

**Волинський національний університет імені Лесі Українки  
Факультет хімії та екології  
Кафедра неорганічної та фізичної хімії**

**Олександр Смітюх  
Олег Марчук  
Людмила Піскач**

# **Хімія**

**Методичні розробки лабораторних занять для здобувачів  
освіти першого курсу хімічних та нехімічних спеціальностей**

**Луцьк – 2024**

**УДК 542(076.5)**  
**С 50**

*Рекомендовано до друку науково-методичною радою  
Волинського національного університету імені Лесі Українки  
(протокол № 2 від 16 жовтня 2024 року)*

Рецензенти:

**Супрунович С.В.** – к.х.н., доц.; доцент кафедри органічної та фармацевтичної хімії Волинського національного університету імені Лесі Українки

**Мороз І.А.** – к.х.н., доц.; доцент кафедри харчових технологій та хімії Луцького національного технічного університету

**С 50** Смітюх О.В., Марчук О.В., Піскач Л.В. Хімія. Методичні розробки лабораторних занять для здобувачів освіти першого курсу хімічних та нехімічних спеціальностей / Смітюх Олександр Вікторович, Марчук Олег Васильович, Піскач Людмила Василівна. – Луцьк : ПП Іванюк В.П., 2024. – 148 с.

Методичні вказівки до курсу містять план лабораторного практикуму, основні правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії, інформацію про хімічний лабораторний посуд та обладнання, зміст лабораторних експериментів, які виконуються студентами, а також комплекс практичних завдань для контролю знань та приклади розв'язку.

Для студентів першого курсу хімічних та нехімічних спеціальностей денної та заочної форм навчання, викладачів та лаборантів, які проводять лабораторні, семінарські заняття.

**УДК 542(076.5)**

© Смітюх О.В., Марчук О.В., Піскач Л.В. 2024  
© ВНУ імені Лесі Українки, 2024

<b>ЗМІСТ</b>	<b>ст.</b>
<b>Пояснювальна записка .....</b>	<b>3</b>
<b>Основні правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії .....</b>	<b>7</b>
<b>Хімічний лабораторний посуд, обладнання .....</b>	<b>14</b>
<b>Лабораторна робота № 1</b>	
Встановлення формули кристалогідрату купрум(II) сульфату	24
<b>Семинар № 1</b>	
Будова атома. Періодичний закон. Хімічний зв'язок .....	29
<b>Контрольна робота № 1</b>	
<b>Лабораторна робота № 2</b>	
Класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки .....	35
<b>Лабораторна робота № 3</b>	
Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага. Адсорбція. Каталіз .....	44
<b>Лабораторна робота № 4</b>	
Приготування розчину певної концентрації. Колоїдні розчини .....	52
<b>Лабораторна робота № 5</b>	
Гідроліз солей. Кислотно-основне титрування .....	64
<b>Лабораторна робота № 6</b>	
Властивості р-елементів IV–VII груп періодичної системи ...	78
<b>Лабораторна робота № 7</b>	
Властивості металів I–III груп періодичної системи. Властивості d-елементів періодичної системи. Гальванічний елемент. Електроліз .....	92
<b>Контрольна робота № 2</b>	
<b>Семинар № 2</b>	
Будова та реакційна здатність органічних сполук .....	105
<b>Лабораторна робота № 8</b>	
Добування та вивчення властивостей насичених, ненасичених і ароматичних вуглеводнів .....	107
<b>Контрольна робота № 3</b>	
<b>Лабораторна робота № 9</b>	
Спирти і феноли. Карбонільні сполуки. Карбонові кислоти ...	113
<b>Лабораторна робота № 10</b>	

Білки. Вуглеводи. Ліпіди. Експериментальне визначення складових частин нуклеопротейдів .....	127
<b>Контрольна робота № 4</b>	
<b>Рекомендована література .....</b>	<b>143</b>

## ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА

Методичні вказівки складені у відповідності до програми з загальної та неорганічної хімії для нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів і призначені для організації підготовки студентів до проведення лабораторних дослідів.

Курс «Хімія» передбачає вивчення наступних розділів: теоретичні основи загальної хімії, хімію елементів і їх сполук, основні класи органічних сполук, основні класи біоорганічних сполук. Розділи загальної хімії містять поняття, закони і теорії, вивчення яких допомагає зрозуміти властивості і перетворення речовин. Розділ «хімія елементів» присвячений систематичному розгляду властивостей елементів, зв'язку з їх біологічною активністю, та їх утворення ними найважливіших сполук, відповідно до розміщення елементів у головних та побічних підгрупах періодичної системи. Наступні розділи присвячені огляду властивостей основних класів органічних та біоорганічних сполук. Зокрема, розглядається їх роль для функціонування біологічних систем. Під час проходження лабораторного практикуму студенти повинні виконати 10 наведених лабораторних робіт. Мета проведення лабораторних робіт – закріплення теоретичного програмного матеріалу та оволодіння практичними навичками роботи в хімічній лабораторії.

### *Основні вимоги до виконання лабораторних робіт*

1. Студент має скласти протокол лабораторної роботи. У протоколі зазначаються: номер лабораторної роботи та її назва; мета роботи; хід її виконання із спостереженнями, рівняннями хімічних реакцій, розрахунками та висновками.
2. По завершенні роботи, необхідно вимити хімічний посуд та привести в порядок робоче місце.
3. Одержані під час виконання роботи експериментальні дані потрібно показати викладачу для перевірки і приступити до обробки результатів дослідів і оформлення звіту.

Як допуск до виконання лабораторної роботи на кожному занятті проводяться тематичні опитування по теоретичному

матеріалу і рішення задач, а також перевіряються знання студентами методики експерименту.

Для підготовки до опитувань необхідно користуватися методичними рекомендаціями, де наведені питання для самопідготовки, задачі та вправи для самостійного розв'язування, які дозволяють студентам закріпити набуті теоретичні знання.

Пропущені лабораторні заняття, незалежно від причини пропуску, повинні бути відпрацьовані, оформлені та захищені. Відпрацювання їх проводиться в позаурочний час у присутності лаборанта чи викладача за узгодженим графіком.

Після вивчення тем кожного змістового модуля, виконання відповідних лабораторних робіт проводиться модульна контрольна робота. Кожна форма навчальної діяльності оцінюється певною кількістю балів згідно кредитно-модульної системи організації навчального процесу.

Самостійна робота включає опрацювання теоретичних основ лекційного матеріалу; вивчення окремих тем або питань, що не розглядаються в курсі лекцій; підготовку до лабораторних занять та систематизація вивченого матеріалу перед іспитом.

Семестрова форма контролю – екзамен, який студенти отримують за умови виконання лабораторного практикуму, самостійних завдань та оволодіння достатніми теоретичними знаннями, що відображається результатами проміжного модульного контролю.

### ***Оформлення звіту***

На виконання дослідів отримують дозвіл лише ті студенти, які за результатами попереднього контролю знань мають достатній рівень теоретичної підготовки та ознайомлені з безпечними методами виконання лабораторної роботи.

До кожної лабораторної роботи звіт оформляють за наступною схемою: *Хід роботи (ліва сторінка робочого зошита)* → *Спостереження (права сторінка робочого зошита)*

У розділі “Хід роботи” скорочено описують те, що необхідно зробити, послідовність виконання роботи. У розділі “Спостереження” описують, які явища спостерігаються в процесі хімічної реакції, які хімічні та фізичні перетворення відбуваються,

як змінюється забарвлення, можливо виділяється газ або випадає осад. До кожного досліду необхідно представити рівняння хімічної реакції.

В кінці лабораторної роботи пишуть загальний висновок до всієї роботи. Робота вважається зарахованою тоді, коли вона вчасно виконана студентом, захищена їм та підписана викладачем.

## **ОСНОВНІ ПРАВИЛА РОБОТИ І ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ**

### *Загальні правила роботи та техніка безпеки*

1. До початку заняття необхідно уважно ознайомитися з темою роботи, використовуючи методичний посібник, підручник і конспект лекцій.
2. У хімічній лабораторії слід працювати в халаті. Забороняється приносити в лабораторію верхній одяг, залишати сумки в проходах.
3. У лабораторії забороняється бігати, голосно розмовляти, їсти; звукові сигнали мобільних телефонів під час заняття повинні бути відключені.
4. Кожен студент повинен працювати тільки на закріпленому за ним робочому місці., яке слід тримати в чистоті, не загромождаючи предметами, що не відносяться до роботи.
5. Під час роботи слід точно дотримуватись порядку і послідовності операцій, вказаних в даних вказівках.
6. Склянки з реактивами загального користування повинні знаходитись в спеціально відведених для них місцях (під витяжкою, на спеціальних столах); забороняється їх переносити на своє робоче місце.
7. Категорично забороняється працювати в лабораторії самостійно у відсутності лаборанта чи викладача.
8. Усі досліди необхідно виконувати з такими кількостями та концентраціями реактивів, в тому хімічному посуді та приладах, як це вказано у відповідних методичних вказівках. Забороняється виконувати додаткові досліди без дозволу викладача.

9. Забороняється без дозволу викладача вмикати і вимикати рубильники і електроприлади, газові та водяні крани.
10. Зайві книги, журнали і зошити не повинні знаходитися на робочому столі та зберігатися у спеціально відведених місцях. Методичні посібники, необхідні для роботи, та робочі зошити треба оберігати від попадання на них хімічних реактивів.
11. Після використання необхідної кількості реактива відразу повертайте на місце корок або піпетки від них, щоб не переплутати. Не дозволяється брати сухі реактиви незахищеними руками. Для цього слід використовувати спеціальні ложечки, шпатель або совочки.
12. Працювати в лабораторії слід обережно, без зайвої квапливості, не проливати і не просипати реактиви. Насипати або наливати реактиви необхідно на столі: сухі – над аркушем паперу, рідкі – над скляною посудиною. Надлишки реактивів забороняється виливати чи зсипати його назад в тару (склянку чи банку) з чистими реактивами. Пролиті чи розсипані реактиви на столі або на підлозі слід негайно прибрати і нейтралізувати.
13. Забороняється зливати в раковину залишки кислот, лугів, вогнєнебезпечних та рідин з сильним запахом; їх треба зливати в спеціальні склянки.
14. Категорично забороняється пробувати на смак або запах хімічні речовини, або пити воду з хімічного посуду. Зі всіма речовинами в лабораторії слід поводитись як з більш-менш шкідливими.
15. При піпетуванні користуються піпетками з грушами або дозаторами. Кінець піпетки завжди повинен бути нижче рівня рідини в посудині або рідина з піпетки повинна стікати по внутрішній стінці посудини.
16. Всі досліди, пов'язані з використанням або утворенням токсичних, неприємно пахнучих речовин, а також шкідливих парів або газів, слід проводити лише при ввімкненій вентиляції у витяжній шафі, дверцята якої повинні бути опущені на одну третину.
17. Закріплювати хімічний посуд (колби, стакани тощо) у тримачах штатива слід обережно, обертаючи його навколо осі, поки не відчується невелике утруднення в обертанні.



18. Нагрівати хімічні реактиви для дослідів необхідно тільки у тонкостінному скляному або фарфоровому посуді. Під час нагрівання рідин та твердих речовин в пробірках необхідно користуватися тримачами і не спрямовувати їх отвором на себе, або в сторону студентів, що знаходяться поряд.
19. Не слід нахилитися над отвором пробірки чи колби, в якій проходить нагрівання або кип'ятіння рідини, для попередження попадання крапель в обличчя в разі можливого викиду нагрітої речовини. При необхідності визначити запах парів (газу, що виділяється) не можна вдихати його безпосередньо з робочої посудини, а легким рухом долоні направити струмінь газу від горла посудини до себе і обережно вдихнути.
20. Для попередження бурхливого закипання та викиду рідини, яка нагрівається до кипіння, необхідно користуватись "кипілками" (шматочками подрібненого фарфору). "Кіпілки" забороняється додавати в нагріту до кипіння рідину, їх слід вносити тільки в холодну рідину.
21. Досліди з легкозаймистими, леткими і вогнебезпечними речовинами слід проводити в малих кількостях (не більше 2 мл), подалі від відкритого полум'я і по можливості у витяжній шафі.
22. Прилади, які необхідно нагрівати, або з яких будуть виділятися гази не слід залишати закритими, крім спеціально для цього призначених.
23. Під час розведення концентровані кислоти (особливо сульфатну) і луги, слід невеликими порціями вливати кислоту (або концентрований розчин лугу) у воду, а не навпаки, безперервно перемішуючи утворений розчин.
24. При запалюванні пальника спочатку обмежують до мінімуму доступ повітря в нього, запалюють сірник, відкривають газовий кран і підносять запалений сірник збоку до отвору пальника. Потім поступово збільшують притік повітря і отримують безбарвне полум'я; відрегулювати висоту полум'я до необхідної шляхом обмеження або збільшення подачі газу. При цьому потрібно враховувати, що значний надлишок

повітря при запалюванні пальника і під час користування ним може привести до відриву полум'я від пальника.

25. Якщо склянка з легкозаймистою рідиною перекинеться або розіб'ється, слід відразу вимкнути всі пальники, що знаходяться поруч, засипати розливу рідину піском, зібрати його і перенести у призначений для цього ящик.
26. У разі виникнення непорозумінь стосовно виконання дослідів лабораторної роботи необхідно припинити роботу та звернутися до викладача.
27. На робочому місці категорично забороняється вживати їжу, пити воду, курити.
28. Категорично забороняється проводити досліди, які не стосуються даної роботи, без відома викладача.
29. При створенні нестандартної ситуації в лабораторії терміново повідомте викладача та вийдіть із лабораторії.
30. Після закінчення роботи необхідно прибрати робоче місце, вимкнути електроприлади, закрити крани з газом і водою. Здати свої робочі місця черговим із числа студентів. Чергові по закінченню роботи групи здають робочі місця лаборантам практикуму.

### ***Надання першої (долікарської) медичної допомоги***

Під час проведення лабораторних занять у хімічній лабораторії можливі нещасні випадки (отруєння, хімічні й термічні опіки, травмування осколками скла тощо). Слід пам'ятати, що чим швидше буде надано допомогу потерпілому, тим менше буде негативних наслідків. Кожен працюючий повинен знати, де в лабораторії знаходиться аптечка з медикаментами, уміти надати першу допомогу при різних травмах. У випадку необхідності потрібно негайно викликати швидку допомогу.

### **1. Надання першої допомоги при ураженні електричним струмом**

При ураженні електричним струмом необхідно негайно звільнити потерпілого від дії електричного струму, відключивши електроустановку від джерела живлення, а при неможливості відключення - відтягнути його від струмоведучих частин за одяг,

застосувавши підручний ізоляційний матеріал. При відсутності у потерпілого дихання і пульсу необхідно робити йому штучне дихання і непрямий (зовнішній) масаж серця, звернувши увагу на зіниці. Розширені зіниці свідчать про різке погіршення кровообігу мозку. При такому стані необхідно негайно приступити до оживлення потерпілого і викликати швидку медичну допомогу.

