або</p> $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-6} \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}.$
---	---

в) визначимо $[\text{OH}^-]$, використавши вираз іонного добутку води

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-6}} = 10^{-8} \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}.$$

Відповідь: $\text{pH} = 6$; $[\text{H}^+] = 10^{-6}$ моль/л; $[\text{OH}^-] = 10^{-8}$ моль/л; кислий розчин.

5.3 Лабораторна робота «Дослідження властивостей розчинів електролітів»

Мета роботи: дослідження процесу дисоціації та фізико-хімічних властивостей розчинів електролітів.

Завдання: визначати сильні та слабкі електроліти на підставі значення ступеня дисоціації. Мати уявлення про механізм електролітичної дисоціації. Знати вирази іонного добутку води, водневого та гідроксильного показників. Вміти проводити необхідні розрахунки по визначенню кислотності розчинів.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. *Дослідження електропровідності розчинів електролітів.* Для дослідження використовується прилад, що складається з графітових електродів, включених у ланцюг послідовно з ламповим реостатом. Електроди занурювати у склянку, яку заповнювати по черзі розчинами: дистильованої та водопровідної води H_2O ; цукру $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$; етилового спирту $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; хлоридної кислоти HCl ; натрій гідроксиду NaOH ; калій нітрату KNO_3 . Окремо дослідити електропровідність концентрованих і розбавлених розчинів оцтової кислоти і амоній гідроксиду.

Відмітити, у яких розчинах лампочка горить або не горить, яскраво чи тьмяно. Скласти рівняння дисоціації електролітів. За ступенем розжарювання електричної лампи зробити висновок про їх силу. Які сполуки відносяться до неелектролітів?

Дослід 2. *Визначення pH за допомогою індикаторів.* Отримати і викладача розчин з невідомим значенням pH. Відлити 2 мл аналізованого розчину в пробірку і додати 2 краплі індикатора

нейтраль-рот. Якщо розчин забарвиться у червоний колір, то його $pH < 7$. Якщо розчин забарвиться у помаранчевий колір, то його $pH > 7$.

Якщо розчин при додаванні індикатора нейтраль-рот має помаранчевий колір (середовище лужне), то дослідження ведуть в окремих порціях аналізованого розчину в послідовності

– до аналізованого розчину долити індикатор фенолфталеїн. Якщо розчин забарвиться в блідо-рожевий колір, то $pH = 9$; якщо – у червоний, то $pH = 10$;

– до аналізованого розчину долити індикатор алізарин. Якщо розчин забарвиться в червоний колір, то $pH = 10-11$; якщо в червоний, то $pH = 12$;

– до аналізованого розчину долити індикатор індігокармін. Якщо розчин забарвиться в синій колір, то $pH = 0,5-10$; якщо в зелений, то $pH = 11-12$, якщо в жовтий, то $pH = 13-14$.

Якщо розчин при додаванні індикатора нейтраль-рот має червоний колір (кисле середовище), то дослідження ведуть в окремих порціях аналізованого розчину в послідовності

– до аналізованого розчину долити індикатор лакмоїд. Якщо розчин забарвиться в червоний колір, то $pH = 1-4$; якщо в фіолетовий, то $pH = 5-6$, якщо в синій, то $pH = 7-14$.

– до аналізованого розчину долити індикатор зелений діамантовий. Якщо розчин забарвиться в червоний колір, то $pH = 0,5-4$; якщо в зелений, то $pH = 5-14$.

– до аналізованого розчину долити індикатор метилвіолетом. Якщо розчин забарвиться в червоний колір, то $pH = 1-4$; якщо в фіолетовий, то $pH = 5-6$, якщо в синій, то $pH = 7-14$.

Дослід 3. Визначення pH за допомогою pH-метра-мільвольтметра. Для визначення кислотності розчину використовують фізичні методи, наприклад за допомогою pH-метра-мільвольтметра. Дія приладу заснована на вимірі різниці потенціалів (ЕРС) двох електродів – вимірювального і допоміжного, поміщений в розчин, що аналізується. В якості вимірювального електрода при визначенні pH розчину використовують скляний електрод.

При роботі з приладом його потрібно включити, почекати поки установиться значення pH. Кожен розчин наливати у стаканчик, куди занурити електроди. Перед кожним зануренням електродів в

аналізований розчин їх необхідно ретельно промити дистильованою водою і видалити з них надлишок води фільтрувальним папером.

Провести відповідні вимірювання рН розчинів.

Після вимірювання промити електроди і занурити їх в дистильовану воду.

Зробити висновок про виконану лабораторну роботу.

5.4 Питання і задачі для самоконтролю

1. Що розглядає теорія електролітичної дисоціації? Наведіть її основні положення.

2. Які речовини називають електролітами та неелектролітами? Чому? Наведіть приклади.

3. Яка величина визначає силу електролітів?

4. Назвіть основні кількісні характеристики електролітичної дисоціації? Як їх визначають? Наведіть приклади.

5. Які чинники і як впливають на електролітичну дисоціацію?

6. Що таке іонний добуток води? Як він визначається? Чому дорівнює?

7. Що таке рН та рОН? Наведіть формули їх визначення.

8. Які методи застосовують для визначення рН?

9. Написати ступінчасту дисоціацію і константи дисоціації по ступенях для розчину H_3PO_4 .

10. Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії у розчинах між речовинами

а) CuSO_4 і KOH ;

б) NH_4Cl і $\text{Ba}(\text{OH})_2$;

в) KHCO_3 і KOH ;

г) KHCO_3 і H_2SO_4 ;

д) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ і NaOH ;

е) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ і KOH ;

11. Визначити концентрацію іонів гідрогену, якщо рОН розчину дорівнює 8. Яке середовище цього розчину?

12. Визначте $[H^+]$, рН, рОН і вкажіть середу розчину, якщо концентрація гідроксильних іонів дорівнює, моль/л
а) 10^{-2} ; б) 10^{-5} ; в) 10^{-9} ; г) 10^{-14} ; д) 1.

Тема 6 ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

6.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

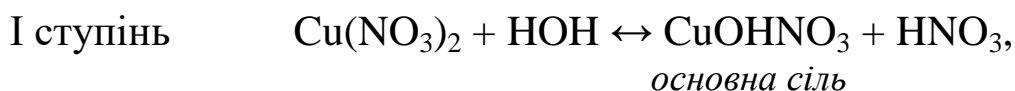
При розчиненні солі у воді іони солі можуть з іонами води утворювати малодисоційовані сполуки, що приводить до змінення концентрації іонів H^+ і OH^- і зміщенню іонної рівноваги води. При зв'язуванні вільних іонів OH^- з'являється надлишок іонів водню і розчин набуває кислу реакцію. З'єднання аніонів солі з іонами H^+ води спричиняє утворення надлишку іонів OH^- , розчин стає лужним. Взаємодія іонів солі з іонами води, яка супроводжується зміненням концентрації іонів гідрогену або гідроксильних іонів, називається *гідролізом солі*.

Гідроліз солей, тобто їх обмінна взаємодія з водою, відбувається тільки в тому випадку, якщо іони солі здатні утворювати з іонами води малодисоційовані сполуки. Це можливо тоді, коли або катіон, або аніон солі є іоном слабкої кислоти або основи. Будь-яку сіль можна представити, як продукт взаємодії основи і кислоти. Тому гідроліз солей можна розділити на 4 групи. Солі утворені:

- 1 група – сильною кислотою і сильною основою (Na_2SO_4);
- 2 група – сильною кислотою і слабою основою (NH_4Cl , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$);
- 3 група – слабою кислотою і сильною основою (CH_3COONa , K_2S);
- 4 група – слабою кислотою і слабою основою ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$);

Солі I групи гідролізу не підлягають.

Розчини солей II групи при гідролізі мають кислу реакцію ($\text{pH} < 7$). Ступені гідролізу для солі $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

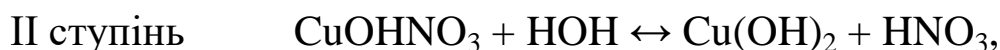


у іонно-молекулярному вигляді

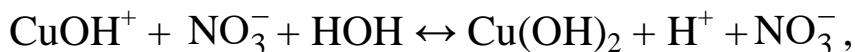


у скороченому іонно-молекулярному вигляді

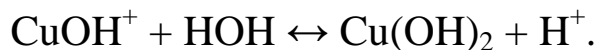




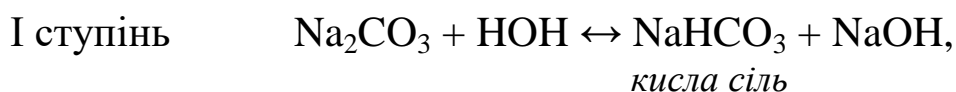
у іонно-молекулярному вигляді



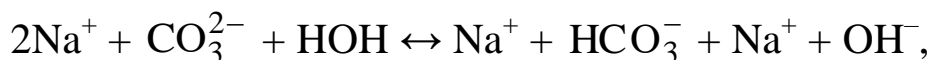
у скороченому іонно-молекулярному вигляді



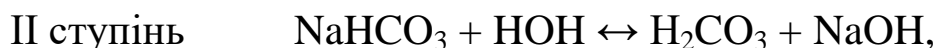
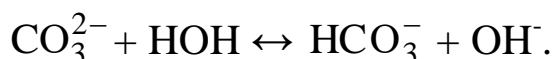
Розчини солей III групи при гідролізі мають лужну реакцію ($\text{pH} > 7$). Ступені гідролізу для солі Na_2CO_3



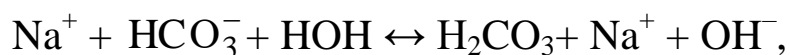
у іонно-молекулярному вигляді



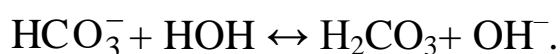
у скороченому іонно-молекулярному вигляді



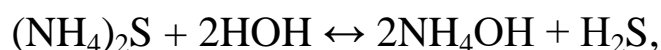
у іонно-молекулярному вигляді



у скороченому іонно-молекулярному вигляді



Розчини солей IV групи при гідролізі мають реакцію близьку до нейтральної ($\text{pH} \approx 7$). Гідроліз солі $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ йде відразу до кінця за двома ступенями



у іонно-молекулярному вигляді

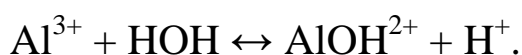
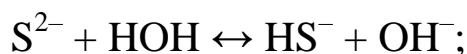


У ході гідролізу утворюються 2 слабких електроліта, немає

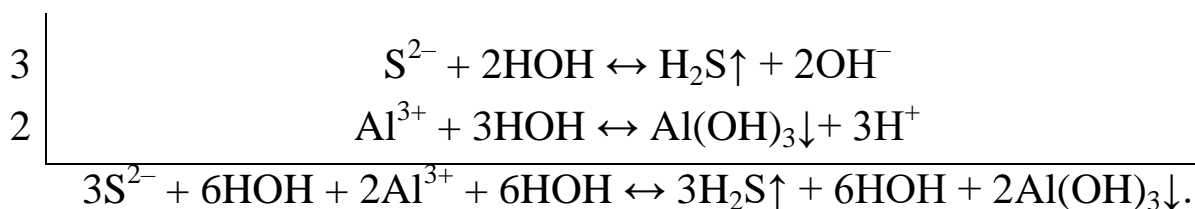
накопичення іонів H^+ и OH^- , гідролізу ніщо не заважає йти до кінця. рН розчину визначається при порівнянні ступенів дисоціації слабкої кислоти і слабкої основи: $\alpha_{NH_4OH} = 1,3 \%$; $\alpha_{H_2S} = 0,07 \%$. Так як $\alpha_{H_2S} < \alpha_{NH_4OH}$, то розчин буде мати слаболужну реакцію або $pH > 7$.

Гідроліз посилюється при розбавленні та підвищенні температури.

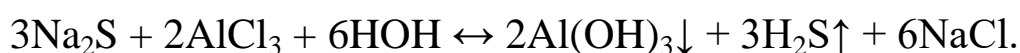
Сумісний гідроліз солей протікає при зливанні декількох розчинів. Наприклад, Na_2S (сіль III групи) і $AlCl_3$ (сіль II групи). Обмінної взаємодії з утворенням Al_2S_3 не станеться, оскільки у водному розчині кожна сіль піддається гідролізу, і гідроліз посилюється у присутності іншої солі. За звичайних умов (гідроліз кожної солі йде по першому ступеню) перша ступінь гідролізу кожної солі йде відповідно реакції



При зливанні розчинів йони гідрогену і гідроксид-іони об'єднуються в молекулу води, тому і посилюється гідроліз кожної солі. Гідроліз йде до кінця, в одну стадію.

