

Міністерство освіти і науки України
Луганський національний університет імені Тараса Шевченка

Г.В. Клокол, Л.М. Крючок, Н.М. Хрустальова

**Вибіркові глави з неорганічної, органічної хімії та
методики викладання хімії.**

Матеріали на допомогу студентам та вчителям хімії.

Луганськ 2010

Міністерство освіти і науки України
Луганський національний університет імені Тараса Шевченка

Г.В. Клокол, Л.М. Крючок, Н.М. Хрустальова

**Вибіркові глави з неорганічної, органічної хімії та
методики викладання хімії.**

Матеріали на допомогу студентам та вчителям хімії.

Луганськ 2010

УДК [546+547+378.016:54] (076)
ББК 24.1р3+24.2р3
К 50

Вибіркові глави з неорганічної, органічної хімії та методики викладання хімії. Матеріали на допомогу студентам та вчителям хімії. – Луганськ: Знання, 2010. – 83с.

Упорядники: к.х.н. Г.В. Клокол,
к.п.н. Л.М. Крючок,
к.х.н. Н.М. Хрустальова

Навчально-методичне видання призначене надати допомогу вчителям хімії, студентам спеціальності «Хімія» у відборі матеріалу для вивчення окремих тем неорганічної та органічної хімії, його структуруванні та організації цілеспрямованої роботи над формуванням найважливіших понять курсу хімії в навчальних закладах I-II рівнів акредитації.

Рецензент: доц. к.х.н. С.В. Роман.

Рекомендовано кафедрою хімії та біохімії Луганського національного університету імені Тараса Шевченка (протокол № 3 від 22.10.10).

Пакет завдань для самостійної роботи з підвищення кваліфікації вчителя хімії

Зміст

I. Методика викладання хімії.....	3
1. Хімія та шкільна хімічна освіта.....	3
2. Формування хімічних понять в шкільному курсі хімії.....	4
3. Методика розв'язування експериментальних та розрахункових задач з хімії.....	10
II. Загальна та неорганічна хімія.....	35
1. Гідроліз солей.....	35
2. Окислювально-відновні реакції.....	48
III. Органічна хімія.....	56
1. Взаємний вплив атомів в молекулах органічних речовин.....	63
2. Вуглеводи.....	72

МЕТОДИКА ВИКЛАДАННЯ ХІМІЇ ХІМІЯ ТА ШКІЛЬНА ХІМІЧНА ОСВІТА

Хімія як одна з галузей природознавства вивчає склад, будову, властивості, перетворення та практичне використання речовин. Без хімічних знань неможливо сформувати в учнів наукову картину світу, тому що навколишній світ – це, перш за все, світ неорганічних та органічних сполук, в яких постійно відбуваються зміни.

Вивчаючи речовини та їх перетворення, учні спостерігають і описують властивості сполук, вчать їх досліджувати, одержувати та використовувати у різних умовах в залежності від поставленої мети. Але для того, щоб зрозуміти сенс усіх змін, які при цьому відбуваються вони повинні замислитися над явищами мікросвіту, змодельювати перетворення за допомогою засобів хімічної науки, а це сприяє розвитку їх уявлень, спостережливості, мислення. Крім того, вивчення хімії є основою для формування таких світоглядних ідей: матеріальної єдності усіх речовин у природі, обумовленості властивостей їх складом та будовою, можливості пізнання людиною хімічних явищ.

Однак, хімія – це не тільки галузь природознавства. Вона є областю виробничої діяльності людини. Хімічна освіта допомагає зрозуміти сучасне виробництво, оволодіти багатьма видами робіт у промисловості, сільському господарстві, транспорті, медицині, сфері зв'язку, культури та побуту. Вивчення хімії робить вклад в політехнічну освіту учнів і підготовку їх до роботи у світі матеріального виробництва, у допрофесійну підготовку робітників, інженерно-технічних, агрономічних, медичних та інших кадрів.

У сучасному світі людина стикається з великою кількістю речовин природного та антропогенного походження. Ця взаємодія представляє собою складний комплекс відношень в системі «людина – речовина – матеріал – практична діяльність». Стрімке зростання масштабів практичної діяльності людства веде до надходження в навколишнє середовище речовин техногенного походження в такій кількості, яка значно перевищує природні, а іноді й призводить до появи зовсім відсутніх у природних циклах сполук. Синтетичні речовини все більше застосовуються в усіх галузях діяльності людини. У такій ситуації цінність хімічних знань, умінь використовувати сполуки постійно зростає, а вивчення хімії в цілому сприяє вихованню у школярів екологічно доцільної поведінки, норм здорового способу життя у злагоді з природою.

З урахуванням сказаного зрозумілими стають ті зміни, які відбуваються в шкільній хімічній освіті, де в основу хімічної дисципліни покладено згідно Державного стандарту базової та повної середньої освіти в Україні такі змістові лінії: хімічний елемент, речовина, хімічна реакція, методи пізнання хімії, хімія в житті суспільства.

Формування світогляду, розвиток творчої особистості засобами хімічної дисципліни в школі потребує від вчителя розуміння, що знання не передаються, не надаються у готовому вигляді, а виробляються у свідомості

кожної особистості в ході навчально-пізнавальної діяльності. Тому формування головних понять хімії, які червоною стрічкою проходять через усі роки вивчення цієї дисципліни, потребує особливої уваги. Зупинимося докладніше на методиці формування найважливіших понять шкільного курсу хімії.

ФОРМУВАННЯ ХІМІЧНИХ ПОНЯТЬ В ШКІЛЬНОМУ КУРСІ ХІМІЇ

Поняття – це узагальнений вид знань і форма мислення, які передають зміст основ хімії.

Питання з формування понять є одним з центральних у системі розвиваючого та виховного навчання. Поняття – це узагальнена форма відбиття в мисленні предметів та явищ дійсності і зв'язків між ними за допомогою фіксації загальних і специфічних ознак та відносин.

Поняття складається з двох протилежних та зв'язаних між собою сторін: об'єму та змісту.

Об'єм поняття характеризується числом узагальнених в ньому об'єктів і віддзеркалює кількісну сторону процесу пізнання. Зміст поняття – це сукупність його суттєвих ознак, яка віддзеркалює якісну сторону пізнання. Зміст поняття розкривається через його структуру, тобто через систему взаємопов'язаних суттєвих ознак.

Процес формування понять можна розділити на наступні складові частини: утворення, розвиток та інтеграція. У науковому пізнанні та в навчанні використовують два способи утворення понять: від чуттєвих даних шляхом індуктивного узагальнення і шляхом дедуктивного виводу їх з відомих теорій. Для начального етапу характерне індуктивне утворення **емпіричних знань**, основа яких – узагальнення дослідних даних. Це поняття про властивості речовин, ознаки та умови реакцій, про індикатори, про зовнішні ознаки розчинів та інше. Індуктивне утворення мають і багато загальних понять, наприклад, про класи сполук, про кінетику тощо. Теоретичні поняття, які формуються через закон або теорію, відображають сутність об'єктів, оскільки розкривають їх внутрішні зв'язки. До них належать наступні поняття: елемент, атом, речовина, реакція, хімічний зв'язок, механізм реакції тощо.

По мірі накопичення теоретичних знань посилюється формально-логічний підхід до виведення понять. Шляхом дедуктивного розумового висновку утворюються багато понять електронної теорії, наприклад, поняття про ступінь окислення, електронегативність.

Деякі поняття можна вивести шляхом редукції: від загального поняття – до часткового, наприклад, поняття «відновник» формується на основі поняття «окислення», а «валентність» – на основі поняття про хімічний зв'язок.

Традуктивне виведення знань передбачає висновок за аналогією: від окремого до окремого, від загального до загального, наприклад: знання про електроліз формуються зі знань про окисно-відновні процеси, а знання про

склад та властивості гомологів виводяться на основі знань про сполуки даного класу.

Формування понять індуктивним шляхом відбувається у наступній послідовності:

1. Виділення, групування та порівняння типових об'єктів з метою виявлення загальних ознак.
2. Відбір та уточнення суттєвих ознак, від'єднання їх від несуттєвих.
3. Формулювання поняття.
4. Встановлення зв'язку з іншими поняттями.
5. Застосування поняття.

Абстрактні поняття формуються формально-логічним шляхом у наступній послідовності:

1. Відбір вихідних посилки для виведення поняття.
2. Виведення та формулювання поняття, уточнення його ознак.
3. Встановлення місця поняття в ієрархії визначеної теоретичної системи знань, його зв'язок з іншими поняттями.
4. Конкретизація поняття, від'єднання від суміжних, розповсюдження на окремі випадки.
5. Застосування поняття.

Найважче в формуванні понять – виділення його суттєвих ознак. Для цього використовують аналіз, порівняння ознак і на основі цього роблять висновки. Для засвоєння поняття необхідні правильні та доступні для розуміння визначення. Вони спонукають виділенню головного в змістовній частині поняття та, відповідно, чіткості та ясності його сприйняття. Визначення поняття допомагає встановити межі застосування поняття.

В процесі вивчення хімії поняття, які вже сформовані, розвиваються за трьома головними лініями:

1. Поглиблення змісту поняття за рахунок розкриття його суттєвості шляхом встановлення внутрішніх закономірностей та внутрішніх зв'язків.
2. Розширення поняття за рахунок збільшення його об'єму, узагальнення ним нових об'єктів.
3. Спадкоємний розвиток поняття при переході від однієї теорії до іншої, від одного курсу до іншого.

Розвиток понять завершується їх інтеграцією, тобто об'єднанням їх в визначені теоретичні системи знань. Інтеграція будується на глибокому теоретичному узагальненні, на рівні ведучих теорій та ідей, з широким використанням міжпредметних та внутрішніх зв'язків дисципліни. Наприклад, ведучою теорією для інтеграції поняття про речовину є електронна теорія.

Засвоєння поняття – це складний процес, який включає в себе первинне ознайомлення, сприйняття змісту, осмислення, закріплення знань та вмінь і, наприкінці, оволодіння поняттям в ході активної пізнавальної діяльності.

Первинне ознайомлення, сприйняття поняття – це найбільш відповідальний етап. Для того, щоб сприйняття було успішним важливо

посилити мотивацію навчання, актуалізувати опорні знання та вміння. Для індуктивного формування емпіричних та теоретичних понять найбільше значення має безпосереднє сприйняття узагальнюючих об'єктів в ході виконання дослідів, спостережень за реакціями та проявом їх властивостей.

В основі сприйняття може лежати сприймання мови, тексту, записів формул речовин та рівнянь реакцій. Осмислення поняття передбачає націленість мислення на розкриття зв'язків та відношень в понятті, на виділення його внутрішньої суті, внутрішнього сенсу.

Існують два способи виділення суттєвих ознак понять:

- шляхом порівняння та узагальнення об'єктів, які сприймаються;
- шляхом глибокого вивчення одного прикладу, аналіз якого дозволить виділити суттєві ознаки цілого класу об'єктів, а потім перенести їх на інші приклади.

Основними критеріями засвоєння понять є повнота їх змісту, ступінь засвоєння об'єму як міри узагальненості поняття, повнота засвоєння зв'язків даного поняття з іншими.

Щоб можна було міркувати про рух та розвиток учнів в навчальному пізнанні, треба спиратися на рівні засвоєння понять: перший рівень характеризується наявністю знань про окремі поняття та їх ознаки; другий рівень характеризується знаннями про зв'язки та відношення між поняттями визначеної системи, вмінням відтворити їх та використовувати по відношенню до типових об'єктів та процесів; знання на третьому рівні – це вже цілісні системи, але ще не пов'язані між собою, знання мають таку якість як мобільність, вони легко актуалізуються, перебудовуються в даній системі; четвертий рівень знань характеризується такою якістю як дійовість, що дає можливість передбачати невідомі факти, творчо використовувати знання в нетипових ситуаціях.

Методика формування та розвитку системи поняття про речовину

Формування поняття «речовина» – найважливіше завдання предмета хімії. Це поняття складне за змістом і структурою, має системний характер і включає наступні компоненти: склад речовин, будова, властивості, класифікація, хімічні методи дослідження речовин, їх одержання та застосування. Усі елементи системи пов'язані між собою і розглядаються у єдності.

У методиці формування поняття про речовину виділяють декілька етапів, які пов'язані з розвитком знань як інтенсивним шляхом, так і екстенсивним. Так, на першому етапі знання про речовину формуються на емпіричному рівні, на основі понять та уявлень курсів природознавства, ботаніки, фізики, а також на теоретичному рівні, що базується на атомно-молекулярному вченні, і служить базою для вивчення як загальних понять, так і конкретних речовин (кисень, залізо, складні речовини). Кількісно поняття «речовина» на цьому етапі характеризується молекулярною, відносною молекулярною, молярною масами та кількістю речовини. На рівні

атомно-молекулярного вчення поняття «молекула» виступає як найменша частка речовини, яка зберігає його склад та властивості.

Другий етап розвитку поняття про речовину має місце при вивченні періодичного закону, системи хімічних елементів Д.І. Менделєєва та теорії будови атома. Через поняття «речовина» встановлюється зв'язок між атомно-молекулярним вченням та вченням про періодичність, створюються умови для переходу знань на новий теоретичний рівень, який передбачає прогнозування властивостей сполук. пізнання наукової картини світу, формування бази для використання дедуктивного підходу до наступного навчання.

Третій етап розвитку поняття про речовину пов'язаний із вивченням теорії будови речовин та формуванням понять «хімічний зв'язок», «кристалічні ґратки», «залежність фізичних властивостей речовин від типів кристалічних ґраток». Опорними знаннями для засвоєння знань на цьому етапі є знання попередніх теорій, що дозволяє збудувати логічний ланцюжок для формування специфічного для хімії стереотипу мислення: від місця елементів в періодичній системі, будови їх атомів перейти до характеристики зв'язків і їх особливостей, а потім встановити тип кристалічної ґратки та в певному інтервалі спрогнозувати властивості речовини.

Четвертий етап розвитку поняття про речовину пов'язаний з вивченням теорії електролітичної дисоціації, що дозволяє розглянути специфіку властивостей речовин у розчинах та розплавах, поглибити знання про кислоти, основи, амфотерні гідроксиди, солі за рахунок цієї теорії.

Третій та четвертий етапи являються тією теоретичною основою, яка визначає рівень вивчення неметалічних та металічних елементів та їх сполук, а також найважливіших органічних сполук у 9 класі (рівень стандарту). Накопичення знань про різноманітність органічних та неорганічних сполук сприяє розвитку знань про речовину екстенсивним шляхом і визначається як п'ятий етап формування поняття «речовина».

Шостий етап розвитку поняття про речовину базується на основі теорії будови органічних речовин О.М. Бутлерова, за якою система знань про речовину набуває нового рівня за усіма раніш визначеними параметрами. В основу цієї теорії покладено поняття про склад і будову речовин та продовжується розвиток поняття про якісний і кількісний склад, що дозволяє узагальнити накопичені знання про органічні сполуки та встановити рівні їх структурної організації.

Формування та розвиток системи поняття про хімічний елемент

Поняття про хімічний елемент – це одне з центральних понять хімії, яке має свою структуру змісту. До її складу входять поняття про атоми хімічних елементів, про поширеність та колообіг елементів у природі, про класифікацію та систематизацію хімічних елементів.

Розкривається зміст поняття «елемент» в декілька етапів:

1. Підготовчий – пропедевтичний та інтегрований курс «Природознавство»;

2. Історико-логічний – формулювання поняття з визначенням його особливості;
3. Вивчення елементів на базі атомно-молекулярного вчення;
4. Формування поняття про природні групи хімічних елементів;
5. Вивчення періодичної системи хімічних елементів та теорії будови атому.
6. Вивчення елементів за групами та підгрупами періодичної системи елементів (неметалічні та металічні елементи);
7. Вивчення гіпотези гібридизації атомних орбіталей в органічній хімії.

Найбільшого розвитку поняття про елемент набуває при вивченні теми «Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва. Будова атома». Атом тут розглядається як складна система, яка складається з ядра та електронної оболонки. Формуються знання про ізотопи, протонне та нуклонне число, будову електронних оболонок атомів, стан електронів в атомі, енергетичні рівні та підрівні, радіус атома. В даній темі поняття «елемент» набуває нового визначення: «хімічний елемент – вид атомів із визначеним протонним числом», а зміна властивостей хімічних елементів пов'язана з будовою електронних структур атомів.

Формування поняття про електронегативність елементів в темі «Хімічний зв'язок і будова речовини» дозволяє на науковому рівні розглянути природу хімічного зв'язку, механізм утворення ковалентного зв'язку, а також навчити учнів складати формули бінарних сполук на базі поняття «ступінь окислення».

В курсі органічної хімії, де завершується формування поняття про хімічний елемент, формуються знання про гібридизацію і гібридні орбіталі, про взаємний вплив атомів у сполуках та можливості однойменних атомів поєднуватися між собою в складі речовини.

Формування і розвиток системи поняття про хімічну реакцію

Поняття «хімічна реакція» є складним та багатофункціональним. Це система понять, яка має свою структуру, до якої входять наступні компоненти: ознаки, сутність та механізм реакцій, закономірності виникнення та перебігу реакцій, кількісні характеристики процесів, класифікація реакцій, практичне використання реакцій та методи їх дослідження.

Формування поняття про хімічну реакцію починається в курсі 7 класу в темі «Початкові хімічні поняття» і будується в порівнянні фізичних явищ, які були предметом вивчення в фізиці, з хімічними. На рівні атомно-молекулярного вчення дається пояснення, як можна за зовнішніми ознаками розпізнати хімічну реакцію, формуються початкові знання та вміння про запис хімічних рівнянь та їх зміст з урахуванням знання закону збереження маси М.В. Ломоносова.

Таким чином, перший етап формування поняття «хімічна реакція» містить в собі і якісну характеристику процесу (ознаки), і кількісну – атоми в

ході реакції зберігаються, і формальну -- запис рівнянь за допомогою знаків, формул, коефіцієнтів.

Подальший розвиток цього поняття має місце при вивченні простих речовин (кисень, залізо) та складних речовин (оксиди, основи, кислоти, солі), де формується знання про класифікацію хімічних реакцій на основі аналізу складу речовин, що вступили в реакцію та утворилися в ході реакції, та їх числа.

Другим етапом розвитку поняття «хімічна реакція» треба вважати формування знань та роз'яснення процесів на основі теорії електролітичної дисоціації та теорії будови речовин (тема «Розчини»). Сутність процесів на цьому етапі представлена іонними рівняннями (повними та скороченими).

Третій етап розвитку поняття «хімічна реакція» базується на теорії будови речовини, теорії електролітичної дисоціації і має узагальнюючий характер (тема «Хімічні реакції»). Вивчення теми «Хімічні реакції» дозволяє уникнути мозаїчності та фрагментарності в засвоєнні цього ключового поняття хімії, на якісно новому рівні повторити та розвинути початкові уявлення про хімічну реакцію, сформовані в 7-8 класах. На цьому етапі хімічні реакції розглядаються з енергетичних позицій (екзотермічні і ендотермічні), формується знання про закономірності проходження реакцій: швидкість реакцій, фактори впливу на швидкість хімічних реакцій, рівновагу, оборотні та необоротні процеси, окисно-відновні реакції.

Четвертий етап розвитку поняття «хімічна реакція» представлений курсом органічної хімії старшої школи, де знання з класифікації процесів доповнюються і розширюються, вводиться поняття про реакції ізомеризації. В курсі органічної хімії профільної школи має місце якісно нове пояснення механізмів хімічних реакцій – вільнорадикального, іонного, полімеризації та поліконденсації.

Завдання для самостійної роботи

1. На основі викладеного теоретичного матеріалу складіть схему, яка віддзеркалює взаємозв'язок понять про речовину, елемент, хімічну реакцію в темі шкільної програми «Початкові хімічні поняття».

2. Керуючись складеною схемою (завдання 1), запропонуйте розгорнутий план проведення узагальнюючого уроку хімії для учнів 7 класу з теми «Початкові хімічні поняття».

3. Наведіть приклади варіативних методик формування знань учнів про будову атома (за програмою 8 класу) з використанням: а) групи методів репродуктивної діяльності учнів, б) групи методів частково-пошукової діяльності учнів. Дайте оцінку розробленим методикам.

4. Як розвиваються поняття «елемент», «речовина», «хімічна реакція» при вивчення органічної хімії? Наведіть приклади.

5. Які типові помилки мають місце у школярів при формуванні понять «речовина», «елемент», «хімічна реакція» на початковому етапі вивчення хімії? Запропонуйте шляхи усунення помилок.

6. Проаналізуйте програму на рівні стандарту та посібники з хімії для шкіл на предмет формування системи знань про методи дослідження в хімії. Вкажіть елементи цієї системи.

7. Які складові, на вашу думку, повинна мати змістовна лінія курсу загальноосвітньої школи про хімію в житті суспільства? Яка зі складових у шкільній програмі представлена недостатньо, а яка – забагато?

МЕТОДИКА РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ТА РОЗРАХУНКОВИХ ЗАДАЧ З ХІМІЇ

Розв'язування задач займає важливе місце в системі викладання хімії. Хімічні задачі допомагають вдосконаленню якості навчання, закріпленню придбаних знань, вчать творчо застосовувати вивчений матеріал в новій ситуації. Розв'язування задач формує раціональні прийоми мислення, усуває формалізм знань, прищеплює навички самоконтролю, розвиває самостійність в роботі. Не можна недооцінювати і виховну функцію розв'язування задач, розкриття якої сприяє здійсненню принципу політехнізму, зв'язку навчання з життям, професійній орієнтації, виховує працьовитість, цілеспрямованість, формує світогляд.

Програма курсу з методики складання та розв'язання хімічних задач націлена на придбання студентами таких знань, вмінь та навичок, які необхідні для реалізації завдань навчально-виховного процесу з хімії в загальноосвітніх навчальних закладах на рівні сучасних вимог дидактики, теорії виховання і психології. Засвоєння курсу дозволить набути студентам знань з класифікації хімічних задач, про методи і прийоми оволодіння учнями навичками варіативного розв'язування та складання задач, їх використання з метою навчання і контролю.

Методика використання в навчанні хімічних задач

Починаючи навчання учнів розв'язуванню хімічних задач, слід пригадати, що в дидактиці задачі визначають як об'єкт розумової діяльності, який вимагає виконання практичного перетворення або відповіді на теоретичне питання шляхом пошуку умов, що дають можливість розкрити зв'язок між відомими та невідомими елементами.

Хімічну задачу можна розглядати як систему, стан якої характеризується певними параметрами.

Хімічною задачею називають невелику проблему, яка вирішується за допомогою логічних прийомів, математичних дій, хімічного експерименту на основі понять, законів і методів хімії.

Розв'язування хімічних задач – це не самоціль, а метод навчання, що сприяє міцному засвоєнню знань. Хімічні задачі можна використовувати: а) при поясненні нового матеріалу, коли задача ілюструє закон, що вивчається, або теоретичне положення; б) при закріпленні знань, коли задача дозволяє встановити взаємозв'язки між вивченими поняттями, фактами та вміннями оперувати поняттями; в) для організації самостійної роботи вдома; г) при

попередньому, поточному, тематичному і підсумковому контролю результатів навчання.

Для визначення місця хімічних задач в навчальному процесі і повної реалізації їх функцій необхідно керуватися сучасними підходами до їх класифікації.

Навчальні хімічні задачі класифікують так:

- 1) За способом надання: а) розрахункові;
б) експериментальні або якісні.
- 2) За характером змісту: а) конкретні;
б) виробничі.
- 3) За структурою: а) прості;
б) комбіновані.
- 4) За способом розв'язування: а) арифметичні;
б) алгебраїчні.
- 5) За характером вимог: а) на знаходження невідомого,
б) на доказ;
в) на конструювання.
- 6) За дидактичною метою: а) тренувальні;
б) пізнавальні;
в) творчі.