## **2. Перша допомога при пораненні**

Для надання першої допомоги при пораненні необхідно розкрити індивідуальний пакет, накласти стерильний перев'язочний матеріал, що міститься у ньому на рану і зав'язати її бинтом.

Якщо індивідуального пакету не виявиться, то для перев'язки необхідно використати чисту носову хустинку, чисту полотняну ганчірку і т. п. На те місце ганчірки, що приходиться безпосередньо на рану, бажано накапати декілька капель настойки йоду, щоб одержати пляму розміром більше рани, а після цього накласти її на рану. Особливо важливо застосовувати настойку йоду зазначеним чином при забруднених ранах.

## **3. Перша допомога при переломах, вивихах, ударах**

При переломах і вивихах кінцівок необхідно пошкоджену кінцівку укріпити шиною, фанерною пластинкою, палицею, картоном або іншим подібним предметом. Пошкоджену руку можна також підвісити за допомогою перев'язки або хустки до шиї і прибинтувати до тулуба.

При передбачуваному переломі черепа (несвідомий стан після удару голови, кровотеча з вух або роту) необхідно прикласти до голови холодний предмет (грілку з льодом або снігом, чи холодною водою) або зробити холодну примочку.

При підозріванні перелому хребта необхідно потерпілого покласти на дошку, не підіймаючи його, чи повернути потерпілого на живіт обличчям униз, наглядаючи при цьому, щоб тулуб не перегинався з метою уникнення ушкодження спинного мозку.

При переломі ребер, ознакою якого є біль при диханні, кашлю, чханні, рухах, необхідно туго забинтувати груди чи стягнути їх рушником під час видиху.

## **4. Надання першої допомоги при хімічних опіках**

Слід пам'ятати, що концентровані кислоти, луги, бром та ін. можуть завдати дуже тяжкі хімічні опіки.

При попаданні кислоти або лугу на шкіру, ушкоджені ділянки необхідно ретельно промити цівкою води на протязі 15-20 хвилин, після цього пошкоджену кислотою поверхню обмити 5 %-ним розчином питної соди, а обпечену лугом – 3 %-ним розчином борної кислоти або розчином оцтової кислоти.

При попаданні на слизову оболонку очей кислоти або лугу необхідно очі ретельно промити цівкою води протягом 15-20 хвилин, після цього промити 2%-ним розчином питної соди, а при ураженні очей лугом – 2 %-ним розчином борної кислоти.

При опіках порожнини рота лугом необхідно полоскати 3 %-ним розчином оцтової кислоти або 3 %-ним розчином борної кислоти, при опіках кислотою – 5 %-ним розчином питної соди.

При потраплянні кислоти в дихальні шляхи необхідно дихати розпиленням за допомогою пульверизатора 10 %-ним розчином питної соди, при потраплянні лугу – розпиленням 3 %-ним розчином оцтової кислоти.

В разі опіку бромом уражене місце необхідно промити великою кількістю води, або спирту, а потім 5-10 %-ним розчином гідросульфїту натрію.

### **5. Надання першої допомоги при теплових опіках**

При опіках вогнем, паром, гарячими предметами, ні в якому разі не можна відкривати пузири, які утворюються, та перев'язувати опіки бинтом.

При опіках першого ступеня (почервоніння) обпечене місце обробляють ватою, змоченою етиловим спиртом.

При опіках другого ступеня (пухирі) обпечене місце обробляють спиртом, 3 %-ним розчином перманганату калію чи 5 %-ним розчином таніну або рідиною від опіків (із аптечки).

При опіках третього ступеня (зруйнування шкіряної тканини) накривають рану стерильною пов'язкою або чистою тканиною та викликають лікаря.

### **6. Перша допомога при кровотечі**

Для того щоб зупинити кровотечу, необхідно: підняти поранену кінцівку вверх; рану, що кровоточить, закрити стерильним перев'язочним матеріалом та притиснути його зверху, не

торкаючись самої рани, потримати протягом 4-5 хв.; якщо кровотеча зупинилася, то не знімаючи накладеного матеріалу, поверх нього покласти ще одну подушечку з іншого пакета чи кусок вати і забинтувати поранене місце (із деяким натиском); **при сильній кровотечі**, яку не можна зупинити пов'язкою, застосовується здавлювання кровоносних судин, які живлять поранену область, при допомозі згинання кінцівок у сугавах, а також пальцями, джгутом або закруткою; при великій кровотечі необхідно терміново викликати лікаря.

### **7. Перша допомога при отруєннях**

При отруєнні газоподібними речовинами: (сірководнем, хлором, парами броду, карбон оксидом) потрібно вийти (потерпілого вивести) на свіже повітря, а потім звернутися до лікаря.

При отруєнні ціаністими сполуками, а також солями Арсену, Талію і Меркурію необхідно відразу звернутись до лікаря.

### **8. Перша допомога при пораненні**

Той, хто подає допомогу при пораненні, повинен з милом помити руки, а якщо це неможливо – змазати пальці йодною настоянкою. Торкатися рани навіть вимитими руками не дозволяється. Не дозволяється обмивати рану водою.

При незначних порізах рану обробляють йодною настоянкою і накладають марлеву пов'язку, яка захищає організм від мікробів і сприяє швидкому зсіданню крові.

При пораненні склом або іншим предметом рану промивають великою кількістю дистильованої води або тампоном, змоченим етиловим спиртом; виймають осколки скла і знову промивають рану спиртом. Якщо рана забруднена, бруд видаляється лише навкруги, але ні в якому разі не з глибинних шарів рани. Шкіру навколо рани обробляють йодною настоянкою або розчином брильянтової зелені, перев'язують і звертаються до медпункту.

При серйозному порізі й сильній кровотечі необхідно накласти джгут вище рани, покрити рану стерильною марлею і негайно викликати лікаря.

## ХІМІЧНИЙ ЛАБОРАТОРНИЙ ПОСУД, ОБЛАДНАННЯ

Проведення будь-якого експерименту, лабораторно-клінічного дослідження неможливе без використання хімічного лабораторного посуду: мірного, загального і спеціального призначення (скляного, порцелянового, металічного чи пластмасового).

Чистота хімічного посуду при аналітичних дослідженнях має велике значення; *при використанні недостатньо добре вимитого хімічного посуду (через недбалість або через невміння) можуть бути отримані спотворені результати досліду і зроблені неправильні висновки.*

Хіміки в своїх дослідженнях використовують спеціальний посуд, в якому проводять і вивчають перетворення речовин, тобто хімічні реакції (рис. 1). Його виготовляють з різних природних та штучних матеріалів: скла, фарфору, корунду, кварцу, металу, пластмас та ін.

Хімічний посуд, що використовується в лабораторіях може бути поділений на ряд груп. По призначенню посуд можна поділити на посуд *загального призначення, спеціального призначення та мірний.*

До групи *загального призначення* відносяться ті предмети, які завжди необхідні в лабораторії і без яких неможливо провести більшість робіт. Такими є: пробірки, лійки прості та ділильні, стакани, плоскодонні колби, кристалізатори, конічні колби (Ерленмеєра), колби Бунзена, холодильники, реторти, трійники, крани.

До групи *спеціального призначення* відносяться ті предмети, які використовуються для однієї якої-небудь мети, наприклад: апарат Кіппа, дефлегматори, круглдонні колби, пікнометри, ареометри, склянки Вульфа, Дрекселя, Тищенко, прилади для визначення  $\text{CO}_2$ , температур кипіння, плавлення, молекулярної маси, та ін.

До *мірного* посуду відносяться: мірні циліндри та мензурки, піпетки, бюретки і мірні колби.



**Рис. 1.** Лабораторний хімічний посуд і обладнання.

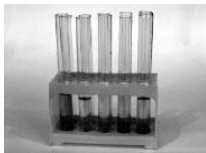
Найбільш поширений в лабораторіях посуд загального призначення, який виготовляють із тонкостінного чи товстостінного лабораторного скла. Завдяки прозорості, термостійкості, хімічній стійкості та міцності скло є найбільш придатним матеріалом для виготовлення хімічного посуду. Посуд, в якому проводяться реакції при нагріванні, виготовляється з жаростійкого пірексного скла і кварцу. Пірексне скло містить ~80 % сіліцій диоксиду, ~5 % лугів і володіє низьким коефіцієнтом розширення; посуд з нього володіє високою термічною стійкістю. Температура його розм'якшення близько 620 °С. Для проведення реакцій при більш високій температурі хімічний посуд виготовляється із кварцового скла. Кварцове скло містить ~99,95 % сіліцій диоксиду, відрізняється високою термічною стійкістю, інертністю по відношенню до ряду хімічних реагентів (крім фторидної і фосфатної кислот). Температура розм'якшення кварцового скла приблизно 1650 °С.

### **Скляний посуд**

До основного лабораторного скляного посуду, що найбільш часто використовується, фото яких приведені на рисунках, відносяться пробірки, колби, стакани, чашки, лійки, холодильники, дефлегматори та інший посуд різноманітної конструкції.

Хімічні реакції проводять в пробірках (рис. 2), плоскодонних (рис. 3) чи конічних (рис. 4) колбах. Якщо вмістимо пробірки необхідно нагріти, користуються спеціальними тримачами (рис. 5).

**Пробірки** - вузькі циліндричної форми посудини із заокругленим дном; різної величини і діаметра та із різного скла. Необхідні для проведення багатьох експериментів з невеликими кількостями реактивів. Крім простих пробірок, застосовують градуйовані та центрифужні конічні. Пробірки з конусним шліфом та відповідною трубкою застосовують для фільтрування невеликих об'ємів рідин при пониженому тиску



**Рис. 2.** Штатив з пробірками.

**Колби** використовуються для проведення багатьох експериментів по синтезу і аналізу. В залежності від їх призначення виготовляють різної місткості та форми (рис. 3, 4). Вони бувають круглодонні, плоскодонні, конічні, грушеподібні, гостродонні та бувають різної місткості – від 5 мл до 25 л, з шліфами і без них. Їх виготовляють з різних сортів скла. Нагрівати можна лише ті колби, які виготовлені із спеціального термостійкого скла. Такий посуд помічають спеціальним знаком – матовим прямокутником.



**Рис. 3.** Плоскодонні колби.



**Рис. 4.** Конічні колби.

Для утримування пробірок, що нагріваються відкритим полум'ям, при проведенні демонстраційних і лабораторних дослідів, пов'язаних з вивченням властивостей речовин, використовуються **щипці-тримач** (рис. 5). Виготовляється зазвичай з металу з дерев'яною ручкою.

Для демонстраційного експерименту часто використовують **хімічні стакани** (рис. 6), що представляють собою тонкостінні циліндри (хоча іноді можуть мати форму розширеного доверху зрізаного конуса) різної ємності (від 50 до 1000 мл). Вони бувають двох видів: з носиками і без носиків. Стакани застосовують, як правило, для допоміжних робіт – фільтрування, випарювання (при температурі не більше 100 °С) та для приготування розчинів в лабораторних умовах, а також для проведення окремих синтезів.





**Рис. 5.** Тримач для пробірок.

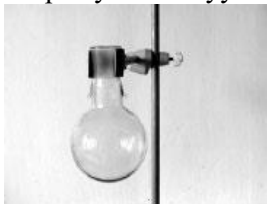


**Рис. 6.** Хімічні стакани.

Іноді використовують і товстостінні (батерейні) стакани (для робіт без нагрівання). Часто стакани і конічні колби мають спеціальні мітки, з їх допомогою можна приблизно визначити об'єм рідини, що в них знаходиться.

**Бюкси**, або стакани для зважування застосовують для зважування та зберігання легких, гігроскопічних речовин.

**Круглодонна колба** (рис. 7) – колба з круглим дном і з одною чи декількома шийками різної довжини. Колби виготовляють із термостійкого боросилікатного скла для проведення хімічних реакцій. Круглі форми колби сприяють рівномірному нагріву та добре витримують вакуум.



**Рис. 7.** Круглодонна колба.

Круглодонні колби не можна поставити на стіл; тому їх встановлюють на спеціальні підставки, які мають заглиблення чи закріплюють на металічних стійках – **штативах** (рис. 8) – з допомогою лапок. Лапки, а також металічні кільця кріплять на штативі спеціальними затискачами. В круглодонних колбах зручно отримувати газоподібні речовини.



**Рис. 8.** Штатив з кільцем, лапкою і затискачем.

Для того щоб збирати гази, що утворюються, користуються колбою з відводом (її називають колбою Вюрца) (рис. 9) чи пробіркою з газовідвідною трубкою.

Якщо газоподібні речовини необхідно охолоджувати, конденсувати в рідину, використовують скляний **ХОЛОДИЛЬНИК** (рис. 10).



**Рис. 9.** Колба Вюрца.



**Рис. 10.** Скляні холодильники.

По його внутрішній трубці рухаються гази, що перетворюючись в рідину охолоджуються під дією холодної води, яка тече по «сорочці» холодильника в зворотньому напрямку. Прямі холодильники Лібіха (низхідні) застосовують для збору конденсату. Зворотні холодильники Алліна (висхідні) використовують для перегонки конденсату. Кульковий холодильник Сокслета може бути обладнаний мішалкою і найчастіше використовується як зворотній. Холодильник Дітмора можна використовувати як зворотній, так і низхідний. Пальцевий холодильник використовується для охолодження реакційного середовища. Простим типом лабораторного холодильника є повітряний – зазвичай просто скляна трубка, яка охолоджується навколишнім повітрям. Він застосовується виключно в роботі з висококиплячими рідинами (бажано з точкою кипіння не нижче 120 °С), тому що в роботі з

водяним холодильником за рахунок великої різниці температур можуть в склі холодильника статися тріщини.

**Лійки** використовують для наливання, переливання рідин із однієї посудини в іншу, фільтрування та інших операцій. Вони бувають різних діаметрів, мають гладку і ребристу внутрішню поверхню, а також різної довжини трубки. При роботі їх встановлюють у спеціальному штативі або в кільці. Лійки конусні (рис. 11) незамінні в процесі фільтрування, ділильні (рис. 12) – служать для розділення рідин, що не перемішуються; крапельні – для додавання рідини в реакційну масу.



Рис. 11. Конусні лійки.



Рис. 12. Ділильні лійки.

### *Посуд спеціального призначення*

**Колби для дистиляції** Вюрца, Кляйзена, Арбузова мають різну місткість. При перегонці рідин їх приєднують до холодильника, зверху вставляють термометр. В другу шийку колби Кляйзена вставляють трубку, яка відтягнута в капіляр, що поліпшує перегонку при зниженому тиску. Колба Арбузова (вдосконалена колба Кляйзена) має більшу дефлегмаційну здатність (при раптовому закипанні рідина стікає назад).