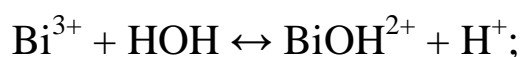
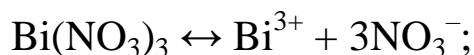


У молекулярному вигляді

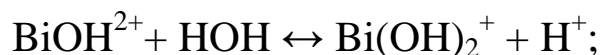


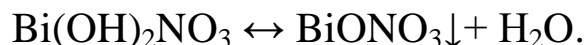
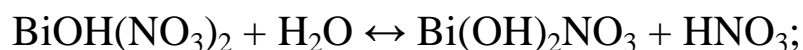
Продукти гідролізу виходять із сфери реакції.

Особливості гідролізу солей Bi, Sb – V гр.; Ge, Sn – IV гр.



Підсилюємо гідроліз розбавленням

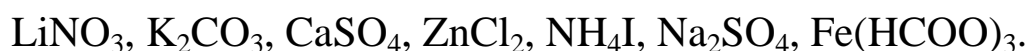




Тобто, сіль Бісмуту гідролізується лише за першим ступенем, а за другим – утворюється нерозчинний осад.

6.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Вказати середовище водних розчинів солей



Рішення: Реакція водних розчинів солей визначається за їх належністю до певної групи, тобто силою кислоти і основи, якими вона утворена

– сіль LiNO_3 утворена сильною кислотою HNO_3 і сильною основою LiOH (I група). Сіль гідролізу не підлягає;

– сіль K_2CO_3 утворена слабкою кислотою H_2CO_3 і сильною основою KOH (III група). Середина лужна ($\text{pH} > 7$);

– сіль CaSO_4 утворена сильною кислотою H_2SO_4 і сильною основою $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (I група). Сіль гідролізу не підлягає;

– сіль ZnCl_2 утворена сильною кислотою HCl і слабкою основою $\text{Zn}(\text{OH})_2$ (II група). Середина кисла ($\text{pH} < 7$);

– сіль NH_4I утворена сильною кислотою HI і слабкою основою NH_4OH (II група). Середина кисла ($\text{pH} < 7$);

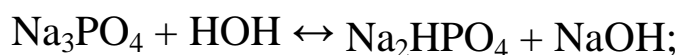
– сіль Na_2SO_4 утворена сильною кислотою H_2SO_4 і сильною основою NaOH (I група). Сіль гідролізу не підлягає;

– сіль $\text{Fe}(\text{HCOO})_3$ утворена слабкою кислотою HCOOH і слабкою основою $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (IV група). Середина розчину близька до нейтральної.

Приклад 2. Розглянути та записати у молекулярному та іонному вигляді ступінчастий гідроліз водного розчину солі натрій фосфату. Визначити яке середовище має цей розчин.

Рішення: сіль натрій фосфату Na_3PO_4 можна представити як продукт взаємодії сильної основи та слабкої кислоти. Гідроліз відбувається ступінчато і має три ступені, тобто

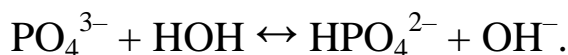
I ступінь. У молекулярному вигляді



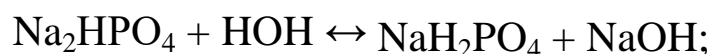
у іонному вигляді



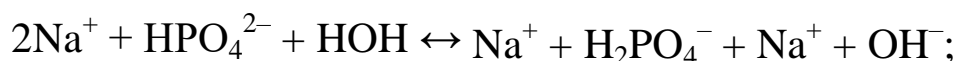
або у скороченому іонному вигляді



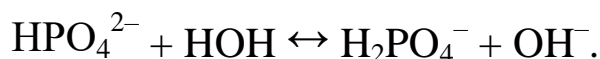
II ступінь. У молекулярному вигляді



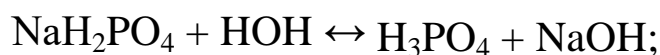
у іонному вигляді



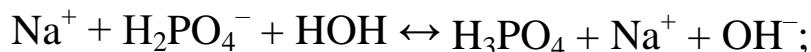
або у скороченому іонному вигляді



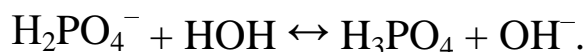
III ступінь. У молекулярному вигляді



у іонному вигляді



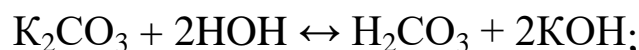
або у скороченому іонному вигляді



Відповідь: гідроліз водного розчину солі Na_3PO_4 має три ступені, протікає по аніону і має лужне середовище ($\text{pH} > 7$).

Приклад 3. Розглянути та записати у молекулярному та іонному вигляді сумісний гідроліз водних розчинів солей калій карбонату та хром(III) хлориду.

Рішення: сіль калій карбонату K_2CO_3 – це сіль сильної основи та слабкої кислоти, а сіль хром(III) хлориду CrCl_3 – це сіль слабкої основи та сильної кислоти. Обмінної взаємодії з утворенням $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$ не станеться, оскільки у водному розчині кожна сіль піддається гідролізу, і гідроліз солей посилюється за наявності іншої солі. Окремо гідроліз кожної з солі відбувається для солі K_2CO_3



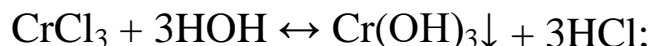
у іонному вигляді



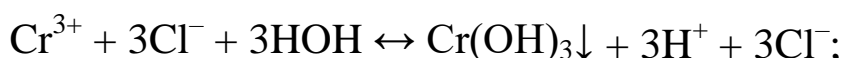
або у скороченому іонному вигляді



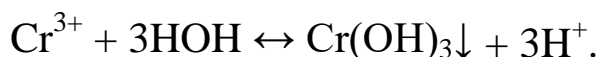
Для солі CrCl_3



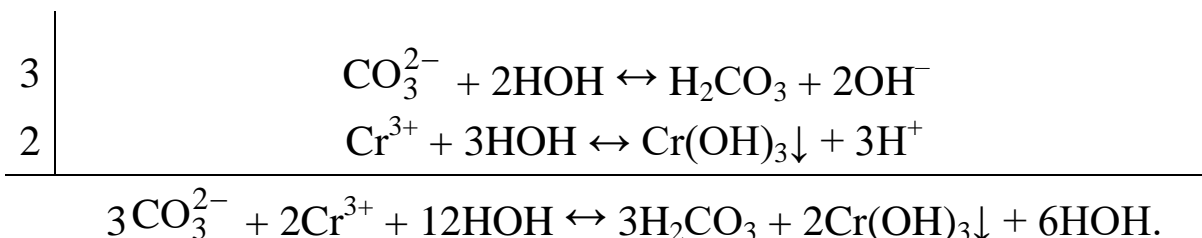
у іонному вигляді



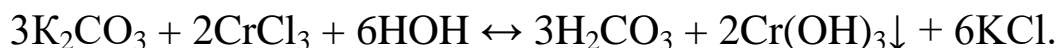
або у скороченому іонному вигляді



Після додавання скорочених іонних рівнянь для обох солей маємо

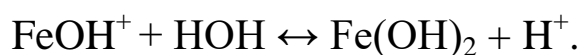
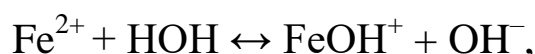


Тоді остаточне молекулярне рівняння сумісного гідролізу водних розчинів солей калій карбонату та хром(III) хлориду має вигляд



Відповідь: сумісний гідроліз водних розчинів солей калій карбонату та хром(III) хлориду протікає з утворенням осаду хром(III) гідроксиду.

Приклад 4. Вкажіть способи зсуву рівноваги реакцій гідролізу вправо



Рішення: за скороченим іонно-молекулярним рівнянням, йде гідроліз солі Fe(II), яка утворена сильною кислотою, наприклад, це можуть бути солі FeCl₂, FeSO₄, Fe(NO₃)₂, FeBr₂. Для зсуву рівноваги реакцій гідролізу вправо або для прискорення гідролізу можна: підвищити температуру, розбавити розчин водою, ввести протилежні іони (у даному випадку іони OH⁻).

6.3 Лабораторна робота «Гідроліз солей»

Мета роботи: дослідження процесу гідролізу солей та впливу температури і розбавлення розчину на ступінь гідролізу.

Завдання: визначення кислотності розчинів солей та встановлення впливу таких чинників як температура та розведення розчину на протікання процесу гідролізу. Експериментально провести повний гідроліз солей та записати іонні рівняння гідролізу.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. Дослідження реакцій розчинів солей. В окремі пробірки налити 1-2 мл розчинів наступних солей: натрій хлориду, натрій карбонату, алюміній сульфату. Визначити кислотність розчинів розчином лакмусу. Які солі підлягають гідролізу? Скласти їх молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу.

Дослід 2. Вплив температури на гідроліз. Налити у пробірку 3-4 мл розчину натрій ацетату та 1-2 краплі розчину фенолфталеїну та поступово нагріти розчин до кипіння. Звернути увагу на зміну забарвлення розчину при нагріванні і при охолодженні гарячого розчину. Дати пояснення. Скласти рівняння реакцій гідролізу натрій ацетату.

Дослід 3. Вплив розведення розчину на гідроліз. Налити в пробірку 1-2 мл розчину бісмут нітрату і розбавити його у 2-3 рази водою. Дати пояснення, тому що відбувається у пробірці. Скласти рівняння реакції гідролізу, знаючи, що в осад випала основна сіль Bi(OH)₂NO₃.

Дослід 4. Повний гідроліз солей. а) До 1-2 мл розчину алюміній сульфату прилити приблизно 1-2 мл розчину соди. Звернути увагу на

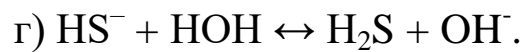
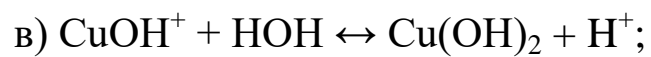
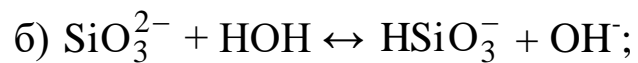
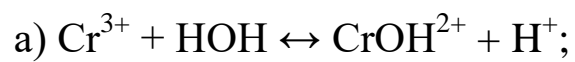
зміни, які відбуваються у пробірці та надати пояснення. Скласти рівняння процесу, що протікає.

б) Налити у пробірку 2-3 мл розчину ферум(III) хлориду, додати сухий CH_3COONa і прокип'ятити. Звернути увагу на зміни, які відбуваються у пробірці та надати пояснення. Скласти рівняння процесу, що протікає.

Зробити висновок про виконану лабораторну роботу.

6.4 Питання і задачі для самоконтролю

1. Що називається гідролізом?
2. Які чинники і як впливають на гідроліз солей?
3. Які групи солей підлягають гідролізу?
4. Солі якої групи гідролізу не підлягають? Чому?
5. Як відбувається гідроліз солей 2 групи? Яке вони мають середовище розчину? Наведіть приклад.
6. Як відбувається гідроліз солей 3 групи? Яке вони мають середовище розчину? Наведіть приклад.
7. Як відбувається гідроліз солей 4 групи? Яке вони мають середовище розчину? Наведіть приклад.
8. Як відбувається сумісний гідроліз солей різних груп? Наведіть приклади.
9. 1. Вказати середу водних розчинів солей одного з нижче наведених рядів
 - а) LiNO_3 , K_2CO_3 , CaSO_4 , ZnCl_2 , NH_4Br , Na_3PO_4 ;
 - б) CuSO_4 , NaNO_3 , Na_2SO_4 , Na_2S , $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, LiCl ;
 - в) NaCl , NH_4NO_3 , ZnSO_4 , AlCl_3 , KCN , Li_2SO_4 ;
 - г) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NH_4CN , Na_2SO_4 , FeSO_4 , KCNS ;
 - д) K_3PO_4 , LiCl , Li_2CO_3 , NH_4CNS , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, CaCl_2 ;
10. Скласти молекулярні, молекулярно-іонні рівняння гідролізу солей Na_2S , CuSO_4 , Na_3PO_4 , сумісний гідроліз солей плюмбум(II) нітрату і натрій сульфід. (При вирішенні завдання дивитись додаток табл. Д2 та Д3)
11. Вкажіть способи зсуву рівноваги реакцій гідролізу вправо



12. Чи може довго існувати водний розчин ферум(II) ацетату?
Чи буде стійким цей розчин?