Зупинимось детальніше на методиці розв'язування експериментальних та розрахункових задач.

Розв'язування експериментальних задач з хімії

Серед широко відомих експериментальних задач можна виділити наступні:

1. Отримання речовин.
2. Розпізнання речовин.
3. Доказ якісного складу речовин.
4. Розділення сумішей і виділення чистих речовин.
5. Характеристика конкретних речовин.
6. Пояснення спостережень.

Аналіз змісту задач з точки зору самостійності діяльності учнів дозволяє умовно розділити їх на два види: задачі на відтворення та задачі продуктивного характеру.

Задачі на відтворення передбачають повторення необхідних для розв'язування знань, практичних вмінь та раніш проведених дослідів, наприклад:

1. Дослідним шляхом доведіть, що при взаємодії заліза з хлоридною кислотою виділяється газ – водень.
2. Виконайте реакції, які характеризують властивості сульфатної кислоти.
3. У пробірках знаходяться: натрій хлорид і калій сульфат. Визначте, в якій пробірці знаходиться калій сульфат.
4. Здійснити перетворення: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$

Для розв'язування задач продуктивного характеру учням необхідно використовувати значний об'єм теоретичних знань і логічні операції. Причому, учень може запропонувати оригінальне вирішення або декілька способів розв'язування однієї й тієї ж задачі, наприклад:

1. Одержати двома (трьома) способами барій сульфат.
2. Виходячи з ферум (III) оксиду, одержати ферум (III) гідроксид.
3. Не вдаючись до додаткових реактивів, розпізнайте розчини натрій карбонату, барій хлориду і хлоридної кислоти.

Важливим питанням є підготовка учнів до розв'язування експериментальних задач. Її зазвичай здійснюють трьома способами.

Перший з них – демонстрація експерименту вчителем, показ різних практичних дій, необхідних учням для виконання дослідів, навчання їх розв'язуванню експериментальних задач на уроках (на етапі перевірки знань, вмінь, навичок, викладення нового матеріалу, закріплення і повторення матеріалу).

Другий шлях – виконання лабораторних дослідів, на яких учні під керівництвом вчителя навчаються методиці хімічного експерименту та відпрацьовують навички розв'язування експериментальних задач.

Третій шлях – проведення практичних робіт з одержання хімічних речовин та вивчення їх властивостей.

Розв'язування експериментальної задачі складається з наступних етапів: а) осмислення умови задачі, б) теоретичного розв'язування задачі, в) підготовки реактивів та обладнання, г) практичного розв'язування задачі, д) оформлення звіту.

У процесі підготовки учнів до розв'язування експериментальних задач необхідно особливу увагу приділити вмінню міркувати. Усвідомлене розуміння учнями змісту задачі, ланцюга логічних міркувань та можливих перетворень, варіативність розв'язування – все це стає можливим тільки за умови їх всебічного обговорення.

Навчати вирішувати експериментальні задачі треба як фронтально, так і шляхом виклику окремих учнів до демонстраційного столу. При цьому учні всього класу повинні брати участь в обговоренні задачі, складанні плану її розв'язання, а виконувати досліді – безпосередньо той учень, який викликаний до столу.

У процесі навчання учнів розв'язуванню експериментальних задач учитель повинен передбачити їх поступове ускладнення: на початковому етапі навчання хімії учням пропонуються хімічні перетворення в одну стадію і розпізнання двох речовин, у подальшому число перетворень збільшується до 2-3, а кількість речовин для визначення від 3 до 5.

При навчанні учнів розв'язуванню експериментальних задач на розпізнання, коли кількість речовин перевищує дві, доцільно для чіткості міркувань та виконання спеціальних операцій складати таблиці.

Наведемо приклад такої таблиці при розв'язуванні задачі.

Задача. В пробірках під номерами 1, 2, 3 видані розчини натрій хлориду, калій іодиду і хлоридної кислоти. Визначте, яка речовина знаходиться в кожній з цих пробірок.

Сполуки	Реактиви		Номер пробірки
	Лакмус	$Pb(CH_3COO)_2$	
HCl	Розчин червоного коліру		
NaCl	Розчин фіолетового коліру	$PbCl_2$ білий осад	
KI	Розчин фіолетового коліру	PbI_2 жовтий осад	

Нижче таблиці учні повинні привести повні записи рівнянь реакцій, які відбувалися в процесі визначення та надати пояснення.

Завдання для самопідготовки:

1. Проаналізуйте експериментальні задачі, які пропонуються в шкільних підручниках з неорганічної та органічної хімії на різних етапах навчання, за їх змістом та рівнем складності.

2. Складіть експериментальні задачі різного рівня складності за темами шкільної програми: «Основні класи неорганічних сполук», «Розчини», «Металічні елементи та їх сполуки», «Неметалічні елементи та їх сполуки», «Найважливіші органічні сполуки».

3. Складіть 4-5 варіантів завдань для практичних робіт «Розв'язування експериментальних задач» із різних тем шкільної програми.

4. Складіть завдання, які містять експериментальні задачі для диференційованого навчання.

5. Запропонуйте експериментальні задачі для олімпіад з хімії для учнів основної і старшої школи.

Розв'язування розрахункових задач з хімії

Приступаючи до навчання учнів розв'язувати розрахункові задачі, слід керуватися наступним:

1. Розв'язування розрахункових задач спирається на стехіометричні закони, суть яких полягає в тому, що кількісні відносини елементів у хімічній сполуці та речовин у хімічних реакціях постійні для кожної даної сполуки та кожної даної реакції, і знаходять вираз в хімічних формулах та хімічних рівняннях. Звідси витікає основний принцип методики розв'язування стехіометричних задач: від хімічних формул і рівнянь до кількісних відносин, а від них до обчислення за правилами математики.

2. Розв'язування розрахункових задач в процесі шкільного навчання має за мету сприяти усвідомленню учнями закономірностей кількісних

відносин, з одного боку, і закріпленню фактичного матеріалу, який вивчається, з іншого боку.

3. У процесі навчання необхідно прагнути, щоб матеріал, який вивчається, був пов'язаний з реальною дійсністю. Запропоновані в задачах розрахунки повинні бути наближені до реальних розрахунків, які виконуються на виробництві та в хімічних лабораторіях. Це означає, що кількість речовин, яка надається в умовах задачі, та їх співвідношення повинні бути такого ж порядку, як і в реальній практиці.

Вимоги до розрахункових задач з хімії:

1. Чітко сформовані умови задачі.
2. Відсутні зайві дані в умовах задачі.
3. Відповідність змісту задачі програмному матеріалу.
4. Доступний зміст задачі.

Розв'язування розрахункових задач передбачає наступні дії:

1. Усвідомлення умов задачі.
2. Стислий запис умови задачі.
3. Вибір і запис необхідних для розрахунків хімічних рівнянь або формул.
4. Визначення найбільш раціональних для даної задачі одиниць маси, об'єму та кількості речовини.
5. Розв'язування задачі (логічне міркування).
6. Здійснення розрахунків.
7. Перевірка розв'язання.

У процесі навчання учнів розв'язуванню розрахункових задач необхідно керуватися загальноприйнятими умовними позначками фізичних величин та одиниць згідно з міжнародною системою одиниць(СИ) і державними стандартами:

Відносна атомна маса	A _r
Відносна молекулярна маса	M _r
Кількість речовини	ν (моль, Кмоль)
Число Авогадро	N _A
Молярна маса	M (кг/моль, г/моль)
Молярний об'єм газу	V _m (л/моль)
Об'єм газу	V (л, м ³)
Щільність речовини	ρ (г/см ³ , кг/м ³)
Відносна щільність за воднем	D _{H2}
Відносна щільність за повітрям	D _{пов.}
Масова доля	w
Об'ємна доля	φ
Молярна концентрація	c (моль/л)
Масова доля виходу	η
Тепловий ефект реакції	ΔH (кДж)

Програмами з хімії для загальноосвітніх шкіл в різні роки були передбачені від 12 до 20 типів задач. На наш погляд, все різноманіття типів

програмних задач за характером розрахунків, доцільно, розділили на чотири групи:

1. Задачі, які передбачають розрахунки за хімічними формулами, та задачі на визначення формул.
2. Задачі, які передбачають розрахунки за хімічними рівняннями і схемами.
3. Задачі, які передбачають розрахунки відносно концентрації розчинів.
4. Комбіновані задачі.

1. Задачі, які передбачають розрахунки за хімічними формулами, та задачі на визначення формул.

До цієї групи належать задачі, які передбачають наступні розрахунки: відносної молекулярної і молярної маси речовини, співвідношення мас елементів у складній речовині, масової частки елемента в речовині, маси визначеної кількості речовини, а також задачі на знаходження молекулярної формули сполуки на основі масових часток елементів і за продуктами реакції.

Більшість задач цієї групи є простими за розрахунками і не викликають труднощів при вирішенні, окрім завдань, пов'язаних з виведенням формул речовин. На методиці розв'язування задач такого типу ми і зупинимось детальніше.

У процесі розв'язування задач цього типу використовується поняття про формулу – найпростішу (емпіричну) та молекулярну (істинну). Найпростіша формула показує, атоми яких елементів і в якому співвідношенні знаходяться у складі сполуки. Для визначення найпростішої формули необхідно знати кількість речовини кожного елемента в будь-якій масі сполуки, формулу якої необхідно визначити, та надати їх співвідношення у вигляді цілих чисел шляхом математичних дій.

Молекулярна (істинна) формула показує, скільки атомів кожного елемента знаходиться в складі молекули. Для знаходження молекулярної формули необхідно відносно молекулярну (молярну) масу сполуки розділити на відносно молекулярну (молярну) масу тієї ж сполуки, яка відповідає емпіричній формулі, і на знайдене значення помножити індекси емпіричної формули.

Далі наводяться приклади методики розв'язування задач, які передбачають виведення формули сполуки. Вважаємо, що починати навчання необхідно на прикладах простих за змістом задач, поступово ускладнюючи умову і вводячи нові дані.

Задача №1. Встановити формулу сполуки, якщо відомо, що до її складу входять елементи Гідроген і Оксиген, а їх масові частки відповідно складають: 5,88% і 94,12%.

Відомо, що молярна маса сполуки складає 34 г/моль.

Розв'язування (I спосіб)

Дано:

$$W(H) = 5,88\%$$

$$W(O) = 94,12\%$$

$$M(H_xO_y) = 34$$

г/моль

формула - ?

1) Нехай маса сполуки $H_xO_y = 100$ г, тоді масу Гідрогену та Оксигену розраховують так:

$$m(H) = m_{cr} \cdot W(H)$$

$$m(H) = 100 \cdot 0,0588 = 5,88 \text{ г.}$$

$$m(O) = m_{cr} \cdot W(O)$$

$$m(O) = 100 \cdot 0,9412 = 94,12 \text{ г.}$$

2) Знаходимо кількість речовини гідрогену та оксигену в даній масі сполуки H_xO_y

$$v(H) = \frac{m(H)}{M(H)} \Rightarrow v(H) = \frac{5,88}{1} = 5,88 \text{ (моль).}$$

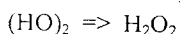
$$v(O) = \frac{m(O)}{M(O)} \Rightarrow v(O) = \frac{94,12}{16} = 5,88 \text{ (моль).}$$

3) Знаходимо співвідношення між кількістю речовини Гідрогену та Оксигену в складі сполуки і представляємо у вигляді цілих чисел.

$v(H) : v(O) = 5,88 : 5,88$, або $v(H) : v(O) = 1 : 1$, відповідно, найпростіша формула сполуки HO .

4) Знаходимо істинну формулу сполуки.

$$(HO)_n \Rightarrow n = \frac{M(H_xO_y)}{M(HO)} = \frac{34}{17} = 2;$$



Відповідь: істинна формула сполуки H_2O_2 .

Розв'язування (II спосіб)

Цей спосіб дозволяє одразу визначити істинну формулу речовини.

1) Так як молярна маса речовини відома, то можна визначити масу Гідрогену та Оксигену в молі речовини.

$$a) m(H) = M(H_xO_y) \cdot 1 \text{ моль} \cdot W(H);$$

$$m(H) = 34 \cdot 1 \cdot 0,0588 = 2 \text{ (г)}$$

$$b) m(O) = M(H_xO_y) \cdot 1 \text{ моль} \cdot W(O);$$

$$m(O) = 34 \cdot 1 \cdot 0,9412 = 32 \text{ (г)}$$

2) Визначаємо кількість речовини кожного з елементів у складі сполуки:

$$x = \frac{2\text{г}}{1\text{г/моль}} = 2 \text{ (моль)}$$

$$y = \frac{32\text{г}}{16\text{г/моль}} = 2 \text{ (моль)}, \text{ отже, формула речовини } H_2O_2.$$

Розв'язування наступних задач даного типу повинне спиратися на запропоновану методику, але за змістом відрізнятися наявністю інших даних, наприклад:

1. Вивести формулу речовини, якщо відомо, що до його складу входять елементи Гідроген та Оксиген, а їх масові частки дорівнюють відповідно 11,11% і 88,89%. Щільність пару за воднем складає 9.

2. Визначити формулу сполуки, до складу якої входять елементи Нітроген та Гідроген, якщо відомо, що масова частка Нітрогену складає 87,5%, а щільність пару цієї речовини складає 0,00143 г/мл.

Задача №2. При згорянні газоподібної речовини масою 3,4 г утворилося 6,4 г сульфур (IV) оксиду та 1,8 г води. Визначити формулу сполуки, якщо її молярна маса складає 34.

Дано:	Розв'язування.
$m(\text{сп.}) = 3,4 \text{ г}$	Так як продуктами горіння речовини є оксиди Сульфуру та Гідрогену, то можна припустити, що у склад речовини входять елементи Сульфур та Гідроген, що ж стосується наявності у речовині Оксигену, то на це питання найти відповідь допоможуть розрахунки.
$m(\text{SO}_2) = 6,4 \text{ г}$	
$m(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \text{ г}$	
формула - ?	

1) Визначаємо кількість речовини SO_2 і H_2O

$$\nu(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2)}{M(\text{SO}_2)} = \frac{6,4 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1,8 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}$$

2) Знаходимо кількість речовини елементів Гідрогену та Сульфуру.

$$\nu(\text{H}) = 2\nu(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{S}) = \nu(\text{SO}_2) = 1 \cdot 0,1 = 0,1 \text{ моль}$$

3) Знаходимо масу Гідрогену та Сульфуру в речовині масою 3,4 г

$$m(\text{H}) = \nu(\text{H}) \cdot M(\text{H}) = 0,2 \cdot 1 = 0,2 \text{ (г)}$$

$$m(\text{S}) = \nu(\text{S}) \cdot M(\text{S}) = 0,1 \cdot 32 = 3,2 \text{ (г)}$$

4) Визначаємо, чи міститься у складі речовини Оксиген?

$$m(\text{сп.}) = m(\text{H}) + m(\text{S}) + m(\text{O});$$

$$m(\text{O}) = m(\text{сп.}) - m(\text{H}) - m(\text{S}) = 3,4 - 0,2 - 3,2 = 0$$

Отже у складі речовини, яка згоріла, Оксигену немає.

5) Визначаємо найпростішу формулу речовини:

$$\nu(\text{H}) : \nu(\text{S}) = 0,2 : 0,1 = 2 : 1$$

Таким чином найпростіша формула така: H_2S .

6) Знаходимо істинну формулу сполуки:

$$(\text{H}_2\text{S})_n \Rightarrow n = \frac{M(\text{H}_2\text{O}_n)}{M(\text{H}_2\text{S})} = \frac{34}{34} = 1$$

Істинна та найпростіша формули в даному випадку співпадають.

Відповідь: формула сполуки H_2S .

Нижче наводяться приклади задач розглянутої групи, які рекомендуються для самостійного розв'язування.

1. У склад хімічної сполуки входять Натрій, Фосфор і Оксиген. Масові частки елементів складають (%): Натрій – 34,6; Фосфор – 23,3; Оксиген – 42,1. Визначити найпростішу формулу сполуки.

2. Зразок сполуки Фосфору та Броду масою 81,3г містить Фосфор масою 9,3г. Визначити найпростішу формулу цієї сполуки.

3. Визначити найпростішу та істинну формули сполуки, якщо відомо, що масова частка Карбону в речовині складає 0,8275, а Гідрогену - 0,1725. Щільність речовини за воднем складає 29.

4. При згорянні 9,2г органічної сполуки утворилося 17,6г вуглекислого газу та 10,8г води. Відносна щільність цієї сполуки за воднем складає 23. Визначити істинну формулу сполуки.

5. При згорянні 3,3 г хлорвмісної органічної сполуки було одержано 1,493 л вуглекислого газу та 1,2 г води. Після перетворення усього хлору, який міститься у даній кількості сполуки в аргентум (I) хлориді, одержали 9,56 г AgCl . Відносна щільність за воднем дорівнює 49,5. Визначити істинну формулу речовини, яка була досліджена.

Складіть та розв'яжіть задачі.

Для самостійного складання задач цієї групи рекомендується використати відомості, які занесені у таблиці № 1, 2

Таблиця № 1

Формула	Mr	W(C)	W(H)	W(O)	W(N)	D_{H_2}	$D_{пов.}$	$\rho(\text{г/л})$
CH_4	16	0,75	0,25	-	-	8	0,552	0,714
C_2H_6	30	0,80	0,20	-	-	15	1,035	1,34
C_5H_{12}	72	0,8333	0,1667	-	-	36	2,483	3,215
C_2H_4	28	0,8571	0,1429	-	-	14	0,966	1,25
C_6H_6	78	0,9231	0,769	-	-	39	2,689	3,48
CH_3OH	32	0,3750	0,1250	0,5000	-	16	1,103	1,43
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46	0,5117	0,1304	0,3478	-	23	1,586	2,05
HCOH	30	0,5454	0,0909	0,3636	-	22	1,517	1,96
CH_3COOH	60	0,4000	0,0667	0,5333	-	30	2,069	2,68
HCOOH	46	0,2608	0,0434	0,6956	-	23	1,586	2,05

Таблиця № 2

Формула	Горіння на кількість речовини:					
	0,1 моль		0,2 моль		0,3 моль	
	V(CO ₂)	m(H ₂ O)	V(CO ₂)	m(H ₂ O)	V(CO ₂)	m(H ₂ O)
CH ₄	2,24	3,6	4,48	7,2	6,72	10,8
C ₂ H ₆	4,48	5,4	8,96	10,8	13,44	16,2
C ₃ H ₁₂	11,2	10,8	22,4	21,6	33,6	32,4
C ₂ H ₄	4,48	3,6	8,96	7,2	13,44	10,8
C ₆ H ₆	13,44	5,4	26,88	10,8	40,32	16,2
CH ₃ OH	2,24	3,6	4,48	7,2	6,72	10,8
C ₂ H ₅ OH	4,48	5,4	8,96	10,4	13,44	16,2
HCOH	2,24	1,8	4,48	3,6	6,72	5,4
CH ₃ COOH	4,48	3,6	8,96	7,2	13,44	10,8
HCOOH	2,24	1,8	4,48	3,6	6,72	5,4

2. Задачі, які передбачають розрахунки за хімічними рівняннями та схемами

Розрахунки за хімічними рівняннями та схемам належать до стехіометричних обчислень. Стехиометрія – це розділ хімії, в якому досліджується не тільки кількісний склад сполук, а й кількісні зміни, які відбуваються при хімічних реакціях. Це фактично розрахунки, в основі яких лежать кількісні закони хімії: закон *постійності* складу сполук, закон збереження маси речовин, закон кратних відносин, закон еквівалентних відносин. Ці закони дозволяють класифікувати розрахунки за хімічними рівняннями на наступні групи:

- визначення маси (об'ємів, кількості речовини) за відомими даними задачі однієї з речовин, яка вступила в реакцію, або за тією речовиною, яка одержана в її результаті;
- визначення об'ємів газів за хімічними рівняннями;
- розрахунки за хімічними рівняннями, якщо одне з реагуючих речовин взяте в надлишку;
- визначення масової (об'ємної) частки виходу продукту від теоретично можливого;
- обчислення маси продукту реакції по відомій масі вихідної речовини, яка містить певну частку домішок;
- розрахунки за термохімічними рівняннями.

Якщо вихідні сполуки та продукти реакції умовно позначити буквами, то хімічний процес між ними можна представити так:

$K_1A + K_2B = K_3C + K_4D$, де K_1 ; K_2 ; K_3 ; K_4 коефіцієнти. Вони мають значення цілих чисел (1,2,3,4.....) і показують кількісні співвідношення (к.с.) речовин згідно з рівнянням.

При розв'язуванні розрахункових задач за рівняннями хімічних реакцій або схемами, перш за все необхідно виділити в них загальні дії, тобто

навчитися вирішувати прості або так звані базові задачі. Розглянемо різні варіанти розв'язування базових задач.

Згідно з наведеним вище загальним рівнянням $K_1A + K_2B = K_3C + K_4D$ можна скласти для початку таку таблицю:

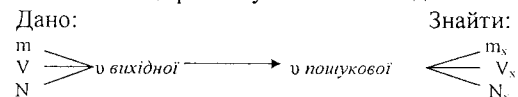
Таблиця 1

варіант спол.	1	2	3	4	5	6	7
A	m			m _x		m _x	V _x	
B		m			V _x , N _x		V _x	
C			m		v	m		
D				V _x			V	V

Ця таблиця відповідає різним варіантам таких задач, які передбачають розрахунки за відомою масою (об'ємом або кількістю речовини) однієї сполуки маси (об'єму або кількості речовини) іншої сполуки.

При розв'язуванні базових задач використовуються величини m , V , N , v та похідні: M – молярна маса; V_m – молярний об'єм; N_A – $6,02 \cdot 10^{23}$, які є сталими величинами.

Весь хід розв'язування такої задачі можна виразити схемою:



Пропонуємо наступну послідовність розв'язування такого типу задач:

1 етап. Знаходимо за даними задачі кількість речовини вихідної сполуки, використовуючи формули:

$$v = \frac{m}{M}; \quad v \text{ (газу)} = \frac{V}{V_m}; \quad v \text{ (структ. часток)} = \frac{N}{N_A}; \quad v \text{ (спол.)} = \frac{\Delta H_1}{\Delta H}$$

2 етап. Знаходимо кількість речовини, яку треба знайти, на основі кількісних відносин даної реакції (дивитись коефіцієнти рівняння).

$$v \text{ (пошукової)} = \frac{K_{\text{пошукової}}}{K_{\text{вихідної}}} \cdot v \text{ вихідної}$$

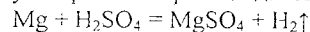
3 етап. Розраховуємо кінцевий результат.

$$m_x = v \cdot M; \quad V_x = v \cdot V_m; \quad N_x = v \cdot N_A; \quad \Delta H_1 = v \cdot \Delta H.$$

На основі таблиці №1 складаємо текст задачі за 1 (2) варіантом.

Наведемо приклад: визначити масу сульфатної кислоти, яка необхідна для розчинення 1,2 г магнія.

1. Записуємо рівняння реакції даного хімічного процесу.