**Кристалізатор** – циліндричний з плоским дном посуд різних діаметрів і місткості, використовують для перекристалізації речовин та випарювання розчинів (рис. 13). Через велику площу поверхні налитого в кристалізатор розчину розчинник швидко випаровується, розчинена речовина виділяється в вигляді кристалів. Нагрівати кристалізатор не можна: його стінки лише здаються міцними, насправді при нагріванні він обов'язково трісне.

**Ексикатор** використовують для висушування та зберігання речовин, які поглинають вологу з повітря, їх поділяють на звичайні (без крана) і вакуумні (з краном). Речовину, що висушується, розміщують на вставці над водопоглинальною речовиною. При

роботі з ексикатором необхідно стежити за змащенням його притертих частин (рис. 14).

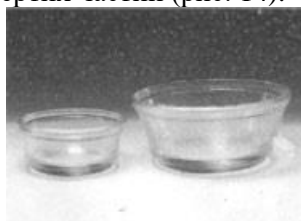


Рис. 13. Кристалізатори.



Рис. 14. Ексикатор.

### *Мірний посуд для вимірювання об'єму рідини*

До мірного посуду відносять бюретки, мірні колби, піпетки, вимірювальні циліндри, мензурки та градуйовані пробірки.

**Бюретки** використовують для вимірювання точних об'ємів рідин при титруванні. Найбільше поширені прямі бюретки з одноходовим краном. Мікробюретки використовують для вимірювання об'ємів рідини близько десятих, сотих часток  $\text{см}^3$ .

**Мірні колби** зазвичай плоскодонні з довгими шийками, призначені для приготування розчинів визначеної концентрації, розчинення речовин, розбавлення розчинів, мають кільцеву позначку по циліндричній частині шийки.

**Вимірювальні піпетки** – це посуд для точного відмірювання об'єму рідини. Піпетки випускають градуйовані і неградуйовані (з позначкою). Піпетки калібровані по воді, ними можна користуватися для вимірювання об'єму рідин, близьких за в'язкістю до води (рис. 15).

**Мірний циліндр**, мензурка – це лабораторний посуд з позначеними на ній поділками, якою вимірюють невеликі об'єми рідини. Мензурки бувають циліндричної або конічної форми (рис. 16).



Рис. 15. Мірні піпетки.



Рис. 16. Мірні циліндри, мензурка.

Градуйовані **мірні пробірки** призначені для проведення хімічних реакцій, які відбуваються із зміною об'єму.

### **Нескляний посуд**

Окрім скляного посуду в хімічній лабораторії є посуд з фарфору, графіту, алуунду, кварцу, шамоту, карбідів, деяких металів та їх окислів. Він має більшу термостійкість (до 1300-1800 °С в залежності від матеріалу) і механічну міцність, ніж скляний.

Найчастіше в учбових лабораторіях використовують фарфоровий посуд. Тонкостінний фарфоровий посуд витримує різкі перепади температур, в ньому можна проводити пропікання речовин на газовому пальнику, у муфельній печі, випарювання на піщаній бані. Промисловість випускає фарфорові **стакани** (рис. 17), випарювальні чашки, лійки, ступки, тиглі, лійки, ложки-шпателі. Як правило, фарфорові вироби покривають тонким шаром глазури спеціального складу, що забезпечує високу абразивну міцність і стійкість до дії кислот та лугів.

В **ступці** товкачиком (рис. 18) подрібнюють кристалічні речовини. Скляний посуд для цього не підходить: від тиску товкачика вона відразу розколеться. Фарфорова **чашка** подібна на маленький кристалізатор; стінки її гладкі та блискучі. Нагрівати її можна навіть на відкритому полум'ї до повного випарювання розчину. Фарфорова **каструлька** з зручною ручною застосовується для випарювання на водяній бані, підігріву рідин (рис. 19).



**Рис. 17.** Фарфоровий стакан.



**Рис. 18.** Ступка з товкачиком.



**Рис. 19.** Фарфорова чашка та кастрюлька.

**Тиглі** Гуча з сітчатим дном (рис. 20) призначені для фільтрування хімічно активних речовин відсмоктуванням через азбестовий вкладиш.

**Лійки** Бюхнера (рис. 21) призначені для фільтрування осадів та відокремлення твердих речовин від рідин у нагрітому і холодному стані при низькому тиску.

**Ложки-шпателі** застосовують для знімання осадів з фільтрів, відбору речовини (рис. 22).



**Рис. 20.** Тиглі Гуча.



**Рис. 21.** Лійки Бюхнера.



**Рис. 22.** Ложки-шпателі.

**Посуд із полімерних та інших матеріалів** (рис. 23) (пластиків, метилметакрилових смол, фторопластів) має велику хімічну стійкість, малу теплопровідність, легкість, здатність витримувати удари. Використовується для виготовлення лійок, флаконів, промивалок, трубок, корків для посуду.



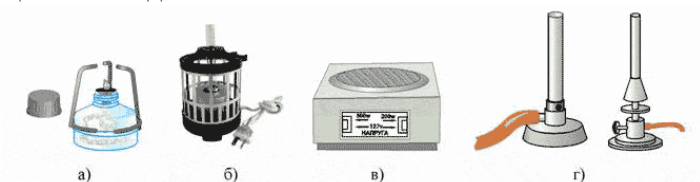
**Рис. 23.** Посуд із інших матеріалів (напр. лійки, шпателі, промивалки, йоршики, корки).

У лабораторіях будь-яких підприємств і організацій для статичного вимірювання маси застосовують **лабораторні ваги** (рис. 24). Високоточні лабораторні ваги ще називають аналітичними. Їх використовують для визначення маси твердих, сипучих і рідких речовин з точністю 0,1 мг.



**Рис. 24.** Лабораторні ваги.

Для підігріву реакційної суміші в лабораторних умовах використовуються **спиртівки**, **електричні плитки** із закритою спіраллю, **водяні бані**, а при наявності газу – **газові пальники** (рис. 25). Можна користуватися і **сухим пальним**, спалюючи його на спеціальних підставках.



**Рис. 25.** Нагрівальні прилади: а) спиртівка; б) електрична баня з штативом; в) електрична плита; г) газові пальники.

**ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1**  
**АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ**  
**ТА ЗАКОНИ**  
**ХІМІЇ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ. БУДОВА**  
**АТОМІВ, МОЛЕКУЛ ТА ТВЕРДИХ ТІЛ**

**Лабораторна робота № 1**  
**ВСТАНОВЛЕННЯ ФОРМУЛИ КРИСТАЛОГІДРАТУ**

*Короткий теоретичний опис*

Процес розчинення речовин, як і хімічна взаємодія між ними, як правило, супроводжується виділенням або поглинанням тепла. На основі вивчення стану речовин в розчинах Д.І. Менделєєв прийшов до висновку, що під час розчинення речовини взаємодіють з розчинниками з утворенням сполук, які називають сольватами. Якщо розчинником є вода, то утворені сольвати називають гідратами, а процес утворення їх – гідратацією. Гідратна теорія Д.І. Менделєєва лежить в основі сучасного вчення про розчини.

Часто молекули води настільки міцно зв'язуються з часточками розчиненої речовини, що під час її кристалізації з розчину залишаються в складі утворених кристалів. Такі кристали називають кристалогідратами, а воду, що входить до їх складу - кристалізаційною водою. Зображуючи кристалогідрати формулами, спочатку записують формулу безводної солі, потім кількість молекул води. Наприклад:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  та ін.

Міцність зв'язку між речовиною і кристалізаційною водою залежить від природи та температури кристалогідрату і може змінюватись у широких межах для різних кристалогідратів, що відбивається на температурі їх зневоднення. Наприклад, кристалогідрат натрій сульфату  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  зневоднюється, якщо його зберігати на повітрі при кімнатній температурі, а кристалогідрат купрум (II) сульфату  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  – при температурі, вищій за  $220^\circ\text{C}$ .

**Мета роботи:** навчитися експериментально визначати молярні формули кристалогідратів під час поступової дегідратації, користуючись рівняннями основних хімічних законів.



## Хід виконання роботи

**Дослід. 1.** Визначення кристалізаційної води в мідному купоросі

Фарфоровий тигель нагрійте на піщаній бані протягом 15-20 хв і перенесіть тигельними щипцями в ексикатор для охолодження. Після охолодження тигель зважте на техніхімічних терезах. Потім у тигель насипте 1-1,5 г розтертого в фарфоровій ступці порошку мідного купоросу, зважте і нагрійте на піщаній бані до повного зневоднення солі. Коли сіль стане білою, тигель охолодіть в ексикаторі і зважте. Нагрівання й охолодження повторіть доти, доки не буде досягнуто сталої маси.

При перегріванні білий порошок купрум (II) сульфату стає сіруватим, тому що зневоднена сіль при 630°C розкладається на  $\text{CuO}$  і  $\text{CO}_2$ .

Дані досліду можна записати за такою формою: маса (в грамах) тигля  $q_1$  маса тигля з сіллю  $q_2$ , маса тигля з сіллю після першого нагрівання  $q_4$ , маса тигля з сіллю, доведеного до сталої маси  $q_5$ , маса солі до нагрівання  $q_3 = q_2 - q_1$  і маса втраченої води  $q_6 = q_2 - q_5$ .



**Частина 1**



**Частина 2**

На основі цих даних обраховують: а) процентний вміст безводного купрум (II) сульфату і води; б) кількість молей води, що припадає на один моль безводної солі; в) складають хімічну формулу кристалогідрату мідного купоросу.

Процентний вміст безводного купрум (II) сульфату  $A$  і води  $B$  обраховують за формулами:

$$\frac{q_3 - q_6}{q_3} \cdot 100\% = A \% = (100 - B) \% ; \frac{q_6}{q_3} \cdot 100\% = B \%$$

де  $q_3$  і  $q_6$  – кількості кристалогідрату і води відповідно, визначені зважуванням під час проведення досліду.

Кількість молів води  $n$ , що припадають на одну молекулу безводної солі кристалогідрату, обчислюють за даними досліду або за визначеним процентним складом солі. Якщо дослідом визначено, що води міститься  $q_6$  грамів, а безводної солі  $q_3 - q_6$  грамів, то кількості їх молів дорівнюватимуть:  $\frac{q_6}{M_1}$  молів води і  $\frac{q_3 - q_6}{M_2}$  молів безводної солі ( $M_1$  – молекулярна маса води, дорівнює 18;  $M_2$  – молекулярна маса безводної солі).

Розрахункова формула для обчислення кількості молекул води, що припадають на одну молекулу солі, має вигляд:

$$n = \frac{q_6}{18} \cdot \frac{q_3 - q_6}{M_2} = \frac{q_6 M_2}{18(q_3 - q_6)}$$

Якщо вміст кристалізаційної води в кристалогідраті виражено в процентах  $B$  %, то можна виразити відношення між молями води і молями безводної солі  $\frac{100-B}{M_2}$  аналогічною розрахунковою формулою:

$$\frac{B}{18} : \frac{100 - B}{M_2} = n$$

Слід зазначити, що здебільшого, хоч і не завжди, на одну молекулу безводної солі кристалогідрату припадає ціле число молекул води. Наприклад, формула кристалогідрату кадмій (II) сульфату  $\text{CdSO}_4 \cdot 8/3\text{H}_2\text{O}$ .

Трохи добутого безводного купрум (II) сульфату відсипають в суху пробірку і, тримаючи дно пробірки на долоні руки, додають до солі кілька крапель води. Роблять відповідні висновки про гідратацію і тепловий ефект.

### **Завдання для самостійного опрацювання:**

1. В якому стані перебуває вода в кристалогідраті?
2. Обчислити процентний вміст кристалізаційної води в кристалогідратах:  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .
3. Встановити формулу кристалогідрату, що містить 14,3 % натрію, 9,9 % сульфуру, 19,9 % кисню і 55,9 % води.
4. 1,5 г Кристалогідрату залізного купоросу збезводнили нагріванням і дістали 0,825 г безводної солі. Обчислити

- процентний вміст кристалізаційної води в молекулі кристалогідрату залізного купоросу та написати його формулу.
5. Яка кількість речовини (моль)  $H_2SO_4$  міститься в 392 г кислоти.
  6. Вказати масу (г) 5 моль сульфатної кислоти.
  7. Скільки літрів водню прореагує з 3 літрами кисню при утворенні води (н.у.)?
  8. Визначте вміст  $P_2O_5$  (у %) в калій гідрогенфосфаті.
  9. Вивести формулу ванадій оксиду, якщо відомо, що 2,73 г цього оксиду містить 1,53 г ванадію. Вказати число атомів у молекулі.
  10. Змішали 7,3 г  $HCl$  з 4,0 г  $NH_3$ . Скільки грамів  $NH_4Cl$  утвориться? Відповідь подати з точністю до десятих.
  11. В закритій посудині об'ємом 0,6 м<sup>3</sup> міститься при 0°C суміш 0,2 кг  $CO_2$  і 0,15 кг  $CH_4$ . Визначити загальний тиск суміші і парціальний тиск кожного з газів.
  12. Тиск газу, який займає об'єм 2,5 л дорівнює 121,6 кПа. Чому дорівнюватиме тиск, якщо, не змінюючи температури, стиснути газ до об'єму 1 л? Відповідь подати з точністю до цілих.
  13. Який об'єм  $H_2$  (при 17°C і тиску 102,4 кПа) виділиться при розчиненні 1,5 кг цинку в хлоридній кислоті? Відповідь подати в літрах з точністю до цілих.
  14. Бертолетова сіль при нагріванні розкладається з утворенням  $KCl$  і  $O_2$ . Із 5 г цієї солі було одержано 0,7 л кисню, об'єм якого виміряно при 20°C і тиску 111900 Па. Визначити масову частку домішок в калій хлораті.
  15. Під час обробки розчином натрій гідроксиду 3,90 г суміші алюмінію з його оксидом виділилось 840 мл газу, виміряного за нормальних умов. Визначити масову частку алюміній оксиду (у %) у вихідній суміші. Відповідь подати з точністю до десятих.

### Приклади розв'язків завдань:

**Основні формули:**

$$w(E) = \frac{Ar(E)}{M(\text{речовини})} \cdot 100\%; \quad n = \frac{m}{M}; \quad P = P_1 + P_2 + \dots$$

$$PV = nRT; \quad P_1V_1 = P_2V_2; \quad w = \frac{m_1 + m_2}{m} \cdot 100\%$$

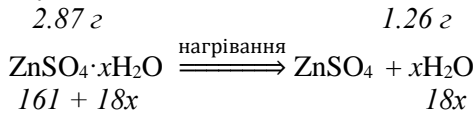
**Приклад 1.** Внаслідок повного зневоднення кристалогідрату цинк сульфату масою 2,87 г його маса зменшилася на 1,26 г. Визначте формулу кристалогідрату.