Тема 7 ЖОРСТКІСТЬ ВОДИ

7.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Жорсткість води зумовлюють катіони Ca^{2+} , Mg^{2+} та катіони деяких важких металів. Оскільки в природних водах переважають іони Ca^{2+} і Mg^{2+} , а інші присутні не завжди і в незначних кількостях, то загальна жорсткість природних вод може бути охарактеризована сумою концентрацій іонів Ca^{2+} та Mg^{2+} (ммоль·екв/л). Один ммоль·екв відповідає вмісту у воді 20,04 мг/л іонів Ca^{2+} або 12,156 мг/л іонів Mg^{2+} .

Жорсткість природних вод змінюється в широких межах. За величиною загальної твердості природні води поділяються на групи: вода дуже м'яка (менше ніж 1,5 ммоль·екв/дм³), вода м'яка (від 1,5 до 3,0 ммоль·екв/дм³), вода середньої твердості (від 3,0 до 5,4 ммоль·екв/дм³), вода тверда (від 5,4 до 10,7 ммоль·екв/дм³), вода дуже тверда (понад 10,7 ммоль·екв/дм³).

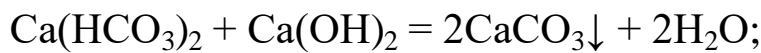
Найбільш м'якими є води атмосферних осадів, жорсткість яких становить 0,07-0,1 ммоль·екв/дм³. Найбільша жорсткість спостерігається в водах світового океану, для яких середнє значення твердості дорівнює 130,5 ммоль·екв/дм³. Припустима жорсткість води для господарчо-питного водопостачання становить не більша, ніж 7 ммоль·екв/дм³.

Загальна жорсткість поділяється на карбонатну і некарбонатну. Перша з них зумовлена присутністю кальцій і магній гідрокарбонатів та карбонатів ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, CaCO_3 , MgCO_3). Оскільки кальцій та магній карбонати важкорозчинні речовини, то часто під карбонатною жорсткістю розуміють гідрокарбонатну жорсткість, зумовлену добре розчинними гідрокарбонатами $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Ці солі при нагріванні розкладаються з виділенням карбону(IV) оксиду і осаду карбонатів

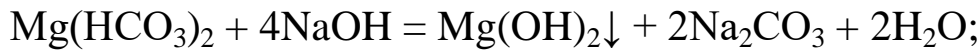


Таким чином, при кип'ятінні жорсткість води, спричинена кальцій та магній гідрокарбонатами, усувається. Тому така жорсткість називається *усувною або тимчасовою*.

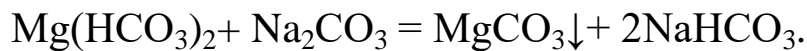
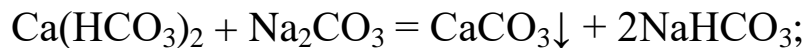
Існують хімічні шляхи усунення тимчасової жорсткості
– вапняковий метод



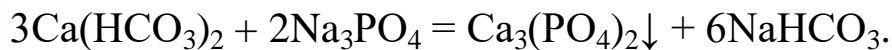
– *натронний метод*



– *содовий метод*



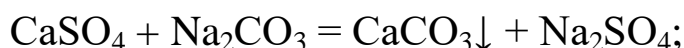
– *фосфатний метод*



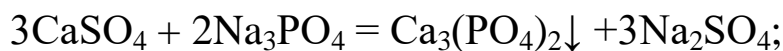
Сульфати, хлориди, а також кальцієві та магнієві солі інших кислот характеризують *некарбонатну або постійну* жорсткість води. Солі, що зумовлюють жорсткість води, не шкідливі для живих організмів, однак наявність їх у великих кількостях небажана, оскільки вода стає непридатною для господарчо-побутових потреб. Жорстка вода не дає піни з милом, оскільки розчинні натрієві солі жирних кислот, що входять до складу мила, переходять у нерозчинні кальцієві солі цих кислот.

Шляхи усунення постійної жорсткості

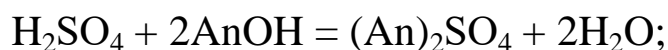
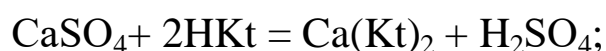
– *содовий метод*



– *фосфатний метод*



– *іонітний метод*, коли іони Ca^{2+} та Mg^{2+} заміщуються на іони Na^+ (або H^+)



– *зворотний осмос*, коли використовують напівпроникні мембрани

(поліамідні), унаслідок чого видаляється більшість (до 99,9 %) солей; застосовують для підготовки питної води;

– *електродіаліз*, оснований на видаленні з води солей під впливом електричного поля;

– *дистиляція*, тобто перегонка (випарювання з подальшою конденсацією) води.

7.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Обчисліть загальну жорсткість води (\mathcal{J}), якщо на титрування 100 см^3 води витрачено $2,5 \text{ см}^3$ розчину HCl з молярною концентрацією $0,1 \text{ моль/дм}^3$.

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ мл}$$

$$V(\text{HCl}) = 2,5 \text{ мл}$$

$$C(\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль/л}$$

$\mathcal{J} - ?$

Рішення: загальну жорсткість обчислюють за формулою

$$\mathcal{J} = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})},$$

де: $C(\text{HCl})$ – молярна концентрація HCl , моль/мл;

$V(\text{HCl})$ – об'єм HCl , моль/мл;

Тоді,

$$\mathcal{J} = \frac{0,1 \cdot 2,5 \cdot 1000}{100} = 2,5 \text{ ммоль/л.}$$

Відповідь: загальну жорсткість води дорівнює $2,5 \text{ ммоль/л}$.

Приклад 2. Яку масу натрій карбонату необхідно додати до 1 м^3 води для усунення жорсткості, рівної 5 ммоль/дм^3 ?

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ м}^3$$

$$\mathcal{J} = 5 \text{ ммоль/дм}^3$$

$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$

Рішення: у 1 м^3 води міститься $1000 \cdot 5 = 5000 \text{ ммоль}$ еквівалентів солей, що зумовлюють жорсткість води. Молярна маса еквівалента натрій карбонату дорівнює

$$E = \frac{M}{2} = \frac{106}{2} = 53 \text{ г/моль.}$$

Для усунення жорсткості до 1 м³ води слід додати натрій карбонату

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5000 \cdot 53 = 265000 \text{ мг (або 265 г).}$$

Відповідь: для усунення жорсткості до 1 м³ води необхідно 265 г Na₂CO₃.

Приклад 3. Обчисліть жорсткість води, знаючи, що в 500 л її міститься 202,5 г Ca(HCO₃)₂.

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 500 \text{ л}$$

$$m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) =$$

$$202,5 \text{ г}$$

$$\text{Ж} - ?$$

Рішення: у 1 л води міститься

$$m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 202,5 : 500 = 0,405 \text{ г Ca}(\text{HCO}_3)_2,$$

що складає

$$0,405 : 81 = 0,005 \text{ еквівалентних мас}$$

або

$$\text{Ж} = 5 \text{ мекв/л,}$$

(81 г/моль – еквівалентна маса Ca(HCO₃)₂).

Відповідь: жорсткість становить 5 мекв.

Приклад 4. Скільки грамів CaSO₄ міститься в 1 м³ води, якщо жорсткість, обумовлена присутністю цієї солі, дорівнює 4 мекв?

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ м}^3$$

$$\text{Ж} = 4 \text{ мекв}$$

$$m(\text{CaSO}_4) - ?$$

Рішення: молярна маса CaSO₄

$$M(\text{CaSO}_4) = 136,14 \text{ г/моль;}$$

Тоді еквівалентна маса

$$E(\text{CaSO}_4) = 136,14 : 2 = 68,07 \text{ г/моль.}$$

В 1 мл води жорсткістю 4 мекв міститься

$$m(\text{CaSO}_4) = 4 \cdot 1000 = 4000 \text{ мекв,}$$

або

$$4000 \cdot 68,07 = 272,280 \text{ мг} = 272,280 \text{ г CaSO}_4.$$

Відповідь: в 1 мл води жорсткістю 4 мекв міститься 272,280 г CaSO₄.

Приклад 5. Яку масу соди треба додати до 500 л води, щоб усунути її жорсткість, яка дорівнює 5 мекв?

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 500 \text{ л}$$

$$Ж = 5 \text{ мекв}$$

$$m(\text{CaCO}_3) - ?$$

Рішення: у 500 л води міститься

$$500 \cdot 5 = 2500 \text{ мекв солей,}$$

що обумовлюють жорсткість води.

Для усунення жорсткості слід додати

$$m(\text{CaCO}_3) 2500 \cdot 53 = 132500 \text{ мг} = 132,5 \text{ г соди}$$

де: 53 г/моль – еквівалентна маса Na₂CO₃.

Відповідь: треба додати 132,5 г соди.

Приклад 6. Обчислити карбонатну жорсткість води (ЖК), знаючи, що на титрування 100 см³ цієї води, що містить кальцій гідрокарбонат, потрібно було 6,25 см³ 0,08 н розчину HCl.

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ см}^3$$

$$V(\text{HCl}) = 6,25 \text{ см}^3$$

$$N = 0,08 \text{ н}$$

$$ЖК - ?$$

Рішення: обчислюємо нормальність розчину кальцій гідрокарбонату, позначивши число еквівалентів розчиненої речовини в 1 л розчину, тобто нормальність, через x , складаємо пропорцію

$$\frac{6,25}{100} = \frac{x}{0,08},$$

звідки $x = 0,005 \text{ н}$.

Таким чином, в 1 л досліджуваної води міститься

$$ЖК = 0,005 \cdot 1000 = 5 \text{ мекв Ca(HCO}_3)_2$$

або $ЖК = 5$ мекв.

Відповідь: карбонатна жорсткість води дорівнює 5 мекв.

6.3 Лабораторна робота «Визначення жорсткості води»

Мета роботи: дослідження властивостей води та оцінка її показника якості.

Завдання: визначення загальної жорсткості води.

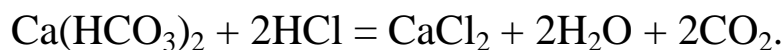
Порядок виконання роботи

Дослід 1. *Приготування жорсткої води води.* У колбу налити 20-30 мл вапняної води, стільки дистильованої і додають 5-6 мл насиченого розчину кальцій сульфату. За допомогою апарату Кіппа в розчин пропустити вуглекислий газ. Осад, що утворився при подальшому пропусканні вуглекислого газу, повністю розчиняється. Записати рівняння реакцій.

Одержану тверду воду залишити для наступних дослідів.

Дослід 2. *Видалення солей жорсткості.* Налити у чотири пробірки по 4-5 мл води, одержаної в першому досліді. Воду в одній пробірці нагріти до кипіння. Чому виникло помутніння? Яка твердість усувається кип'ятінням? Скласти рівняння реакції. В решту пробірок додати: у першу – розчин соди, у другу – вапняну воду і у третю – розчин натрій фосфату. Що відбувається у пробірках? Скласти рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 3. *Визначення тимчасової (карбонатної) жорсткості води.* В основі методу лежить реакція між хлоридною кислотою і гідрокарбонатами



Тимчасова твердість дорівнює кількості хлоридної кислоти в одиницях мілімолярної концентрації еквівалента (мг-екв), що витрачено на титрування 1 л води.

Налити в дві колби по 100 мл досліджуваної води і додати по 2-3 краплі метилоранжу. Воду в одній колбі залишають для контролю, а в другу колбу з бюретки краплинами додати розчин хлоридної

кислоти з молярною концентрацією 0,1 моль/л, до тих пір поки від однієї краплини кислоти забарвлення з жовтого не перейде в жовтогаряче (порівняйте із забарвленням води в контрольній колбі). Титрування проводити 2-3 рази. Для розрахунків необхідно взяти середній результат. Оскільки реакції протікають між еквівалентними кількостями речовин, то відповідно до закону еквівалентів у взятому об'ємі води міститься така кількість гідрокарбонатів кальцію й магнію в одиницях мілімолярної концентрації еквівалента (мг-екв), скільки HCl міститься в об'ємі хлоридної кислоти, що було витрачено на титрування. Формула для визначення жорсткості води, мг-екв/л

$$ЖК = \frac{M_{HCl} \cdot V_{HCl} \cdot 1000}{V_{H_2O}},$$

де $ЖК$ – карбонатна (тимчасова) жорсткість води;

M_{HCl} – молярна концентрація розчину соляної кислоти;

V_{HCl} – об'єм розчину HCl, використаний на титрування води (середнє значення з трьох вимірів);

V_{H_2O} – об'єм води, взятої для титрування.