1 моль 1 моль

$M = 24\text{г/моль}$ $M = 98\text{г/моль}$

За рівнянням бачимо, що кількісне співвідношення реагуючих речовин однакове, отже, v вихідної = v пошукової, або

$$v(\text{Mg}) = v(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

2. Знаходимо кількість речовини вихідної сполуки:

$$v(\text{Mg}) = \frac{1,2\text{г}}{24\text{г/моль}} = 0,05\text{ моль}; \quad v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05\text{ моль.}$$

3. Розраховуємо масу сульфатної кислоти:

$$m_x(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05\text{ моль} \cdot 98\text{ г/моль} = 4,9\text{ г}$$

Форма запису розв'язування цієї задачі може бути такою:

Дано:	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
$m(\text{Mg}) = 1,2\text{ г}$	1 моль 1 моль
$m_x(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$	$M = 24\text{г/моль}$ $M = 98\text{г/моль}$
$M(\text{Mg}) = 24\text{ г/моль}$	1) $v(\text{Mg}) = \frac{m}{M}$
$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98\text{ г/моль}$	2) $m_x(\text{H}_2\text{SO}_4) = v(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4)$
	3) $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1,2\text{г}}{24\text{г/моль}} \cdot 98\text{ г/моль} = 4,9\text{г}$
	Відповідь: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4,9\text{ г}$

Варіант 3

Який об'єм водню (н.у.) можна одержати при дії надлишку хлоридної кислоти на 3,25 г цинку?

Дано:	Розв'язування:
$m(\text{Zn}) = 3,25\text{ г}$	$m = 3,25\text{ г}$ V_x
$V_x(\text{H}_2) - ?$	$2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
$M(\text{Zn}) = 65\text{ г/моль}$	1 моль 1 моль
$V_m = 22,4\text{ л/моль}$	$M = 65\text{ г/моль}$ $V_m = 22,4\text{ л/моль}$
	Згідно з рівнянням реакції при взаємодії 1 моля цинку виділяється 1 моль водню, тобто $v(\text{Zn}) = v(\text{H}_2)$. Отже, $V_x(\text{H}_2) = v \cdot V_m$
	Розраховуємо об'єм водню, який виділився в ході реакції:
	$V_x(\text{H}_2) = \frac{3,25\text{г}}{65\text{г/моль}} \cdot 22,4\text{ л/моль} = 1,12\text{ л}$
	Відповідь: $V(\text{H}_2) = 1,12\text{ л}$

Аналогічно вирішуються задачі варіантів 4, 5, 6.

Розглянемо приклад задачі, яка передбачає розрахунок об'ємів газів за хімічним рівнянням.

Варіант 7 Задача 1.

Розрахувати, об'єми водню та хлору (н.у.) необхідні для одержання 89,6 л гідроген хлориду?

Якщо сполуки у стані газу або пари, то співвідношення їх об'ємів пропорційне їх мольному відношенню згідно рівнянню реакції.

Дано:	Розв'язування:
$V(\text{HCl}) = 89,6\text{ л}$	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$
(н.у.)	1V 1V 2V
	Знаходимо об'єм хлору та водню.
$V(\text{H}_2) - ?$	$V(\text{Cl}_2) = v(\text{H}_2) = \frac{1}{2} V(\text{HCl})$
$V(\text{Cl}) - ?$	$= \frac{1}{2} \cdot 89,6\text{л} = 44,8\text{л}$
	Відповідь: $V(\text{H}_2) = V(\text{Cl}_2) = 44,8\text{ л}$

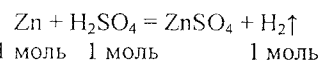
Задача 2 Який об'єм амоніаку утвориться при взаємодії $3,6\text{ м}^3$ водню з азотом.

Дано:	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
$V(\text{H}_2) = 3,6\text{ м}^3$	1V 3V 2V
$V(\text{NH}_3) - ?$	$V(\text{NH}_3) = \frac{2}{3} \cdot V(\text{H}_2) = \frac{2}{3} \cdot 3,6\text{ м}^3 = 2,4\text{ м}^3$
	Відповідь: $V(\text{NH}_3) = 2,4\text{ м}^3$

Розглянемо розв'язування задачі, в якій маса однієї з реагуючих речовин за умовою задачі дана в надлишку.

Задача: Який об'єм водню (н.у.) можна одержати, якщо розчинити 3,25 г. цинка в розчині, який містить 5,5 г сульфатної кислоти.

Дано:	Порівнюючи цю задачу з попередньою бачимо, що в ній з'являється елемент ускладнення. Це відомі маси вихідних сполук. За якою з них слід вести розрахунок? Тому розв'язування задачі починаємо з елемента ускладнення, тобто знаходимо кількість речовини кожної з вихідних сполук, порівнюємо їх з мольним відношенням за рівнянням реакції. Подальший розрахунок (базова задача) ведемо за меншою кількістю речовини.
$m(\text{Zn}) = 3,25\text{ г}$	
$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5,5\text{ г}$	
$V(\text{H}_2) - ?$	
$M(\text{Zn}) = 65\text{ г/моль}$	
$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98\text{ г/моль}$	
$V_m = 22,4\text{ л/моль}$	



1. Знаходимо кількість речовини цинку та сульфатної кислоти за умовами задачі.

$$v(\text{Zn}) = \frac{3,25 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль}; \quad v(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{5,5 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,056 \text{ моль}$$

2. Визначасмо, яка з реагуючих речовин взята у надлишку.

$$v(\text{Zn}) : v(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{0,05}{0,056} \text{ (за умовою задачі)} \\ \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad 1 : 1 \text{ (за рівнянням)}$$

У надлишку знаходиться сульфатна кислота, тому подальший розрахунок проводиться за кількістю речовини цинку (за зразком базової задачі).

$$v(\text{Zn}) = v(\text{H}_2), \text{ отже, } v(\text{H}_2) = 0,05 \text{ моль. Звідси,}$$

$$V(\text{H}_2) = 0,05 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 1,12 \text{ л}$$

$$\text{Відповідь: } V(\text{H}_2) = 1,12 \text{ л}$$

При розв'язуванні задач, які передбачають визначення масової (об'ємної) частки виходу продукту від теоретично можливого (у відсотках), необхідно мати на увазі, що розрахунок за рівнянням реакції являється теоретичним, а на практиці ж речовини виділяється менше, оскільки частина речовини залишається на стінках ємності, втрачається при очищенні та інших процесах. Тому масова (об'ємна) частка виходу продукту є відношенням маси практичної до маси теоретичної, тобто розрахований за рівнянням реакції. Масова (об'ємна) частка виходу продукту позначається буквою η і розраховується так:

$$\eta = \frac{m \text{ практич.}}{m \text{ теорет.}}; \quad \eta = \frac{V \text{ практич.}}{V \text{ теорет.}}$$

Задача 1. При дії надлишку хлоридної кислоти на 50г кальцій карбонату одержали карбон (IV) оксид масою 20г. Яка масова частка (%) виходу його по відношенню до теоретично можливого.

Дано: $m(\text{CaCO}_3) = 50 \text{ г}$ $m_{\text{пр}}(\text{CO}_2) = 20 \text{ г}$	Розв'язування. $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ 1 моль 1 моль $v(\text{CaCO}_3) = v(\text{CO}_2)$ 1) Вирішуємо базову задачу, тобто знаходимо m теорет. (CO_2) m теорет. $(\text{CO}_2) = v(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CO}_2) =$ $= \frac{50 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} \cdot 44 \text{ г/моль} = 22 \text{ г}$
$\eta(\text{CO}_2) - ?$	2) Розраховуємо елемент ускладнення, тобто масову частку виходу продукту:
$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$	
$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$	

$$\begin{array}{l} m \text{ практич.}; \eta(\text{CO}_2) = \frac{20 \text{ г}}{22 \text{ г}} = 0,909 \\ m \text{ теорет.} \qquad \qquad \qquad 22 \text{ г} \end{array}$$

$$\text{Відповідь: } \eta(\text{CO}_2) = 0,909 \text{ (90,9\%)}$$

Задача 2 При нагріванні 6,72 л водню з азотом на залізному каталізаторі утворилося 3,2 л амоніаку (н.у.). Яка об'ємна частка виходу (%) від теоретично можливого?

Дано: $V(\text{H}_2) = 6,72 \text{ л}$ $V \text{ практич. } (\text{NH}_3) = 3,2 \text{ л}$ $\eta(\text{NH}_3) - ?$	Fe 1) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$ $\qquad \quad 3V \quad 1V \quad 2V$ Молярне відношення газоподібних речовин пропорційне відношенню їх об'ємів, тобто
---	--

$$V \text{ теор. } (\text{NH}_3) = \frac{2}{3} V(\text{H}_2), \text{ тобто}$$

$$V \text{ теор. } (\text{NH}_3) = 4,48 \text{ л}$$

2) Знаходимо об'ємну частку виходу амоніаку від теоретично можливого:

$$\eta(\text{NH}_3) = \frac{V \text{ практич.}}{V \text{ теорет.}};$$

$$\eta(\text{NH}_3) = \frac{3,2 \text{ л}}{4,48} = 0,71 \text{ (71\%)}$$

$$\text{Відповідь: } \eta(\text{NH}_3) = 71\%$$

При визначенні маси продукту реакції за відомою масою вихідної речовини, що містить певну частку домішок, схема розв'язування залишається такою ж, як і в попередній задачі. Спочатку розраховуємо елемент ускладнення, а потім переходимо до розв'язування базової задачі.

Наприклад:

Яка маса натрій силікату може бути одержана при спіканні силіцій (IV) оксиду з натрій карбонатом масою 64,2кг, що містить 10 % домішок?

Дано: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 64,2 \text{ кг}$ $W(\text{прим}) = 0,1 \text{ (10\%)}$ $m(\text{Na}_2\text{SiO}_3) - ?$	Розв'язування. 1. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$ 1 моль 1 моль Знаходимо масу чистої речовини: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 64,2 \text{ кг} \cdot 0,9 = 57,78 \text{ кг}$ 2. Розраховуємо масу солі, яка утворилася в ході реакції за схемою: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) \rightarrow v(\text{Na}_2\text{CO}_3) \rightarrow v(\text{Na}_2\text{SiO}_3) \rightarrow$ $\rightarrow m(\text{Na}_2\text{SiO}_3), \text{ тобто проглядається схема розв'язування базової задачі:}$ $v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)};$
---	---

$$v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{57,78 \text{ кг}}{106 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}} = 0,545 \cdot 10^3$$

За рівнянням: $v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = v(\text{Na}_2\text{SiO}_3)$, отже

$$m(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = v(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{SiO}_3);$$

$$m(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = 0,545 \cdot 10^3 \text{ моль} \cdot 122 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 66,5 \text{ кг}$$

Відповідь: $m(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = 66,5 \text{ кг}$.

При розрахунках за термохімічними рівняннями необхідно пам'ятати, що між кількістю теплоти (ΔH) отриманої або витраченої в ході реакції та масою (m) речовини, що прореагувала або отримана за рівнянням реакції, є пряма залежність: чим більше маса тим більше виділяється теплоти.

Задача 1. Яка кількість теплоти виділяється при згоранні в атмосфері кисню 8 г водню?

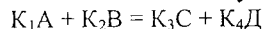
Дано:	Розв'язування.
$m(\text{H}_2) = 8 \text{ г}$	Записуємо термохімічне рівняння горіння водню:
$\Delta H = 571,6 \text{ кДж}$	$2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}; \Delta H = -571,6 \text{ кДж}$
$\Delta H_x - ?$	1. Знаходимо кількість речовини водню, що вступила до реакції:
$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$	$v(\text{H}_2) = \frac{8 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}$

1. Згідно рівнянню реакції при згоранні 2 моль водню виділяється 571,6 кДж теплоти, отже, при згоранні 4 моль теплоти виділиться в 2 рази більше.

$$\Delta H_x = -571,6 \text{ кДж} \cdot 2 = -1143,2 \text{ кДж}$$

Відповідь: $\Delta H(\text{H}_2) = -1143,2 \text{ кДж}$

Таким чином, усі задачі, які пов'язані з розрахунками за рівняннями реакцій, можна систематизувати в загальну таблицю, яка відповідає принципам розв'язування базової задачі і задач з ускладненням:



таблиця № 2

вар сполуки	Ускладнені задачі										
	I	II	III	IV	V	VI	I	II	IIIв	IVв	V
A	m		v	m	N		m ₁	mпол. Wдоміш.	m	m ₁	mW
B		m	m _x			v	m ₂			m ₂	
C		m _x		v _x			m _x	Vx	η _x m пр.		m _x
D			Vx		m _x	Nx				Vпр. η _x	

Завдання для самоконтролю:

Використовуючи таблиці №1, №2 складіть тексти 5-6 задач, які передбачають розрахунки за рівняннями та схемами.

Задачі для самостійного розв'язування:

- Визначте масу фосфору, при спалюванні якого утворюється 7,1 г фосфор (V) оксиду.
- Який об'єм водню (н.у.) можна одержати при обробці водяною паром у відповідних умовах заліза, яке міститься в 92,8 кг Fe_3O_4 ?
- У ємності об'ємом 25 мл знаходилась суміш водню з киснем. Після реакції між речовинами залишилось 7 мл кисню. Визначте об'ємну долю кисню у вихідній суміші, якщо усі об'єми виміряні при однакових умовах.
- Яку масу алюміній сульфіді можна отримати при спіканні 12,15 г алюмінію з 16,64 г сірки?
- Карбон (IV) оксид, отриманий при спалюванні 50 г вугілля, пропустили через розчин барій гідроксиду. Визначте масу одержаного при цьому осаду, якщо масова частка вуглецю у вугіллі складає 96 %.
- До розчину, який містить 4,5 г кальцій хлориду додали розчин, який містить 4,1 г натрій фосфату. Визначте масу утвореного осаду, якщо вихід продукту складає 88 %.
- З природного фосфорита масою 320 кг з масовою часткою кальцій фосфату 0,99 одержали 195 кг ортофосфатної кислоти. Визначте масову частку виходу кислоти по відношенню до теоретичного.
- Теплота утворення алюміній оксиду дорівнює - 1676 кДж. Яку масу алюмінію необхідно окислити для одержання - 33,52 кДж теплоти.
- При відновленні воднем 148 г суміші ферум (II) і ферум (III) оксидів одержали 112 г заліза. Визначте масову частку оксидів у вихідній суміші.
- Калій хлорат (KClO_3) масою 12,25 г прожарили в присутності манган (IV) оксиду. При цьому виділилось 336 мл (н.у.) кисню.

Визначте масову частку калій хлориду в сухому залишку після завершення реакції.

3. Задачі, які передбачають розрахунки, що стосуються концентрації розчинів

Для кількісної оцінки змісту розчиненої речовини в розчині використовують різні способи відбиття чисельного складу розчину. До них відносяться масова частка розчиненої речовини, а також концентрація розчину. Масова частка розчиненої речовини $W(x)$ дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до маси розчину:

$$W(x) = \frac{m(x)}{m_{p-pa}}$$

Маси можна вимірювати в різних одиницях: кг, г, мг і т.д. Масова частка або безрозмірна величина, або виражається у відсотках. З концентрацій найчастіше використовується молярна концентрація $C(x)$. Вона визначається як відношення кількості речовини до об'єму розчину, в якому вона знаходиться:

$$C(x) = \frac{\nu(x)}{V}$$

Одиниці вимірювання молярної концентрації – моль/л.

Формули для розрахунку масової частки розчиненої речовини і молярної концентрації дають можливість розраховувати одну з величин, якщо відомі дві інші. Вони використовуються для розв'язування базових задач.

Задачі з використанням масової частки розчиненої речовини та молярної концентрації можна розділити на дві групи:

1. Задачі без хімічної взаємодії;
2. Задачі з хімічною взаємодією або комбіновані (див. розділ 4)

1. Задачі без хімічної взаємодії.

Приклади базових задач.

Задача: В 400 г розчину міститься 20 г натрій гідроксиду.

Чому дорівнює масова частка речовини в розчині?

Дано:	Масову частку натрій гідроксиду визначаємо за формулою:
$m(\text{NaOH}) = 20 \text{ г}$	
$m(\text{розч.}) = 400 \text{ г}$	$W(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m_{p-pa}}$
$W(\text{NaOH}) - ?$	$W(\text{NaOH}) = \frac{20 \text{ г}}{400 \text{ г}} = 0,05 (5\%)$

Відповідь: $W(\text{NaOH}) = 0,05 (5\%)$

Задача: В якому об'ємі розчину з молярною концентрацією калій карбонату 0,25 моль/л міститься 0,05 моль калій карбонату?

Дано:	З формули для розрахунку молярної концентрації витікає наступне:
$c(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,25 \text{ моль/л}$	
$\nu(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ моль}$	$V_{\text{розч.}} = \frac{\nu(\text{K}_2\text{CO}_3)}{C(\text{K}_2\text{CO}_3)}$
$V_{p-pa} - ?$	$V_{\text{розч.}} = \frac{0,05 \text{ моль}}{0,25 \text{ моль/л}} = 0,2 \text{ л}$
	Відповідь: $V_{\text{розч.}} = 0,2 \text{ л}$

Ускладнення задачі може бути пов'язане з тим, що величини, які входять до основної формули потребують попереднього визначення або з тим, що для одержання кінцевого результату використовуються додаткові формули і розрахунки.

Приклади ускладнених задач.

1. Задачі, в яких відомий об'єм розчинника. Масу розчину визначають як суму мас розчинника та розчиненої речовини.

Задача. В 270 мл води розчинили 30 г кальцій хлориду. Чому дорівнює масова частка кальцій хлориду у розчині?

Дано:	1) Для визначення масової частки кальцій хлориду в розчині необхідно насамперед знайти масу розчину. Розраховуємо масу розчину:
$m(\text{CaCl}_2) = 30 \text{ г}$	
$V(\text{H}_2\text{O}) = 270 \text{ мл}$	$m_{\text{розч.}} = m(\text{CaCl}_2) + m(\text{H}_2\text{O})$
$W(\text{CaCl}_2) - ?$	Отже, $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$, то $m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) = 270 \text{ г}$
	$m_{\text{розч.}} = 30 \text{ г} + 270 \text{ г} = 300 \text{ г}$
	2) Визначаємо масову частку кальцій хлориду:
	$W(\text{CaCl}_2) = \frac{30 \text{ г}}{300 \text{ г}} = 0,1 (10\%)$
	Відповідь: $W(\text{CaCl}_2) = 0,1 (10\%)$

2. Задачі, в яких відомий об'єм розчину та його щільність. Масу розчину визначають за формулою: $m(\text{розч.}) = V(\text{розч.}) \cdot \rho(\text{розч.})$

Задача. Визначити масу калій нітрату, який міститься в 500 мл розчину з масовою часткою калій нітрату 0,08, щільність розчину дорівнює 1,04 г/мл.

Дано:	1) Для знаходження маси калій нітрату за основною формулою необхідно насамперед знайти масу розчину. Розраховуємо масу розчину:
$V(\text{розч.}) = 500 \text{ мл}$	
$\rho(\text{розч.}) = 1,04 \text{ г/мл}$	$m(\text{розч.}) = V(p-pa) \cdot \rho(p-pa)$
$W(\text{KNO}_3) = 0,08$	$m(\text{розч.}) = 500 \text{ мл} \cdot 1,04 \text{ г/мл} = 520 \text{ г}$
$m(\text{KNO}_3) - ?$	

2 Визначаємо масу калій нітриту:

$$m(\text{KNO}_3) = m(\text{розч.}) \cdot W(\text{KNO}_3)$$

$$m(\text{KNO}_3) = 520 \text{ г} \cdot 0,08 = 41,6 \text{ г}$$

Відповідь: $m(\text{KNO}_3) = 41,6 \text{ г}$

3. Задачі, в яких необхідно визначити масу не безводної речовини, а кристалогідрату.

Задача. Визначити масу пентагідрату купрум (II) сульфату і об'єм води, в якому його треба розчинити, щоб одержати 400 мл розчину з масовою часткою купрум(II) сульфату 0,15; щільність розчину дорівнює 1,08 г/мл.

Дано:

$$V(\text{розч.}) = 400 \text{ мл}$$

$$\rho(\text{розч.}) = 1,08 \text{ г/мл}$$

$$W(\text{CuSO}_4) = 0,15$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) - ?$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

1) Розраховуємо масу розчину:

$$m(\text{розч.}) = V(\text{розч.}) \cdot \rho(\text{розч.})$$

$$m(\text{розч.}) = 400 \text{ мл} \cdot 1,08 \text{ г/мл} = 432 \text{ г}$$

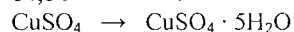
2) Визначаємо масу купрум (II) сульфату:

$$m(\text{CuSO}_4) = m(\text{розч.}) \cdot W(\text{CuSO}_4)$$

$$m(\text{CuSO}_4) = 432 \text{ г} \cdot 0,15 = 64,8 \text{ г}$$

3) Знаходимо масу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ за схемою:

$$64,8 \text{ г} \quad ?$$



$$160 \text{ г/моль} \quad 250 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{64,8 \text{ г} \cdot 250 \text{ г/моль}}{160 \text{ г/моль}} = 101,25 \text{ г}$$

4) Розраховуємо масу води, а потім – об'єм води:

$$m(\text{розч.}) = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{розч.}) - m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 432 \text{ г} - 101,25 \text{ г} = 330,75 \text{ г}$$

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

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 330,75 \text{ мл}$$

Відповідь: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 101,25 \text{ г}$, $V(\text{H}_2\text{O}) = 330,75 \text{ мл}$

Задача. Визначити масу гексагідрату нікель нітрату необхідну для приготування 250 мл розчину з молярною концентрацією нікель нітрату 0,5 моль/л.

Дано:

$$V_{\text{розч.}} = 250 \text{ мл}$$

$$c(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2) = 0,5 \text{ моль/л}$$

$$m(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) - ?$$

1) Знаходимо кількість

речовини нікель нітрату:

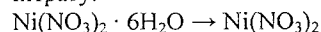
$$c(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2) = \frac{\nu(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2)}{V}$$

$$\nu(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2) = c(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2) \cdot V$$

$$\nu(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2) = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 0,25 \text{ л} = 0,125 \text{ моль}$$

2) Визначаємо кількість речовини гексагідрату нікель

нітрату:



$$1 \text{ моль}$$

$$1 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2)$$

$$\nu(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 0,125 \text{ моль}$$

3) Визначаємо масу гексагідрату нікель нітрату:

$$m(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 0,125 \text{ моль} \cdot 291 \text{ г/моль} = 36,375 \text{ г}$$

Відповідь: $m(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 36,375 \text{ г}$

4. Задачі на розведення та концентрування розчинів. Розв'язування базується на тому, що при розведенні або концентруванні розчину змінюється його маса, але постійною залишається маса розчиненої речовини.

Задача. До 200 мл розчину сульфатної кислоти з масовою часткою розчиненої речовини 0,20 (щільність розчину 1,14 г/мл) додали 300 мл води. Визначити масову частку сульфатної кислоти в розчині, який отримали.

Дано:

$$V_1(\text{розч.}) = 200 \text{ мл}$$

$$\rho_1(\text{розч.}) = 1,14 \text{ г/мл}$$

$$W_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,20$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ мл}$$

$$W_2 - ?$$

1) Розраховуємо масу вихідного розчину:

$$m_1(\text{розч.}) = V_1(\text{розч.}) \cdot \rho_1(\text{розч.})$$

$$m_1(\text{розч.}) = 200 \text{ мл} \cdot 1,14 \text{ г/мл} = 228 \text{ г}$$

2) Знаходимо масу сульфатної кислоти в вихідному розчині:

$$m_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_1(\text{розч.}) \cdot W_1(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$m_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 228 \text{ г} \cdot 0,2 = 45,6 \text{ г}$$

3) Отже при розведенні розчину маса сульфатної

кислоти залишається постійною, тоді

$$m_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 45,6 \text{ г}$$

4) Визначаємо масу одержаного розчину:

$$m_2(\text{розч.}) = m_1(\text{розч.}) + m(\text{H}_2\text{O})$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}; m(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ г}$$

$$m_2(\text{розч.}) = 228 \text{ г} + 300 \text{ г} = 528 \text{ г}$$

5) Розраховуємо масову частку сульфатної кислоти в розчині, який отримали.

$$W_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{45,6 \text{ г}}{528 \text{ г}} = 0,0864 (8,64\%)$$

Відповідь: $W_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,0864 (8,64\%)$

5. Задачі на змішування розчинів. Розв'язування ґрунтоване на тому, що маса розчиненої речовини в розчині, який одержали, дорівнює сумі мас розчиненої речовини в розчинах, які змішали, а маса розчину після змішування – сумі мас вихідних розчинів.