*Розв'язок*

Запишемо загальну схему повного зневоднення кристалогідрату:

Кристалогідрат  $\xrightarrow{\text{нагрівання}}$  безводна сіль + вода

У нашому випадку маємо:



$$1.26 \times (161 + 18x) = 18x \times 2.87$$

$$202.9 + 22.68x = 51.66x$$

$$202.9 = 51.66x - 22.68x$$

$$202.9 = 28.98x$$

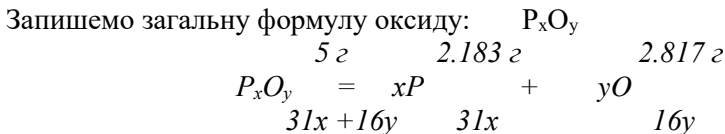
$$x = \frac{202.9}{28.98} = 7$$

Отже, істинна формула кристалогідрату  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

**Приклад 2.** Вивести формулу фосфор оксиду, якщо відомо, що 5 г цього оксиду містить 2,183 г фосфору. Вказати число атомів у молекулі.

*Розв'язок*

Згідно з законом збереження маси речовини,  $m(\text{O}) = 5 \text{ г} - 2.183 \text{ г} = 2.817 \text{ г}$



Складаємо систему рівнянь:

$$\begin{cases} 5 \cdot 31x = 2.183(31x + 16y) \\ 5 \cdot 16y = 2.817(31x + 16y) \end{cases}$$

$$\begin{cases} 155x = 67.67x + 34.93y \\ 80y = 87.33x + 45.1y \end{cases}$$

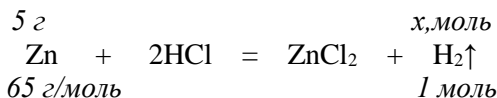
$$\begin{cases} 87.33x = 16y; y = \frac{87.33x}{16} = 5.46x \\ 87.33x = 34.9y \end{cases}$$

$$87.33x = 34.9 \times 5.46x = 190.6x \\ x = 2; y = 5$$

Відповідь: 7

**Приклад 3.** Який об'єм  $H_2$  (при  $17^\circ C$  і тиску  $102,4$  кПа) виділиться при розчиненні  $5$  г цинку в хлоридній кислоті? Відповідь подати в мл з точністю до цілих.

*Розв'язок*



$$x = \frac{5 \times 1}{65} = 0.077 \text{ моль}$$

$$PV = nRT \quad V = \frac{nRT}{P} = \frac{0.077 \text{ моль} \cdot 8.314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 300 \text{ К}}{102,4 \cdot 10^3 \text{ Па}} \\ = 1.88 \text{ мл}$$

### Семинар 1.

## БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

### Запитання для самопідготовки:

1. Розвиток уявлень про будову атома. 2. Корпускулярно-хвильовий дуалізм, принцип невизначеності. 3. Хвильова функція, рівняння Шредингера. 4. Квантові числа. 5. Енергії та конфігурації електронних орбіталей атома. Атомні орбіталі (АО). 6. Принцип мінімальної енергії; принцип Паулі. 7. Правила Хунда; правила Клечковського. 8. Способи запису електронних формул атомів. 9. Періодичний закон і будова атома. 10. Будова періодичної

системи. Форма таблиць. 11. s-, p-, d-, f- елементи. 12. Атомні радіуси, потенціал іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність і періодичність зміни цих характеристик. 13. Загальні хімічні властивості елементів: металічність чи неметалічність, кислотно-основні властивості, окисно-відновні властивості; періодичність їх зміни. 14. Атомне ядро. Радіоактивність. Ядерні реакції. 15. Поширення елементів у природі, походження елементів. 16. Причини утворення хімічного зв'язку. Властивості атомів, які взаємодіють. Ефективні радіуси, ефективні заряди атомів у молекулі. 17. Типи та характеристики хімічного зв'язку (енергія, довжина, кратність, кут між зв'язками, полярність). 18. Метод валентних зв'язків. Переваги та недоліки методу валентних зв'язків. Механізм утворення ковалентного зв'язку. 19. Напрявленість ковалентного зв'язку.  $\sigma$ - та  $\pi$ -зв'язки. 20. Типи гібридизації атомних орбіталей та їх просторова конфігурація. 21. Полярність та неполярність ковалентного зв'язку. Типи ковалентних молекул. Дипольний момент. 22. Порівняння методів ВЗ та МО ЛКАО. 23. Основні положення методу МО. Зв'язуючі та розпушуючі орбіталі. 24. Енергетичні діаграми молекул та іонів елементів першого періоду. 25. Іонний зв'язок. Ненасиченість та ненапрявленість. 26. Металічний зв'язок. 27. Водневий зв'язок. Аномальні властивості води. 28. Міжмолекулярна взаємодія (дисперсійна, орієнтаційна, індукційна). 29. Агрегатні стани речовини. 30. Кристалічний та аморфний стани твердої речовини.

### **Завдання для самостійного опрацювання:**

1. Скільки неспарених електронів у незбудженому стані мають атоми: Сульфуру, Силіцію, Хлору, Бору, Берилію?
2. Що спільного в будові атомів елементів з порядковими номерами 12 і 20: а) заряд ядра; б) кількість електронів; в) кількість електронних рівнів; г) кількість електронів на зовнішньому рівні?
3. Скільки повністю заповнених електронних рівнів мають атоми Берилію, Магнію, Кальцію, Стронцію і Барію?

4. Вказати максимально можливий додатній ступінь окиснення у атомів Алюмінію, Силіцію, Фосфору, Сульфуру, Хлору.
5. У яких випадках наведені нижче формули атомів відповідають атомам різних елементів, а в яких – атомам одного і того ж елемента, що знаходяться в різних (збудженому і незбудженому) станах:
- |  |   |
|--|---|
| <b>а)</b> $1s^2 2s^2 2p^3$ і $1s^2 2s^2 2p^4$                | <b>б)</b> $1s^2 2s^2 2p^2$ і $1s^2 2s^1 2p^3$ |
| <b>в)</b> $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ і $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ | <b>г)</b> $1s^2 2s^2 2p^1$ і $1s^2 2s^1 2p^2$ |
6. Вищий оксид елемента має загальну формулу  $EO_2$ . Елемент утворює летку водневу сполуку, густина якої за повітрям дорівнює 0,552. Назвати елемент.
7. Серед наведених нижче електронних конфігурацій вкажіть неможливі: 1)  $1p^3$ , 2)  $3p^6$ , 3)  $2s^2$ , 4)  $2d^5$ , 5)  $3f^{12}$ , 6)  $2p^4$ , 7)  $3p^7$ . Відповідь подати у вигляді числа з цифр – варіантів відповідей.
8. За вмістом у живих організмах макроелементами вважають O, H, C, N, Ca, S, P, K, Si, Mg, Fe, Na, Cl. Назвати серед них *s*-, *p*- і *d*-елементи. Проаналізувати розподіл біогенних макроелементів по періодах і групах Періодичної системи.
9. Які значення приймає орбітальне квантове число при значення головного квантового числа, рівного 4?
10. Масове число атома деякого елемента дорівнює 181, в електронній оболонці атома міститься 73 електрони. Вказати кількість протонів і нейтронів (дати суму) у ядрі атома і назву елемента.
11. Вказати, які з наведених символів  $^{40}\text{Ar}$ ,  $^{48}\text{Ca}$ ,  $^{39}\text{K}$ ,  $^{30}\text{Si}$ ,  $^{40}\text{K}$ ,  $^{32}\text{S}$ ,  $^{36}\text{Ar}$ ,  $^{40}\text{Ca}$  відповідають: а) ізотопам; б) ізобарам; в) ізотонам.
12. На один моль атомів ізотопу  $^{13}\text{C}$  припадає 89 моль атомів ізотопу  $^{12}\text{C}$ . Розрахувати відносну атомну масу елемента Карбону з точністю до тисячних.
13. У якій сполуці зв'язок елемент Хлор має: а) ковалентну природу ( $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ); б) іонну природу ( $\text{CCl}_4$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{HCl}$ )?
14. До якого елемента зміщені спільні електронні пари в сполуках:  $\text{F}_2\text{O}$ ,  $\text{Be}_2\text{C}$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{Mg}_2\text{Si}$ ,  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ ?

15. Скільки валентних електронів і валентних АО мають атоми С та Si; N та P; O та S? Чому рівна максимальна ковалентність елементів 2-го та 3-го періодів?
16. Який характер мають зв'язки в молекулах  $\text{NCl}_3$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{OF}_2$ ,  $\text{ClF}$ ,  $\text{CO}_2$ ? Використовуючи таблицю відносних електронегативностей, обчисліть їх різницю для цих зв'язків. Вказати для кожної пари напрямок зміщення спільної електронної пари.
17. Обчислити різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків  $\text{H}-\text{O}$  та  $\text{O}-\text{As}$ . Який зі зв'язків більш полярний? До якого класу гідроксидів належить  $\text{As}(\text{OH})_3$ ?
18. Користуючись даними таблиці відносних електронегативностей елементів, розрахувати, яка із сполук: а)  $\text{NaOH}$ ; б)  $\text{HClO}$ ; в)  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ; г)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  буде дисоціювати найлегше у водних розчинах?
19. Користуючись методом МО–ЛКАО пояснити, чому не може існувати молекула  $\text{He}_2$  але можливе існування молекулярного іону  $\text{He}_2^+$ ?
20. Яка енергія (кДж) повинна бути затрачена на розклад  $\text{HI}$  масою 0,64 г, якщо  $E_{\text{дис}}(\text{HI})=298,4$  кДж/моль? Чи буде розкладатися  $\text{HI}$  дією УФ випромінювання ( $\lambda = 2 \cdot 10^{-7} \text{ м}$ )?
21. Чому для молекул  $\text{H}_2\text{S}$  і  $\text{HCl}$  на відміну від  $\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{HF}$  утворення водневих зв'язків не характерне?

**Приклади розв'язків завдань:**

**Приклад 1.** Скільки неспарених електронів у не збудженому та збудженому стані мають атоми Силіцію?

*Розв'язок*

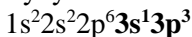
Запишемо електронну формулу атома Силіцію в не збудженому стані:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$   
 $3s^2 3p^2$  – зовнішній енергетичний рівень





Запишемо електронну формулу атома Силіцію в збудженому стані:



$3s^1 3p^3$  – зовнішній енергетичний рівень



Отже, в не збудженому стані – 2 неспарених електрона; а в збудженому – 4.

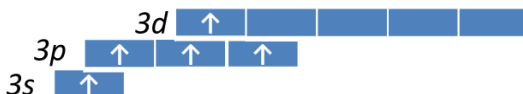
**Приклад 2.** Вказати максимально можливий додатній ступінь окиснення у атомів Фосфор.

*Розв'язок*

Максимальний ступінь окиснення дорівнює номеру групи:

ПЕРІОДИ	Г Р У П И																					
	А	І	В	А	ІІ	В	А	ІІІ	В	А	ІV	В	А	V	В	А	VI	В	А	VII	В	А
1	Н Гідроген 1.008																			(H)		He Гелій 4.003
2	Li Літій 6.941	Be Берилій 9.0122	B Бор 10.811	C Вуглець 12.011	N Азот 14.007	O Кисень 15.999	F Флуор 18.998	Ne Неон 20.179														
3	Na Натрій 22.99	Mg Магній 24.305	Al Алюміній 26.9815	Si Силіцій 28.086	P Фосфор 30.974	S Сульфур 32.066	Cl Хлор 35.453	Ar Аргон 39.948														

Максимальний ступінь окиснення дорівнює максимальному числу неспарених електронів у збудженому стані



Отже, максимальний ступінь окиснення для атома Фосфору становить +5.

**Приклад 3.** Вищий оксид елемента має загальну формулу  $EO_3$ . Елемент утворює летку водневу сполуку, густина якої за азотом дорівнює 1,214. Назвати елемент.

*Розв'язок*

В Періодичній системі знаходимо ряд вищих оксидів і формулу водневої сполуки –  $RH_2$ .

$$D_{N_2} = \frac{M(RH_2)}{M(N_2)}$$

$$M(RH_2) = D_{N_2} \cdot M(N_2) = 1.214 \cdot 28 \text{ г/моль} = 34 \text{ г/моль}$$

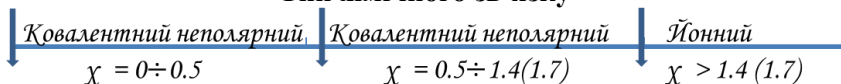
$$\text{Ar(R)} = 34 \text{ г/моль} - 2 \text{ г/моль} = 32 \text{ а.о.м. (Елемент S)}$$

**Приклад 4.** У якій сполуці зв'язок елемент Хлор має ковалентну природу ( $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ).

*Розв'язок*

Тип хімічного зв'язку визначаємо за різницею електронегативності між двома елементами, які утворюють хімічний зв'язок. Для зручності можна скористатися шкалою:

#### Тип хімічного зв'язку



$$\chi (\text{Si} - \text{Cl}) = |1.8 - 3.0| = 1.2 - \text{ковалентний полярний}$$

$$\chi (\text{Al} - \text{Cl}) = |1.5 - 3.0| = 1.5 - \text{йонний}$$

$$\chi (\text{Ag} - \text{Cl}) = |1.9 - 3.0| = 1.1 - \text{ковалентний полярний}$$

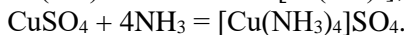
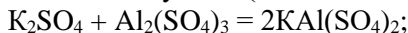
$$\chi (\text{Hg} - \text{Cl}) = |1.9 - 3.0| = 1.1 - \text{ковалентний полярний.}$$

**ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2**  
**КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.**  
**КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ. ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ**  
**ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ.**  
**ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.**

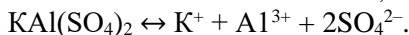
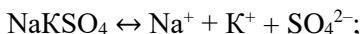
**Лабораторна робота № 2**  
**КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. КОМПЛЕКСНІ**  
**СПОЛУКИ**

**Короткий теоретичний опис**

Кожна з солей звичайного типу ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  тощо) складається з катіону певного елемента й аніону відповідної кислоти. Відомі також солі, які складаються з декількох катіонів або аніонів. Наприклад:  $\text{NaKSO}_4$ ,  $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{KCl}$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  та ін. Такі солі називаються *складними*. Складні солі утворюються або при взаємодії солей звичайного типу, або при взаємодії солей з іншими сполуками ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  та ін.). Наприклад:



Складні солі, які під час розчинення дисоціюють тільки на ті іони, що входили до складу сполук, з яких утворено складну сіль, і при цьому ніяких інших іонів з новими властивостями не утворюють, називаються *подвійними солями*. Наприклад:

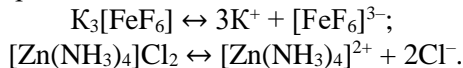


Складні іони, утворені з різних іонів або з іонів і молекул, які мають властивості, відмінні від властивостей своїх складових частин, називаються *комплексними іонами*. Солі, що складаються з комплексних іонів, називаються комплексними солями.