Дослід 4. *Якісне визначення іонів Ca^{2+} у воді.* Взяти три однакові пробірки, в одну налити 5 мл води, отриманої в досліді 1, у другу – 5 мл води з водогону, у третю – 5 мл дистильованої води. У кожену пробірку додають по 1 мг розчину NH_4OH і по 2-3 мл розчину амоній оксалату $(NH_4)_2C_2O_4$. Порівняти вміст пробірок. Де утворився осад? Записати рівняння реакцій.

Дослід 5. *Якісне визначення іонів SO_4^{2-} у воді.* В одну пробірку налити 5 мл води, отриманої в досліді 1, у другу – 5 мл з водогону і в третю – 5 мл дистильованої води. У кожену пробірку додати по 2-3 мл розчину барій хлориду. Де утворився осад? Записати рівняння реакцій.

Дослід 6. *Дія мила на м'яку та жорстку воду.* Налити в одну пробірку 5-6 мл води з водогону, а у другу – такий же об'єм дистильованої води. Додати в кожену пробірку піпеткою по 0,5 мл мильного розчину, збовтати вміст пробірок до зникнення піни. Після цього додати знову по 0,5 мл мильного розчину і знову збовтати. Так повторюють доти, доки не утвориться стійка піна. Яка кількість

мильного розчину пішла на утворення стійкої піни у кожній пробірці? Чому?

Зробити висновок про виконану лабораторну роботу.

7.4 Питання і задачі для самоконтролю

1. Яку масу Na_3PO_4 треба додати до 500 л води, щоб усунути її карбонатну жорсткість, яка дорівнює 5 ммоль екв?

2. Які солі обумовлюють жорсткість природної води? Яку твердість називають карбонатною, некарбонатною? Як можна усунути карбонатну, некарбонатну твердість? Напишіть рівняння відповідних реакцій. Чому дорівнює жорсткість води, в 100 л якої міститься 14,632 г гідрокарбонату магнію?

3. Обчислити карбонатну жорсткість води, знаючи, що для реакції з гідрокарбонатом кальцію, що міститься в 200 см^3 води, потрібно 15 см^3 0,08 н розчину HCl .

4. В 1 л води міститься іонів магнію 36,47 мг і іонів кальцію 50,1 мг. Чому дорівнює жорсткість цієї води?

5. Яку масу натрій карбонату треба додати до 400 л води, щоб усунути твердість, що дорівнює 3 ммоль екв.

6. Вода, що містить тільки магній сульфату, має твердість 7 ммоль екв. Яка маса магній сульфату міститься в 300л цієї води?

7. Обчислити твердість води, знаючи, що в 600 л її міститься 65,7 г магній гідрокарбонату і 61,2 калій сульфату.

8. В 220 л води міститься 11 г магній сульфату. Чому дорівнює жорсткість цієї води?

9. Жорсткість води, в якій розчинений тільки кальцій гідрокарбонат, дорівнює 4 ммоль екв. Який об'єм 0,1 н розчину HCl потрібно буде для реакції з кальцій гідрокарбонатом, що міститься в 75 см^3 цієї води?

10. В 1 м^3 води міститься 140 г сульфату магнію. Обчисліть твердість цієї води.

11. Вода, що містить тільки магній гідрокарбонат, має жорсткість 3,5 ммоль екв. Яка маса магній гідрокарбонату міститься в 200 л цієї води?

12. До 1 м^3 жорсткої води додали 132,5 г натрій карбонату. Наскільки знизилася жорсткість?

Тема 8 КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

8.1 Рекомендації до вивчення теоретичного матеріалу

Склад багатьох хімічної сполук пояснюється з позицій теорії валентності, наприклад: H_2O , NH_3 , HF і т.д. Такі сполуки можна назвати простими або сполуками нижчого порядку. Проте утворення інших сполук, а їх більшість, неможливо зрозуміти виходячи з уявлень про валентність. Вони як би складені з двох або декількох простих сполук. Їх називають сполуками вищого порядку або комплексними, координаційними сполуками. Приклади координаційних сполук: $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{KCN}$, $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$, $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3$, $\text{PdCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$

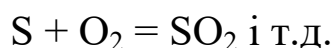
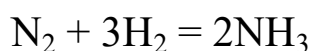
Хімія комплексних сполук – складова частина неорганічної хімії. Але ж чіткої межі між комплексними та простими речовинами немає.

Всі складні речовини можна підрозділити на дві великі групи

I група – сполуки першого порядку або бінарні;

II група – сполуки вищого порядку або молекулярні.

До першої групи відносяться складні речовини, які можна отримати з простих речовин. Наприклад,



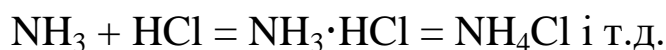
До другої групи відносяться складні речовини, які утворюються при сполученні складних речовин.

Наприклад, кальцій оксид може приєднувати до себе воду, утворюється нова хімічна речовина. Якщо будова цієї речовини невідома, його формулу можна записати у вигляді $\text{CaO} \cdot \text{H}_2\text{O}$. Крапка між формулами позначає не множення, а приєднання. Так записуються, зокрема, формули багатьох мінералів.

Проте така формула мало що говорить про хімічні властивості сполуки. Тому, для того, щоб чітко позначити клас неорганічних речовин (в даному випадку – основа) і, отже, його хімічні властивості, формулу пишуть у вигляді $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Аналогічно





До таких сполук відносяться і комплексні сполуки. У шкільному курсі хімії вони зустрічалися в тих розділах, де мова йшла, наприклад, про взаємодію амфотерного гідроксиду з лугом



Розподіл усіх неорганічних речовин на сполуки першого та вищого порядку, введене А. Вернером, досить формальний, так як ряд сполук неможна віднести до комплексних. В той же час деякі із комплексних сполук існують тільки в твердому стані або у розплаві, в розчині вони повністю розпадаються.

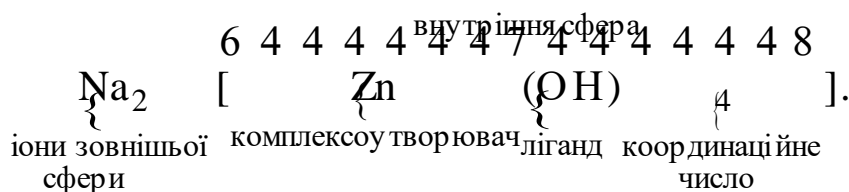
Основоположником теорії комплексних сполук можна вважати німецького вченого Альфреда Вернера, що опублікував у 1893 році свою роботу «Про координаційну теорію комплексних сполук». Згідно сучасним уявленням, для комплексних сполук характерно, по-перше, певна будова, по-других, специфічно протікаючий процес дисоціації.

Будову комплексних сполук розглянемо на прикладі речовини $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$. В центрі комплексної сполуки знаходиться *комплексоутворювач* – іон Zn^{2+} . У формулі комплексної сполуки *комплексоутворювач* записують одразу ж після першої квадратної скобки. До *комплексоутворювача* міцно приєднуються частинки з протилежним знаком заряду. Вони називаються *лігандами*. У розглянутій сполуці це іони OH^- . Число лігандів називається *координаційним числом*, яке у нашому випадку дорівнює 4. *Комплексоутворювач* разом з лігандами утворює *внутрішню сферу* комплексної сполуки або *комплексний іон*. Внутрішня сфера в хімічній формулі виділяється квадратними скобками. Як правило, позитивний заряд *комплексоутворювача* і негативні заряди лігандів не врівноважують один одного. Тому частинка має заряд (чому і називається *комплексним іоном*). Заряд комплексного іона можна розрахувати як суму зарядів усіх часток, що входять до нього. У нашому випадку заряд іону дорівнює -2 , тобто $+2(\text{заряд іону цинку}) + 4(-1)(\text{заряд гідроксо-груп}) = -2$, або $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$.

Заряд комплексного іона компенсується протилежним зарядом приєднаних до нього *іонів зовнішньої сфери*. У розглянутій сполуці

це іони Na^+ . Число іонів зовнішньої сфери визначається їх зарядом і зарядом комплексного іона. У нашому випадку комплексний іон має заряд $2-$, іон натрію $1+$. Тому формула має вигляд $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.

Формула комплексної сполуки $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, що записана таким чином називається *координаційною формулою*.



При написанні реакцій комплексоутворення виникає необхідність визначити, яка саме частинка буде комплексоутворювачем, а які лігандами та координаційне число. Розглянемо ці питання.

Комплексоутворювач. Частіше всього комплексоутворювачем є позитивно заряджені іони *d-елементів*.

Ліганди. Оскільки комплексоутворювач має позитивний заряд, то лігандами звичайно бувають негативно заряджені іони (аніони). Крім того, ними можуть бути деякі нейтральні (не мають заряду) полярні молекули. Найчастіше нейтральними лігандами є молекули води (H_2O) і аміаку (NH_3).

Координаційне число. Величина координаційного числа залежить від розміру і заряду комплексоутворювача і лігандів. Чим більше розмір комплексоутворювача і чим менше розмір лігандів, тим більше координаційне число, і навпаки. Координаційні числа найбільш відомих комплексоутворювачів наведено у таблиці 8.1.

Таблиця 8.1

Координаційні числа

Комплексоутворювач	Координаційне число	Комплексоутворювач	Координаційне число	Комплексоутворювач	Координаційне число
Ag^+	2	Co^{2+}	4	Hg^{2+}	4
Cu^+	2	Co^{3+}	6	Pt^{2+}	4
Au^+	2	Fe^{2+}	4	Pd^{2+}	4
Cu^{2+}	4	Fe^{3+}	6	Rh^{3+}	6
Cd^{2+}	4	Ni^{2+}	4	Pt^{4+}	6
Cr^{3+}	6	Zn^{2+}	4		
Co^{2+}	4	Pt^{2+}	4		

Якщо значення координаційного числа не відоме, в першому наближенні можна прийняти його рівним подвоєному заряду комплексоутворювача, тобто

$$КЧ = 2Z$$

де Z – заряд комплексоутворювача.

Розглянемо основні положення теорії координаційних сполук.

Основні положення теорії А. Вернера

– центром будь-якої координаційної сполуки є центральний атом або комплексоутворювач. Звичайно як центральний атом виступає позитивний іон металу, частіше всього, перехідного металу;

– частинки, безпосередньо пов'язані з центральним атомом, називаються лігандами. Лігандами звичайно є аніони або нейтральні молекули;

– центральний атом може утворювати з лігандами певне число хімічних зв'язків. Воно називається координаційним числом (к.ч);

– число зв'язків, які даний ліганд може утворювати з центральним атомом, називається його координаційною ємністю або дентантністю. Існують ліганди монодентатні (H_2O , NH_3 , OH^- , Cl^- та ін.), бідентатні ($NH_2-C_2H_4-NH_2$, SCN^- , $C_2O_4^{2-}$), тридентатні ($NH_2-C_2H_4-NH-C_2H_4-NH_2$) і т.д.;

– центральний атом разом зі всіма лігандами утворюють внутрішню координаційну сферу. Слід мати на увазі, що при формуванні внутрішньої сфери координаційне число центрального атома насичується, перш за все, за рахунок нейтральних лігандів, а якщо їх не вистачає, вакансії, що залишилися заповнюються аніонами. При складанні координаційних формул частинки, що входять до складу внутрішньої сфери, прийнято брати в квадратної дужки.

Розглянемо комплексні сполуки, формули яких були наведені вище

$CoCl_3 \cdot 6NH_3$	Центральний атом – іон Co^{3+} Координаційне число дорівнює 6 Внутрішня сфера $[Co(NH_3)_6]$
$AgCl \cdot 2NH_3$	Центральний атом – іон Ag^+ Координаційне число дорівнює 2 Внутрішня сфера $[Ag(NH_3)_2]$

$\text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{KCN}$ Центральний атом – іон Fe^{3+}
Координаційне число дорівнює 6

Комплекс не містить нейтральних молекул (у водному розчині KCN повністю розпадається на іони K^+ та CN^-). Отже, усі шість лігандів у цій сполуці – аніони CN^- . Внутрішня сфера $[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Заряд внутрішньої сфери дорівнює алгебраїчній сумі ступеню окиснення центрального атома і зарядів усіх лігандів.

У тих випадках, коли заряд внутрішньої сфери не дорівнює нулю, у сполуці є зовнішня координаційна сфера, заряд якої нейтралізує заряд внутрішньої сфери.

Численні комплексні сполуки можуть бути класифіковані за різною ознакою.