Задача. Визначити масову частку калій гідроксиду в розчині, який одержали при змішуванні 400 г розчину з масовою часткою калій гідроксиду 0,30 і 500 мл розчину з масовою часткою калій гідроксиду 0,12, щільність якого дорівнює 1,07 г/мл.

Дано:

$$m_1(\text{розч.}) = 400 \text{ г}$$
$$W_1(\text{KOH}) = 0,30$$
$$V_2(\text{розч.}) = 500 \text{ мл}$$
$$W_2(\text{KOH}) = 0,12$$
$$\rho_2(\text{розч.}) = 1,07 \text{ г/мл}$$

W (KOH) - ?

1) Знаходимо масу калій гідроксиду в першому розчині:

$$m_1(\text{KOH}) = m_1(\text{розч.}) \cdot W_1(\text{KOH})$$

$$m_1(\text{KOH}) = 400 \text{ г} \cdot 0,30 = 120 \text{ г}$$

2) Розраховуємо масу другого розчину:

$$m_2(\text{розч.}) = V_2(\text{розч.}) \cdot \rho_2(\text{розч.})$$

$$m_2(\text{розч.}) = 500 \text{ мл} \cdot 1,07 \text{ г/мл} = 535 \text{ г}$$

3) Визначаємо масу калій гідроксиду у другому розчині:

$$m_2(\text{KOH}) = m_2(\text{розч.}) \cdot W_2(\text{KOH})$$

$$m_2(\text{KOH}) = 535 \text{ г} \cdot 0,12 = 64,20 \text{ г}$$

4) Знаходимо масу розчину, який одержали після змішування:

$$m(\text{розч.}) = m_1(\text{роз.}) + m_2(\text{розч.})$$

$$m(\text{розч.}) = 400 \text{ г} + 535 \text{ г} = 935 \text{ г}$$

5) Розраховуємо масу калій гідроксиду в розчині, який отримали.

$$m(\text{KOH}) = m_1(\text{KOH}) + m_2(\text{KOH})$$

$$m(\text{KOH}) = 120 \text{ г} + 64,20 = 184,2 \text{ г}$$

6) Визначаємо масову частку калій гідроксиду в розчині, який одержали:

$$W(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{m(\text{р-ра})}$$

$$W(\text{KOH}) = \frac{184,2 \text{ г}}{935 \text{ г}} = 0,1970 \text{ (19,70 \%)}$$

Відповідь: W (KOH) = 0,1970 (19,70 %)

Задачі для самостійного розв'язування.

- В 40мл води розчинили 3,5 г залізного купоросу ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$). Визначити масову частку феррум (II) сульфату в розчині, який отримали.
- Розчин, об'ємом 500мл, з масовою часткою натрій хлориду 0,06 (щільність розчину 1,04 г/мл) упарювали до зменшення маси розчину на 100 г. Визначити масову частку натрій хлориду в розчині після упарювання.
- Який об'єм розчину натрій гідроксиду з масовою часткою його 0,30 (щільність розчину 1,33 г/мл) необхідно взяти для приготування 250 мл розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 0,12 і щільністю 1,12 г/мл?
- Який об'єм амоніаку (н.у.) необхідно взяти для приготування 200 мл розчину з масовою часткою амоніаку 0,25 і щільністю 0,98 г/мл?
- Змішали 200 мл розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією 0,5 моль/л і 300 мл з молярною концентрацією 0,2 моль/л. Визначити молярну концентрацію розчину, який одержали після змішування.

Складіть та розв'яжіть задачі:

- На приготування розчину з визначеною масовою часткою речовини або молярною концентрацією з кристалогідрату;
- На приготування розчину з визначеною масовою часткою речовини або молярною концентрацією з концентрованого розчину;
- На приготування розчину з визначеною масовою часткою речовини або молярною концентрацією після змішування декількох розчинів (для розв'язування використайте розрахунки за формулою та графічний спосіб).

4. Комбіновані задачі.

Ці задачі об'єднують в собі задачі з використанням масової частки речовини або молярної концентрації з задачами, які пов'язані з розрахунками за рівняннями та схемами.

Задача. Який об'єм водню (н.у.) виділиться при взаємодії надлишку алюмінію з 200 мл розчину хлоридної кислоти з масовою часткою гідроген хлориду 0,15, де щільність розчину дорівнює 1,074 г/мл?

Дано:

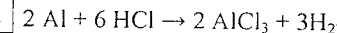
$$V(\text{розч. HCl}) = 200 \text{ мл}$$

$$W(\text{HCl}) = 0,15$$

$$\rho(\text{розч.}) = 1,074 \text{ г/мл}$$

$V(\text{H}_2)$ - ?

1. Записуємо рівняння реакції і визначаємо кількісні відносини між гідроген хлоридом та воднем.



$$\nu(\text{HCl}) : \nu(\text{H}_2) = 2 : 1$$

2. Знаходимо масу гідроген хлориду в розчині.

$$m(\text{HCl}) = V(\text{розч. HCl}) \cdot \rho(\text{розч.}) \cdot W(\text{HCl})$$

$$m(\text{HCl}) = 200 \text{ мл} \cdot 1,074 \text{ г/мл} \cdot 0,15 = 32,22 \text{ г}$$

3. Знаходимо кількість речовини гідроген хлориду:

$$\nu(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})}; \nu(\text{HCl}) = \frac{32,22 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,88 \text{ моль}$$

4. Розраховуємо кількість речовини водню, який виділився.

$$\nu(\text{H}_2) = \frac{\nu(\text{HCl})}{2}; \nu(\text{H}_2) = \frac{0,88 \text{ моль}}{2} = 0,44 \text{ моль}$$

5. Знаходимо об'єм водню при н.у.

$$V(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot V_m; V(\text{H}_2) = 0,44 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 9,86 \text{ л}$$

Відповідь: $V(\text{H}_2) = 9,86 \text{ л}$

Розв'язування деяких ускладнених задач може здаватися громіздким. Але при накопиченні навичок в рішенні задач можна вивести загальну формулу для розрахунку, яка значно спрощує їх розв'язування.

Наряду з алгебраїчним способом розв'язування задач може бути використаний і графічний. Його використовують у тому випадку, коли існує визначена функціональна залежність між вихідними та пошуковими величинами. Цей спосіб розв'язування можна рекомендувати для вивода

найпростіших формул за масовими частками елементів, які входять до складу сполуки, тому що між масовою часткою елемента і його молярною масою існує прямо пропорційна залежність. Графічним способом можна вирішувати базові задачі за рівнянням реакції або схемою, тому що між масами вихідних сполук та продуктів реакції існують певні кількісні співвідношення. Даний спосіб зручний для розв'язування задач на суміші, які складаються з двох компонентів. Таким способом вирішуються задачі на розведення, концентрування, змішування розчинів, тому що між масою розчину та масовими частками розчиненої речовини існує обернено пропорційна залежність. Цей спосіб раніш використовували для знаходження розчинності за кривими розчинності. Перевагою такого способу розв'язування є те, що можливе варіативне використання цифрових даних для однієї й тієї ж реакції або для однієї й тієї ж сполуки.

Графічні способи розрахунків використовуються на хімічних виробництвах для контролю технологічного процесу та аналізу готового продукту.

Задачі для самостійного розв'язування

1. Який об'єм вуглекислого газу (н.у.) можна одержати при взаємодії 15 мл розчину натрій карбонату з масовою часткою речовини 0,07 (щільність розчину 1,01 г/мл) і 8 мл розчину нітратної кислоти з масовою часткою речовини 0,16 (щільність розчину 1,09 г/мл)?
2. Визначити масову частку барій гідроксиду в розчині, який був одержаний при розчиненні в 50 мл води 1,2 г барій оксиду.
3. 12,2 г заліза сплавляли з 6,4 г сірки. До одержаного продукту додали хлоридну кислоту в надлишку. Газ, який виділився, пропустили через 200 мл розчину з масовою часткою купрум (II) сульфату 0,15 (щільність розчину 1,14 г/мл). Визначте масу осаду, який утворився.
4. Який об'єм розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією 0,5 моль/л треба для розчинення 2,675 г ферум (III) гідроксиду.
5. Який об'єм сульфатної кислоти з масовою часткою речовини 0,70 (щільність розчину 1,62 г/мл) можна одержати з 200 кг піриту, який містить FeS_2 та домішки. Масова частка домішок в піриті складає 10%, а масова частка виходу сульфатної кислоти дорівнює 0,88?

Складіть та розв'яжіть задачі:

- 1) на знаходження об'єму газу, який був затрачений на взаємодію з розчином з визначеною масовою часткою речовини або молярною концентрацією;
- 2) на знаходження продукту реакції, якщо вихідні речовини використані у складі розчинів з відомою масовою часткою речовини або молярною концентрацією і одна з речовин взята у надлишку;
- 3) на взаємодію суміші речовин з розчином, в якому визначена масова частка речовини або молярна концентрація.

Основна навчальна література

1. Буринська Н.М. Методика викладання хімії: Теоретичні основи. – К.: Вища шк., 1987. – 256с.
2. Буринська Н.М. Хімія. Методи розв'язування задач. – К.: Либідь, 1995. – 80с.
3. Дайнеко В.И. Как научить школьников решать задачи по органической химии: Кн. для учителя. – М.: Просвещение, 1987. – 180с.
4. Дробочький А.С., Ромашина Л.М. Задачі і вправи з органічної хімії: Посібник для вчителя. – К.: Освіта, 1993. – 111с.
5. Крючок Л.Н., Медведева Т.Е., Клокол Г.В. и др. Методика решения экспериментальных и расчетных задач по химии: Методические указания для студентов и учителей химии. – Луганск: ЛГПУ, 2001. – 31с.

Додаткова навчальна література

1. Гладюк М.М. Дидактичні матеріали з хімії. 8 клас. – Т.: Підручники і посібники, 000. – 80с.
2. Ромашина Л.М., Ромашин Н.В., Дробочький А.С., Грицюк А.С. Збірник задач і вправ з органічної хімії. – Т.: Навч. книга. Богдан, 1999. – 80с.
3. Ромашина Л.М., Ромашин Н.В., Свірська Л.П., Грицюк А.С. Збірник задач з хімії з прикладами розв'язування. 8 – 11 класи. – Т.: Навч. книга. Богдан, 1999. – 128с.
4. Сорокин В.В., Злотников Э.Г. Как ты знаешь химию? – Л.: Химия, 1987. – 256с.
5. Ярошенко О.Г. Проверь, як ти знаєш органічну хімію. – К.: Борисфен-М, 1999. – 128с.
6. Ярошенко О.Г., Новицька В.І. Завдання і вправи з хімії: Навч. посіб. – К.: Станіца-Київ, 2000. – 228с.

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Основне завдання вчителя хімії – навчити учнів встановлювати взаємозв'язок між складом, будовою та властивостями речовини. Найбільш важливими для формування таких знань, вмінь та навичок є наступні теми: «Розчини. Теорія електролітичної дисоціації», «Будова атома», «Окислювально-відновні реакції», «Взаємний вплив атомів у молекулах органічних сполук».

Ми пропонуємо детальний розгляд тих питань даних тем, які викликають в учнів найбільші труднощі. До таких питань належать: «Гідроліз солей», «Окислювально-відновні реакції», «Методика розв'язування експериментальних та розрахункових задач з хімії», «Взаємний вплив атомів у молекулах органічних сполук», «Вуглеводи».

ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Порядок роботи з модулем «Гідроліз солей»:

1. Уважно прочитайте текст.
2. Законспекуйте терміни і визначення, виділені жирним шрифтом.
3. Перевірте себе, відповівши на питання для самоконтролю.
4. Пройдіть тренувальне тестування.

В результаті вивчення модуля «Гідроліз солей» слухачеві необхідно засвоїти наступні питання:

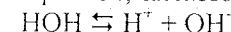
1. Визначення і суть процесу гідролізу солей.
2. Класифікація солей по силі кислот і основ, що їх утворили. Три випадки гідролізу солей.
3. Правила написання рівнянь гідролізу в іонно-молекулярному і молекулярному вигляді.
4. Чинники, що впливають на процес гідролізу.

В результаті вивчення модуля «Гідроліз солей» необхідно набути наступних навичок:

1. Визначати, які солі піддаються, і які не піддаються гідролізу.
2. Писати іонно-молекулярні і молекулярні рівняння гідролізу.
3. Визначати реакцію середовища розчину унаслідок гідролізу.
4. Оцінювати вплив на ступінь гідролізу таких чинників як розбавлення, введення в розчин солі кислот або лугів, зміна температури розчину.

У водних розчинах електроліти дисоціюють з утворенням різних іонів. Наявність в розчинах надмірної концентрації катіонів Гідрогену або гідроксид-іонів визначає реакцію середовища.

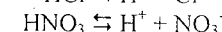
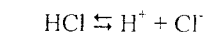
Вода, будучи слабким електролітом, частково дисоціює:



Відповідно до рівняння дисоціації, концентрації катіонів Гідрогену і гідроксид-іонів у воді рівні. Отже, реакція середовища в даному випадку нейтральна. Часто для оцінки реакції середовища розчину використовується водневий показник – рН розчину ($\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$).

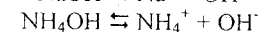
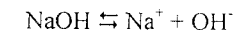
У нейтральному розчині $\text{pH} = 7$.

Кислоти – це електроліти, що утворюють при дисоціації з катіонів тільки катіони Гідрогену:



Таким чином, в розчинах кислот є порівняно з водою надмірна концентрація іонів Гідрогену. Реакція середовища кисла, $\text{pH} < 7$.

Основи – це електроліти, що утворюють при дисоціації з аніонів тільки гідроксид-іони:



Отже, в розчинах лугів створюється в порівнянні з водою надмірна концентрація гідроксид-іонів. Реакція середовища лужна, $\text{pH} > 7$.

Середні солі при дисоціації не утворюють ні катіонів Гідрогену, ні гідроксид-іонів. Проте експериментальне визначення реакції середовища в розчинах середніх солей показує, що вона може бути нейтральною, кислою, лужною. Причина зміни реакції середовища при розчиненні соли у воді – явище, що отримало назву гідролізу (від грецьких слів *hydor* – вода і *lysis* – розкладання), дослівний переклад – розкладання водою.

Гідроліз солей – важливе явище, з яким не можна не рахуватися при дослідженні властивостей хімічних речовин, в хімічній технології, природі.

Гідроліз солей – це процес обмінної взаємодії іонів солі з молекулами води, що приводить до утворення слабого електроліту.

Отже, причина гідролізу – утворення слабого електроліту. В результаті зв'язування іонами солі або гідроксид-іонів, або катіонів Гідрогену, порушується рівновага, що встановлюється у воді між цими іонами, і концентрація одного з іонів стає більше. Це приводить до зміни реакції середовища розчину. Таким чином, наслідок гідролізу – зміна реакції середовища (або рН) розчину.

Відповідно до теорії електролітичної дисоціації взаємодія кислоти і основи (реакція нейтралізації) приводить до утворення солі і води. Тобто, процес гідролізу є зворотним процесу нейтралізації. Чим інтенсивніше протікає процес нейтралізації, тим слабкіше йде процес гідролізу і навпаки.

Враховуючи взаємозв'язок цих процесів, при вивченні гідролізу, класифікація солей ведеться за ознакою сили кислоти і основи, утворюючих сіль. Відповідно до цього виділяють 4 групи солей:

1. солі, утворені сильною основою і сильною кислотою;
2. солі, утворені сильною основою і слабкою кислотою;
3. солі, утворені слабкою основою сильною кислотою;
4. солі, утворені слабкою основою і слабкою кислотою.

Виходячи з визначення, перша група солей практично гідролізу не піддається. До сильних кислот відносяться: нітратна, сульфатна, хлоридна, бромоводнева, йодоводнева, селенова, хлорна, марганцева та інші. Сильними основами є гідроксиди лужних і лужноземельних металів. Катіони сильної основи і аніони сильної кислоти не зв'язують іони, що утворюються при дисоціації води, тому при розчиненні таких солей у воді практично не порушується рівновага між катіонами Гідрогену і гідроксид-іонами, реакція середовища в розчинах таких солей нейтральна, $pH = 7$.

Таким чином, можна виділити три випадки гідролізу:

I. Гідроліз солей, утворених слабкими кислотами і сильними основами.

II. Гідроліз солей, утворених слабкими основами і сильними кислотами.

III. Гідроліз солей, утворених слабкими кислотами і слабкими основами.

Розглянемо кожен випадок гідролізу.

I. Гідроліз солей, утворених слабкими кислотами і сильними основами:

До несильних кислот відносяться наступні кислоти: циановоднева, фтороводнева, нітритна, сірководнева, вугільна, сірчиста, сілікатна, ортофосфатна, багато органічних кислот, наприклад, мурашина, оцтова та інші. Аніони таких кислот піддаються гідролізу, оскільки при взаємодії їх з водою утворюються слабкі електроліти, тобто виконується умова гідролізу. Проте, ця група солей нечисленна. Це пов'язано з тим, що багато солей слабких кислот у воді важкорозчинні.

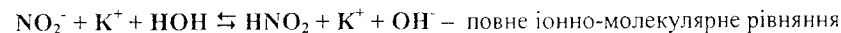
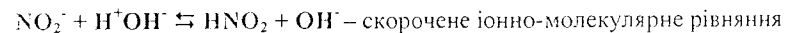
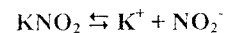
a) Приклад гідролізу соли з однозарядним аніоном - гідроліз нітриту калію.

При розчиненні у воді нітрит калію дисоціює на катіони калію і нітрит-іони.

Як було відмічено раніше, при дисоціації води утворюються іони H^+ і OH^- . Нітрит-іони взаємодіють з катіонами Гідрогену, при цьому утворюється слабкий електроліт – нітритна кислота. В результаті цього концентрація катіонів Гідрогену зменшується, порушується рівновага між катіонами

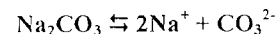
Гідрогену і гідроксид-іонами і в розчині створюється надмірна концентрація гідроксид-іонів. Реакція середовища в розчині лужна, $pH > 7$.

Цей процес можна виразити наступними рівняннями:

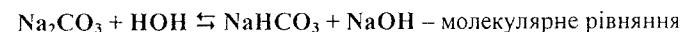
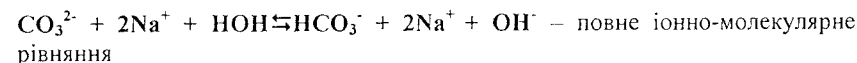
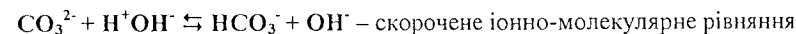


Оскільки в результаті гідролізу не утворюється важкорозчинної сполуки, гідроліз протікає оборотно. Причому рівновага змішена у бік зворотної реакції, оскільки вода слабкіший електроліт, ніж нітритна кислота ($K_{H_2O} = 1,8 \cdot 10^{-16}$; $K_{HNO_2} = 4,5 \cdot 10^{-4}$).

б) Приклад гідролізу соли з багатозарядним аніоном. Гідроліз таких солей йде ступінчасто.

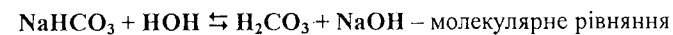
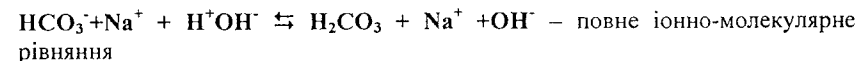
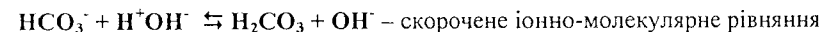
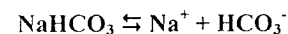


I ступінь гідролізу:



Продуктами першого ступеня гідролізу є гідрокарбонат натрію і гідроксид натрію. По другому ступеню гідролізу піддається гідрокарбонат натрію.

II ступінь гідролізу:



В результаті гідролізу в розчині накопичуються гідроксид-іони, тобто утворюється луг. Реакція середовища лужна, $pH > 7$.

Інтенсивніше гідроліз карбонату натрію протікає по першому ступеню. Це можна пояснити тим, що у карбонат-іона (CO_3^{2-}) заряд більший, ніж у гідрокарбонат-іона (HCO_3^-), тому карбонат-іони сильніше притягають катіони Гідрогену з води. Крім того, концентрація карбонат-іонів у розчині більше концентрації гідрокарбонат-іонів, отже, швидкість першого ступеня більше другого.

Гідроліз солей цього типу в більшості випадків протікає оборотно, оскільки кислі солі, що утворюються, і кислоти добре розчинні у воді. Крім того, накопичення у воді луку призводить до того, що разом з процесом гідролізу протікає зворотний йому процес – нейтралізації.

По першому випадку гідролізу можна зробити наступні висновки:

1. Гідроліз солей даного типу протікає оборотно.
2. Якщо аніон соли багатозарядний, гідроліз йде ступінчасто і переважно по першому ступеню.
3. Реакція середовища в розчинах солей цього типу лужна, $pH > 7$.

II. Гідроліз солей, утворених слабкими основами і сильними кислотами

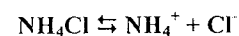
Ця група солей численна, оскільки більшість солей сильних кислот у воді добре розчинні.

До слабких основ відносяться більшість гідроксидів, за винятком гідроксидів лужних і лужноземельних металів.

а) Приклад гідролізу соли з однозарядним катіоном – гідроліз хлориду амонію.

При розчиненні у воді хлорид амонію дисоціює на катіони амонію і хлорид-іони. Катіони амонію притягають з води гідроксид-іони, утворюючи слабкий електроліт - гідроксид амонію. Це приводить до порушення рівноваги між гідроксид-іонами і катіонами Гідрогену. Слідством є накопичення в розчині катіонів Гідрогену. Реакція середовища в розчині цієї солі кисла, $pH < 7$.

Розглянутий процес можна виразити такими рівняннями:

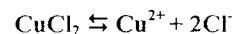


$NH_4^+ + H^+OH^- \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$ – скорочене іонно-молекулярне рівняння

$NH_4^+ + Cl^- + H^+OH^- \rightleftharpoons NH_4OH + Cl^- + H^+$ – повне іонно-молекулярне рівняння

$NH_4Cl + H^+OH^- \rightleftharpoons NH_4OH + HCl$ – молекулярне рівняння

б) Приклад гідролізу соли з багатозарядним катіоном. Ці солі піддаються гідролізу ступінчасто



I ступінь гідролізу:

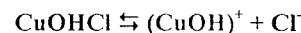
$Cu^{2+} + H^+OH^- \rightleftharpoons (CuOH)^+ + H^+$ – скорочене іонно-молекулярне рівняння

$Cu^{2+} + 2Cl^- + H^+OH^- \rightleftharpoons (CuOH)^+ + 2Cl^- + H^+$ – повне іонно-молекулярне рівняння

$CuCl_2 + H^+OH^- \rightleftharpoons (CuOH)Cl + HCl$ – молекулярне рівняння

Продуктами першого ступеня гідролізу є гідроксохлорид міді (II) і хлоридна кислота. По другому ступеню гідролізу піддається гідроксохлорид міді (II).