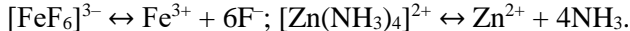
Серед зовнішніх ознак комплексоутворення можна назвати такі: 1) зміна кількості вільних іонів; 2) послаблення гідролізу; 3) зміна забарвлення; 4) зміна електролітної природи; 5) зміна розчинності компонентів системи.

Атом (іон) металу, який приєднує до себе протилежно заряджені іони або нейтральні молекули, утворюючи комплексний іон, називається *комплексоутворювачем* або *центральною атомом*, а іони або молекули, які безпосередньо з ним пов'язані – *адендами* або *лігандами*. Загальну кількість адендів, розташованих навколо комплексоутворювача, називають *координаційним числом*.

Центральний атом комплексу і координовані групи утворюють так звану *внутрішню сферу*, а протііони комплексу – *зовнішню сферу*. Щоб відрізнити прості іони від комплексних, при написанні формул комплексів складні іони беруть у квадратні дужки. У водних розчинах комплексні сполуки практично повністю дисоціюють на прості та комплексні іони:



Це означає, що іони калію та хлору можна легко осаджувати реактивами, які утворюють з ними важкорозчинні солі. Осадити іони фтору і видалити молекули аміаку значно важче. Це пояснюється тим, що комплексні іони дисоціюють незначною мірою:



Їх дисоціація підлягає закону діючих мас і з кількісного боку характеризується константою нестійкості. Константа рівноваги реакції дисоціації комплексних іонів називається *константою нестійкості комплексу*:

$$K_{[FeF_6]^{3-}} = \frac{[Fe^{3+}][F^-]^6}{[FeF_6^{3-}]}; K_{[Zn(NH_3)_4]^{2+}} = \frac{[Zn^{2+}][NH_3]^4}{[Zn(NH_3)_4]^{2+}}$$

Константа нестійкості комплексу залежить від природи комплексу і від температури. При сталій температурі ця величина стала для певної сполуки і не залежить від її концентрації. Чим більша величина константи нестійкості комплексу, тим більшою мірою цей комплекс розкладається на іони у водних розчинах.

Іони Аргентуму (I), Купруму (II), Кадмію (II), Цинку (II), Ніколу (II), Кобальту (II), (III) при взаємодії з амоній гідроксидом утворюють досить стійкі комплекси. Якщо на важкорозчинні сполуки цих металів подіяти амоній гідроксидом, то вони переходять у розчин у вигляді аміакатів:  $[Ag(NH_3)_2]^+$ ,  $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ ,  $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$ ,  $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ ,  $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ ,  $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ ,  $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ .

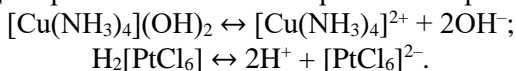
Молекули амоніаку в комплексах можуть заміщуватись молекулами води з утворенням так званих гідратних комплексів. Для Хрому відомі такі комплексні сполуки:  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ,  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3$ ,  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Cl}_3$ , ... ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ .

Остання сполука є звичайним кристалогідратом хлориду хрому  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Цей кристалогідрат по суті є комплексною сполукою, яка відщеплює в розчині іони  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ .

Утворення комплексних сполук пояснюють виходячи з електростатичної теорії і теорії ковалентних зв'язків. За першою теорією зв'язок між центральним атомом або іоном і адендами зумовлений електростатичним притяганням частинок і за своєю природою аналогічний іонному зв'язку. При поясненні комплексоутворення друга теорія виходить з уявлення про електронні пари, що зв'язують аденди з комплексоутворювачем так само, як і в звичайних атомних сполуках. Між іонами внутрішньої і зовнішньої сфер існує іонний зв'язок. Хімічний зв'язок між центральним атомом і адендами – ковалентний, утворений за обмінним і донорно-акцепторним механізмами.

Наприклад, зв'язок між зовнішньою і внутрішньою сферами в комплексній сполуці  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  іонний. Дві молекули амоніаку координуються іоном  $\text{Ag}^+$  за рахунок двох  $\sigma$ -зв'язків, утворених за донорно-акцепторним механізмом (молекули  $\text{NH}_3$  – донори, іон  $\text{Ag}^+$  – акцептор). При утворенні  $\sigma$ -зв'язків відбувається *sp*-гібридизація атомних орбіталей. Координаційне число визначається числом  $\sigma$ -зв'язків, утворених центральним атомом з адендами за рахунок гібридних орбіталей.

Комплексні сполуки також можуть бути основами і кислотами. Це переважно сильні електроліти. Наприклад:



### Хід виконання роботи

**Дослід 1 (демонстраційний).** Добування фосфатної кислоти.

У залізу ложку покладіть невелику кількість червоного фосфору, підпаліть і внесіть у колбу з 1–2 мл дистильованої води.

Фосфор, згоряючи, утворює білий дим (фосфорний ангідрид). Після закінчення реакції колбу закрийте корком і енергійно струсність. При цьому білий дим розчиняється у воді. Випробуйте реакцію середовища одержаного розчин універсальним індикаторним папером.



**Частина 1**



**Частина 2**

Запишіть спостереження та рівняння трьох можливих реакцій взаємодії фосфорного ангідриду з водою.

### *Дослід 2.* Добування та властивості купрум (II) гідроксиду.

Внесіть у пробірку 2 мл розчину купрум (II) сульфату і стільки ж 2 н. розчину лугу. Відзначте колір осаду, що утворився. Спостерігаючи за кольором осаду, пробірку обережно нагрійте на полум'ї пальника до зміни забарвлення.



До якого класу сполук належить чорний осад, що утворився? Напишіть рівняння реакцій утворення купрум (II) гідроксиду та його розкладу.

### *Дослід 3.* Дослідження амфотерності гідроксидів.

Налійте в окремі пробірки по 2-3 мл розчинів солей  $\text{AlCl}_3$  і  $\text{ZnSO}_4$ , до кожного з розчинів додайте по одній краплі розчину  $\text{NaOH}$  до утворення осаду. Вміст кожної пробірки розлийте ще у дві. В одну пробірку долийте хлоридної кислоти, а в іншу розчину натрій гідроксиду.



Після розчинення осадів зробіть висновок про амфотерність одержаних гідроксидів. Запишіть рівняння реакцій.

**Дослід 4.** Одержання і властивості основних солей.

До 1-2 мл солі кобальту додайте краплями луг до утворення синього осаду основної солі. Одержаний осад розділіть у дві пробірки. В одну додайте луг, а в іншу – кислоту. Опишіть зміни, які відбуваються в пробірках, запишіть відповідні рівняння реакцій.



**Дослід 5.** Виявлення іонів, що входять до складу подвійної солі  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ .

Налийте у пробірку 1-2 мл розчину  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ , стільки ж розчину  $\text{NaOH}$  і нагрійте. Не торкаючись стінок пробірки, в її отвір внесіть змочений водою червоний лакмусовий папірець. Посиніння лакмусу свідчить про наявність амоніаку, а отже, і про наявність іонів  $\text{NH}_4^+$  в розчині. Утворення нерозчинного осаду  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  свідчить про наявність у розчині іонів  $\text{Fe}^{3+}$ . Для підтвердження наявності в розчині іонів  $\text{Fe}^{3+}$  налейте в пробірку близько 2 мл розчину  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$  і додайте розчин калій роданіду  $\text{KCNS}$ , іони якого утворюють з іонами  $\text{Fe}^{3+}$  комплекс кров'яно-червоного кольору. Для встановлення наявності іонів  $\text{SO}_4^{2-}$  до 1-2 мл розчину  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$  додайте розчин  $\text{BaCl}_2$ . Внаслідок реакції утворюється білий осад, який не розчиняється в розведеній  $\text{HNO}_3$ . Запишіть відповідні рівняння реакцій.



**Частина 1**



**Частина 2**

**Дослід 6.** Добування і дослідження тетраамінкупрум (II) сульфату.

У дві пробірки внесіть по декілька крапель розчину купрум (II) сульфату і додайте в одну з них 2 краплі розчину барій хлориду. На присутність якого іона вказує осад, який утворився? В другу пробірку вкиньте шматочок гранульованого цинку і спостерігайте виділення на його поверхні червонуватого нальоту міді.

Отримайте комплексну сполуку купруму, для чого помістіть у пробірку декілька крапель розчину мідного купоросу і краплями додайте 25 %-ний розчин амоніаку. Спостерігайте розчинення осаду основного купрум (II) сульфату, що утворився спочатку, і зміну забарвлення розчину при утворенні комплексного тетраамінкупрум (II) сульфату. Отриманий розчин розділіть у дві пробірки і проведіть ті ж два досліди, що були проведені з розчином мідного купоросу. Чи випадає осад при додаванні барій хлориду? Чи виділяється мідь на гранулі цинку?



**Частина 1**



**Частина 2**

Напишіть рівняння всіх проведених реакцій. Чи є різниця у поведінці купрум сульфату і комплексної солі по щодо кожного доданого реактиву?

**Дослід 7.** Катіонний комплекс ніколу (II).

Отримайте осад нікол (II) гідроксиду шляхом змішування розчинів нікол (II) нітрату та натрій гідроксиду. Дочекайтеся його повного осадження, і після цього обережно злийте рідку фазу. До осаду додайте декілька крапель 25 %-ного розчину амоніаку.





Що відбувається? Порівняйте забарвлення іонів  $\text{Ni}^{2+}$  в розчині нікол (II) нітрату з забарвленням отриманого розчину. Присутністю яких іонів зумовлене забарвлення розчину?

Напишіть рівняння реакцій: утворення нікол (II) гідроксиду, взаємодії нікол (II) гідроксиду з амоніаком і рівняння електролітичної дисоціації утвореної комплексної основи (координаційне число Ніколу вважати рівним шести).

### *Дослід 8. Міцність комплексних іонів*

У пробірку налити 1-2 мл розчину  $\text{AgNO}_3$  і таку ж кількість розчину  $\text{NaCl}$ . До утвореного осаду прилийте розчин амоніаку до розчинення осаду. Розчин  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ , що утворився, розлийте у дві пробірки.



В одну пробірку з розчином  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  прилийте розведену  $\text{HNO}_3$  до випадання осаду  $\text{AgCl}$ . Поясніть спостереження, запишіть відповідні рівняння реакцій.

У другу пробірку з розчином  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  прилийте розчин  $\text{KI}$ . Запишіть спостереження, рівняння дисоціації комплексного іона  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  і його константу нестійкості. Поясніть дослід, користуючись рівнянням дисоціації іона та правилом добутку розчинності.

### **Завдання для самостійного опрацювання:**

1. До якого класу хімічних сполук відноситься  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KHSO}_4$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ?
2. Яка взаємодія характерна для алюміній оксиду  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ? *Відповіді:*  
1) з кислотою; 2) з лугом. Написати відповідні рівняння реакцій.
3. З перелічених сполук вибрати та назвати: а) кислоти, б) основи, в) солі:  
1)  $\text{KOH}$ ; 7)  $\text{HMnO}_4$ ;  
2)  $\text{HNO}_3$ ; 8)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  
3)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ; 9)  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ;

- |                          |   |
|--------------------------|---|
| 4) Ba(OH) <sub>2</sub> ; | 10) HCl;                                |
| 5) KHCO <sub>3</sub> ;   | 11) Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ; |
| 6) HClO;                 | 12) LiNaSO <sub>4</sub> .               |

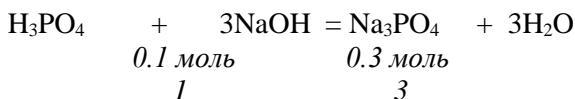
4. Які з перелічених сполук належать до пероксидів:
- |                                    |                                    |
|------------------------------------|------------------------------------|
| 1) K <sub>2</sub> O;               | 7) H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ; |
| 2) K <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ; | 8) P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ; |
| 3) CaO <sub>2</sub> ;              | 9) SO <sub>3</sub> ;               |
| 4) Na <sub>2</sub> O;              | 10) MnO <sub>2</sub> ;             |
| 5) CuO;                            | 11) ZnO;                           |
| 6) CrO <sub>3</sub> ;              | 12) CO <sub>2</sub> .              |
5. Яка сіль утвориться, якщо змішувати однакові об'єми амоніаку і сірководню? Вказати її відносну молекулярну масу.
6. Яка основність кислоти H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, якщо на нейтралізацію 0,1 моль її витрачається 0,2 моль NaOH?
7. Скільки моль Ca(OH)<sub>2</sub> треба витратити на нейтралізацію 0,3 моль нітратної кислоти.
8. Вказати молярну масу солі, що утвориться при взаємодії розчину, який містить 9,8 г ортофосфатної кислоти з 4 г натрій гідроксиду.
9. Записати рівняння реакцій таких перетворень:  $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$ .
10. Записати рівняння реакцій таких перетворень:  $Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P_4 \rightarrow P_4O_{10} \rightarrow HPO_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$ .
11. Записати рівняння реакцій таких перетворень:  $Zn \rightarrow ZnO \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2 \rightarrow ZnCl_2$ .
12. Написати назви комплексних сполук Na<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>], K<sub>2</sub>[Co(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>(NO<sub>2</sub>)<sub>4</sub>]. Визначити ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача.
13. Написати формули комплексних сполук: диакватетраамінікель (II) нітрату, гідроген гептахлоровольфрамату(VI). Вказати заряд комплексного іона.
14. Написати формулу комплексної сполуки: калій діамінтетратіоціанатохромат(III). Відповідь подати кількістю усіх атомів в комплексі.
15. Координаційне число комплексоутворювача – платини (II) дорівнює чотирьом. Написати координаційну формули сполуки PtCl<sub>2</sub>·4NH<sub>3</sub>.

16. Написати рівняння дисоціації за першим та другим ступенем для комплексної сполуки  $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_5(\text{NO}_2)]$ . Привести вирази константи нестійкості для комплексного іону.
17. Написати рівняння дисоціації за першим та другим ступенем для комплексної сполуки  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$ . Привести вирази константи нестійкості для комплексного іону.
18. Розрахувати концентрацію іонів аргентуму в 0,1 М розчині  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ .

**Приклади розв'язків завдань:**

**Приклад 1.** Яка основність кислоти  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , якщо на нейтралізацію 0,1 моль її витрачається 0,3 моль  $\text{NaOH}$ ?

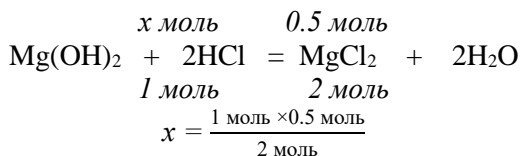
*Розв'язок*



Основність дорівнює 3.

**Приклад 2.** Скільки моль  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  треба витратити на нейтралізацію 0,5 моль хлоридної кислоти?