I. Залежно від заряду внутрішньої сфери

– сполуки, в яких заряд внутрішньої сфери позитивний називають комплексними катіонами;

– якщо заряд внутрішньої сфери негативний, сполуки називаються комплексними аніонами;

– у тих випадках, коли внутрішня сфера нейтральна, ми маємо справу з комплексами-неелектролітами.

II. Залежно від природи лігандів можна виділити наступні найбільш види комплексних сполук, що часто зустрічаються

– аквакомплекси, лігандами в яких є молекули води (H_2O). Наприклад, $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$.

– аміакатні комплекси, лігандами в яких є молекули аміаку (NH_3). Наприклад, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

– гідроксокомплекси, в яких роль лігандів грають гідроксильні іони (OH^-). Наприклад, $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

– ацидокомплекси, лігандами в яких є кислотні залишки. Наприклад, $\text{K}_3[\text{AlF}_6]$ або $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Іони F^- – кислотні залишки фторидної кислоти (HF), іони CN^- – кислотні залишки ціановодневої кислоти (HCN).

– змішані комплекси, лігандами в яких є різні частинки. Наприклад, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{SO}_4$.

Назву комплексній сполуці дають за наведеними правилами

– у комплексних сполуках першим називають катіон, а потім аніон;

– у комплексних сполуках ліганди називають перед

комплексоутворювачем. Перелік лігандів ведуть в алфавітному порядку. Наприклад, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{ClBr}]$ – діамінбромохлороплатина (II), $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}]\text{Cl}_2$ – акватетраамінхлорокобальт (III) хлорид.

Назви деяких найпоширеніших лігандів: NO_2^- – нітро; CO – карбоніл; CNS^- – тіоціано;

– до назв аніонних лігандів додають закінчення –о, а нейтральні ліганди називають так само, як і молекули;

– число лігандів кожного виду (якщо їх число перевищує одиницю) вказують грецькими префіксами: ди- (2), три- (3), тетра- (4), пента- (5), гекса- (6).

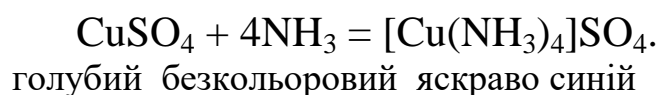
Якщо ж такий самий префікс є у назві ліганду (діетилентриамін, етилендіамін), то назви лігандів беруть у дужки а перед ними ставлять префікси іншого типу: біс- (2), тріс- (3), тетракіс- (4), пентакіс- (5), гексакіс- (6). Наприклад, $[\text{Cr}(\text{En})_3]\text{Cl}_3$ тріс(етилендіамін)хром (III) хлорид;

– у назву комплексного аніону має входити суфікс –ат. Комплексоутворювач, що входить до складу катіону чи нейтральної молекули не має закінчення;

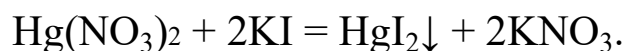
– ступінь окиснення комплексоутворювача вказують у дужках римською цифрою відразу за назвою комплексоутворювача. Наприклад, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{NH}_3\text{Br}_2](\text{NO}_3)_2$ – триаквааміндибромохром(III) нітрат.

Про протікання реакції комплексоутворення можуть свідчити наступні спостережувані явища.

Зміна кольору розчину. При додаванні до блідо-голубого розчину сульфату міді надлишку безбарвного розчину аміаку утворюється розчин з яскраво-синім забарвленням. Це говорить про те, що відбулося не просто змішування двох розчинів, а утворилася нова речовина. Цей хімічний процес має вираз

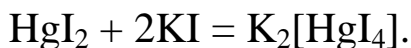


Розчинення осадів, що утворюються. Якщо до розчину меркурію(II) нітрату по краплях додавати калію йодид, то утворюється осад меркурію йодиду червоно-кирпичного кольору

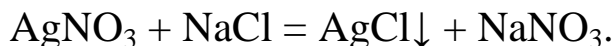


При додаванні надлишку калію йодиду осад, що утворився

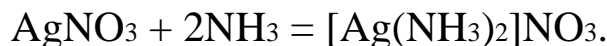
спочатку розчиняється за рахунок утворення комплексного сполуки Меркурія



«Зникнення» іонів з розчину. При додаванні до будь-якого розчину, що містить іони Ag^+ , будь-якого розчину, що містить іони хлору Cl^- , утворюється білий сирнистий осад хлориду срібла AgCl . Ця реакція є якісною реакцією на іони Аргентума



Проте, якщо до розчину нітрату срібла спочатку додати надлишок розчину аміаку, то при подальшому додаванні розчину натрію хлориду осад не утворюється. Якісна реакція на іони срібла не протікає. Іони срібла «зникають» з розчину. Це пов'язано з протіканням реакції комплексоутворення, в якій утворюється аміакатний комплекс – аргентум діаміно нітрат

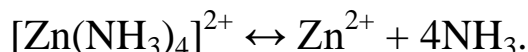


При цьому іони аргентуму не зникають безслідно, а перетворюються в комплексний іон, для якого реакція з хлорид-іоном не характерна.

Дисоціація комплексних сполук. Всі розчинні комплексні сполуки – сильні електроліти, повністю дисоціюють в розчинах на комплексний іон і іони зовнішньої сфери. Це так звана первинна дисоціація. Наприклад,



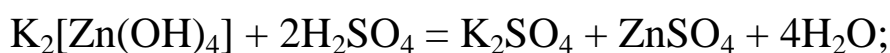
Комплексні сполуки частково підлягають і вторинній дисоціації (дисоціація по другому ступеню). При цьому відбувається дисоціація комплексного іона на іони комплексоутворювача і лігандов. Наприклад,



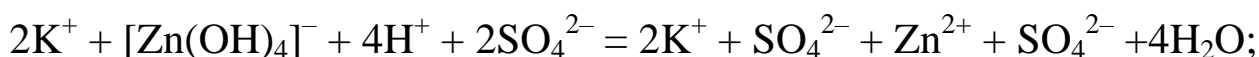
Проте слід мати на увазі, що в комплексних сполуках другий ступінь дисоціації протікає в дуже незначній мірі. Рівновага в цьому процесі сильно зміщене вліво. Таким чином, в розчинах сполук присутні в помітних кількостях тільки іони зовнішньої сфери і іони. Відповідно саме ці іони і можуть бути виявлені якісними реакціями.

При записі хімічних реакцій в іоно-молекулярній формі розчинні комплексні сполуки записують у вигляді іонів зовнішньої сфери і комплексних іонів. Комплексний іон на складові частини при цьому не розділяється. Подивимося, як в цьому випадку слід записати реакцію взаємодії калій тетрагідроксоцинкату з сульфурною кислотою

– рівняння реакції в молекулярній формі



– повне іоно-молекулярне рівняння



– скорочене іоно-молекулярне рівняння



Міцність комплексного іона характеризується *константою нестійкості* (K_H), яка по суті є константою дисоціації комплексного іона (другого ступеню дисоціації комплексної сполуки). Наприклад, для комплексних іонів $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ і $[Co(NO_2)_6]^{3-}$ відповідно до записаних рівнянь другого ступеня дисоціації, константа нестійкості має вигляд

$$K_H = \frac{[Zn^{2+}][NH_3]^4}{[[Zn(NH_3)_4]^{2+}}.$$

Окрім константи нестійкої може використовуватися зворотна величина, яка називається *константою стійкості* (K_C).

Чим більше значення K_H , тим менш міцний комплексний іон. Так, при порівнянні констант нестійкості двох комплексних сполук, відповідно рівних $K_H(1) = 5 \cdot 10^{-8}$ і $K_H(2) = 7 \cdot 10^{-5}$ можна відразу сказати, що перша з речовин значно міцніше другої. Значення констант нестійкої приводяться в довідковій літературі.

Хімічні властивості комплексних сполук залежать від природи комплексоутворювача, лігандів і дещо меншою мірою – від при роди іонів, розміщених у зовнішній координаційній сфері. Як і для інших речовин, для комплексних сполук характерні найрізноманітніші перетворення, однак найтипівішими є такі групи реакцій

1) реакції обміну іонів зовнішньої сфери;

- 2) реакції обміну, приєднання або відщеплення лігандів;
- 3) реакції відновлення або окиснення комплексоутворювача;
- 4) реакції перетворення координованих молекул або іонів;
- 5) ізомеризація комплексних сполук.

8.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Напишіть в молекулярній та іоно-молекулярній формі реакцію, що дозволяє одержати $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

Рішення: визначимо складові частини комплексної сполуки.

У середині квадратних дужок знаходяться комплексоутворювач – іон міді (Cu^{2+}) і ліганди молекули аміаку (NH_3). Зверніть увагу на те, що частинки NH_3 заряду не мають. За квадратними дужками знаходяться іони зовнішньої сфери. У даній сполуці це іони SO_4^{2-} .

Таким чином, комплексоутворювач – Cu^{2+} , ліганди – NH_3^0 , іони зовнішньої сфери – SO_4^{2-} .

Оскільки лігандами є молекули аміаку, ми маємо справу з аміакатним комплексом. Аміакатні комплекси звичайно одержують при взаємодії різних сполук, що містять комплексоутворювач, з розчином гідроксиду амонію (NH_4OH). Іони зовнішньої сфери в початковій сполуці повинні бути з'єднані або з комплексоутворювачем, або з лігандами. Очевидно що в даному випадку негативні іони SO_4^{2-} можна з'єднати з позитивно зарядженими іонами міді Cu^{2+} . Значить, в реакції комплексоутворення беруть участь сульфат міді (CuSO_4) і амонію гідроксиду (NH_4OH).

Таким чином, реакція комплексоутворення в молекулярній формі має вигляд



При написанні реакції в іонно-молекулярній формі слід пам'ятати, що гідроксид амонію (NH_4OH) і вода (H_2O) є слабкими електролітами і записуються у вигляді молекул. Тоді повне іонно-молекулярне рівняння має вигляд



Після скорочення іонів SO_4^{2-} одержимо скорочене іонно-молекулярне рівняння



8.3 Лабораторна робота

«Дослідження властивостей комплексних сполук»

Мета роботи: дослідження фізико-хімічних властивостей комплексних сполук.

Завдання: визначити різницю між подвійними та комплексними солями; записати рівняння хімічних реакцій в іоно-молекулярній формі розчинних комплексних сполук у вигляді іонів зовнішньої сфери і комплексних іонів.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. *Дисоціація подвійної солі.* У три пробірки налити розчин $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. В одній пробірці випробовують розчин на присутність іону Fe^{3+} , в другій – на присутність іона SO_4^{2-} , в третій— на присутність іона амонію NH_4^+ . Для цього в першу пробірку додають розчин NH_4CNS . Вказати, в який колір забарвлюється розчин і пояснити чому це відбувається. Написати рівняння реакції у молекулярній та іонній формі. У другу пробірку – розчин BaCl_2 , в третю – небагато розчину NaOH і нагріти до кипіння. Написати рівняння реакції в молекулярному та іононім виді.

Дослід 2. *Дисоціація комплексної солі.* У дві пробірки налити розчин $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Написати рівняння електролітичної дисоціації даної солі. В одній пробірці випробовують розчин на наявність іона K^+ , в другій – на наявність іона Fe^{3+} . Для цього в першу пробірку додають розчин кислого виннокислого натрію $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, який дає з іонами K^+ і утворює безкольоровий осад $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$. Виділення осаду прискорюють тертям скляної палички за внутрішні стінки пробірки і охолодженням її холодною водою з під крану. Складіть рівняння реакції в іононім виді. В другу пробірку додати розчин NH_4CNS . Вказати, чи є в розчині $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ іон Fe^{3+} ?

Дослід 3. *Утворення сполук з комплексними катіонами.* а) налити у пробірку 1 мл розчину AgNO_3 і додати розчин NaCl , дати осаду відстоятися і злити з нього рідину. Потім прилити розчин гідроксиду амонію до розчинення осаду, який отримали.

б) до розчину мідного купоросу прилити розчин NaOH, на осад подіяти розчином NH₄OH. Відмітити зміну забарвлення. Написати рівняння реакції.

Дослід 4. *Утворення сполук з комплексними аніонами.* До 1 мл розчину Hg(NO₃)₂ прилити по краплям розчин KJ до утворення яскраво – червоного осаду HgJ₂. Потім продовжувати повільно доливати розчин KJ до розчинення осаду. Написати рівняння відповідних реакцій.

Дослід 5. *Вплив концентрації розчину хлориду кобальту.* В пробірку налити декілька крапель CoCl₃, додати до нього декілька крапель конц. розчин NH₄CNS до зміни забарвлення розчину з рожевого у синій у результаті утворення комплексного іону [Co(CNS)₄]²⁻. Написати рівняння реакції в іонному виді.