II ступінь гідролізу:



$(CuOH)^+ + H^+OH^- \rightleftharpoons Cu(OH)_2 + H^+$ – скорочене іонно-молекулярне рівняння

$(CuOH)^+ + Cl^- + H^+OH^- \rightleftharpoons Cu(OH)_2 + Cl^- + H^+$ – повне іонно-молекулярне рівняння

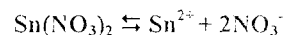
$CuOHCl + H^+OH^- \rightleftharpoons Cu(OH)_2 + HCl$ – молекулярне рівняння

В результаті гідролізу в розчині створюється надмірна концентрація катіонів Гідрогену, тобто утворюється кислота. Реакція середовища кисла, $pH < 7$.

В даному випадку гідроліз переважно протікає по першому ступеню. Це обумовлено тим, що катіони міді (Cu^{2+}) сильніше притягають гідроксид-іони, води, що утворюються при дисоціації, чим катіони $(CuOH)^+$. Концентрація катіонів міді (Cu^{2+}) в розчині більше концентрації гідроксокатіонів – $(CuOH)^+$, отже, швидкість першого ступеня гідролізу більше другого. Концентрація гідроксида міді (II), що утворюється, настільки мала, що не відбувається його виділення у вигляді осаду.

Гідроліз солей даного типу йде оберотно, якщо основні солі, що утворюються, добре розчинні і не виділяються у вигляді важкорозчинних осадів. Катіони Гідрогену, що накопичуються в розчині, перешкоджають створенню в розчині високої концентрації продуктів гідролізу, унаслідок перебігу зворотного процесу – реакції нейтралізації.

Якщо продукти гідролізу мають дуже низьку розчинність, в результаті гідролізу в осад випадають важкорозчинні основні солі. Такі продукти дають при гідролізі, наприклад, нітрати олова (II), (IV), вісмуту (III), ртуті (I), (II) і деякі інші розчинні солі цих катіонів. Унаслідок практично необоротного гідролізу солі даних катіонів не можна розчинити у воді. Для приготування розчинів такі солі розчиняють в азотній кислоті.



$\text{Sn}^{2+} + \text{NO}_3^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{SnOHNO}_3\downarrow + \text{H}^+$ – скорочене іонно-молекулярне рівняння

$\text{Sn}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{SnOHNO}_3\downarrow + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ – повне іонно-молекулярне рівняння

$\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{SnOHNO}_3\downarrow + \text{HNO}_3$ – молекулярне рівняння

По даному випадку гідролізу можна зробити наступні висновки:

1. Гідроліз солей такого типу протікає оберотно, якщо не утворюються важкорозчинні у воді основні солі, і практично необоротно, якщо такі утворюються.

2. Якщо катіон соли багатозарядний, гідроліз йде ступінчасто і переважно по першому ступеню.

3. Реакція середовища в розчинах даних солей кисла, $\text{pH} < 7$.

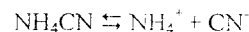
III. Гідроліз солей, утворених слабкими кислотами і слабкими основами

а) Розглянемо гідроліз соли, утвореною однозарядним катіоном і однозарядним аніоном, гідроліз ціаніду амонію.

Ціанід амонію дисоціює в розчині на катіони амонію і ціанід-іони. Катіони амонію притягують гідроксид-іони (продукт дисоціації води), утворюючи слабкий електроліт – гідроксид амонію, а ціанід-іони взаємодіють з катіонами Гідрогену (теж продукт дисоціації води), при цьому виходить слабкий електроліт – ціановоднева кислота. Таким чином, в даному випадку обидва продукти гідролізу – слабкі електроліти.

Але оскільки ціановоднева кислота слабкіша за гідроксид амонію ($K_{\text{HCN}}=7,2 \cdot 10^{-10}$; $K_{\text{NH}_4\text{OH}}=1,8 \cdot 10^{-5}$), в розчині створюється надмірна концентрація гідроксид-іонів, отже, реакція середовища – слабо лужна, $\text{pH} > 7$. Проте рівняння реакції не показує явної переваги одних іонів над іншими.

Даний процес можна виразити наступними рівняннями реакцій:

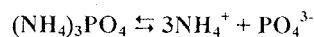


$\text{NH}_4^+ + \text{CN}^- + \text{H}^+\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN}$ – іонно-молекулярне рівняння

$\text{NH}_4\text{CN} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN}$ – молекулярне рівняння

Слід зазначити, що ця група солей, утворених неорганічними основами і кислотами, нечисленна. Більшість солей даної групи у воді малорозчинні.

б) Приклад гідролізу соли з багатозарядним аніоном. Такі солі піддаються гідролізу ступінчасто.



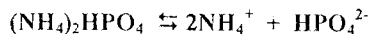
I ступінь гідролізу:

$\text{NH}_4^+ + \text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HPO}_4^{2-}$ – скорочене іонно-молекулярне рівняння

$3\text{NH}_4^+ + \text{PO}_4^{3-} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + 2\text{NH}_4^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ – повне іонно-молекулярне рівняння

$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ – молекулярне рівняння

II ступінь гідролізу:



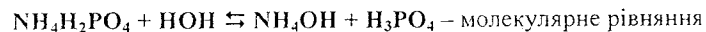
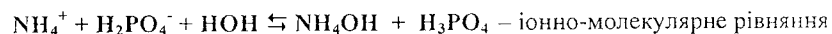
$\text{NH}_4^+ + \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ – скорочене іонно-молекулярне рівняння

$2\text{NH}_4^+ + \text{HPO}_4^{2-} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ – повне іонно-молекулярне рівняння

$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ – молекулярне рівняння

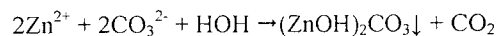
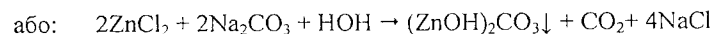
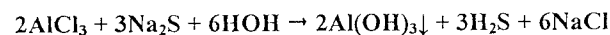
III ступінь гідролізу:





Гідроліз даної солі протікає інтенсивніше в порівнянні з гідролізом солей, до складу яких входить один іон, відповідний слабкому електроліту. Проте і в цьому випадку інтенсивність гідролізу по першому ступеню значно більше, чим по другому і третьому. Оскільки в результаті гідролізу не утворюються важкорозчинні соли, гідроліз протікає не повністю. По продуктах реакції визначити однозначно реакцію середовища складно, для її визначення необхідні розрахунки.

При вивченні процесу гідролізу вводиться наступне поняття - повний гідроліз. Під повним гідролізом розуміють практично необоротний процес, в результаті якого сіль повністю розкладається водою і в системі переважно знаходяться продукти гідролізу. Якщо при гідролізі утворюються важкорозчинні основні соли або гідроксиди та леткі або нестійкі кислоти, то сіль гідролізується повністю, оскільки продукти гідролізу віддаляються з сфери реакції. Такі соли не можна отримати обмінною взаємодією розчинів відповідних солей. До них відносяться сульфід алюмінію, хрому (III), карбонати алюмінію, хрому (III), цинку, магнію та інші. Наприклад:



Що випадає в осад – гідроксид або основна сіль – у кожному конкретному випадку визначається їх порівняльною розчинністю, при цьому осідає менш розчинна речовина.

По даному випадку гідролізу можна зробити наступні висновки:

1. Гідроліз солей даного типу йде оборотно, якщо не утворюються важкорозчинні і леткі продукти.
2. Якщо іони соли багатозарядні, гідроліз протікає ступінчасто і більшою мірою по першому ступеню.
3. Соли даного типу піддаються гідролізу інтенсивніше, оскільки в їх склад входять два іони, відповідні слабким електролітам, тобто в даному випадку гідроліз йде і по катіону, і по аніону.

4. Реакція середовища визначається тим електролітом, який сильніше. Якісно часто це визначити важко. Для точної відповіді необхідні відповідні розрахунки.

5. Соли, утворені важкорозчинними основами і леткими або нестійкими кислотами піддаються повному гідролізу і у водних розчинах не існують.

З розглянутих випадків гідролізу випливає наступне – гідролізу піддаються іони слабких електролітів, а реакцію середовища визначають іони сильних електролітів.

Слід зазначити, що не завжди процес гідролізу солей можна виразити відносно простими рівняннями реакцій. Часто процес гідролізу супроводжується процесом поліконденсації і комплексоутворення, що приводить до утворення дуже складних сполук, іноді нестехіометрического складу.

Інтенсивність процесу гідролізу залежить не тільки від природи іонів, що входять до складу солі, але і від зовнішніх чинників:

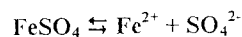
1. Ступінь гідролізу солі залежить від розбавлення розчину. При розбавленні розчину зменшується вірогідність взаємодії продуктів гідролізу, таким чином, зменшується швидкість реакції нейтралізації. Оскільки процес гідролізу є зворотним процесу нейтралізації, рівновага зміщується у бік процесу гідролізу. До аналогічних висновків приводить і застосування принципу Ле-Шательє до процесів гідролізу (збільшення концентрації води в системі зміщує рівновагу у бік утворення продуктів гідролізу). Отже, розбавлення розчину сприяє посиленню гідролізу.

2. Ступінь гідролізу залежить від температури. Зміна температури впливає на процес дисоціації електролітів. Проте ступінь дисоціації більшості електролітів із зміною температури змінюється трохи, а ступінь дисоціації води – сильно. Тому підвищення температури приводить до посилення дисоціації води, збільшення в розчині концентрації катіонів Гідрогену і гідроксид-іонів, частішому зіткненню іонів соли з даними іонами. Все це сприяє збільшенню ступеня гідролізу соли. Пониження температури розчину надає протилежної дії.

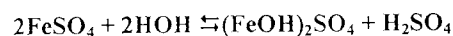
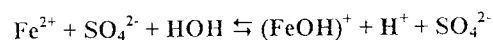
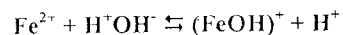
Отже, для посилення гідролізу солей необхідно використовувати розбавлені розчини і реакції проводити при нагріванні. Для ослаблення гідролізу беруть концентровані розчини і реакції ведуть «на холод». »

3. На ступінь гідролізу солі робить вплив введення в її розчин речовин, які здатні порушувати рівновагу. Оскільки при гідролізі утворюються або катіони Гідрогену, або гідроксид-іони, найбільш значний вплив на процес гідролізу надає введення в систему кислоти або лугу.

Розглянемо вплив цих чинників на гідроліз сульфату заліза (II).



1 ступінь



При гідролізі даної солі в розчині накопичуються катіони водню, реакція середовища кисла, $\text{pH} < 7$.

Якщо в розчин даної солі додати луг, то гідроксид-іони пов'язуватимуть катіони Гідрогену з утворенням води. Зменшення концентрації катіонів Гідрогену приведе до порушення рівноваги і посилення гідролізу. Гідроліз інтенсивно йтиме не тільки по першому, але і по другому ступеню.

Введення в розчин цієї солі кислоти збільшить концентрацію катіонів Гідрогену. Це викличе порушення рівноваги в системі, збільшення швидкості процесу нейтралізації і ослаблення гідролізу. Тому в лабораторній практиці для послаблення гідролізу розчин сульфату заліза (II) підкисляють сірчаною кислотою.

Якщо сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою, то реакція середовища в розчині такої солі кисла і введення в розчин такої солі деякої кількості кислоти сприятиме послабленню гідролізу, введення лугів – посиленню гідролізу. Якщо сіль утворена сильною основою і слабкою кислотою, то реакція середовища в розчині такої солі лужна і введення лугу сприятиме послабленню гідролізу, введення кислоти – посиленню гідролізу.

Таким чином, знання суті гідролізу солей дає можливість впливати на його інтенсивність, враховувати ці процеси в лабораторній практиці, технології, використовувати їх для пояснення деяких явищ в живій і неживій природі.

Питання для самоконтролю

1. Які з перерахованих солей піддаються гідролізу: сульфат магнію, сульфід калію, нітрат алюмінію, йодид натрію? Дайте пояснення. Напишіть іонно-молекулярні і молекулярні рівняння гідролізу.
2. Вкажіть, розчини яких солей мають $\text{pH} > 7$; $\text{pH} < 7$; $\text{pH} = 7$: хлорид заліза (III); нітрат натрію, сульфат амонію; бромід кальцію; фосфат натрію. Дайте пояснення. Яке забарвлення матиме лакмус в розчинах даних солей?
3. Чи можна вважати, що нейтральне середовище розчину свідчить про відсутність гідролізу?
4. Як переконалися, що такі солі, як карбонат калію, хлорид цинку, гідролізують переважно по першому ступеню?
5. Які з солей гідролізують сильніше:
 - а) хлорид заліза (II) або хлорид заліза (III);
 - б) карбонат натрію або гідрокарбонат натрію;
 - в) нітрит натрію або ціанід натрію;
 - г) нітрит натрію або нітрит амонію?Дайте пояснення.
6. Гідроксид талія (I) - сильна основа, гідроксид талія (III) - слабка. Що можна сказати про відношення до води розчинних солей талія (I) і (III)? Дайте пояснення.
7. Складіть рівняння реакції, враховуючи, що взаємодія солей супроводжується повним гідролізом, що йде до кінця.
$$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
Напишіть молекулярне і іонно-молекулярне рівняння.
8. При дії хлориду амонію на розчин силікату натрію виділяється газ і утворюється осад. Поясніть спостережувані процеси і напишіть іонно-молекулярне і молекулярне рівняння реакцій.
9. У яку сторону зміщена рівновага при гідролізі солі слабкої основи і сильної кислоти; солі сильної основи і слабкої кислоти? Дайте пояснення.
10. Які чинники і чому сприяють посиленню гідролізу? Приведіть приклад.
11. Додавання яких з перерахованих речовин до розчину хлориду алюмінію підсилить гідроліз солі:
 - а) соляна кислота; б) гідроксид натрію; в) хлорид натрію; г) карбонат натрію;
 - д) цинк; е) вода.Дайте пояснення.

Тестові завдання

1. Які з перерахованих солей підлягають гідролізу у розчинах?

А	Na_2SiO_3	В	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Д	CH_3COONa
Б	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	Г	MgCl_2	Е	FeSO_4

2. В розчинах яких солей реакція середовища внаслідок гідролізу буде кислою?

А	йодид амонію	В	ортофосфат натрію	Д	карбонат натрію
Б	нітрат цинку	Г	нітрит калію	Е	селенат калію

3. В розчинах яких солей лакмус буде синім?

А	сульфат ртуті	В	перхлорат кадмію	Д	ціанід калію
Б	ортоборат цезію	Г	карбонат натрію	Е	оксалат калію

4. Гідроліз яких солей може супроводжуватися випадінням осаду?

А	сульфід барію	В	нітрат вісмуту	Д	нітрат свинцю
Б	сульфід хрому	Г	нітрат олова (II)	Е	сульфід алюмінію

5. Які з перерахованих солей підлягають повному гідролізу?

А	карбонат цинку	В	сульфід амонію	Д	сульфід натрію
Б	карбонат хрому	Г	сульфід алюмінію	Е	карбонат натрію

6. Додавання яких речовин до розчину хлориду алюмінію посилять його гідроліз?

А	цинк	В	хлоридна кислота	Д	хлорид натрію
Б	вода	Г	гідроксид натрію	Е	карбонат натрію

7. В якому випадку для послаблення гідролізу необхідно використовувати підкислення розчину?

А	хлорид вісмуту	В	сульфат ртуті	Д	фосфат рубілію
Б	тетраборат натрію	Г	нітрат свинцю	Е	силікат калію

8. Складіть молекулярне рівняння гідролізу сульфиду натрію (за першим ступенем) та визначте суму коефіцієнтів в двох частинах рівняння

А	4	В	6	Д	8
Б	5	Г	7	Е	9

9. Складіть повне іонне рівняння гідролізу сульфиду натрію (за першим ступенем) та визначте суму коефіцієнтів в двох частинах рівняння

А	4	В	6	Д	8
Б	5	Г	7	Е	9

10. Які з перерахованих солей гідролізують ступінчасто?

А	ацетат амонію	В	нітрат свинцю (II)	Д	ортофосфат калію
Б	сульфат алюмінію	Г	ціанід кальцію	Е	дигідрофосфат калію

ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Мета даних методичних вказівок - розкрити сутність процесів окислення-відновлення, виробити у студентів навички в написанні рівнянь реакцій окислення-відновлення, навчити визначати спрямування процесу окислення-відновлення та умови його протікання.

При вивченні даної теми необхідно засвоїти наступні питання:

Реакції, що йдуть зі зміною ступеню окислення елементів. Ступінь окислення.

Електронна теорія окислення Л.В. Пісаржевського. Окислювачі і відновники. Правила складання рівнянь реакцій окислення-відновлення. Методи: електронного балансу та електронно-іонний (метод напівреакцій). Класифікація реакцій окислення-відновлення. Роль середовища в протіканні процесів окислення-відновлення. Отримання електричного струму при хімічних реакціях. Поняття про гальванічний елемент.

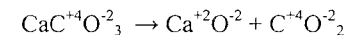
Стандартні електродні потенціали. Водневий електрод порівняння. Залежність електродного потенціалу від концентрації іонів в розчині. Роботи Н.Н. Бекетова. Електрохімічний ряд напруги металів. Стандартні потенціали окислення-відновлення. Спрямованість реакцій окислення-відновлення в розчинах. Значення реакцій окислення-відновлення в живій, неживій природі, виробництві. Вивчення теми "Реакції окислення-відновлення" у шкільному курсі хімії.

В результаті вивчення цієї теми студент повинен придбати наступні уміння і навички:

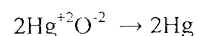
- 1) визначати окислювач і відновник в реакції, а також процеси окислення і відновлення;
- 2) складати рівняння реакцій окислення-відновлення (метод електронного балансу та метод напівреакцій);
- 3) визначати тип реакції окислення-відновлення;
- 4) обчислювати молекулярну масу еквіваленту окислювача та відновника;
- 5) обчислювати ЕДС процесу окислення-відновлення та визначати його напрям;
- 6) визначати ступінь протікання реакції;
- 7) обчислювати ΔG°_{298} реакції.

Хімічні реакції залежні від того, чи залишаються постійними ступені окислення елементів, або змінюються, поділяються на два типи:

1. Реакції нижчого порядку, що йдуть без зміни ступенів окислення елементів :



2. Реакції вишого порядку, що йдуть зі зміною ступенів окислення елементів :



Це реакції окислення-відновлення. Таким чином, реакції окислення-відновлення називають реакції, що супроводжуються зміною ступенів окислення елементів, унаслідок переходу електронів від відновника до окислювача.

Історичні погляди на процеси окислення-відновлення склалися таким чином:

Окислення	Відновлення
1. $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$	1. $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
Приєднання кисню	Відняття кисню
2. $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2}$	2. $\text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}^0$
Збільшення заряду	Зменшення заряду
3. $\text{Cu}^0 - 2e \rightarrow \text{Cu}^{+2}$	3. $\text{Cu}^{+2} + 2e \rightarrow \text{Cu}^0$
Віддача електронів	Приєднання електронів

Електронна теорія реакцій окислення-відновлення була розроблена Л.В. Пісаржевським, С.О. Даїном, Я.І. Михайленко, М.О. Шилвим.

Речовини, до складу яких входять елементи, що віддають електрони при реакціях окислення-відновлення, називають відновниками. Речовини, до складу яких входять елементи приєднуючі електрони, називають окислювачами. Отже, процес віддачі електронів - окислення, а процес приєднання електронів - відновлення.

Сутність реакцій окислення-відновлення полягає в переміщенні електронів від відновника до окислювача. Наслідком реакцій окислення-відновлення є зміна ступенів окислення елементів.

Ступінь окислення - це умовний заряд, який придбав би атом, якби зв'язок між атомами був іонний.

У реакціях окислення-відновлення можуть брати участь нейтральні атоми або молекули "елементарні" або складні іони. Характеристика їх окислювально-відновних властивостей приведена в наступних таблицях.

Таблиця 1.

Окислювально-відновні властивості нейтральних атомів та молекул

Відновники	Окислювачі-відновники	Окислювачи
Атоми металів віддають електрони, при цьому утворюють катіони. "Елементарні" аніони не утворюють. $\text{Me}^0 - ne \rightarrow \text{Me}^{n+}$ Наприклад: К, Са, Zn, Al, Cu, Ni, Mo, Fe, Cr та ін. Аналогічні властивості проявляють Кг, Хе.	Атоми неметалів (окрім F ₂ , O ₂ , O ₃) можуть приймати електрони, при цьому утворюють "елементарні" аніони або входять до складу складних з'єднань, а також можуть віддавати електрони, при цьому входять до складу складних з'єднань. $\text{S}^0 + 2e \rightarrow \text{S}^{2-}$ $\text{S} - 4e + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{SO}_3]^{2-} + 6\text{H}^+$ Наприклад: Cl ₂ , Br ₂ , I ₂ , P, N ₂ , Se та ін.	Молекули F ₂ , O ₂ , O ₃ тільки приймають електрони, при цьому утворюють "елементарні" аніони або входять до складу складних аніонів. Наприклад: $\text{F}_2 + 2e \rightarrow 2\text{F}^-$ $\text{O}_3 + 2e + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$

Таблиця 2.

Окислювально-відновні властивості «елементарних» іонів

Аніони	Катіони	
	відновники	окислювачі (з проміжним зарядом)
Тільки віддають електрони, утворюючи нейтральні атоми, молекули або більш складні з'єднання. $\text{S}^{2-} - 2e \rightarrow \text{S}^0$ $\text{S}^{2-} - 6e + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{SO}_3]^{2-} + 6\text{H}^+$ Наприклад: F ⁻ , Br ⁻ , Cl ⁻ , I ⁻ , Se ²⁻ .	Можуть приймати електрони, утворюючи нейтральні атоми, а також можуть віддавати електрони, утворюючи катіони з максимальним зарядом або більш складні з'єднання. $\text{Sn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Sn}^0$ $\text{Sn}^{2+} - 2e \rightarrow \text{Sn}^{4+}$ Наприклад: Cu ⁺ , Fe ²⁺ , Pb ²⁺ , Hg ²⁺ , Cr ³⁺ , Tl ⁺ та ін.	Тільки приймають електрони, утворюючи катіони з проміжним зарядом або нейтральні атоми. $2\text{Hg}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}$ $\text{Hg}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Hg}^0$ Наприклад: Sn ⁴⁺ , Fe ³⁺ , Cu ²⁺ , Pb ⁴⁺ , Zn ²⁺ , Ca ²⁺ , Na ⁺ та ін.

Таблиця 3.