*Розв'язок*



**Приклад 3.** Написати назви комплексних сполук  $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ ,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ . Визначити ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача.

*Розв'язок*

$\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$  – Ферум(II) гексаціаноферат(III);  $\text{Fe}^{3+}$  (КЧ=6)  
 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$  – Хлоргексаамінокобальт(II) хлорид;  $\text{Co}^{2+}$  (КЧ=6)

**Приклад 4.** Координаційне число комплексоутворювача – платини (II) дорівнює чотирьом. Написати координаційну формули сполуки  $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ .

*Розв'язок*

$\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$  можна записати як  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$

### **Лабораторна робота № 3 ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА. АДСОРБЦІЯ. КАТАЛІЗ**

#### ***Короткий теоретичний опис***

Під швидкістю хімічної реакції розуміється зміна концентрації реагенту (продукту) в одиницю часу:  $v = (\text{c}_{\text{кін}} - \text{c}_{\text{поч}}) / (\text{t}_{\text{кін}} - \text{t}_{\text{поч}})$ .

Швидкість хімічної реакції залежить від цілого ряду факторів, насамперед від природи реагентів. Існують реагенти, здатні реагувати за частки секунди, наприклад  $\text{NaOH}$  і  $\text{HCl}$ . Деякі ж реакції протікають роками, наприклад процес іржавіння заліза або перетворення плюмбум сульфату (свинцеві білила) в картинах старих майстрів в плюмбум сульфід, що призводить до помітного потемніння таких картин.

Швидкість хімічної реакції залежить від концентрацій реагентів: чим більше концентрація, тим, як правило, вище швидкість реакції. Математичне вираження для швидкості реакції визначається конкретними реагентами та умовами, за яких вона протікає. Для реагентів А і В воно має вигляд:  $v = k_v[\text{A}]^x[\text{B}]^y$ , де  $k_v$  - константа швидкості реакції (якийсь коефіцієнт пропорційності), постійна при даній температурі для будь-якої реакції і залежна від температури,  $[\text{A}]$  і  $[\text{B}]$  - молярні концентрації реагентів А і В,  $x$  - порядок реакції по реагенту А,  $y$  - порядок реакції по реагенту В,  $(x + y)$  - сумарний ступінь впливу концентрацій реагентів на швидкість реакції (сумарний порядок реакції)<sup>1</sup>.

Адсорбція – поглинання якої-небудь речовини з газоподібної суміші чи розчину поверхневим шаром рідини або твердого тіла.

---

<sup>1</sup> <http://surl.li/gdlzfr>

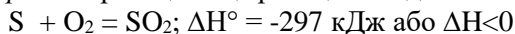
Речовина, на поверхні якої проходить адсорбція, називається адсорбентом, а та, що поглинається з об'ємної фази, – адсорбатом. Залежно від характеру взаємодії між молекулою адсорбату і адсорбентом адсорбцію прийнято поділяти на фізичну адсорбцію і хемосорбцію. Фізична адсорбція обумовлена силами міжмолекулярної взаємодії, які зв'язують молекули в рідинах і деяких кристалах, та проявляється в поведінці сильно стиснутих газів. При хемосорбції молекули адсорбату і адсорбенту утворюють хімічні з'єднання. Часто адсорбція обумовлена як фізичними так і хімічними силами, тому не існує чіткої границі між фізичною адсорбцією і хемосорбцією<sup>2</sup>.

*Каталіз* (від грец. *κατάλυσις* — розпад) – зміна швидкостей хімічних реакцій чи їх збудження внаслідок дії речовин (каталізаторів), які беруть участь у процесах, однак не входять до складу кінцевих продуктів. Зазвичай під терміном каталіз розуміють явище, коли в присутності каталізатора відбувається «позитивний каталіз», тобто збільшення швидкості реакції. Каталізатор може багаторазово брати участь у хімічних взаємодіях, у кількості набагато меншій за кількість реагуючих речовин. Також застосовуються речовини, що сповільнюють хід реакції – інгібітори або антикаталізатори<sup>3</sup>.

*Ендотермічна* реакції – це реакція з поглинанням тепла:



*Екзотермічна* реакція – це реакція з виділенням тепла:



### **Хід виконання роботи**

**Дослід 1.** Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції.

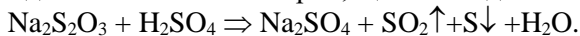
Для вивчення впливу концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції можна використати взаємодію натрій тіосульфату

---

<sup>2</sup> <http://surl.li/kdwesm>

<sup>3</sup> <http://surl.li/fuqnqo>

з сульфатною кислотою, яка супроводжується появою опалесценції внаслідок виділення елементної сірки, що випалає:



У три пробірки налити розведеного розчину натрій тіосульфату  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ : у першу пробірку – 1 мл, у другу – 2 мл, у третю – 3 мл. Після цього у першу пробірку додати 2 мл дистильованої води, у другу – 1 мл, а в третю воду не додавати. Загальний об'єм розчину тепер буде однаковий – 3 мл. Після цього в кожену пробірку з розчином натрій тіосульфату різної концентрації додати 1 мл розведеної сульфатної кислоти і точно зафіксувати час від моменту зливання розчинів до появи перших ознак помутніння (у вигляді опалесценції) у кожній пробірці. Результати досліду занесіть в таблиці 1 та 2.

**Таблиця 1**

Номер пробірки	Розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , мл	Вода дист., мл	$C_1$	Розчин $\text{H}_2\text{SO}_4$ , мл	$C_2$
1.					
2.					
3.					

**Таблиця 2**

Номер пробірки	Загальний об'єм розчину, мл	Час появи помутніння $\tau$ , сек	Відносна швидкість реакції, $\nu$	Константа швидкості, $k$
1.				
2.				
3.				

Розрахуйте відносну швидкість реакції ( $\nu = 1/\tau$ ) та константу швидкості реакції ( $k = \nu \cdot C_1 \cdot C_2$ , де  $C_1$  і  $C_2$  відносні концентрації  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  та  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відповідно). Залежність швидкості реакції від концентрації тіосульфату зобразіть у вигляді графіка  $\nu = f(C_1)$ . По осі абсцис відкладіть відносну концентрацію, а по осі ординат – відносну швидкість реакції.



1



2



3

Сформулювати висновок про залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин для даного досліду.

### *Дослід 2.* Вплив температури на швидкість реакції.

Для досліду потрібно взяти ті ж розчини  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , що і для попереднього. В три пробірки налити по 3 мл розчину натрій тіосульфату, а в інші три пробірки – по 1 мл сульфатної кислоти. Всі пробірки розділити на три пари так, щоб у кожній парі була одна пробірка з розчином натрій тіосульфату. Записати температуру повітря в лабораторії, злити разом розчини першої пари пробірок і записати, через який час з'явиться помутніння.

Другу пару пробірок помістити в термостат із водою з температурою на  $20^\circ\text{C}$  вищою за кімнатну і прогріти 1-2 хвилини. Температуру визначати за термометром, що знаходиться у воді. Розчини швидко злити і відзначити, через скільки секунд з'явиться помутніння.

Третю пару пробірок нагріти в термостаті з водою до температури на  $40^\circ\text{C}$  вище за кімнатну. Повторити аналогічний дослід.



1



2



3

Результати досліду занесіть у таблицю 3. Розрахуйте відносну швидкість ( $v = 1/\tau$ ) та константу швидкості реакції ( $k = v / C_1 \cdot C_2$ , де

$C_1 = C_2 = 3$ ;  $C_1$  і  $C_2$  – відносні концентрації розчинів  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відповідно). Залежність швидкості реакції від температури зобразить у вигляді графіка, відклавши по осі абсцис температуру, а по осі ординат – швидкість реакції.

**Таблиця 3**

№	$t, ^\circ\text{C}$	Час появи помутніння $\tau$ , сек	Відносна швидкість реакції, $v$	Константа швидкості, $k$	Температурний коефіцієнт, $\gamma$
1.	$t_{\text{кімн.}}$				
2.	$t_{\text{кімн.}} + 20$				
3.	$t_{\text{кімн.}} + 40$				

Розрахуйте значення температурних коефіцієнтів за різних температурних інтервалів та його усереднене значення  $\gamma_{\text{сер.}}$  за формулами:

$$\gamma_1 = \frac{(t_2 - t_1) \sqrt{v_{t2}/v_{t1}}}{v_{t2}/v_{t1}}$$

$$\gamma_2 = \frac{(t_3 - t_2) \sqrt{v_{t3}/v_{t2}}}{v_{t3}/v_{t2}}$$

$$\gamma_3 = \frac{(t_3 - t_1) \sqrt{v_{t3}/v_{t1}}}{v_{t3}/v_{t1}}$$

$$\gamma_{\text{сер.}} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2 + \gamma_3}{3}$$

де  $t_1 \approx 20^\circ\text{C}$  чи інша кімнатна температура,  $t_2 \approx 40^\circ\text{C}$ ,  $t_3 \approx 60^\circ\text{C}$ .

Скласти графік залежності швидкості реакції від температури для даного розчину: на вісь абсцис нанести температуру, а на вісь ординат – величину швидкості реакції.

**Дослід 3.** Вплив каталізатора на швидкість реакції.

Налийте в дві пробірки по 3 мл розчину шавлевої кислоти або її солі й підкисліть розбавленою сульфатною кислотою.



Долейте в одну з них порціями по 0,5 мл розбавленого розчину калій перманганату. Кожну наступну порцію добавляйте після знебарвлення попередньої. Зафіксуйте час, за який знебарвлюється кожна нова порція розчину  $\text{KMnO}_4$ .



Зверніть увагу на те, що перша порція знебарвлюється дуже повільно, а наступні – дедалі скоріше. Прискорення реакції з часом її перебігу зумовлюється каталітичною дією іонів  $\text{Mn}^{2+}$ , які утворюються під час реакції.

Щоб перевірити це, у другу пробірку добавте 0,5-1 мл розчину манан(II) сульфату, а після цього окремими порціями – розчину калій перманганату. Що при цьому спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

### Завдання для самостійного опрацювання:

1. При взаємодії 2,1 г заліза із сіркою виділилося 3,77 кДж тепла. Визначте теплоту утворення ферум (II) сульфіді.
2. Визначте з рівняння стандартну ентальпію утворення  $\text{PH}_3$ :  $2\text{PH}_3(\text{г}) + 4\text{O}_2(\text{г}) = \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{р})$ ;  $\Delta\text{H}^\circ = -2360$  кДж.
3. Визначте  $\Delta\text{H}^\circ_{298}$  утворення етилену, використовуючи дані:  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{р})$ ,  $\Delta\text{H}^\circ = -1323$  кДж,  $\text{C}(\text{графіт}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г})$ ,  $\Delta\text{H}^\circ = -393,5$  кДж,  $\text{H}_2(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{г})$ ,  $\Delta\text{H}^\circ = -241,8$  кДж. (52,4 кДж)
4. Обчислити значення  $\Delta\text{G}^\circ_{298}$  реакцій і встановити, в якому напрямі вони можуть протікати самочинно в стандартних умовах: а)  $\text{NiO}(\text{к}) + \text{Pb}(\text{к}) = \text{Ni}(\text{к}) + \text{PbO}(\text{к})$ ; б)  $\text{Pb}(\text{к}) + \text{CuO}(\text{к}) = \text{PbO}(\text{к}) + \text{Cu}(\text{к})$ ; в)  $8\text{Al}(\text{к}) + 3\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) = 9\text{Fe}(\text{к}) + 4\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к})$ .
5. Не проводячи обрахунків, встановіть, де можливо, знак етропії для реакцій: а)  $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ ; б)  $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г})$ ; в)  $2\text{NH}_3(\text{г}) = \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$ ; г)  $\text{AgNO}_3(\text{р}) + \text{NaCl}(\text{р}) = \text{AgCl}(\text{к}) + \text{NaNO}_3(\text{р})$ .
6. Використовуючи таблицю стандартних ентропій, розрахуйте  $\Delta\text{S}^\circ$  для реакцій: а)  $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{р}) + \text{CO}_2(\text{г})$ ; б)  $\text{CaCO}_3(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ .

7. У системі  $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$  концентрацію  $\text{CO}$  збільшили від 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацію хлору – від 0,02 до 0,06 моль/л. У скільки разів зростає швидкість прямої реакції?
8. Як зміниться швидкість реакції  $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ , якщо: а) збільшити тиск у системі в 3 рази; б) збільшити об'єм системи в 3 рази; в) підвищити концентрацію  $\text{NO}$  в 3 рази ?
9. У скільки разів збільшиться швидкість фіксації молекулярного азоту мікроорганізмами *Azotobacter*, що здійснюється в результаті дії ферменту нітрогенази, при підвищенні температури від 22 до 30°C, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює  $\gamma = 2$ ?
10. При 150°C деяка реакція закінчується за 16 хв. Приймаючи температурний коефіцієнт швидкості реакції за 2,5, розрахувати, через який час закінчиться ця реакція, якщо проводити її: а) при 200°C; б) при 80°C.
11. Чому дорівнює енергія активації реакції, якщо при підвищенні температури від 290 до 300 К швидкість її збільшується в два рази?
12. За деякої температури склад рівноважної суміші в об'ємі 40 л був такий:  $\text{CO} - 56 \text{ г}$ ;  $\text{Cl}_2 - 142 \text{ г}$ ;  $\text{COCl}_2 - 198 \text{ г}$ . Визначте константу рівноваги реакції  $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$  за даних умов.
13. Константа рівноваги реакції  $\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$  при деякій температурі – 0,5. Знайдіть рівноважні концентрації  $\text{CO}$  і  $\text{CO}_2$ , якщо початкові концентрації цих речовин становили:  $[\text{CO}]_0 = 0,05 \text{ моль/л}$ ,  $[\text{CO}_2]_0 = 0,01 \text{ моль/л}$ .
14. При деякій температурі рівновага в системі  $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$  встановилася за таких концентрацій:  $[\text{NO}_2] = 0,006 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{NO}] = 0,024 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{O}_2] = 0,012 \text{ моль/л}$ . Знайдіть константу рівноваги реакції і початкову концентрацію  $\text{NO}_2$ .

### Приклади розв'язків завдань:

**Приклад 1.** У системі  $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$  концентрацію  $\text{CO}$  збільшили від 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацію хлору – від 0,02 до 0,06 моль/л. У скільки разів зростає швидкість прямої реакції?

Розв'язок

$$\begin{aligned} \text{CO} + \text{Cl}_2 &= \text{COCl}_2 \\ v_1 &= [\text{CO}]_1 \cdot [\text{Cl}_2]_1 \\ v_2 &= [\text{CO}]_2 \cdot [\text{Cl}_2]_2 \\ k &= \frac{v_2}{v_1} = \frac{0.12 \times 0.06}{0.03 \times 0.02} = 12 \text{ разів.} \end{aligned}$$

**Приклад 2.** Чому дорівнює енергія активації реакції, якщо при підвищенні температури від 290 до 390 К швидкість її збільшується в два рази?