Отриманий розчин сильно розбавляють водою. Як змінюється забарвлення розчину? Чим пояснити? Чи стійкий іон [Co(CNS)₄]²⁻? напишіть рівняння дисоціації комплексного іону і його константу нестійкості.

Дослід 6. *Комплексні сполуки в реакціях обміну.* а) в пробірку налити 2-3 мл розчину K₃[Fe(CN)₆] (червона кров'яна сіль) і прилити 2-3 краплі розчину FeSO₄. Спостерігайте утворення осаду турнбулевої сині Fe₃[Fe(CN)₆]₂. Написати рівняння реакції у іонном виді.

б) в пробірку налити 2-3 краплі розчину K₄[Fe(CN)₆] (жовта кров'яна сіль) і прилити 2-3 краплі FeCl₃. Спостерігайте утворення темно – синього осаду берлинської лазурі Fe₄[Fe(CN)₆]₃. Написати рівняння реакції у іонном виді.

Зробити висновок про виконану лабораторну роботу.

8.4 Питання і задачі для самоконтролю

1. Дайте визначення комплексні сполуки, донорно-акцепторний зв'язок, комплексоутворювач, ліганди.

2. Яким іонам притаманна роль комплексоутворювача? Які молекули і іони є лігандами?

3. Дайте назву комплексної сполуки Cu₂[Fe(CN)₆].

4. Написати реакцію утворення комплексної сполуки між речовинами Fe(CN)₃ і 4KCN.

5. Визначити центральний атом у сполуці Na₂[MnF₆].

6. Визначити координаційне число у сполуці $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$.
7. Визначити внутрішню сферу у сполуці $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]$.
8. Визначити комплексоутворювач у комплексній сполуці $\text{Na}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$, $[\text{CrSO}_4(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}(\text{NO}_2)_2]$.
9. Складіть рівняння електролітичної дисоціації для сполук $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]\text{Cl}$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$.
10. Складіть координаційні формули
 - 1) Co^{3+} , NH_3 , K^+ , Cl^- ;
 - 2) $\text{CdCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$;
 - 3) $\text{CdCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$;
 - 4) $\text{PtCl}_4 \cdot \text{CuSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$;
 - 5) $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$;
 - 6) $3\text{KNO}_3 \cdot \text{Au}(\text{NO}_3)_3$;
 - 7) $\text{KCl} \cdot \text{PtCl}_4 \cdot \text{NH}_3$;
 - 8) $\text{CoCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

КОНТРОЛЬ РІВНЯ ЗНАНЬ НА ЗАСВОЄННЯ ЗМІСТУ ДИСЦИПЛІНИ

Розділ №1 ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ КІНЕТИКИ. РОЗЧИНИ

1. ФАКТОРИ, ЯКІ ВПЛИВАЮТЬ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ

- А. концентрація реагуючих речовин
- Б. температура
- В. тиск
- Г. форма посудини
- Д. каталізатор
- Е. об'єм системи

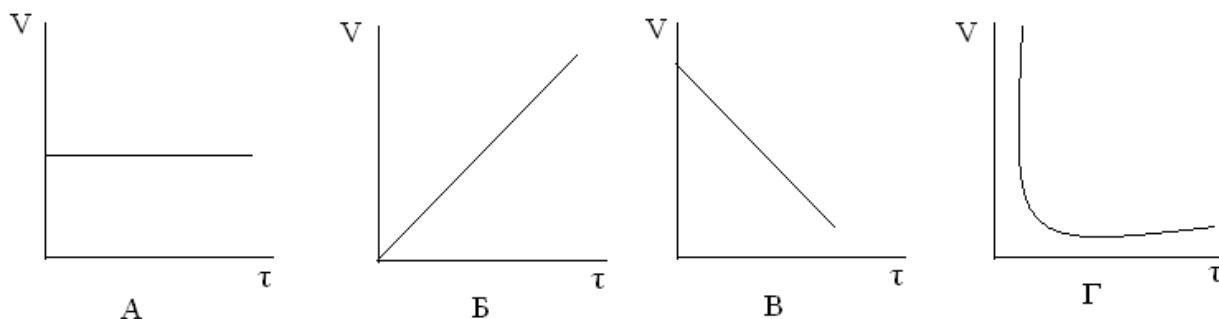
2. ТВЕРДЖЕННЯ, ЩО ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ ПОСТІЙНА У ЧАСІ

- А. правильно
- Б. неправильно

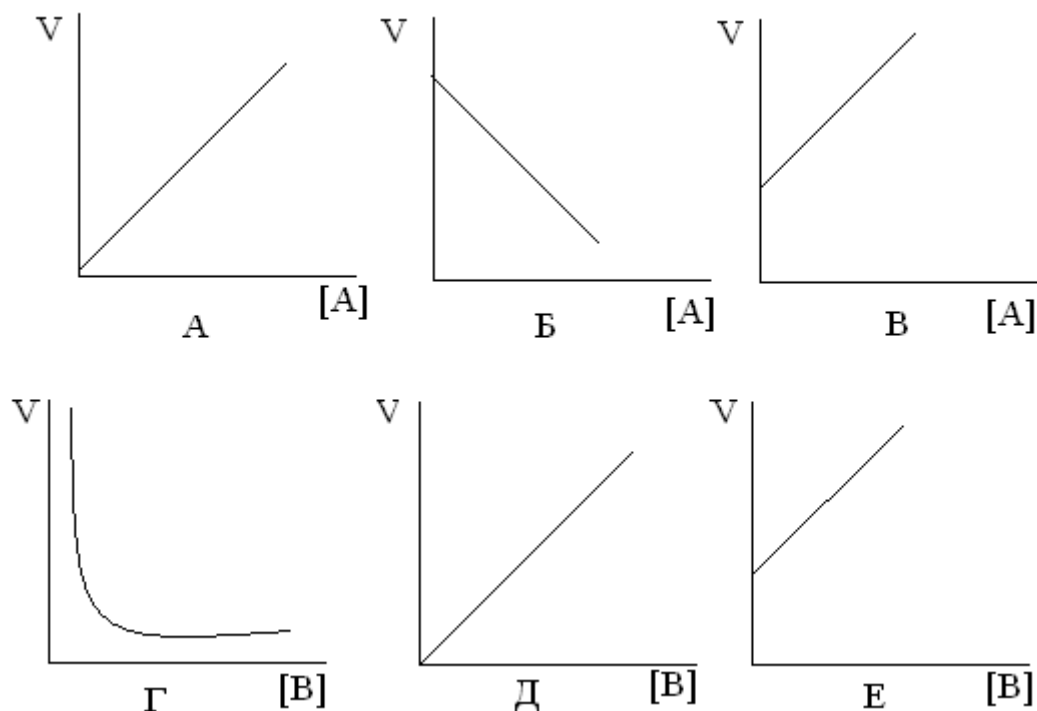
3. ШВИДКІСТЬ НЕЗВОРОТНОЇ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ ЗАЛЕЖИТЬ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ

- А. реагуючих речовин
- Б. продуктів реакції
- В. реагуючих речовин і продуктів реакції

4. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ У ЧАСІ ЗМІНЮЄТЬСЯ ЗГІДНО ГРАФІЧНІЙ ЗАЛЕЖНОСТІ



5. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ $A_{(r)}+B_{(r)}=C_{(r)}$ ЗАЛЕЖИТЬ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГУЮЧИХ РЕЧОВИН ЗГІДНО ГРАФІКУ



6. КОНСТАНТА ШВИДКОСТІ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ НЕ ЗАЛЕЖИТЬ ВІД ФАКТОРА

- А. температури
- Б. концентрації реагуючих речовин
- В. каталізатора
- Г. природи реагуючих речовин
- Д. тиску

7. РІВНЯННЯ ЗАЛЕЖНОСТІ ШВИДКОСТІ ГАЗОФАЗНОЇ РЕАКЦІЇ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЙ КОМПОНЕНТІВ $2A+B+D=F$

- А. $v = k [A] [B] [D]$
- Б. $v = k [A]^2 [B] [D]$
- В. $v = k [A] [B]$
- Г. $v = k [A] [D]^2$

ПРИ ЗБІЛЬШЕННІ ЗАГАЛЬНОГО ТИСКУ У 2 РАЗИ ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЇ ЗРОСТАЄ У _____ РАЗ

- Д. 16;
- Е. 8;
- Ж. 4;
- З. 2

8. ШВИДКІСТЬ РІДКОФАЗНОЇ РЕАКЦІЇ $AgNO_3+HCl=AgCl+HNO_3$ ПРИ РОЗБАВЛЕННІ РОЗЧИНУ

ВИХІДНИХ РЕЧОВИН У 3 РАЗИ ЗМІНИТЬСЯ НАСТУПНИМ ЧИНОМ

- А. збільшується у 3 рази
- Б. зменшується у 3 рази
- В. збільшується у 6 раз

- Г. зменшується у 6 раз
- Д. збільшується у 9 раз
- Е. зменшується у 9 раз

9. ХАРАКТЕР ЗМІНИ ШВИДКОСТІ ГЕТЕРОГЕННОЇ РЕАКЦІЇ $\text{CaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{CaCO}_{3(т)}$ ПРИ ЗБІЛЬШЕННІ ТИСКУ В СИСТЕМІ У 2 РАЗИ

- А. збільшення у 4 рази
- Б. зменшення у 4 рази

- В. збільшення у 2 рази
- Г. зменшення у 2 рази

10. СЕРЕДНЯ ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЇ $\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} = \text{C}_{(г)}$ ДОРІВНЮЄ 0,004 моль/л·с, ПОЧАТКОВІ КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕЧОВИН А ТА В ВІДПОВІДНО ДОРІВНЮЮТЬ 2 ТА 3 моль/л. ЧЕРЕЗ 20 с КОНЦЕНТРАЦІЯ РЕЧОВИНИ А ДОРІВНЮЄ

- А. 1,996 моль/л;
- Б. 1,92 моль/л;
- В. 1,992 моль/л

КОНЦЕНТРАЦІЯ РЕЧОВИНИ В

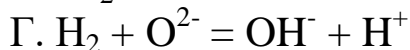
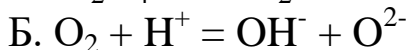
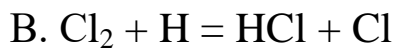
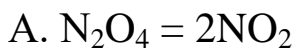
- Г. 2,996 моль/л;
- Д. 2,992 моль/л;
- Е. 2,92 моль/л

11. ЗМІНЕННЯ ШВИДКОСТІ ГАЗОФАЗНОЇ РЕАКЦІЇ $2\text{H}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ ПРИ ОДНОЧАСНОМУ ЗБІЛЬШЕННЮ КОНЦЕНТРАЦІЇ ВОДНЮ У 4 РАЗИ І ЗМЕНШЕННІ КОНЦЕНТРАЦІЇ КИСНЮ У 2 РАЗИ

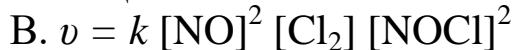
- А. збільшення у 4 рази
- Б. зменшення у 2 рази
- В. збільшення у 8 разів

- Г. зменшення у 4 рази
- Д. збільшення у 16 разів
- Е. зменшення у 8 разів

12. ЗБІЛЬШЕННЯ ТИСКУ У 3 РАЗИ ПРИЗВОДИТЬ ДО ЗБІЛЬШЕННЯ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ У 9 РАЗІВ ДЛЯ ХІМІЧНОЇ СИСТЕМИ



13. РІВНЯННЯ ЗАЛЕЖНОСТІ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = 2\text{NOCl}_{(г)}$ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГЕНТІВ



14. КОНЦЕНТРАЦІЯ РЕЧОВИНИ B_2 В РЕАКЦІЇ $2A_{2(r)}+B_{2(r)}=2A_2B$ ЗБІЛЬШИТЬСЯ У 16 РАЗІВ. ДЛЯ ЗАБЕЗПЕЧЕННЯ ПОСТІЙНОЇ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ КРАТНІСТЬ ЗМЕНШЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕЧОВИНИ A_2 ПОВИННА СКЛАДАТИ

А. 8; Б. 4; В. 2

15. РІВНЯННЯ ЗАЛЕЖНОСТІ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГЕНТІВ

Рівняння реакції	Вираз швидкості реакції
1. $2 A_{(r)} + B_{(r)} = C_{(r)}$	А. $v = k [A] \cdot [B]$
2. $A_{(p)} + B_{(r)} = C_{(p)}$	Б. $v = k [A] \cdot [B]^2$
3. $A_{(r)} + 2B_{(r)} = C_{(r)}$	В. $v = k [A]$
4. $A_{(p)} + B_{(ж)} = C_{(p)}$	Г. $v = k [B]$
5. $A_{(r)} + B_{(r)} = C_{(r)}$	Д. $v = k [A]^2 \cdot [B]$

16. ЗМІНЕННЯ ШВИДКОСТІ ПРЯМИХ ГАЗОВИХ РЕАКЦІЙ ПРИ ЗБІЛЬШЕННІ ТИСКУ У 3 РАЗИ

Рівняння реакції	Кратність збільшення швидкості реакції
1. $Cl_2+2NO=2NOCl$	А. 3
2. $N_2O_4=2NO_2$	Б. 6
3. $2SO_2+O_2=2SO_3$	В. 9
4. $2NO+ O_2=2NO_2$	Г. 18
5. $H_2+ Cl_2=2HCl$	Д. 27
6. $N_2+3H_2=2NH_3$	Е. 54
7. $2H_2S+SO_2=3S+2H_2O$	Ж. 81
8. $2H_2+O_2=2 H_2O$	

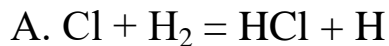
17. ЗМІНЕННЯ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ $A+2B=AB_2$ ПРИ ЗМІНІ КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГЕНТІВ

Зміна концентрацій компонентів А и В	Кратність збільшення швидкості реакції
1. збільшення концентрації А в 2 рази	А. 8
2. збільшення концентрації В у 2 рази	Б. 6
3. збільшення концентрації А и В у 2 рази	В. 4
	Г. 2

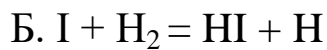
18. ЧИМ ВИЩЕ ЗНАЧЕННЯ ЕНЕРГІЇ АКТИВАЦІЇ, ТИМ ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЇ

А. вище Б. нижче

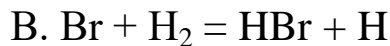
19. ВИЗНАЧИТИ РЯД ЗБІЛЬШЕННЯ ШВИДКОСТЕЙ РЕАКЦІЙ



$E_A = 22 \text{ кДж}$

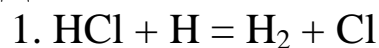


$E_A = 140 \text{ кДж}$



$E_A = 81 \text{ кДж}$

20. ДЛЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ



$E_A = 15 \text{ кДж}$



$E_A = 6 \text{ кДж}$

СПІВВІДНОШЕННЯ ШВИДКОСТЕЙ РЕАКЦІЙ

А. $v_1 = v_2$

Б. $v_1 < v_2$

В. $v_1 > v_2$

21. ТЕМПЕРАТУРНИЙ КОЕФІЦІЄНТ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЙ ДОРІВНЮЄ 2,8. ПРИ ПІДВИЩЕННІ ТЕМПЕРАТУРИ ВІД 20 ДО 75 °С ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЙ ЗМІНЮЄТЬСЯ

А. збільшується в $2,8^2$ разів

Б. збільшується в $2,8 \cdot (75 - 20)$ разів

В. зменшується в $2,8^2$ разів

Г. зменшується в $2,8 \cdot (75 - 20)$ разів

Д. збільшується в $2,8^{(75 - 20)/10}$ разів

Є. збільшується в $2,8^{75/10}$ разів

Ж. зменшується в $2,8^{(75 - 20)/10}$ разів

З. зменшується в $2,8^{75/10}$ разів

22. ЯКЩО ПРИ ПІДВИЩЕННІ ТЕМПЕРАТУРИ НА 30° ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЙ ЗБІЛЬШИТЬСЯ У 64 РАЗИ, ТО ПРИ ПІДВИЩЕННІ ТЕМПЕРАТУРИ НА КОЖНІ 10° ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЙ ЗБІЛЬШИТЬСЯ У _____ РАЗИ

А. 2 Б. 3 В. 4

23. ЯКЩО ПРИ ТЕМПЕРАТУРІ 50 °С РЕАКЦІЯ З ТЕМПЕРАТУРНИМ КОЕФІЦІЄНТОМ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЙ З ПРОТІКАЄ ЗА 2 хв 15 с, ТО ПРИ 70 °С ТРИВАЛІСТЬ РЕАКЦІЙ СКЛАДАЄ, с

А. $\frac{135 \cdot 2}{3}$

Б. $\frac{135 \cdot 3}{2}$

В. $\frac{135}{9}$

Г. $\frac{135 \cdot 2}{9}$

24. КОНСТАНТА РІВНОВАГИ ДЛЯ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ



ДОРІВНЮЄ

$$\text{А. } K = \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d}$$

$$\text{Г. } K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

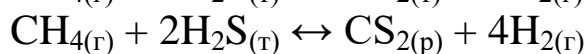
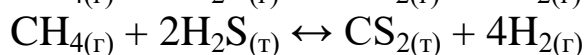
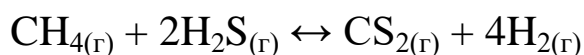
$$\text{Б. } K = \frac{[A] \cdot [B]}{[C] \cdot [D]}$$

$$\text{Д. } K = \frac{[A]^a + [B]^b}{[C]^c + [D]^d}$$

$$\text{В. } K = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$$

$$\text{Е. } K = \frac{[C]^c + [D]^d}{[A]^a + [B]^b}$$

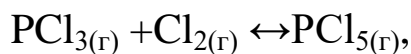
25. ВИРАЗИ ДЛЯ КОНСТАНТ РІВНОВАГИ РЕАКЦІЙ



А. однакові

Б. різні

26. КОНСТАНТА РІВНОВАГИ ДЛЯ ГОМОГЕННОЇ ХІМІЧНОЇ СИСТЕМИ



ЯКА ЗАЙМАЄ ОБ'ЄМ 10 л Й МІСТИТЬ 0,5 моль PCl_5 , 2 моль Cl_2 Й 0,1 моль PCl_3 , ДОРІВНЮЄ

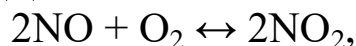
$$\text{А. } \frac{0,5}{2 \cdot 0,1};$$

$$\text{Б. } \frac{2 \cdot 0,1}{0,5};$$

$$\text{В. } \frac{\frac{0,5}{10}}{\frac{2}{10} \cdot \frac{0,1}{10}};$$

$$\text{Г. } \frac{\frac{2}{10} \cdot \frac{0,1}{10}}{\frac{0,5}{10}}$$

27. ПРИ ЗБІЛЬШЕННІ ТИСКУ В 2 РАЗИ В ХІМІЧНІЙ ГОМОГЕННІЙ ГАЗОПОДІБНІЙ СИСТЕМІ



ШВИДКІСТЬ ПРЯМОЇ РЕАКЦІЇ СТАНЕ БІЛЬШЕ, НІЖ ШВИДКІСТЬ ЗВОРотної РЕАКЦІЇ В КІЛЬКІСТЬ РАЗІВ

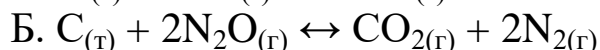
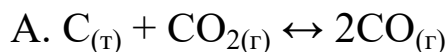
А. 2

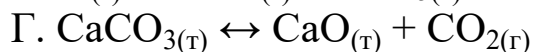
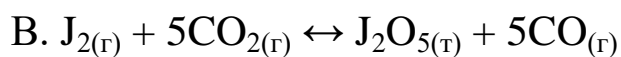
Б. 4

В. 8

Г. 16

28. ЗБІЛЬШЕННЯ РІВНОВАЖНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ CO_2 БУДЕ СПРИЯТИ ЗБІЛЬШЕННЮ ВИХОДУ ПРОДУКТІВ РЕАКЦІЙ





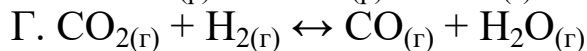
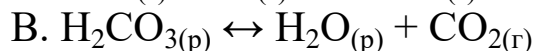
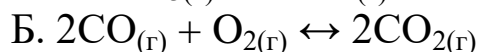
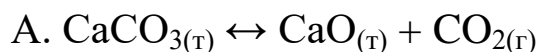
29. ВИРАЗ КОНСТАНТИ РІВНОВАГИ ЗАЛЕЖНО ВІД АГРЕГАТНОГО СТАНУ РЕЧОВИН

Реакція	Константа рівноваги
1. $\text{CH}_{4(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{p})} \leftrightarrow \text{CS}_{2(\text{p})} + 4\text{H}_{2(\text{r})}$	А. $K = \frac{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4}{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2}$;
2. $\text{CH}_{4(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} \leftrightarrow \text{CS}_{2(\text{r})} + 4\text{H}_{2(\text{r})}$	
3. $\text{CH}_{4(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} \leftrightarrow \text{CS}_{2(\text{p})} + 4\text{H}_{2(\text{r})}$	Б. $K = \frac{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4}{[\text{CH}_4]}$;
4. $\text{CH}_{4(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} \leftrightarrow \text{CS}_{2(\text{p})} + 4\text{H}_{2(\text{r})}$	
5. $\text{CH}_{4(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} \leftrightarrow \text{CS}_{2(\text{r})} + 4\text{H}_{2(\text{r})}$	В. $K = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{CH}_4]}$

30. ЗСУВ ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ ПРИ ЗБІЛЬШЕННІ ТИСКУ

Хімічна реакція	Напрямок зсуву рівноваги
1. $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{r})}$	А. вліво
2. $\text{C}_{(\text{r})} + 2\text{N}_2\text{O}_{(\text{r})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{r})} + 2\text{N}_{2(\text{r})}$	Б. вправо
3. $\text{I}_{2(\text{r})} + 5\text{CO}_{2(\text{r})} \leftrightarrow \text{I}_2\text{O}_{5(\text{r})} + 5\text{CO}_{(\text{r})}$	В. не змінюється
4. $2\text{HBr}_{(\text{r})} \leftrightarrow \text{H}_{2(\text{r})} + \text{Br}_{2(\text{r})}$	
5. $\text{NO}_{2(\text{r})} + \text{SO}_{2(\text{r})} \leftrightarrow \text{SO}_{3(\text{r})} + \text{NO}_{(\text{r})}$	

31. ПРИ ЗБІЛЬШЕННІ КОНЦЕНТРАЦІЇ ВУГЛЕКИСЛОГО ГАЗУ В ХІМІЧНИХ СИСТЕМАХ



ЗБІЛЬШУЄТЬСЯ ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЇ

1. прямої

2. зворотної

32. ТВЕРДЖЕННЯ, ЩО В КОЖНОМУ АКТИВНОМУ ЦЕНТРІ РОЗГАЛУЖЕНОЇ ЛАНЦЮГОВОЇ РЕАКЦІЇ ОБОВ'ЯЗКОВО УТВОРИТЬСЯ БІЛЬШЕ ОДНОГО АКТИВНОГО ЦЕНТРА

А. правильно

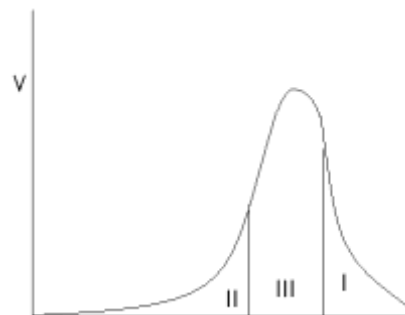
Б. неправильно

33. РЕАКЦІЇ, ЩО ПРОТІКАЮТЬ ЗА ЛАНЦЮГОВИМ МЕХАНІЗМОМ

- А. окиснення
 Б. горіння
 В. корозія
 Г. вибухи
 Д. полімеризація
 Е. гідроліз

34. НА КІНЕТИЧНІЙ КРИВІЙ ЛАНЦЮГОВОЇ РЕАКЦІЇ ВКАЖІТЬ ПЕРІОДИ

- А. ініціювання
 Б. ріст ланцюга
 В. обрив ланцюга



35. ІНІЦІЮВАННЯ ЛАНЦЮГОВОЇ РЕАКЦІЇ УТВОРЕННЯ HCl

- А. $Cl_2 + h\nu = 2Cl^\bullet$
 Б. $H_2 + h\nu = 2H^\bullet$

36. ШВИДКІСТЬ ЛАНЦЮГОВОЇ РЕАКЦІЇ ПРИ ЗМЕНШЕННІ ДІАМЕТРА РЕАКЦІЙНОЇ ПОСУДИНИ

- А. збільшується
 Б. зменшується

37. СТАДІЯ РОСТУ ЛАНЦЮГОВОЇ РЕАКЦІЇ ВИРАЖАЄТЬСЯ РІВНЯННЯМИ

- $A^\bullet + B_2 = AB + B^\bullet$
 $B^\bullet + A_2 = AB + A^\bullet$
 ДАНА ЛАНЦЮГОВА РЕАКЦІЯ Є
 А. нерозгалуженої
 Б. розгалуженої