Окислювально-відновні властивості аніонів

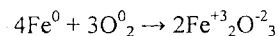
Окислювачи-відновники	Окислювачи
<p>До складу даних аніонів входить елемент з проміжним ступенем окислення.</p> <p>Можуть приймати електрони, утворюючи з'єднання з більш низьким ступенем окислення елемента, а також можуть віддавати електрони, утворюючи з'єднання з більш високим ступенем окислення елемента.</p> $[N^{+3}O_2]^- + 1e + 2H^+ \rightarrow N^{+2}O + H_2O$ $[N^{+3}O_2]^- - 2e + H_2O \rightarrow [N^{+5}O_3] + 2H^+$ <p>Наприклад: $[SO_3]^{2-}$, $[MnO_4]^{2-}$, $[AsO_3]^{3-}$, $[ClO_2]^-$, $[SeO_3]^{2-}$ та ін.</p>	<p>До складу даних аніонів входить елемент з максимальним ступенем окислення.</p> <p>Тільки приймають електрони, утворюючи з'єднання з більш низьким ступенем окислення елемента.</p> $[N^{+5}O_3] + 1e + 2H^+ \rightarrow N^{+4}O_2 + H_2O$ $[N^{+5}O_3] + 3e + 4H^+ \rightarrow N^{+2}O + 2H_2O$ $[N^{+5}O_3] + 8e + 10H^+ \rightarrow [N^{+3}H_4]^+ + 3H_2O$ <p>Наприклад: $[MnO_4]^-$, $[Cr_2O_7]^{2-}$, $[CrO_4]^{2-}$, $[ClO_4]^-$, $[SO_4]^{2-}$, $[SeO_4]^{2-}$ та ін.</p>

Таким чином, ступінь окислення елемента характеризує здатність його віддавати або приймати електрони. У максимальному ступені окислення елемент може тільки приймати електрони, а, отже, проявляти тільки окислювальні властивості, в мінімальній - тільки віддавати електрони, а, отже, проявляти тільки відновні властивості. У проміжному ступені окислення елемент може або віддавати, або приймати електрони, а, значить, проявляти як відновні, так і окислювальні властивості.

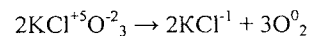
Класифікація окислювально-відновних реакцій.

Залежно від місця знаходження окислювача і відновника виділяють наступні типи окислювально-відновних реакцій:

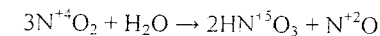
1. Реакції міжмолекулярного-міжатомного окислення-відновлення, в яких окислювач і відновник входять до складу різних речовин. Наприклад:



2. Реакції внутрішньомолекулярного окислення-відновлення, в яких окислювач і відновник входять до складу однієї і тієї ж речовини. Наприклад:



3. Реакції самоокислювання-самовідновлення (диспропорціонування), в яких окислювачем і відновником є один і той же елемент. Наприклад:

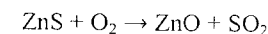


Методи розстановки коефіцієнтів в реакціях окислення-відновлення.

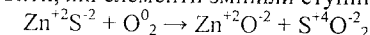
Для розстановки коефіцієнтів в реакціях окислення-відновлення застосовують два методи: метод електронного балансу та електронно-іонний метод (метод напівреакцій).

Алгоритм розстановки коефіцієнтів методом електронного балансу.

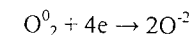
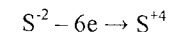
1. Записати схему окислювально-відновної реакції в такій послідовності: у початкових речовинах записати спочатку відновник, потім окислювач і речовину, що визначає середовище (якщо це необхідно); у тих речовинах, що утворились - спочатку продукт окислення відновника, потім - продукт відновлення окислювача і після цього записати інші речовини. Запис окислювача і відновника можна міняти місцями. Наприклад:



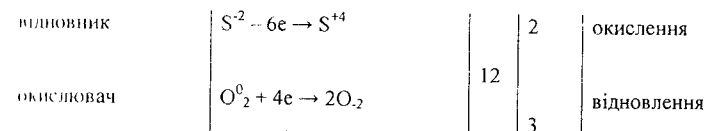
2. Визначити ступені окислення елементів в початкових речовинах та продуктах реакції, встановити, які елементи змінили ступінь окислення;



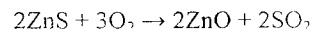
3. Скласти електронні рівняння, визначивши число електронів, відданих відновником (з розрахунку на стехіометричну формулу) та число електронів, прийнятих окислювачем;



4. Скласти електронний баланс: знайти найменше загальне кратне для числа відданих і прийнятих електронів, розділивши його на число електронів, відданих відновником і число електронів, прийнятих окислювачем, отримати окислювально-відновні коефіцієнти; вказати окислювач і відновник, процес окислення і відновлення:

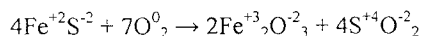


5. Перенести отримані окислювально-відновні коефіцієнти в рівняння реакції, знайти коефіцієнти для інших речовин:



6. Перевірити правильність розстановки коефіцієнтів. При правильній розстановці коефіцієнтів рівняння задовольняє закону збереження маси: число атомів одного й того ж елементу в початкових речовинах і продуктах реакції повинно бути однаковим. Правильність розстановки коефіцієнтів перевіряють підраховуючи число атомів металу, починаючи з важчого, потім кислотні залишки (якщо такі є), і як підсумок, часто перевірку ведуть по кисню.

Якщо в реакції більше одного відновника або окислювача, то визначають загальне число електронів, відданих відновниками або прийнятих окислювачами, а потім діють відповідно запропонованому алгоритму. Наприклад:



відновники	$\text{Fe}^{+2} - 1e \rightarrow \text{Fe}^{+3}$ $\text{S}^{-2} - 6e \rightarrow \text{S}^{+4}$	28	4	окислення
окислення	$\text{O}^0 + 4e \rightarrow 2\text{O}^{-2}$		7	відновлення

Електронно-іонний метод (метод напівреакцій).

Цей метод застосовують для розстановки коефіцієнтів в реакціях, які протікають за участю електролітів в розчинах або розплавах. Метод поєднує в собі електронний баланс та написання рівняння реакції в іонно-молекулярній формі. Він ґрунтується на складанні рівняння напівреакції відновлення іона або молекули окислювача або окислення іона або молекули відновника з подальшим підсумовуванням їх в загальне іонно-молекулярне рівняння.

На характер продуктів реакцій окислення-відновлення часто впливає реакція середовища. У багатьох випадках від реакції середовища залежать властивості окислювачів і відновників, швидкість реакції та спрямованість процесу.

Для створення в розчині кислого середовища зазвичай використовують розбавлену сірчану кислоту, значно рідше застосовують розбавлену азотну кислоту, оскільки вона проявляє окислювальні властивості, що може викликати протікання побічних процесів. Для створення лужного середовища застосовують розчин гідроксида натрію або калію.

При написанні формул речовин потрібно пам'ятати наступне:

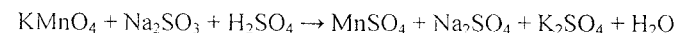
1) у кислому і нейтральному середовищі одно-, двух-, тризарядні іони металів з кислотними залишками утворюють солі;

2) іони металів, не створюючих амфотерних гідроксидів, дають в лужному середовищі осадання важкорозчинних гідроксидів, наприклад: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$ та ін.;

3) іони металів, що дають амфотерні гідроксиди, в лужному середовищі утворюють гідросокомплекси, наприклад: $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ та ін.;

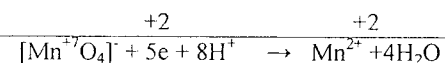
Алгоритм розстановки коефіцієнтів в кислому середовищі.

1. Записати схему реакції окислення-відновлення:

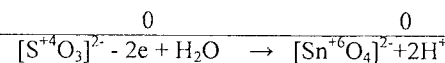


2. При записі рівнянь напівреакцій потрібно пам'ятати основне правило їх написання в іонно-молекулярному вигляді: у вигляді іонів записують тільки сильні, добре розчинні електроліти.

Складають рівняння напівреакції відновлення іона або молекули окислювача. Число атомів елементу в лівій і правій частині рівняння повинне бути рівним. Визначають також як і в електронному балансі число прийнятих електронів. Для балансу атомів кисню (якщо це необхідно) в ліву частину рівняння додають іони водню, які зв'язують атоми кисню, утворюючи мало дисоційовані молекули води. Для перевірки правильності складання рівняння визначають сумарний заряд лівої і правої частини, який відповідно до закону збереження енергії повинен бути однаковий:



3. Аналогічно складають рівняння напівреакції окислення іона або молекули (атомів) відновника. Для балансу атомів кисню (якщо це необхідно) в ліву частину рівняння додають молекули води, які як би є постачальниками атомів кисню. В результаті цього в правій частині рівняння з'являються іони водню:

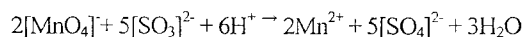


Правильність складання рівняння визначається по сумарному заряду лівої і правої частини (дивися п.2).

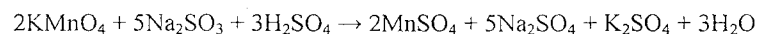
4. Як і в методі електронного балансу визначають найменше загальне кратне для числа приєднаних і відданих електронів, а потім знаходять окислювально-відновні коефіцієнти. На знайдені коефіцієнти помножують

відповідні рівняння, а потім підсумовують їх, отримуючи підсумкове іонно-молекулярне рівняння.

окислювач	$[\text{Mn}^{+7}\text{O}_4]^- + 5\text{e} + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	10	2	відновлення
відновник	$[\text{S}^{+4}\text{O}_3]^{2-} - 2\text{e} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{S}^{+6}\text{O}_4]^{2-} + 2\text{H}^+$	5	3	окислення

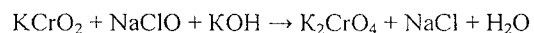


5. Знайдені коефіцієнти переносять в молекулярне рівняння реакції, розставляють коефіцієнти перед формулами речовин, до складу яких входять іони, що не увійшли до скороченого іонно-молекулярного рівняння. Правильність розстановки коефіцієнтів перевіряють визначивши баланс по кисню.

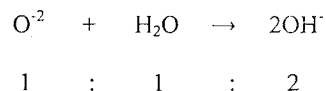


Алгоритм розстановки коефіцієнтів в лужному середовищі.

1. Записати схему реакції окислення-відновлення:

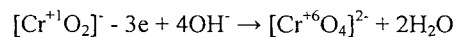


2. Для складання рівнянь напівреакцій в лужному середовищі потрібно пам'ятати умовну схему гідратації кисню:

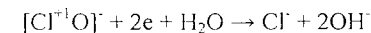


Вводити кисень слід гідроксид-іонами, забирати - молекулами води. Співвідношення між атомами кисню, молекулами води і гідроксид-іонами визначається схемою.

Складають рівняння напівреакції окислення іона або атома відновника, при цьому в ліву частину напівреакції (якщо це необхідно) додають гідроксид-іони, які віддають кисень, утворюючи мало дисоційовані молекули води:



3. Складають рівняння напівреакції відновлення іона або молекули окислювача, при цьому в ліву частину рівняння (якщо це необхідно) для скріплення атомів кисню додають молекули води, які приєднуючи кисень дають гідроксид-іони.

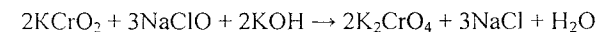


4. Підсумовують рівняння з урахуванням знайдених окислювально-відновних коефіцієнтів.

окислювач	$[\text{Cr}^{+3}\text{O}_2]^- - 3\text{e} + 4\text{OH}^- \rightarrow [\text{Cr}^{+6}\text{O}_4]^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	2	3	відновлення
відновник	$[\text{Cl}^{+1}\text{O}]^- + 2\text{e} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	6	3	окислення



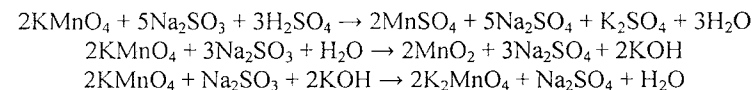
5. Переносять коефіцієнти в молекулярне рівняння реакції:



Якщо реакція протікає в нейтральному середовищі використовують один з розглянутих алгоритмів, залежно від характеру продуктів, що утворюються.

Вплив реакції середовища на перебіг окислювально-відновного процесу.

Залежно від реакції середовища можуть виходити різні окислення одного і того ж елементу. Наприклад, в кислому середовищі перманганат-іон (MnO_4^-) відновлюється до катіонів мангану (II) (Mn^{2+}); у нейтральному – до оксиду мангану (IV) (MnO_2); у лужному – до манганат-іона (MnO_4^-). Наприклад,

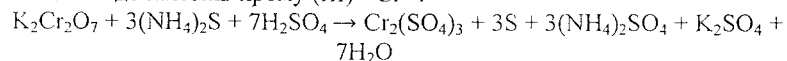


У інших випадках залежно від реакції середовища можуть вийти різні форми існування одного і того ж окислення елементу. Для Cr^{+3} і Cr^{+6} це можна представити в таблиці.

Таблиця 4.

Реакція середовища	Cr ⁺³	
	Cr ⁺³	Cr ⁺⁶
кисла	Cr ³⁺	Cr ₂ O ₇ ²⁻
нейтральна та слабо лужна	Cr(OH) ₃	CrO ₄ ²⁻
сильно лужна	[Cr(OH) ₆] ³⁻	CrO ₂ ²⁻

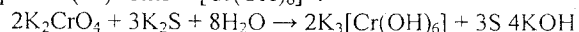
Наприклад, у кислому середовищі діхромат-іони (Cr₂O₇²⁻) відновлюються до катіонів хрому (III) - Cr⁺³.



У нейтральному середовищі хромат-іони (CrO₄²⁻) відновлюються до гідроксиду хрому (III) - Cr(OH)₃.



У сильно лужному середовищі хромат-іони (CrO₄²⁻) відновлюються до гексагідроксохромат-(III)-іонів - [Cr(OH)₆]³⁻.

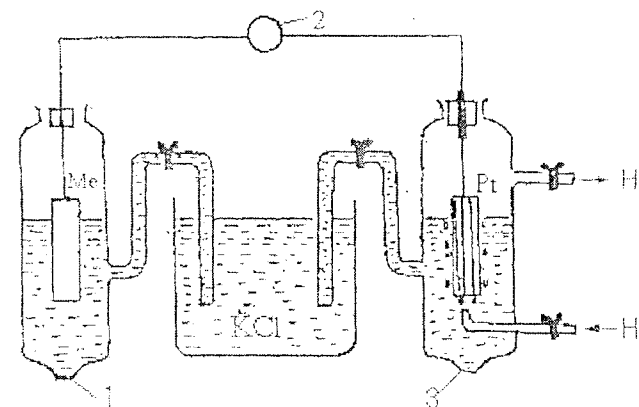
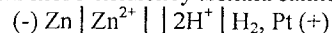


Напрямок окислювально-відновних реакцій.

Для оцінки сили окислювача або відновника використовують електродні потенціали. Скорочено їх називають окислювальними або відновними потенціалами. Оскільки неможливо здійснити процес окислення без процесу відновлення і навпаки, не можна виміряти абсолютне значення електродного потенціалу. Тож можна виміряти Е.Р.С. гальванічного елемента. Е.Р.С. вимірюють за стандартних умов. Стандартними умовами є наступні: t=25°C або T=298K; p=101,3 кПа; концентрація іонів дорівнює 1 моль/л. Якщо вимірювати Е.Р.С. гальванічних елементів, складених даних окислювально-відновних систем і стандартного електроду, то отримані значення будуть пропорційні електродним потенціалам цих систем. Як стандартний електрод можна використовувати стандартний водневий електрод. Стандартний водневий електрод складається з платинової пластинки, покритою платиновою черню. Електрод, занурений у водний розчин соляної або сірчаної кислоти з активністю (концентрацією) катіонів водню рівною 1 моль/л, омивається струменем газоподібного водню під тиском 101,3 кПа. Значення електродного потенціалу такого електроду прийнято рівним нулю (при всіх значеннях температури).

У описаному гальванічному елементі електроди, виготовлені з платини, не зазнають змін і є лише переносниками електронів. Схема такого гальванічного елемента показана на малюнку 1.

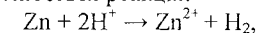
Якщо як електрод узяти метал, занурений в розчин його солі з активністю (концентрацією) іонів, рівній одиниці і з'єднати його із стандартним водневим електродом, то вийде гальванічний елемент. Для цинку схему такого гальванічного елемента можна записати таким чином.



Малюнок 1. Гальванічний ланцюг для стандартних електродних потенціалів окислювально-відновних систем:

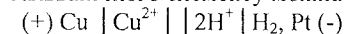
1. Визначувана окислювально-відновна система.
2. Потенциостат.
3. Стандартний водневий електрод.

В такому елементі здійснюється реакція.



а електрони в зовнішньому ланцюзі рухаються від цинкового до водневого електроду. Стандартний окислювальний потенціал цієї системи $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0.76$ В.

Для купруму схему гальванічного елемента можна записати так[^]



$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0.34$ В.

Знак «+» означає, що електрони в зовнішньому ланцюзі рухаються від водневого електроду до мідного.

Стандартні окислювально-відновні потенціали визначені для багатьох систем і наводяться в довідкових таблицях. Визначити, які наведені в таблиці потенціали – окислювальні або відновні, можна по знаку перед стандартним потенціалом $E_{\text{F}_2/2\text{F}}^0 = 2.77$ В.. Якщо знак «+», то окислювальні, якщо знак «-» - відновні. У вітчизняних таблицях наводяться значення стандартних окислювальних потенціалів.

По значеннях стандартних окислювальних потенціалів можна визначити, який відновник або окислювачів сильніший. Чим менше значення окислювального потенціалу, тим сильніше виражені відновні властивості відновника. Чим більше значення окислювального потенціалу, тим сильніше виражені окислювальні властивості окислювача.

Окислювальні потенціали не є незмінними. Вони залежать від співвідношення активностей (концентрацій) окисленої і відновленої форми,

температури, числа відданих або прийнятих електронів. Ця залежність виражається рівнянням Нернсту:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{ок. форми}]}{[\text{віднов. форми}]}$$

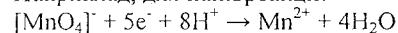
де E^0 – стандартний окислювальний потенціал; R – універсальна газова постійна, яка дорівнює $8,314 \text{ Дж} \cdot \text{К}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$, T – абсолютна температура; n – число електронів, прийнятих окислювачем або відданих відновником, F – число Фарадея, яке дорівнює $96500 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$, [ок. форми] – концентрація окислювальної форми; [віднов. форми] – концентрація відновної форми.

Для температури 25°C (298 K) рівняння набуває вигляду:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{ок. форми}]}{[\text{віднов. форми}]}$$

Якщо окислювально-відновна реакція протікає за участю катіонів водню або гідроксид-іонів, то окислювальний потенціал залежатиме від активності (концентрації) катіонів водню або гідроксид-іонів.

Наприклад, для напівреакції:



$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = E^0 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{[\text{MnO}_4^-] \cdot [\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^0 = 1,51 \text{ В}$ лише при $[\text{MnO}_4^-] = [\text{Mn}^{2+}]$ і $[\text{H}^+] = 1 \text{ моль/л}$, тобто $\text{pH} = 0$.

Про окислювально-відновного процесу можна судити по величині Е.Р.С. даного процесу. Е.Р.С. дорівнює різниці окислювальних потенціалів окислювача і відновника. Якщо Е.Р.С. > 0 , то дана реакція протікає мимоволі, якщо Е.Р.С. < 0 – дана реакція мимоволі йти не може. Якщо Е.Р.С. $> 0,2-0,3 \text{ В}$, то такий процес йде необоротно, якщо Е.Р.С. $< 0,2-0,3 \text{ В}$, процес йде оборотно.

Наприклад, $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

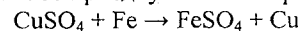
$$\text{Е.Р.С.} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = 0,34 - (-0,44) = 0,78 \text{ В.}$$

Оскільки Е.Р.С. даної реакції більше нуля, ця реакція йде мимоволі, так як Е.Р.С. більше $0,3 \text{ В}$ – ця реакція протікає необоротно.

Окрім Е.Р.С. глибину протікання окислювально-відновного процесу характеризує константа рівноваги. Константу рівноваги визначають, виходячи із стандартних окислювальних потенціалів:

$$\lg K = \frac{(E_2^0 - E_1^0) \cdot n}{0,059}$$

де K – константа хімічної рівноваги; E_2^0 – окислювальний потенціал окислювача; E_1^0 – окислювальний потенціал відновника; n – число електронів, що віддаються або присднуються. Наприклад, для реакції



$$\lg K = \frac{(0,34 + 0,44) \cdot 2}{0,059} = 26,44, \text{ звідки } K = 2,75 \cdot 10^{26}, \text{ тобто } K = \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = 2,75 \cdot 10^{26}.$$

Таким чином, у стані рівноваги концентрація катіонів Fe^{2+} в $2,75 \cdot 10^{26}$ разів більше концентрації катіонів Cu^{2+} . Велика величина K говорить про практично необоротний перебіг прямої реакції.

Якщо різниця $E_2 - E_1$ велика, то пряма реакція протікає практично повністю до кінця, якщо дуже мала, то K близька до одиниці і реакція йде оборотно. Умовно вважають, що якщо $K > 10^8 - 10^{10}$, то процес практично необоротний, якщо $K < 10^8$ – процес йде оборотно.

Висновок про напрям протікання окислювально-відновних реакцій можна зробити також по величині енергії Гіббса (ΔG). Якщо $\Delta G < 0$, реакція мимоволі протікає в прямому напрямі. Якщо $\Delta G > 0$, реакція мимоволі йде у зворотному напрямі. При $\Delta G = 0$ система знаходиться в стані рівноваги.

Енергія Гіббса пов'язана з Е.Р.С. гальванічного елементу співвідношенням:

$$-\Delta G = nFE,$$

де n – заряд іона; F – постійна Фарадея.

За стандартних умов Е.Р.С. гальванічного елементу визначають по формулі:

$$E = -\frac{\Delta G_{298}^0}{nF}$$

Відповідно до значень стандартних окислювальних потенціалів систем Me^{n+}/Me складений електрохімічний ряд напруги металів або «витіснювальний» ряд Н.Н. Бекетова. У ряді напруги метали розташовані в порядку зростання значень стандартних окислювальних потенціалів.

Роблячи з ряду напруги, слід пам'ятати, що вони справедливі для стандартних умов.

Відповідно до положення металів у ряді напруги можна зробити наступні:

1) відновні властивості простих речовин металів від літію до ауруму збувають. Таким чином, метали – сильні відновники, стоять на початку ряду напруги, метали слабкі відновники – в кінці;

2) окислювальні властивості катіонів металів посилюються від Li^+ до Au^{3+} . Отже, чим сильніше виражені відновні властивості металу, тим слабшими окислювальними властивостями володіє його іон. Чим слабкіші відновні властивості металу, тим сильніші окислювальні властивості катіона металу;

3) метали, розташовані у ряді напруги до водню, витісняють його з кислот, в яких окислювачем є H^+ ; метали, розташовані у ряді напруги після водню, не можуть витіснити водень цих кислот. До кислот, які окислювальні властивості за рахунок H^+ , відносяться такі кислоти: соляна, бромоводнева, йодоводнева, розбавлена сірчана, та інші;

4) метали, розташовані у ряді напруги по залізо включно, можуть витіснити водень з води. Оскільки у воді концентрація катіонів водню рівна $1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$, то:

$$E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = 0 + \frac{0,059}{2} \lg [\text{H}^+]^2 = 0 + \frac{0,059}{2} \lg (1 \cdot 10^{-7})^2 = 0 - \frac{0,059 \cdot 14}{2} = -0,41 \text{ В.}$$

Отже, в даному випадку водень як би переміщається і займає місце у ряді напруги після феруму. Швидкість взаємодії металів водою буде тим більше, чим далі метали віддалені від феруму. Тому за стандартних умов водою з достатньою швидкістю реагують метали, розташовані у ряді напруги до мангану;

5) метали, розташовані у ряді напруги до металу, що входить до складу солі, витісняють його з розчину солі.

Для вирішення розрахункових часто необхідне знання молярної маси еквіваленту окислювача або відновника. Його розраховують як частка від ділення молярної маси окислювача або відновника на число прийнятих або відданих електронів:

$$M\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{M(X)}{z}, \text{ де}$$

$M(1/z X)$ – молярна маса еквіваленту окислювача або відновника; $M(X)$ – молярна маса окислювача або відновника; z – число прийнятих або відданих електронів.