Розв'язок

$$\begin{aligned} k &= \frac{v_2}{v_1} = \frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \\ E_a &= \frac{R \cdot k}{\left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)} = \frac{8.314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 2}{\left( \frac{1}{290} - \frac{1}{390} \right)} = \frac{16.628}{8.84 \cdot 10^{-4}} = 18810 \text{ Дж} \\ &= 18.81 \text{ кДж} \end{aligned}$$

**Приклад 3.** Константа рівноваги реакції  $\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow \text{Fe}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$  при деякій температурі – 0,8. Знайдіть рівноважні концентрації CO і CO<sub>2</sub>, якщо початкові концентрації цих речовин становили:  $[\text{CO}]_0 = 0,08$  моль/л,  $[\text{CO}_2]_0 = 0,05$  моль/л.

Розв'язок



$$\begin{aligned} k &= \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]} = \frac{[0.05 + x]}{[0.08 - x]} = 0.8 \\ 0.8 \times [0.08 - x] &= [0.05 + x] \\ 0.064 - 0.8x &= [0.05 + x] \\ 1.8x &= 0.014 \end{aligned}$$

$$k = \frac{0.014}{1.8} = 0.01$$

$$[\text{CO}]_{\text{рівн}} = 0.08 - x = 0.08 - 0.01 = 0.07 \text{ моль/л,}$$

$$[\text{CO}_2]_{\text{рівн}} = 0.05 + x = 0.05 + 0.01 = 0.06 \text{ моль/л}$$

## Лабораторна робота № 4 ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ ПЕВНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ. КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ

### *Короткий теоретичний опис*

*Розчином* називається гомогенна система, у якій у рівновазі перебувають два і більше компонентів. *Концентрація розчину* – відносний вміст компонента в системі. Найбільш поширеними способами виразу концентрації є: масова частка, молярність, моляльність і титр розчину.

*Масова частка* – відношення маси розчиненої речовини ( $m_i$ ) до маси розчину ( $m$ ):

$$w = \frac{m_i}{m}$$

Масова частка, виражена в %, називається процентною концентрацією і відповідає числу грамів розчиненої речовини в 100 г розчину:

$$w(\%) = \left( \frac{m_i}{m} \right) \cdot 100$$

*Молярність*, молярна концентрація  $C_m$  – відношення кількості розчиненої речовини  $\nu_i$  (моль) до об'єму розчину  $V$  (л) або кількість речовини в 1 л розчину:

$$C_i = \frac{\nu_i}{V}$$

*Моляльність*, моляльна концентрація  $C_m$  – відношення кількості розчиненої речовини розчинника: (моль) до маси  $m$  (кг) розчинника або кількість речовини в 1 кг:

$$C_m = \frac{\nu_i}{m_{\text{р-ка}}}$$

$T_{imp}$  розчину Т – відношення маси розчиненої речовини (г) до об'єму розчину (мл), або маса розчиненої речовини в 1 см<sup>3</sup> (мл) розчину:

$$T = \frac{m_i}{V}$$

Систему, утворену з частинок подрібненої речовини, називають дисперсною системою. Існують системи, в яких подрібнені (дисперговані) речовини і середовище, в якому вони містяться, утворюють гетерогенну суміш. Дисперговані речовини таких систем називають *дисперсною фазою*, а середовище, в якому вони містяться, – *дисперсійним середовищем*.

Колоїдні системи характеризуються розміром часточок дисперсної фази в межах від 1 до 100 мкм. Ці системи ще називають золями, а для рідких середовищ – *колоїдними розчинами*. Залежно від середовища розрізняють: гідрозолі, аерозолі та ін.

За міцністю зв'язку дисперсної фази з середовищем колоїдні системи поділяють на два класи: *ліофільні* (колоїдні часточки помітно взаємодіють з середовищем) і *ліофобні* (колоїдні часточки практично не взаємодіють з середовищем). Коли середовищем є вода, ліофільні системи називаються *гідрофільними*, а ліофобні – *гідрофобними*.

Колоїдна система може утворюватись сполученням (агрегацією) окремих молекул, атомів чи іонів або диспергуванням речовини до досягнення розміру колоїдних часточок. Добувають колоїди як хімічними, так і фізичними методами: окиснювально-відновні реакції, гідроліз, механічне та електричне подрібнення та ін. Для утворення колоїдної системи потрібно не тільки досягти певної межі подрібнення речовини, а й забезпечити умови для збереження цієї подрібненості за допомогою стабілізатора. *Стабілізаторами* можуть бути електроліти, дисперсійне середовище та інші фактори.

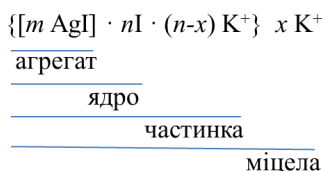
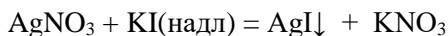
Колоїдні частинки перебувають у постійному броунівському русі, що забезпечує рівномірність їх розподілу в об'ємі колоїдного розчину.

Для вивчення колоїдних систем велике значення має явище електрофорезу. Суть цього явища полягає в тому, що при пропусканні постійного електричного струму між електродами,

зануреними в колоїдний розчин, колоїдні часточки переміщуються до одного з електродів – позитивного або негативного.

У центрі колоїдної частинки розташоване ядро, яке складається з міцно зв'язаних між собою молекул або іонів речовини дисперсної фази. Поверхня ядра вкрита адсорбційним шаром, в якому розміщені адсорбовані іони в надлишку якогось одного заряду. Ядро разом з адсорбційним шаром називають *гранулою*. Навколо гранули в дисперсійному середовищі можна виділити дифузійний шар, в якому розташовані гідратовані протиіони до іонів адсорбційного шару. Гранулу з навколишнім дифузійним шаром називають міцелою.

Будову міцели ліофобного колоїду можна записати схематичною формулою. Наприклад,



Ліофобні колоїдні системи виявляють тенденцію до взаємодії часточок з утворенням більш складних часточок. Процес укрупнення часточок дисперсної фази золю називають коагуляцією. Коагуляція може відбуватися від дії різних факторів. Якщо під час коагуляції розмір часточок, які утворюються, перевищує граничний розмір колоїдних міцел, то колоїдна система руйнується і замість неї утворюється грубодисперсна система. Особливо чутливі колоїдні системи до коагуляції, якщо на них діяти електролітами.

Важливою ознакою колоїдного стану є *ефект Тіндаля* – розсіювання світла міцелами колоїду. Внаслідок розсіювання світла колоїдні часточки при спостереженні в ультрамікроскоп мають вигляд точок, що світяться і перебувають у безперервному хаотичному русі.

**Мета роботи.** Ознайомитися з методикою виготовлення розчинів різної концентрації та навчитися розраховувати масу

розчиненої речовини та розчинника для приготування розчину з певною масовою часткою, молярною концентрацією чи молярною концентрацією еквівалента розчиненої речовини та перераховувати процентну концентрацію розчину в інші способи вираження концентрацій.

### Хід виконання роботи

#### *Дослід 1. Визначення густини розчинів*

*Густина розчину – це фізична величина, яку визначають як відношення маси розчину до одиниці його об'єму:  $\rho_{(p-ny)} = m_{(p-ny)} / V_{(p-ny)}$ . Густина розчину виражають у г/мл.*

Для наближеного, але швидкого визначення густини рідин або розчинів служить ареометр (рис. 26 – порожнистий скляний поплавок з тягарцем-грузилом (зазвичай дріб) в нижній частині та з вузьким відростком-трубкою у верхній частині, на якій є шкала з поділками, які зазначають густину.



Ареометр занурюється в різних рідинах на різну глибину. При цьому він витісняє об'єми цих рідин однієї і тієї ж маси, що рівні масі ареометра, а відповідно, обернено пропорційні їх густині.

#### *Дослід 2. Приготування розчинів певної концентрації*

Розчини певної концентрації можна приготувати наступними методами:

- з фіксаналів;
- розчиненням відомої наважки твердої речовини в певній масі або об'ємі розчинника або розчину;
- розведенням концентрованих розчинів.

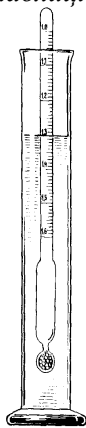
Налити у високий вузький циліндр 250–300 мл розчин досліджуваної речовини заздалегідь нагрітий до температури, що зазначена в таблиці густин і опустити ареометр так, щоб він не торкався стінок посудини. Та поділка шкали, до якої ареометр занурюється в рідину, показує густину цієї рідини. В залежності від заданої точності використовують або один ареометр з великими

інтервалами на шкалі, або набір декількох ареометрів з дрібними поділками.

Ареометри, що застосовують для визначення густини рідин, які важчі за воду, мають нуль у верхній частині шкали, а для рідин, що легші за воду – внизу шкали.

*Густина розчинів змінюється залежно від концентрації. Тому за густиною можна визначити концентрацію розчиненої речовини. Для цього використовують довідкові таблиці (див. додаток), в яких кожній густині відповідає певна концентрація. Якщо величини, яка точно відповідає зробленому розрахунку на шкалі ареометра, немає у таблиці, а наведені величини близькі до неї (трохи більша або трохи менша), то концентрацію знаходять методом інтерполяції, приймаючи наближено, що у певному невеликому інтервалі густина прямо пропорційна концентрації.*

*Густина змінюється залежно від температури, тому густину розчину визначають при тій температурі, яка вказана в довідковій таблиці.*



**Рис. 26.** Ареометр

Для приготування розчинів із заданою молярною або нормальною концентрацією використовують мірні колби – плоскодонні круглі колби з вузьким горлом і пришліфованим корком.

Мірні колби є різної місткості: на 25, 50, 100, 200, 250, 500, 1000 і більше мілілітрів. Місткість посудини, так як і температура, якій вона відповідає, вказані на самій колбі.

### **Дослід 3.** Приготування розчинів заданої концентрації по розрахованій наважці

Кожний студент одержує в викладача картку з індивідуальним завданням: приготувати розчин препарату певної концентрації.



Спочатку виконує необхідні розрахунки, а потім, з дозволу викладача, готує розчин.

Приготування розчину масової концентрації. Розраховану наважку речовини зважити на технохімічних терезах (на годинниковому склі). Відміряти необхідний об'єм, тобто масу, води мірним циліндром. Перенести речовину в будь-який немірний посуд і обмити туди ж годинникове скло водою з мірного циліндра та перелити залишки води. Розмішати розчин скляною паличкою та знову перелити у мірний циліндр.

Приготування розчинів молярної концентрації та молярної концентрації еквівалента. Розраховану наважку зважити на аналітичних терезах (рідкі речовини відбирають піпеткою) та кількісно перенести її через суху скляну лійку, поміщену в шийку колби, обережно висипати або вилити в мірну колбу потрібного об'єму, старанно змивши в колбу її залишки із стінок склянки і лійки (у колбу перед цим внести невеликий об'єм дистильованої води). Якщо не вся сіль розчиниться у промивній воді, долити в колбу ще трохи води до повного розчинення солі. Після цього долити дистильовану воду до мітки, закрити колбу корком і готовий розчин перемішати багаторазово перевертаючи її догори дном.

*Під час приготування розчинів мінеральних кислот слід доливати відміряну циліндром кислоту у воду тоненькою струминкою при безперервному помішуванні скляною паличкою і ні в якому разі не навпаки.*



Густина концентрованих кислот більша за густина води. Тому при вливанні кислоти в воду вона проходить крізь весь шар води, що спричиняє рівномірний розігрів усього об'єму розчину.

Якщо ж воду доливати до концентрованої сульфатної кислоти, то сильне місцеве нагрівання практично обмежується верхніми шарами розчину: вода перетворюється в пару, яка, енергійно виділяючись з розчину, викликає його сильне розбризкування, що може призвести до нещасних випадків.

#### *Дослід 4.* Добування золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ гідролітичним способом

Налийте в стакан 150-200 мл дистильованої води і нагрійте до кипіння. У киплячу воду при інтенсивному перемішуванні скляною паличкою додайте невеличкими порціями близько 1 мл насиченого розчину ферум (III) хлориду.

Після добавляння останньої порції кип'ятіть розчин ще кілька хвилин. Зверніть увагу на поступовий перехід жовтого забарвлення розчину в інтенсивне коричнево-червоне, що зумовлюється утворенням золю ферум(III) гідроксиду.



Напишіть рівняння реакції. Добутий розчин залишіть для наступних дослідів.

#### *Дослід 5.* Добування і коагуляція золю яєчного білка



**Частина 1**



**Частина 2**

Налийте в стакан 60 мл дистильованої води, в якій розчиніть білок курячого яйця при інтенсивному перемішуванні розчину скляною паличкою. Дайте розчину відстоятися протягом 1-2 год, а потім відфільтруйте волокнисті домішки під зменшеним тиском.

Налийте в пробірку 5 мл розчину і занурте в стакан з киплячою водою. Спостерігайте за утворенням осаду – гелю яєчного білка. Осад залишіть для наступних дослідів.

#### *Дослід 6.* Коагуляція золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ електролітами

Налийте в три пробірки по 10 мл колоїдного розчину ферум(III) гідроксиду і додайте краплинами (0.3 мл або 3 краплі) децимолярні розчини: у першу – натрій фосфату, у другу – натрій сульфату, у третю – натрій хлориду.

Після добавляння кожної краплини збовтуйте зміст пробірки і стежте за появою каламуті. Запишіть кількість витраченого розчину кожної солі. Поясніть, чому коагуляція найлегше відбувається при добавлянні фосфат-іонів і найважче – при добавлянні хлорид-іонів.



### *Дослід 7.* Висолювання золю яєчного білка

У пробірку вміщують близько 1 мл розчину білка і додають краплями при перемішуванні насичений розчин  $MgSO_4$  до утворення пластівців білка.

При додаванні певної кількості води утворені пластівці розчиняються, що свідчить про оборотність коагуляції і розчинення для ліофільних колоїдів. Для ліофобних колоїдів ці процеси необоротні.



### *Дослід 8.* Захисна дія гідрофільного колоїду при коагуляції золю $Fe(OH)_3$ електролітом

Налийте в дві пробірки по 5 мл колоїдного розчину ферум тригідроксиду і добавте в одну з них 3 мл дистильованої води, а в другу – 3 мл 0,5 %-ного розчину желатину і добре збовтайте.

Після цього добавте в обидві пробірки по 3 мл натрію гідрофосфату і знову добре збовтайте. Зафіксуйте час появи каламуті в обох пробірках і поясніть, чому коагуляція золю при наявності розчину желатину відбувається значно повільніше.



### *Дослід 9.* Пептизація осаду $\text{AgCl}$ при промиванні

Налийте в пробірку 4-5 мл 0,1 н. розчину аргентум нітрату, додайте такий самий об'єм 0,1 н. розчину натрій хлориду і добре збовтайте.