38. ФАЗИ ЛАНЦЮГОВОЇ РЕАКЦІЇ $H_2 + Br_2 = 2HBr$

- | Фаза | Назва |
|--|------------------------|
| 1. $Br^\bullet + Br^\bullet = Br_2$ | А початок ланцюга |
| 2. $Br_2 = 2Br^\bullet$ | |
| 3. $Br^\bullet + H_2 = HBr + H^\bullet$ | Б. продовження ланцюга |
| 4. $H^\bullet + Br^\bullet = HBr$ | |
| 5. $H^\bullet + H^\bullet = H_2$ | |
| 6. $H^\bullet + Br_2 = HBr + Br^\bullet$ | В. обрив ланцюга |

39. ВИДИ КОНЦЕНТРАЦІЙ

Концентрація речовини	Формула	Розмірність
1. Масова частка	A. $C = \frac{m}{V \cdot M}$	I. г-екв/л
2. Еквівалентна		II. моль/л
3. Молярна	B. $m = \frac{V_{\text{речовини}}}{m_{\text{розч-ка}}}$	III. г/кг
	B. $\omega = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 100\%}{m_{\text{розчину}}}$	IV. г/100 г
	Г. $N = \frac{m}{\text{Э} \cdot V}$	V. моль/кг

40. РОЗЧИН ПРИГОТОВЛЕНИЙ З 10 Г НІКЕЛЬ СУЛЬФАТУ Й 190 Г ВОДИ, ОТЖЕ МАСОВА ЧАСТКА (В %) РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ ДОРІВНЮЄ

- A. 2 Б. 5 В. 10 Г. 20

41. ОБ'ЄМ 0,1 М РОЗЧИНУ CuSO_4 , ЩО МІСТИТЬ 8 Г СОЛІ, ДОРІВНЮЄ

- A. 50 мл Б. 100 мл В. 500 мл Г. 1 л Д. 1,5 л

42. 40 Г КУПРУМ СУЛЬФАТУ МІСТИТЬСЯ В ___МЛ 0,1 Н РОЗЧИНУ СОЛІ

- A. 500 Б. 1000 В. 2000 Г. 4000 Д. 5000

43. ПРИ НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ 100 МЛ 0,5 Н РОЗЧИНУ HNO_3 ВИТРАТИЛИ 80 МЛ РОЗЧИНУ КОН. ВИЗНАЧИТЕ НОРМАЛЬНУ КОНЦЕНТРАЦІЮ ЛУГУ

- A. $\frac{80 \cdot 100}{0,5}$ Б. $\frac{100 \cdot 0,5}{80}$ В. $\frac{80 \cdot 0,5}{100}$

44. ІЗ ЗАЗНАЧЕНОГО РЯДУ ВИБЕРІТЬ СЛАБКИЙ ЕЛЕКТРОЛІТ

1. K_2S 2. K_2SiO_3 3. H_3PO_4 4. KBr 5. K_3PO_4

УКАЖІТЬ ЧИСЛО ЙОГО СТАДІЙ ДИСОЦІАЦІЇ

- A. 1 Б. 2 В. 3

45. СИЛА ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Формула речовини	Сила електроліту	Ступінь дисоціації
1. Na_2SO_4	А. сильний	І. $\alpha < 0,3$
2. Na_2CO_3	Б. середньої сили	ІІ. $\alpha > 0,3$
3. H_2CO_3	В. слабкий	ІІІ. $\alpha < 0,03$
		ІV. $0,03 < \alpha < 0,3$
		V. $\alpha > 0,03$

46. У РОЗЧИНІ З $\text{pOH}=4$ КОНЦЕНТРАЦІЯ OH^- -ІОНІВ ДОРІВНЮЄ

- А. $\ln 10^{-1}$ Б. $-\lg 10^{-1}$ В. 10^4 Г. 10^{-4}

47. У РОЗЧИНІ З $\text{pOH}=10$ КОНЦЕНТРАЦІЯ H^+ -ІОНІВ ДОРІВНЮЄ

- | | |
|----------------------|--------------------------------|
| 1. 10^{-10} моль/л | 4. 10^4 моль/л |
| 2. 10^{10} моль/л | 5. $10^{\text{pOH}-14}$ моль/л |
| 3. 10^{-4} моль/л | 6. $10^{-\text{pOH}}$ моль/л |

- А. правильно 3,5 В. правильно 2
Б. правильно 1, 6 Г. правильно 4

48. СПІЛЬНИЙ ГІДРОЛІЗ ПРОТІКАЄ ПРИ ЗЛИВАННІ РОЗЧИНІВ СОЛЕЙ

- А. NiCl_2 Б. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ В. $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$ Г. CH_3COONa

49. ЗМІНЕННЯ КИСЛОТНОСТІ СЕРЕДОВИЩА ПРИ ГІДРОЛІЗІ

Формула речовини	Група солей при гідролізі	Середовище розчину
1. FeCl_3	А. перша	І. кисле
2. NaCl	Б. друга	ІІ. нейтральне
3. NH_4CN	В. третя	ІІІ. лужне
	Г. четверта	

ДОДАТОК

Таблиця Д1

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

ПЕРІОДИ	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ																VIII	B	
	A	I	II	III	IV	V	VI	VII	A	A	A	A	A	A	A	A			
1	H Гідроген 1.00794																He Гелій 4.002602		
2	Li Літій 6.941	Be Берилій 9.0122		B Бор 10.811	C Карбон 12.011	N Нітроген 14.007	O Оксиген 15.999	F Флуор 18.998									Ne Неон 20.179		
3	Na Натрій 22.99	Mg Магній 24.305		Al Алюміній 26.9815	Si Силіцій 28.086	P Фосфор 30.974	S Сульфур 32.066	Cl Хлор 35.453									Ar Аргон 39.948		
4	K Калій 39.098	Ca Кальцій 40.08		Sc Скандій 44.956	Ti Титан 47.90	V Ванадій 50.941	Cr Хром 51.996	Mn Манган 54.938	Fe Ферум 55.847								Co Кобальт 58.933	Ni Нікол 58.70	
	Cu Купрум 63.546	Zn Цинк 65.39		Ga Галій 69.72	Ge Германій 72.59	As Арсен 74.992	Se Селен 78.96	Br Бром 79.904									Kr Криптон 83.80		
5	Rb Рубідій 85.468	Sr Стронцій 87.62		Y Ітрій 88.906	Zr Цирконій 91.22	Nb Ніобій 92.906	Mo Молибден 95.94	Tc Технецій 97.91	Ru Рутеній 101.07								Rh Родій 102.906	Pd Паладій 106.4	
	Ag Аргентум 107.868	Cd Кадмій 112.41		In Індій 114.82	Sn Станум 118.71	Sb Стибій 121.75	Te Телур 127.60	I Іод 126.9045									Xe Ксенон 131.29		
6	Cs Цезій 132.905	Ba Барій 137.33		La* Лантан 138.9055	Hf Гафній 178.49	Ta Тантал 180.9479	W Вольфрам 183.85	Re Реній 186.207	Os Осмій 190.2								Ir Ірідій 192.22	Pt Платина 195.08	
	Au Аурум 196.967	Hg Меркурій 200.59		Tl Талій 204.38	Pb Плюмбум 207.19	Bi Бісмут 208.980	Po Полоній 209.98	At Астат 209.99									Rn Радон [222]		
7	Fr Францій [223]	Ra Радій [226]		Ac** Актиній [227]	Rf Резерфордій [261]	Db Дубній [262]	Sg Сиборгій [263]	Bh Борій [264]	Hs Гасій [265]								Mt Майтнерій [266]	Uun Унунілій [269]	
Висні оксиди	R_2O	RO		R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7									RO_4		
Леткі водневі сполуки					RH_4	RH_3	RH_2	RH											
*	Ce Церій 140.12	Pr Празеодим 140.908	Nd Неодим 144.24	Pm Прометій 144.91	Sm Самарій 150.36	Eu Європій 151.96	Gd Гадоліній 157.25	Tb Терблій 158.926	Dy Диспрозій 162.50	Ho Гольмій 164.930	Er Ербій 167.26	Tm Тулій 168.934	Yb Ітербій 173.04	Lu Лютецій 174.967					
**	Th Торій 232.038	Pa Практиній 231.04	U Уран 238.03	Np Нептуній 237.05	Pu Плутоній 244.06	Am Америцій 243.06	Cm Кюрій 247.07	Bk Берклій 247.07	Cf Каліфорній 251.08	Es Ейнштейній 252.08	Fm Фермій 257.10	Md Менделевій 258.10	No Нобелій 259.10	Lr Лауренсій 260.10					

Константи і ступені дисоціації деяких електролітів

Електроліти	Формула	Числові значення констант дисоціації	Ступінь дисоціації у 0,1 Н розчині, %
Хлоридна кислота	HCl	–	87,6
Бромідна кислота	HBr	–	89,9
Йодідна кислота	HI	–	90,1
Нітратна кислота	HNO ₃	–	82,0
Сульфатна кислота	H ₂ SO ₄	–	51,0
Фторидна кислота	HF	$K = 6,2 \cdot 10^{-4}$	7,0
Ортоборатна кислота	H ₃ BO ₃	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$	0,01
Ортофосфатна кислота	H ₃ PO ₄	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$	17,0
Сульфітна кислота	H ₂ SO ₃	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$	34,0
Сульфідна кислота	H ₂ S	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 2,5 \cdot 10^{-18}$	0,07
Ціанідна кислота	HCN	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$	0,01
Карбонатна кислота	H ₂ CO ₃	$K_1 = 4,45 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,69 \cdot 10^{-11}$	0,17
Форміатна кислота	HCOOH	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$	4,2
Ацетатна кислота	CH ₃ COOH	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$	0,4
Аміак (гідроксид)	NH ₄ OH	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$	0,4
Калій гідроксид	KOH	–	77,0
Натрій гідроксид	NaOH	–	73,0
Літій гідроксид	LiOH	–	63,0
Барій гідроксид	Ba(OH) ₂	–	92,0
Кальцій гідроксид	Ca(OH) ₂	–	90,0

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

Основна література

1. Основи хімії: навчальний посібник / Е.Б. Хоботова, Л.М. Єгорова, Т.О. Ненастіна, В.В. Даценко. – Х.: ХНАДУ, 2014. – 248 с.

2. Хоботова Э.Б., Маракина Л.Д. Конспект лекцій по дисципліні «Химия» раздел «Поверхностные явления. Дисперсные системы». – Х.: ХНАДУ, 2004. – 58 с.

3. Методичні вказівки до самостійної роботи з дисципліни «Хімія» / Гнилицька А.І., Єгорова Л.М. – Х.: ХНАДУ, 2010. – 39 с.

4. Методичні вказівки до самостійної роботи студентів з дисципліни «Хімія» до змістового модуля «Електрохімічні процеси» розділ «Хімічні джерела струму. Первинні гальванічні та паливні елементи» / Ненастіна Т.О., Даценко В.В., Хоботова Е.Б. – Х.: ХНАДУ, 2017. – 28 с.

5. Тестові завдання з дисципліни «Хімія». Блоки змістових модулів «Розчини», «Дисперсні системи», «Неорганічні в'язучі речовини» / Хоботова Е.Б., Єгорова Л.М., Маракіна Л.Д. – Х.: ХНАДУ, 2007. – 103 с.

6. Пакети тестів за окремими заліковими модулями дисципліни «Хімія»: навчальний посібник / Е.Б. Хоботова, В.І. Нікітін – Х.: ХНАДУ, 2008. – 292 с. (Гриф надано Міністерством освіти і науки України №1.4/18-Г-846 від 11.04.2008 р.)

7. Хоботова Е.Б. Тестові завдання з дисципліни «Хімія»: Навчально-методичний посібник / Хоботова Е.Б. – Х.: ХНАДУ, 2008. – 223 с.

Додаткова література

1. Загальна та неорганічна хімія / Романова Н.В. – Київ: Ірпінь, 1998. – 480 с.

2. Загальна хімія / Вдовенко О.П. – Вінниця: Нова Книга, 2005. – 288 с.

3. Семінарський та лабораторний курс з неорганічної хімії [скорочений посібник] / Губіна К.Є., Слободяник М.С. – Київ: Київський нац. ун-т ім. Т. Шевченка, 2007. – 191 с.