Значення окислювально-відновних реакцій.

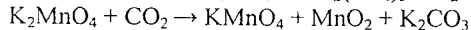
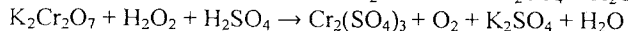
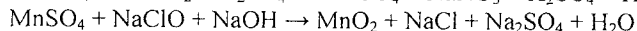
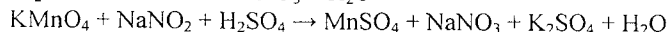
І окислювально-відновними реакціями пов'язано дихання і обмін речовин, гниття, бродіння, фотосинтез, нервову діяльність людини і тварин. Їх можна спостерігати при згоранні, при корозії металів і електролізі. Вони лежать в основі металургійних процесів і речовин в природі. З їх допомогою отримують луги, кислоти та інші речовини. Окислювально-відновні реакції лежать в основі перетворення енергії взаємодіючих хімічних речовин в енергію електричного струму в гальванічних і паливних елементах. Окислювально-відновні реакції знайшли широке в аналітичній хімії.

Завдання для самоконтролю.

1. Які реакції називають окислювально-відновними, і чим вони відрізняються від інших хімічних реакцій?

2. Назвіть речовини, що в хімічних реакціях лише відновні властивості.

3. До яких типів реакцій відносяться наступні окислювально-відновні реакції:



Розставте коефіцієнти електронно-іонним методом.

4. Використовуючи приведені нижче речовини, напишіть рівняння всіх можливих між ними окислювально-відновних реакцій:

HCl ; Zn ; FeS ; O_2 ; KMnO_4 ; SO_2 .

5. Виходячи зі окислення елементів, оцініть можливість окислювально-відновних реакцій:

а). KNO_3 , H_2SO_4 ;

б). $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HBr ;

в). H_2S , HNO_3 ;

г). KMnO_4 , H_3PO_4 ;

д). HClO_3 , KNO_2 .

Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються, розставте коефіцієнти електронно-іонним методом.

6. Відомо, що перманганат-іон (MnO_4^-) відновлюється в кислому середовищі до мангану (II) (Mn^{2+}), у нейтральному середовищі – до оксиду мангану (IV) (MnO_2), в лужному середовищі – до манганат-іона (MnO_4^{2-}). Визначте молярну масу еквіваленту перманганату калія в кожному з цих випадків.

7. Чи збігаються молярні маси еквіваленту сірчистої кислоти при взаємодії її з гідроксидом натрію, бромистою водою, сірководнем?

8. Скільки мілілітрів розчину дихромату калія молярною концентрацією еквіваленту 0,1 моль/л можна відновити в сірчанокислому розчині 2 л сірководня, узятото за нормальних умов?

9. Чому дорівнює потенціал водневого електроду при $\text{pH}=4$?

10. Чи можна перевести станум (IV) в станум (II) за допомогою наступних відновників:

а). йодиду калія;

б). сірководня?

11. Чи можна приготувати розчин, що містить одночасно:

а).селенисту і йодоводневу кислоти;

б). сірчисту і йодоводневу кислоти?

12. На прикладі системи $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6e^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ покажіть залежність окислювального потенціалу в розчині від значення pH ($\text{pH}=2$; $\text{pH}=4$). Концентрації іонів $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ і Cr^{3+} прийняти рівними 1 моль/л.

Література:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 1988.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1988.
3. Кудрявцев А.А. Составление химических уравнений. – М.: Высш. шк., 1989.
4. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1974.
5. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища шк., 1988.

ВЗАЄМНИЙ ВПЛИВ АТОМІВ В МОЛЕКУЛАХ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Питання про взаємний вплив атомів є одним з найважливіших в курсі органічної хімії. Його вивчення вимагає уміння систематизувати матеріал про будову і властивості органічних сполук, використовуючи опорні поняття про будову атомів, електронегативну, хімічному зв'язку, поєднувати знання загальних положень теорії Бутлерова зі специфічними і індивідуальними властивостями органічних сполук різних класів.

Мета даних методичних рекомендацій допомогти вчителям при підготовці до уроків розібратися у суті проблеми, сформувати знання про взаємний вплив атомів в органічних речовинах, уміння прогнозувати на цій основі властивості сполук і проводити експериментальну перевірку висунутого прогнозу.

За часів А.М.Бутлерова і В.В.Марковникова була вивчена лише зовнішній вигляд прояву взаємного впливу атомів у молекулах, про суть взаємного впливу у той час неможливо було судити, оскільки не була відома природа хімічного зв'язку.

Вчення про взаємний вплив отримало глибоке обґрунтування і розвиток на основі електронної теорії хімічного зв'язку, що дозволило прогнозувати реакційну здатність речовини, напрям реакції.

Молекула органічної сполуки є сукупністю атомів, пов'язаних в певному порядку ковалентними зв'язками. При цьому пов'язані атоми можуть розрізнятися за величиною електронегативності.

Електронегативність - це здатність атома притягувати валентні електрони, що здійснюють хімічний зв'язок.

Чим більше величина електронегативності даного атома, тим сильніше він притягує електрони зв'язку. Електронегативність атома вуглецю залежить від стану його гібридизації. Це пов'язано з часткою s - орбіталі в гібридній орбіталі: вона менше у sp^3 - і більше у sp^2 - і sp - гібридизованих атомів.

Всі складові молекули атоми знаходяться у взаємозв'язку і випробовують взаємний вплив. Цей вплив передається, в основному, через систему ковалентних зв'язків, за допомогою так званих електронних ефектів.

Однією з властивостей ковалентного зв'язку є деяка рухливість електронної густини. Вона здатна зміщуватися у бік до одного з атомів. Якщо ковалентним зв'язком пов'язані два абсолютно тотожних атома, то електронна густина буде рівномірно розподілена між цими атомами і зв'язок буде неполярним. Атоми, пов'язані неполярним ковалентним зв'язком, не несуть зарядів, вони електронейтральні, наприклад, в молекулі Етану CH_3-CH_3 . Якщо один з атомів більш електронегативний, ніж його партнер по зв'язку, то електронна густина буде зміщена у бік цього атома і зв'язок буде полярним.

Полярність ковалентного зв'язку - це нерівномірний розподіл електронної густини між зв'язаними атомами.

Атом, що зволікає електронну густину σ - зв'язку в свою сторону, набуває часткового негативного заряду δ^- . При розгляді пари атомів, зв'язаних ковалентним зв'язком, більш електронегативний атом називають електроноакцептором. Його партнер по σ -зв'язку відповідно матиме рівний по величині дефіцит електронної густини, тобто частковий позитивний заряд δ^+ , і називатиметься електронодонором.

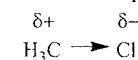
Зсув електронної густини по ланцюгу σ -зв'язків називається індуктивним ефектом і позначається буквою I .

Електроноакцепторні заступники, тобто атом або група атомів, що змінюють електронну густину σ - зв'язку від атома вуглецю, проявляють негативний індуктивний ефект ($-I$ -ефект).

Електронодонорні заступники, тобто атом або група атомів, що змінюють електронну густину до атома вуглецю, проявляють позитивний індуктивний ефект ($+I$ - ефект).

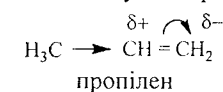
Іншим різновидом електронних ефектів є мезомерний ефект, або ефект спряження, який позначається (M - ефект). Ефект спряження виражається в передачі електронної густини за системою π -зв'язку.

Якщо в неполярну молекулу метану CH_4 ввести електроноакцепторний заступник, то зв'язок з атомом вуглецю буде полярним. Зсув електронної густини полярного σ -зв'язку позначається прямою стрілкою, співпадаючою з валентною рискою.



Індуктивний ефект виявляється і у разі, коли зв'язані атоми вуглецю різні за станом гібридизації.

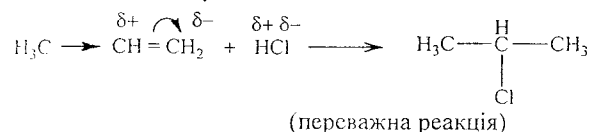
Наприклад, в молекулі пропілена метильна група проявляє $+I$ - ефект, оскільки атом вуглецю у ній знаходиться в sp^3 - гібридному стані, а sp^2 - гібридизований атом (при подвійному зв'язку) виступає в ролі електроноакцептора, оскільки має вищу електронегативність.



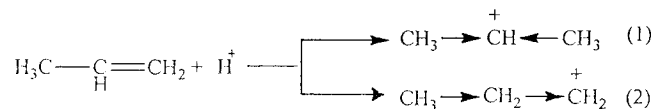
При передачі індуктивного ефекту метильної групи на подвійний зв'язок в першу чергу її вплив випробовує рухомий π - зв'язок. Зсув її електронної густини прийнято позначати напівкруглою стрілкою, що йде до того атома, у бік якого вона зміщується.

Встановлення розподілу електронної густини в молекулі дозволяє обґрунтувати протікання тієї або іншої реакції, дати електронне трактування правилу Марковнікова: при приєднанні молекул типу HX до

несиметричних алкенів водень приєднується к більш гидрогенованому атому вуглецю подвійного зв'язку.

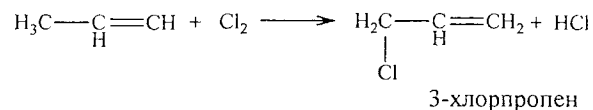


Міркування з приводу цієї реакції можуть бути такі. Протонізований водень молекули хлороводорода в принципі може приєднатися або до атому вуглецю метіленової групи, або до середнього атому вуглецю. При цьому утворюються два карбкатиона:



Енергетично вигідніший катіон 1, чим 2, оскільки позитивний заряд в ньому частково гаситься двома метільними радикалами. У катіоні 2 позитивний заряд знаходиться під впливом одного радикала. Звідси висновок: вірогідніше утворення карбкатиона 1. Дійсно, утворюється переважно 2- хлорпропан (90 %).

Таким чином, при вивченні вуглеводнів етилену основну увагу звертають на питання про вплив вуглеводневих радикалів на π - зв'язок, її поляризацію. Проте необхідно мати на увазі і вплив подвійного зв'язку на характер зв'язку С-Н в радикалі. У радикалів відбувається зміщення електронної густини від атомів водню до атому вуглецю, тому зв'язок С-Н стає полярнішим, атоми водню набувають рухливості. В підтвердження можна привести реакцію хлорування, наприклад, пропілена при високій температурі (500°C). Хлорування відбувається по зв'язку С-Н метільного радикала (реакція заміщення), а не по місцю подвійного зв'язку (реакція приєднання).

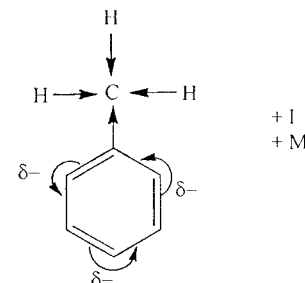


Цей приклад показує, що зміна умов приводить до зміни механізму реакції.

Далі можна розглянути взаємний вплив атомів у молекулах, в яких міститься бензольне ядро. Зазвичай учням важко зробити висновок про взаємний вплив атомів в молекулі толуолу. Тому їм пропонується з'ясувати, яка речовина - толуол або гептан - з більшою швидкістю вступає в реакцію з бромом. Учні, знаючи, що вуглеводневі радикали є донорами електронів, приходять до наступних висновків: на відміну від гептану у молекулі толуолу електронна густина зрушена від метільного радикала до бензольного

ядра, внаслідок чого зв'язки С-Н в CH_3 - групі стають полярнішими, ніж такі ж зв'язки у гептані, атоми водню набувають рухливості, вони можуть заміщатися атомами галогену, подібно до насичених вуглеводнів.

Під впливом вуглеводневого радикала $-\text{CH}_3$ відбувається перерозподіл електронної густини в бензольному кільці молекули толуолу, скупчення її в положеннях 2,4,6:



Записомрівняння реакції нітрування підтверджують вказаний факт.

Подальший розвиток понять взаємного впливу відбувається при вивченні теми «Спирти». У зв'язку з тим, що властивості спиртів визначаються функціональною групою, слід спочатку вивчити питання про вплив на неї вуглеводневого радикала нормальної будови. Для думки про розподіл електронної густини в молекулі спирту, наприклад етанолу, в учнів є опорні знання: їм відомо, що гідроксильна група полярна, що радикал є донором електронів, що атом кисню в молекулі найбільш електронегативний і, отже, до нього зміщена електронна густина усіх атомів. Наслідком великої електронегативності атому кисню є поляризація зв'язків О-Н і С-О.

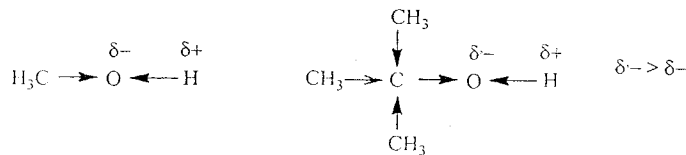
Полярність зв'язку О-Н визначає її схильність до гетеролітичного розриву. Атом водню гідроксильної групи стає рухомим, здатним відщеплюватися у вигляді протона. В той же час, наявність в молекулі спирту атому кисню, що має неподілену пару електронів, зумовлює прояв спиртами властивостей лугів.

Таким чином, можна зробити висновок, що спирти є амфотерними сполуками, тобто можуть проявляти як властивості кислот, так і властивості лугів.

Для глибшого розуміння цього питання учням можна запропонувати таку вправу:

Який спирт - метанол або 2-метилпропанол-2 - з більшою швидкістю реагуватиме з натрієм?

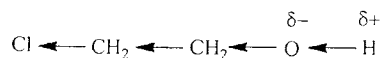
У молекулі 2-метилпропанол-2 відбувається зрушення електронної густини від трьох метильних радикалів:



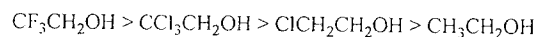
тому негативний заряд δ^- на атомі кисню в порівнянні з метанолом зростає, що приводить до сильнішого тяжіння атома водню. Значить, з меншою швидкістю реагуватиме з натрієм 2-метилпропанол-2.

На підставі цих прикладів можна зробити висновок: чим більше зрушення електронної густини до атома кисню, тим слабкіше виражені кислотні властивості спирту.

Далі з'ясовують у учнів: чи можна підвищити кислотні властивості спирту, тобто підвищити рухливість атома водню гідроксильної групи? Учні повинні прийти до такого висновку: необхідно відтягнути частину електронної густини від кисню, тоді кисень, прагнучи компенсувати заряд, з більшою силою притягатиме електрон атома водню, останній стає активнішим. Цього можна досягти, ввівши в радикал електронегативний атом, наприклад хлор:



Для з'ясування питання впливу галогену на рухливість атома водню в гідроксильній групі учням можна дати завдання: у якого спирту - етанолу $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, хлоретанолу $\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, трихлоретанолу $\text{CCl}_3\text{CH}_2\text{OH}$ або трифторетанолу $\text{CF}_3\text{CH}_2\text{OH}$ - більше ступінь дисоціації? Розкладіть спирти у порядку убуття ступеня дисоціації. В результаті розгляду цих спиртів з погляду розподілу електронної густини в їх молекулах учні приходять до висновку про найбільш високий ступінь дисоціації у трифторетанолу.

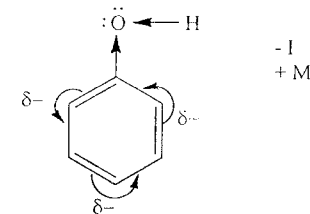


На прикладі гідроксильної сполуки - фенолу відбувається поєднання знань про взаємний вплив атомів в спиртах і толуолі.

Перш ніж почати пояснення, вчитель ставить досвід взаємодії фенолу і етанолу з розчином лугу. Постановка досвіду вводить учнів у проблемну ситуацію: вони знають, що речовини, що містять гідроксильну групу (спирти), не вступають у реакцію з лугом (за нормальних умов), але, виявляється, фенол реагує з гидроксидом натрію. Учні переконуються в тому, що у фенолу більш виражені кислотні властивості, ніж у етанолу. Як це пояснити?

Хімічні властивості фенолу визначаються наявністю в молекулі як гідроксильної групи, так і бензольного кільця, які оказують один на одного взаємний вплив. Неподілена пара електронів атома кисню гідроксильної групи знаходиться в сполученні з π -елекtrонами бензольного кільця. Тому у

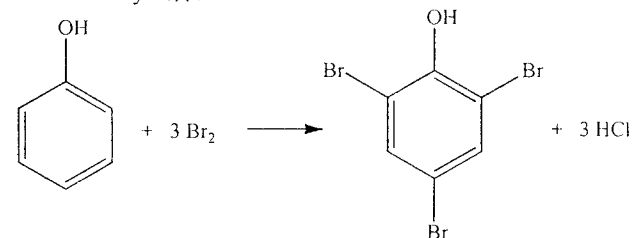
фенолі гідроксильна група, крім негативного індуктивного ефекту, володіє позитивним мезомерним ефектом:



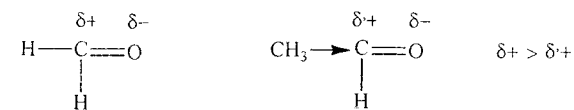
Величина $+M$ - ефекту більше, ніж $-I$ - ефекту. Тому гідроксильна група є електронодонором по відношенню до бензольного кільця. Частковий зсув електронної густини атома кисню у бік бензольного кільця приводить до підвищення полярності зв'язку $\text{O}-\text{H}$ і, отже, збільшенню рухливості атома водню гідроксильної групи.

Завдяки електронодонорному впливу гідроксильної групи феноли вступають в реакції заміщення легше, ніж бензол.

При дії на фенол бромної води утворюється 2,4,6-трибромфенол, який погано розчиняється у воді.



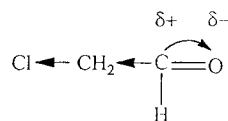
При вивченні альдегідів звертають увагу на наступні питання: вплив вуглеводневого радикала на карбонільну групу, вплив карбонільної групи на рухливість атома водню функціональної групи. Розглянемо це питання на прикладі порівняння активності мурашиного і оцтового альдегідів. Зв'язок в карбонільній групі мурашиного альдегіду сильно поляризований, на атомі вуглецю є значний позитивний заряд δ^+ , в оцтовому альдегіді позитивний заряд δ^+ на карбонільному вуглеці зменшується, оскільки його частково гасить метильний радикал, зв'язок $\text{C}=\text{O}$ стає менш поляризованим в порівнянні з метаналем.



Отже, в реакцію приєднання з більшою швидкістю вступає мурашиний альдегід, ніж оцтовий.

Для закріплення матеріалу про альдегіди можна запропонувати таку вправу: який альдегід - оцтовий або хлоруксусний - вступає в реакцію з більшою швидкістю?

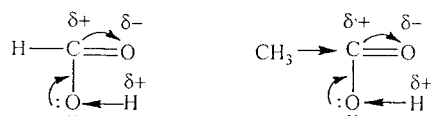
Розгляд розподілу електронної густини в молекулах вказаних альдегідів підводить учнів до висновку про більшу активність хлоруксусного альдегіду, оскільки хлор - електронегативний атом - відтягує частину електронної густини від атома вуглецю карбонільної групи:



В результаті позитивний заряд $\delta+$ на ньому зростає, що приводить до більшої поляризації зв'язку $\text{C}=\text{O}$ і підвищенню активності водню альдегідної групи.

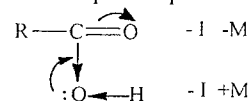
З'ясуванню питання взаємного впливу атомів в карбонових кислотах можна умовно поділити на два етапи: на першому розкривають вплив один на одного карбонільної і гідроксильної груп, встановлюють високу активність атома водню карбоксильної групи; на другому з'ясовують вплив радикала на карбоксильну групу. Розгляд цих етапів дозволяє встановити хімічну активність кислот.

На другому етапі вивчають різну активність кислот. Порівнюючи мурашину і оцтову кислоти, можна прийти до висновку, що метильний радикал частково гасить позитивний заряд $\delta+$ на карбоксильному вуглеці:



В результаті цього відтягування електронної густини від кисню і водню гідроксильної групи зменшується, рухливість водню в оцтовій кислоті зменшується.

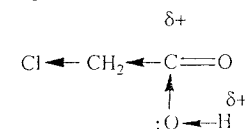
В даному випадку розглядається прояв в молекулах кислот індукційного ефекту, насправді діє і ефект спряження, який переважає.



Учні приходять до висновку про зменшення хімічної активності карбонових кислот по мірі збільшення вуглеводневого радикала.

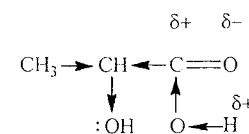
Далі ставиться питання: чи можна підвищити кислотність карбонової кислоти? Після розгляду спиртів і альдегідів відповідь на це питання не повинна викликати труднощів. Справа тут зводиться до того, щоб відтягнути частину електронної густини від атома вуглецю карбоксильної групи, що несе частково позитивний заряд, тобто до необхідності ввести в радикал електронегативний атом (фтор, хлор і ін.)

Прикладом може бути хлоруксусна кислота



В цьому випадку підвищується позитивний заряд $\delta+$ на карбоксильному атомі вуглецю, останній буде з більшою силою, ніж в оцтовій кислоті, відтягувати електронну густину від кисню і водню гідроксильної групи, атом водню легко протонізується. Кислотність підвищується і при впровадженні в радикал гідроксильної групи.

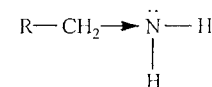
Для закріплення можна поставити питання: у якої кислоти масляної або молочної - вище кислотність? Атом кисню гідроксильної групи молочної кислоти зволікає на себе частину електронної густини від карбоксильного атома вуглецю, що приводить до збільшення на ньому $\delta+$:



Тому атом водню гідроксильної групи в молочної кислоті рухоміший, ніж масляної.

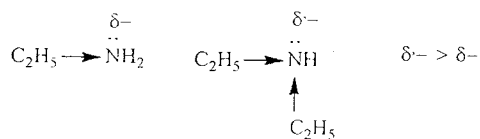
Вивчення взаємного впливу, пов'язаного із зсувом електронної густини по ланцюгу δ - зв'язків, завершується на амінах.

Атом азоту в аміногрупі володіє більшою електронегативністю, чим атом вуглецю і водню. Тому в молекулі аміну зв'язки $\text{C}-\text{N}$ і $\text{N}-\text{H}$ поляризовані:



Проте полярильність цих зв'язків не так сильно виражена, як, наприклад, зв'язків $\text{C}-\text{O}$ і $\text{O}-\text{H}$ у спиртах. Тому зв'язки $\text{C}-\text{N}$ і $\text{N}-\text{H}$ в амінах менш схильні до гетеролітичного розриву. Внаслідок цього для амінів не характерні реакції заміщення аміногрупи, і аміни не схильні відщеплювати протон, тобто проявляти властивості кислот. Хімічна поведінка амінів визначається наявністю у атома азоту неподіленої пари електронів. Ця пара електронів обумовлює те, що аміни активно виступають в ролі нуклеофілів, а також є сильними органічними лугами.

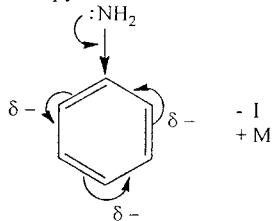
Порівнюючи розподіл електронної густини в молекулах етіламіна, діетиламіна учні самостійно можуть встановити таку закономірність: чим більше негативний заряд $\delta-$ на атомі азоту аміногрупи (він збільшується за рахунок радикалів), тим більше виражені лужні властивості у амінів.



Вчителю необхідно звернути увагу на те, що встановлена закономірність порушується у триетіламіна. Це можна пояснити тим, що атом азоту щільно оточують три вуглеводневі радикали, що створює труднощі в приєднанні протона.

Завершується вивчення взаємного впливу атомів в ароматичних сполуках на прикладі аніліну. Учні, знаючи будову і властивості насичених амінів і фенолу, в стані самостійно охарактеризувати взаємний вплив атомів в молекулах аніліну, пояснити слабкіші лужні властивості його в порівнянні з амінами жирного ряду.

Єдина π -електронна хмара вступає в спряження з неподіленою парою електронів азоту аміногрупи:



Внаслідок цього електронна густина на атомі азоту зменшується, що ослабляє його здатність зв'язуватися з протоном.

Одночасно і аміногрупа впливає на бензольне кільце. Аміногрупа за рахунок позитивного мезомерного ефекту є електронодонором по відношенню до бензольного кільця і підвищує його реакційну здатність в реакціях електрофільного заміщення. Тому ароматичні аміни, як і феноли, легше вступають в реакції електрофільного заміщення, ніж бензол. Аміногрупа є орієтантом I роду і направляє атаку електрофільного реагенту в орто- і пара-положення бензольного кільця.

Вдосконалена методика формування і розвитку понять взаємного впливу, що включає систему вправ, дозволяє значно поліпшити якість знань учнів, сприяє розвитку їх мислення, творчій самостійності. Так, вони успішно справляються із завданнями, в яких потрібно визначити активнішу речовину, вплив радикалів, електронегативного атома на поляризацію зв'язку, вплив функціональної групи на радикал, застосовують правило Марковникова.

Враховуючи, що поняття взаємного впливу атомів знаходяться в розвитку в курсі органічної хімії, система вправ повинна зачіпати майже всі класи органічних сполук. Їх характер може бути різний: вправи за

визначенням напрямку реакції (переважний), по встановленню активнішої речовини, що вступає в реакцію з більшою швидкістю, чим інші сполуки.

ВУГЛЕВОДИ

Вуглеводи (цукри)- це полігидроксикарбонільні сполуки та їхні похідні. Більшість із них має брутто-формулу $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_n$.

Серед численних речовин довкілля вуглеводи та їхні похідні відіграють важливу роль у промисловості й повсякденному житті людини, забезпечуючи їєю, одягом і різними виробами з деревини. Вуглеводи у вигляді різних похідних є в складі клітин живого організму, відіграючи роль конструкційного матеріалу, субстратів і регуляторів біохімічних процесів, а також постачальника енергії. Вуглеводи є початковими продуктами фотосинтезу, тобто першими органічними речовинами у кругобігу вуглецю в природі, і слугують сполучною ланкою між мінеральними й органічними речовинами.

Вуглеводи поділяють на три групи:

моносахариди- найпростіші сполуки, що не піддаються гідролізу (глюкоза, фруктоза, рибоза)

олігосахариди- проміжний клас вуглеводів, які містять від двох до десяти моносахаридних залишків (сахароза, лактоза, мальтоза).

полісахариди- природні полімери, що складаються з моносахаридних залишків і здатні гідролізувати (целюлоза, крохмаль).

Моносахариди

Глюкоза, або виноградний цукор, у великих кількостях міститься в рослинах і тваринах, у меді. У зв'язаному стані глюкоза міститься у складних сахарах: сахарозі, клітковині, крохмалі, а також глюкозидах, дубильних речовинах.

D-глюкоза – безбарвна кристалічна солодка на смак речовина з температурою плавлення 146 С.

Глюкоза та фруктоза (плодовий цукор) мають однаковий склад $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (ізомери).

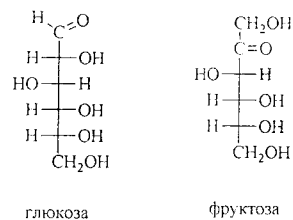
Тому на прикладі цих речовин можна розглядати будову моносахаридів.

У 1860 р. Бертло під час нагрівання глюкози з органічними кислотами побудував складні ефіри і в зв'язку з цим зробив висновок, що глюкоза є багатомольним спиртом.

У 1869 р. О.А.Коллі експериментально встановив, що при ацетилюванні глюкози утворюється пентаацетильна похідна, тобто, що в молекулі глюкози є п'ять гідроксильних груп. При енергійному відновленні глюкози подоводнем утворюється вторинний йодистий гексил нормальної будови. При обережному відновленні глюкози і фруктози утворюються нормальні шестиатомні спирти. Все це свідчить про те, що в молекулах глюкози і

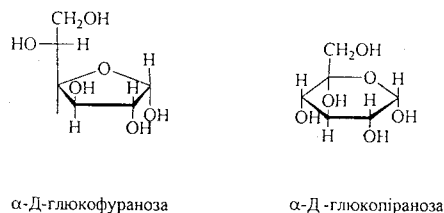
фруктози є нормальний ланцюг з шести атомів вуглецю. При обережному окисленні глюкози бромною водою утворюється одноосновна глюконова кислота з тієї ж кількості вуглецевих атомів, що й глюкоза. Це означає, що у молекулі глюкози є альдегідна група.

Описані дослідження дали змогу встановити формулу глюкози:



Підвищена реакційна здатність однієї з гідроксильних груп, наявність у два рази більшої кількості ізомерів, ніж має бути за формулою Фішера ($N=2^n$), мутаратація дають змогу зробити висновок, що глюкоза і фруктоза мають подвійну будову: альдегідо- і кето спиртів та внутрішніх циклічних напівацеталів, у молекулах яких немає вільних альдегідної і кетонної групи (утворюються вони лише при розриванні циклу).

Утворення циклічних форм молекули глюкози зумовлене взаємодією альдегідної групи з гідроксилем п'ятого (або четвертого) атома вуглецю. Водень гідроксильної групи при цьому присднується до кисню альдегідної групи, утворюючи так званий напівацетальний, або глюкозидний, гідроксил, а між атомами кисню і вуглецю за рахунок вільних валентностей виникає зв'язок і утворюється шестичленний цикл. Для зручності написання формул і утворення напівацетальних форм англійський учений Хеуорс запропонував розглядати їх як похідні гетероциклічних сполук пірану і фурану. Будову піраноз і фураноз зображують умовними перспективними формулами у вигляді рівносторонніх шести- або п'ятикутників, в одному з кутів яких міститься атом кисню.

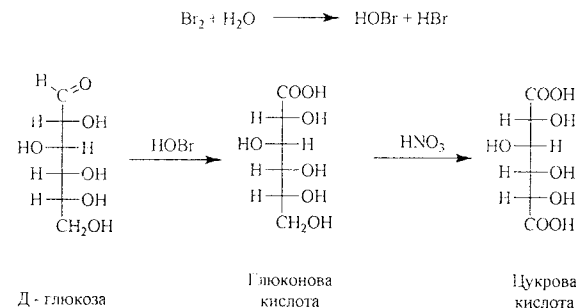


Хімічні властивості моносахаридів визначаються наявністю в їх молекулах карбонільної і гідроксильних груп.

Реакції окислення:

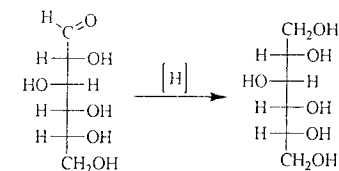
Усі моносахариди- сильні відновники. Основною властивістю їх є те, що вони легко окислюються. Альдози відновлюють аміачний розчин оксиду срібла (реакція срібного дзеркала) та гемі оксид міді з реактиву Фелінга.

У кислому середовищі моносахариди при обережному окисленні бромом утворюють одноосновні багатоатомні альдонові кислоти, а при енергійному окисленні концентрованою азотною кислотою – двоосновні багатоатомні сахарні кислоти:



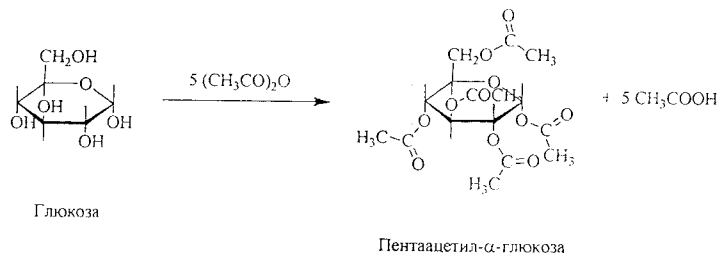
Реакції відновлення:

Внаслідок відновлення моносахаридів утворюються відповідні багатоатомні спирти. Відновниками можуть бути водень при наявності нікелю:



Реакції ацилування:

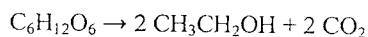
При дії на моносахариди ангідридів кислот утворюються складні ефіри циклічних форм:



Бродіння моносахаридів:

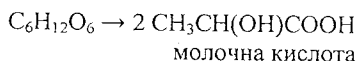
При дії мікроорганізмів або виділених з них ферментів відбувається бродіння. Залежно від утвореного кінцевого продукту бродіння поділяють на різні види:

Спиртове бродіння:



Глюкоза

Молочнокисле бродіння:



Глюкоза- найважливіший продукт харчової промисловості. Її вживають у кулінарії і хлібпеченні. Застосовують при фарбуванні і апретуванні тканин. Широко використовують у медицині. З глюкози добувають аскорбінову кислоту (вітамін С). Вітамін С дуже поширений у природі, він є у свіжих овочах, плодах та ягодах. Вітамін С запобігає захворюванню на цингу і тому називається ще протицинготним вітаміном.

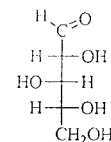
Моносахариди- оптично активні речовини. Оптична активність їх змінюється доти, поки не встановиться рівновага між різними таутомерними формами. Характерною величиною для певного моносахариду є питоме обертання і кут обертання площини поляризації світла. Ці величини використовують для визначення кількості моносахариду у озчині, для визначення проценту цукру в цукровому буряку, джемі, мармеладі та інших продуктах за допомогою приладу цукрометра.

Д-фруктоза міститься в багатьох солодких плодах. Вона входить до складу тростинного цукру й інуліну. Розчиняється у воді, утворює кристали складу $2C_6H_{12}O_6 \cdot H_2O$; обертає площину поляризації світла вліво. Фруктозу застосовують у харчовій промисловості.

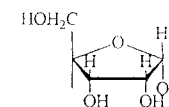
Д-рибоза і дезокси-Д-рибоза в природі трапляються у зв'язаному стані у вигляді N-глікозидів, як складові частини нуклеїнових кислот і

нуклеопротейдів, які є основною частиною ядер клітин і тому мають велике фізіологічне значення. Вони містяться в деяких вітамінах і ферментах.

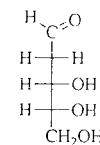
У водних розчинах Д-рибоза і дезокси-Д-рибоза існують у вигляді альдегідних і циклічних форм:



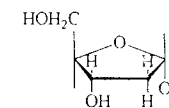
Д-рибоза



α -Д-рибофураноза



2-дезокси-Д-рибоза



2-дезокси- α -Д-рибофураноза

Дисахариди

Дисахаридами називаються вуглеводи, молекули яких, приєднуючи молекулу води, розщеплюються на дві молекули моносахаридів, наприклад, сахароза – тростинний цукор.

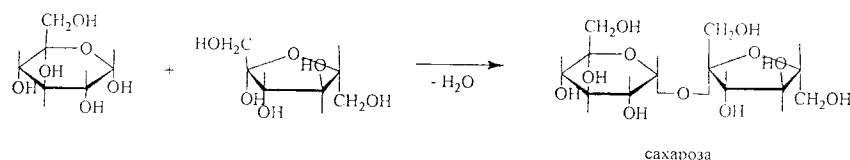
Невідновлюючими називаються дисахариди, що утворюються внаслідок конденсації двох молекул моносахаридів з відділенням води за рахунок глікозидних гідроксилів обох молекул моносахаридів. Оскільки в молекулах таких дисахаридів немає глікозидного гідроксилу, вони не можуть переходити у відкриту альдегідну форму, а тому й не відновлюють оксиди металів.

Найважливішим невідновлюючим дисахаридом є тростинний і буряковий цукор, або сахароза.

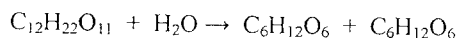
Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ міститься у цукровій тростині, цукровому буряку (27%), в динях, моркві. У нашій країні сахарозу добувають переважно з цукрових буряків. Подрібнені буряки вилугують водою у дифузорах. Разом з цукром у розчин переходять ще деякі речовини (азотисті сполуки, пігменти, органічні кислоти) Щоб відокремити ці домішки, розчин обробляють вапном, яке їх осаджує. Сахароза при цьому утворює сахарат кальцію, який випадає в розчині. Для розкладання сахарату кальцію і видалення надлишку вапна крізь розчин пропускають вуглекислий газ. Після фільтрації розчин упарюють у вакуум-апаратах, а кристали (цукровий пісок), що

утворюється, відділяють на центрифугах. Маточний розчин (патоку) застосовують у кондитерському виробництві, а також для переробки на спирт.

Молекула сахарози утворена з молекул α -D-глюкопиранози і β -D-фруктофуранози:



Сахароза - безбарвна кристалічна речовина, солодка на смак, легко розчиняється у воді, погано - у спирті. При нагріванні до 170°C переходить у склоподібну буру карамель. Оптично діяльна. При гідролізі під впливом слабких кислот сахароза розпадається на глюкозу і фруктозу:



Сахароза Д-глюкоза Д-фруктоза

Молекула Д-фруктози обертає площину поляризації світла вліво, молекула Д-глюкози - вправо. Оскільки кут обертання фруктози більший за кут обертання глюкози, то розчин, що його добувають під час гідролізу, обертає площину поляризації світла вліво. Таким чином, гідроліз сахарози супроводжується змінами напрямку обертання площини поляризації світла, внаслідок чого гідроліз сахарози та інших дисахаридів називають інверсією.

Нецукроподібні полісахариди, або вищі вуглеводи

Нецукроподібні полісахариди - високомолекулярні речовини, які складаються з кількох тисяч однакових або різних залишків моносахаридів і побудовані за типом глікозидів. Полісахариди надзвичайно поширені в природі, особливо в рослинному світі, і відіграють роль запасних поживних речовин (крохмаль, інулін, глікоген) або речовин, які йдуть безпосередньо на утворення тканин (клітковина, геміцелюлоза).

Нецукроподібні полісахариди несолодкі на смак, здебільшого нерозчинні у воді. Вони піддаються гідролізу.

Найважливішими представниками полісахаридів є крохмаль і клітковина.

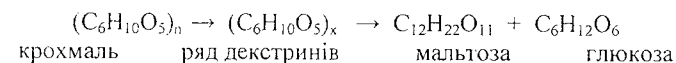
Крохмаль

Крохмаль $(C_6H_{10}O_5)_n$ є важливим запасним вуглеводом більшості рослин і поживною речовиною для людини та тварин. Утворюється під впливом хлорофілу з вуглекислоти, що поглинається рослинами і потрапляє в різні частини рослин, де й відкладається. Найбільше його скупчується в бульбах і зернах.

У промисловості крохмаль добувають головним чином з картоплі, кукурудзи, пшениці і рису.

Крохмаль - білий порошок, позбавлений смаку, не розчинний у холодній воді, спирті, ефірі. У теплій воді набухає і утворює клейстер, з йодом дає синє забарвлення, яке при нагріванні рідини зникає, а при охолодженні з'являється. При нагріванні крохмалю до

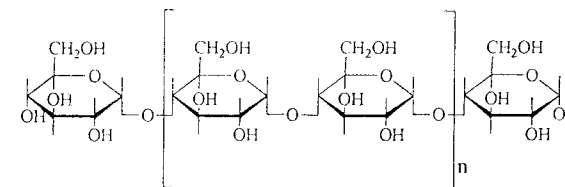
200-250 С відбувається частковий його розклад: добуга суміш менш складних, ніж крохмаль, полісахаридів називається декстрином. Декстрин застосовують для обробки тканин і виготовлення клею. При гідролізі під впливом ферментів або кислот великі молекули крохмалю розпадаються на молекули меншого розміру - декстрини, мальтозу і, нарешті, глюкозу.



Як кислотний, так і ферментативний гідроліз крохмалю, вперше був здійснений у 1811 р. К.С.Кірхгофом.

Крохмаль складається з двох речовин: амілопектину (75-85%) і амілози (15-25%).

Будова основного ланцюгу крохмалю:



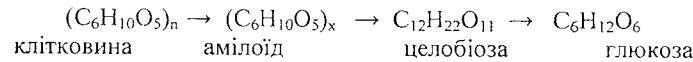
Крохмаль використовують як харчову речовину, застосовують у текстильному, паперовому, поліграфічному, пластмасовому та багатьох інших виробництвах.

Целюлоза

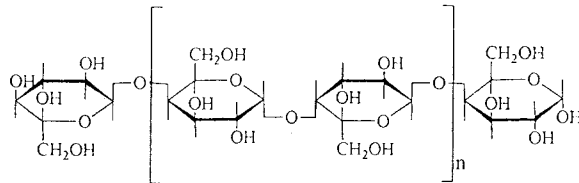
Клітковина, або целюлоза ($C_6H_{10}O_5$)_n входить до складу більшості рослинних організмів і становить основу клітинних стінок. Клітковина не розчиняється у воді і звичайних розчинниках. Однак вона розчиняється в деяких спеціальних розчинниках. Найпоширенішим розчинником клітковини є аміачний розчин гідрату окису міді (реактив Швейцара), з яким клітковина утворює комплексну сполуку типу гліцерату міді. При звичайній температурі клітковина розчиняється в концентрованій сірчаній і соляній кислотах і при цьому піддається гідролізу. При недовгій дії на клітковину сильної сірчаної кислоти утворюється амілоїд. Це використовується у техніці для виготовлення пергаменту.

Клітковина майже не виявляє відновних властивостей. Вона дає реакції, властиві багатоатомним спиртам.

При нагріванні з мінеральними кислотами клітковина піддається гідролізу, утворюючи ряд проміжних продуктів і D-глюкозу:

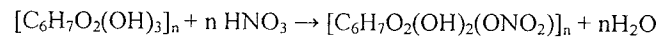


За будовою молекула клітковини являє собою довгий ланцюг із залишками глюкози, сполучених β-1,4-глюкозидними зв'язками:



Целюлозу використовують для виготовлення паперу, штучного волокна, пластичних мас, вибухових речовин, лаків, штучної шкіри, целофану та ін.

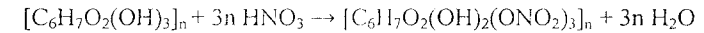
Нітроцелюлоза - це суміш складних ефірів азотної кислоти і целюлози. Добувають її при дії на целюлозу суміші азотної і сірчаної кислоти:



мононітроцелюлоза



динітроцелюлоза

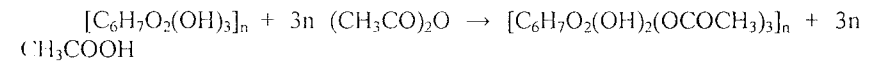


тринітроцелюлоза

Нітроцелюлоза залежно від ступеня етерифікації поділяється на піроксиліни і колоксиліни. Піроксилін застосовують для виготовлення оксидного пороху та динаміту. Колоксилін широко застосовують для виготовлення пластичних мас, кіноплівок, нітролаків, динамітів.

Головним видом сировини для добування штучного шовку є целюлоза. На основі целюлози виготовляють віскозні і ацетатні волокна.

Вихідною сировиною для добування ацетатного волокна є ацетилцелюлоза, яку дістають ацетилюванням целюлози оцтовим ангідридом при наявності сірчаної кислоти і оцтової кислоти. Первинним продуктом ацетилю є триацетилцелюлоза:



Три ацетилцелюлоза не розчинна в найбільш доступних розчинниках. Для надання розчинності її частково омиляють, внаслідок чого утворюється вторинний ацетат, який містить 54-55% зв'язаної оцтової кислоти, що наближено відповідає формулі:



Для добування прядильного розчину ацетилцелюлозу розчиняють у суміші ацетону зі спиртом. Добутий в'язкий розчин після фільтрації і вилучення бульбашок повітря продавлюють через отвори фільт'єр у вертикальному шахту, через яку продувають гаряче повітря. Леткі розчинники випаровуються, а ацетилцелюлоза твердне, утворюючи шовкові волокна. Ацетатне волокно має гарний зовнішній вигляд і його широко застосовують як ізоляційний матеріал для обмотки проводів, а також у шовкоткацькій і трикотажній промисловостях.

Тестові завдання:

1. Які з вказаних нижче вуглеводів відносяться до дисахаридів?
А) фруктоза;
Б) мальтоза;
В) крохмаль.
2. Який з вуглеводів дає реакцію «срібного дзеркала»?
А) сахароза;
Б) глюкоза;
В) целюлоза.
3. Скільки існує таутомерних форм D-глюкози?
А) дві;
Б) три;
В) п'ять.
4. Які функціональні групи входять до складу циклічної форми глюкози?
А) карбонільна;
Б) гідроксильна;
В) карбоксильна.
5. Які органічні сполуки відновлюють срібло з його сполук?
А) вуглеводи;
Б) спирти;
В) альдегіди.
6. Чим відрізняється молекула глюкози від молекули фруктози?
А) кількістю гідроксильних груп;
Б) кетонною групою;
В) карбоксильною групою.
7. У які реакції однаково активно вступають глюкоза і сахароза?
А) окиснення;
Б) відновлення;
В) з $\text{Cu}(\text{OH})_2$, як багатоатомний спирт з утворенням алкоголятів.
8. Яка реакція є якісною на крохмаль?
А) з сірчаною кислотою;
Б) з гідроксидом натрію;
В) з йодом.
9. Як діє на крохмаль гаряча вода?
А) крохмаль розчиняється;
Б) набухає утворюючи клейстер;
В) не розчиняється.
10. Які функціональні групи входять до складу сахарози?
А) спиртова;
Б) альдегідна;
В) карбоксильна.

Література:

1. Чирва В. Я., Ярмолук С. М., Толкачова Н. В. Органічна хімія: Підручк. – Львів: БАК, 2009. – 996 с.
2. Ким А. М. Органическая химия: Учебное пособие. – Новосибирск: Сиб. ун-в. изд-во, 2001. – 814 с.
3. Ластухін Ю. О., Воронов С. Л. Органічна хімія / Ю. О. Ластухін. – Львів: Центр Європи, 2000. – 864 с.
4. Петров А. А., Бальян Х. В., Трошенко А. Т. Органическая химия / А. А. Петров. – СПб.: Иван Федоров, 2002. – 622 с.
5. Черных В. П., Зяменковский Б. С., Грищенко И. С. Органическая химия. В 3-х книгах. – Харьков: Основа, 1995.
6. Шабаров Ю. С. Органическая химия. – М.: Химия, 2000. – 847 с.
7. Домбровський А. В., Найдан В. М. Органічна хімія / А. В. Домбровський. – К.: Вища шк., 1991. – с.

Навчальне видання

Клокол Галіна Валеріївна
Крючок Людмила Миколаївна
Хрустальова Наталія Михайлівна

**Вибіркові глави з неорганічної, органічної хімії та
методики викладання хімії.**

Матеріали на допомогу студентам та вчителям хімії.

Здано до складання 6.12.2010 р.
Підписано до друку 13.12.2010 р.
Формат 60x84/16. Папір офсетний.
Гарнітура Times New Roman.
Друк ризографічний. Умовн. др. арк. 3.
Наклад 100 прим.

Видавництво ТОВ «Знання»