Розділіть добутий розчин з осадом у дві пробірки і профільтруйте кожний окремо.

Промийте осад на фільтрі: один – дистильованою водою, другий – 0,5 н. розчином амоній нітрату.



Фільтрати зберіть в окремі чисті пробірки або колбочки. Зверніть увагу, що перші порції фільтрату при промиванні дистильованою водою цілком прозорі, а при наступному промиванні з'являється каламуть. Другий фільтрат залишається прозорим. Поясніть причину цього явища.

### *Дослід 10.* Добування колоїдів реакціями подвійного обміну

Відміряють у пробірку 5 мл 0,01 н. розчину  $\text{AgNO}_3$  і додають краплинами при перемішуванні 3 мл 0,01 н. розчину  $\text{KI}$ . Аналогічно до 5 мл 0,01 н. розчину  $\text{KI}$  додають 3 мл 0,01 н. розчину  $\text{AgNO}_3$ .



Для кожного золю встановлюють «знак заряду», записують схематичні формули міцел. Потім золі, що утворилися, змішують і спостерігають взаємну коагуляцію їх. Пояснюють причину коагуляції.

### *Завдання для самостійного опрацювання:*

1. Розрахувати масову частку (у %) розчину натрій гідроксиду, одержаному розчиненням 40 г  $\text{NaOH}$  у 600 мл  $\text{H}_2\text{O}$ .
2. Розрахувати молярність і мольну частку розчиненої речовини в 67 %-ному розчині сахарози  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .

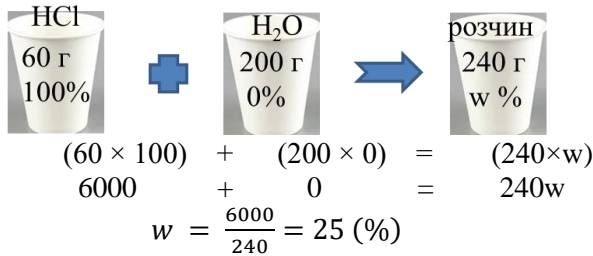
3. Визначити масову частку  $\text{NaCl}$  (у %) в розчині, отриманого змішуванням 300 г 25 %-го та 400 г 40 %-го (за масою) розчинів цієї речовини. Відповідь подати з точністю до десятих.
4. Знайти масу  $\text{NaNO}_3$  (в г), необхідну для приготування 300 мл 0,2 М розчину.
5. Розрахувати моляльність 20 %-го (за масою) розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Відповідь подати з точністю до десятих.
6. До 100 мл 96 %-ного розчину сульфатної кислоти (густина 1,84 г/мл) прилили 400 мл води. Визначити нормальність розчину.
7. Розрахувати осмотичний тиск розчину (в кПа), що містить 16 г сахарози в 350 г води при 20°C. Густина розчину прийняти рівною одиниці. Відповідь подати з точністю до десятих.
8. При 293 К тиск насиченої пари над водою дорівнює 2,34 кПа. Скільки грамів гліцерину потрібно розчинити в 180 г води, щоб понизити тиск пари на 133,3 Па?
9. При якій температурі (в °C) буде кристалізуватись 40 %-ий водний розчин етилового спирту? Відповідь подати з точністю до цілих.
10. Розчинність кальцій карбонату при 35°C дорівнює  $6,9 \cdot 10^{-5}$  моль/л. Обчислити добуток розчинності солі при вказаній температурі.
11. Золь  $\text{AgI}$  отриманий додаванням 0.05 моль/л  $\text{KI}$  до 10 мл водного розчину  $\text{AgNO}_3$  концентрацією 0.02 моль/л. Запишіть формулу міцели утвореного золю. Підберіть 3 іони коагулятори та розмістіть їх в порядку зростання коагулюючої здатності.
12. Які зміни відбуваються із золем  $\text{AgI}$  отриманим під час взаємодії розчинів  $\text{NaI}$ ;  $\text{AgNO}_3$  та зарядженим негативно під час коагуляції його розчином  $\text{FeCl}_3$ . Записати формули початкового золю, осаду в ІЕТ та золю після перезарядки.
13. Записати формулу міцели золю отриманого при додаванні до розбавленого розчину  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  розбавленого розчину  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . Розставити електроліти  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  та  $\text{K}_3\text{PO}_4$  в порядку зростання коагулюючої здатності.
14. В якому порядку слід зливати розчини: а)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  та  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{SnCl}_2$  та  $\text{KOH}$ , щоб отримати систему з негативно зарядженими гранулами? Запишіть формули міцел та назвіть їх складові частини.

15. Записати формулу міцели золю отриманого додаванням до розчину  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  концентрованого розчину  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . Підібрати два електроліти об'єм яких якнайменше затратиться під час коагуляції даного золю.
16. За якими ознаками дисперсної фази і дисперсійного середовища колоїдні система поділяють на ліофільні і ліофобні та гідрофільні і гідрофобні?
17. У чому полягають дисперсійні і конденсаційні методи добування колоїдів?
18. Для чого в колоїдній системі потрібний стабілізатор? Які бувають стабілізатори?
19. Що таке електрофорез і електроосмос?
20. Що таке ефект Тіндала? Який вигляд має міцела ліофобного колоїду, яку спостерігають в ультрамікроскопі?
21. Накреслити схему і записати схематичну формулу міцели йодиду срібла з позитивним і негативним зарядом та зазначити умови, коли заряд буде позитивним і коли негативним.
22. Чим можна пояснити коагулюючу дію електролітів на ліофобні золі, і як вона пов'язана з валентністю коагулюючого іона?
23. Які фактори впливають на пептизацію? Пояснити на прикладах дію пептизаторів на осад.
24. Чому розчини ліофільних полімерів захищають ліофобні колоїди від коагуляції?
25. Золь ферум(III) гідроксиду одержаний додаванням до киплячої води насиченого розчину ферум(III) хлориду. Запишіть формулу міцели, підберіть 4 іони коагулятори. Розставте їх в порядку зростання порогів коагуляції.

### **Приклади розв'язків завдань:**

**Приклад 1.** Розрахувати масову частку ( $y$  %) розчину натрій гідроксиду, одержаному розчиненням 60 г  $\text{HCl}$  у 200 мл  $\text{H}_2\text{O}$ .

*Розв'язок*



**Приклад 2.** Знайти масу KCl (в г), необхідну для приготування 500 мл 0,5 М розчину.

*Розв'язок*

$$C_M = \frac{n_i}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$m = C_M \cdot M \cdot V = 0.5 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}} \cdot 75.5 \frac{\text{Г}}{\text{МОЛЬ}} \cdot 0.5 \text{ л} = 18.88 \text{ г}$$

**Приклад 3.** Розрахувати осмотичний тиск розчину (в кПа), що містить 32 г сахарози в 500 г води при 20°C. Густина розчину прийняти рівною одиниці. Відповідь подати з точністю до десятих.

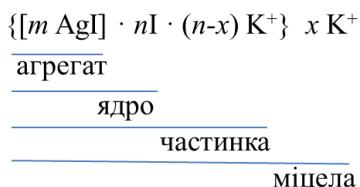
*Розв'язок*

$$\pi = C_M \cdot R \cdot T$$

$$C_M = \frac{n_i}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{32 \text{ г}}{342 \frac{\text{Г}}{\text{МОЛЬ}} \cdot 0.532 \text{ л}} = 0.176 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$$

$$\pi = 0.176 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}} \cdot 8.314 \frac{\text{Дж}}{\text{МОЛЬ} \cdot \text{К}} \cdot 293 \text{ К} = 0.429 \text{ Па}$$

**Приклад 4.** Золь AgI отриманий додаванням 0.05 моль/л KI до 10 мл водного розчину AgNO<sub>3</sub> концентрацією 0.02 моль/л. Запишіть формулу міцели утвореного золю.



## Лабораторна робота № 5 ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ. КИСЛОТНО-ОСНОВНЕ ТИТРУВАННЯ

### *Короткий теоретичний опис*

У розчинах іони солі і полярні молекули води взаємодіють з утворенням іонно-дипольного зв'язку. Цей процес називають гідратацією. При гідратації молекули води деформуються – збільшується відстань і послаблюється електростатичний зв'язок між іонами в молекулах води – їх диполі видовжуються. Одночасно поляризовані диполі води послабляють зовнішнє електричне поле іона.

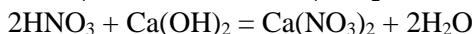
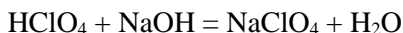
Міра поляризації гідратованих молекул води залежить від напруги електричного поля, в якому вони розмішуються навколо іона. Сила зв'язку катіонів  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$  тощо високоактивних металів з іонами  $\text{OH}^-$  та аніонів  $\text{NO}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{I}^-$  тощо сильних кислот з іонами  $\text{H}^+$  менша від сили зв'язку  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  в молекулах води. Тому гідратація такими іонами солі обмежується тільки деформацією диполів молекул води без розщеплення на іони  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$ . Катіони  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$  тощо слабких основ і аніони  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  тощо слабких кислот, які утворюють розчинні солі, можуть розщеплювати молекули гідратованої води. При цьому відбувається хімічна реакція – катіони зв'язують іони  $\text{OH}^-$  води і виштовхують іони  $\text{H}^+$  в розчин, а аніони – навпаки. Наприклад:



Хімічну реакцію між іонами солі і молекулами води називають реакцією *гідролізу* або *гідролізом*.

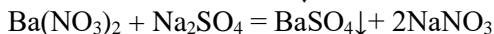
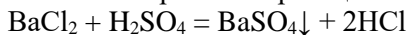


В обмінних реакціях, що протікають у розчинах електролітів, поряд з недисоційованими молекулами слабких електролітів, твердими речовинами і газами, беруть участь також іони, що знаходяться в розчині. Тому сутність протікаючих процесів найбільш повно виражається при записі їх у формі іонно-молекулярних рівнянь. У таких рівняннях слабкі електроліти, малорозчинні сполуки і газу записуються у молекулярній формі, а ті, що знаходяться в розчині сильні електроліти у вигляді складової їх іонів. Наприклад, рівняння реакцій нейтралізації сильних кислот сильними основами

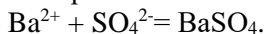


виражають одним і тим же іонно-молекулярним рівнянням:  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ , з якого випливає, що сутність всіх процесів зводиться до утворення з іонів водню до гідроксид-іонів малодисоційованого електроліту води.

Аналогічно рівняння реакцій:



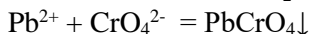
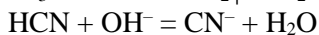
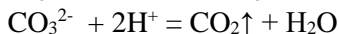
виражають один і той же процес утворення з іонів  $\text{Ba}^{2+}$  і  $\text{SO}_4^{2-}$  осаду малорозчинного електроліту – барій сульфату:



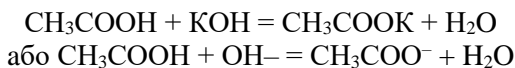
Розглянуті приклади показують, що *обмінні реакції в розчинах електролітів протікають у напрямку зв'язування іонів, що приводить до утворення малорозчинних речовин (осаду або газів) або молекул слабких електролітів.*

**Приклад 1.** Записати в іонно-молекулярній формі рівняння реакції між наступними речовинами:  $\text{CH}_3\text{COONa}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  і  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{HCN}$  і  $\text{Ca(OH)}_2$ ;  $\text{Pb(NO}_3)_2$  і  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ .

Оскільки  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HCN}$  і  $\text{H}_2\text{O}$  – слабкі електроліти, а  $\text{CO}_2$  і  $\text{PbCrO}_4$  – малорозчинні у воді речовини, шукані рівняння будуть мати наступний вигляд:

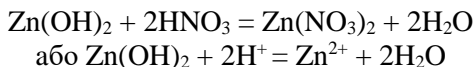


У тих випадках, коли малорозчинні речовини (або слабкі електроліти) існують як серед вихідних речовин, так і серед продуктів реакції, рівновага зміщується в бік утворення найменш дисоційованих речовин. Наприклад, при нейтралізації слабкої кислоти сильною основою:



в реакції беруть участь два слабких електроліта – слабка кислота ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) і вода. При цьому рівновага виявляється сильно зміщена у бік утворення більш слабого електроліту – води, константа дисоціації якої ( $1,8 \cdot 10^{-16}$ ) значно менше константи дисоціації оцтової кислоти ( $1,8 \cdot 10^{-5}$ ). Проте до кінця така реакція протікати не буде: в розчині залишиться невелика кількість недисоційованих молекул  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і іонів  $\text{OH}^-$ , так що реакція розчину буде не нейтральною (як при нейтралізації сильної кислоти сильною основою), а слаболужною.

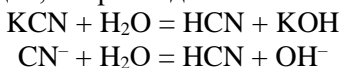
Аналогічно при нейтралізації слабкої основи сильною кислотою:



рівновага буде сильно зміщена вправо – в сторону утворення більш слабого електроліту (води), але при досягненні рівноваги в розчині залишиться невелика кількість недисоційованих молекул основ та іонів  $\text{H}^+$  реакція розчину буде слабокислою.

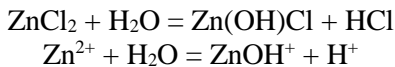
Таким чином, реакції нейтралізації, в яких беруть участь слабкі кислоти або основи, – оборотні, тобто можуть протікати не тільки в прямому, але й у зворотному напрямку. Це означає, що при розчиненні у воді солі, до складу якої входить аніон слабкої кислоти або катіон слабкої основи, протікає процес гідролізу – обмінна взаємодія солі з водою, в результаті якої утворюється слабка кислота або слабка основа.

Якщо сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою, то в результаті гідролізу в розчині утворюються гідроксид-іони і він набуває лужну реакцію, наприклад:

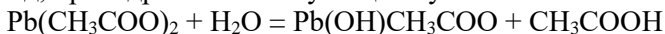


Як видно, в подібних випадках гідролізу піддається аніон солі.

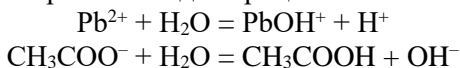
При гідролізі солі, утвореної сильною кислотою і слабкою основою, гідролізу піддається катіон солі; при цьому в розчині зростає концентрація іонів водню, і він набуває кислу реакцію, наприклад:



При взаємодії з водою солі, утвореної слабкою кислотою і слабкою основою, гідролізу піддаються як катіон, так і аніон солі; наприклад, при гідролізі пліумбум ацетату



паралельно протікають два процеси:



У цьому випадку реакція розчину залежить від відносної сили кислоти і основи, що утворюють сіль. Якщо  $K_{\text{кисл}} \approx K_{\text{осн}}$ , то катіон і аніон гідролізуються в рівній мірі, і реакція розчину буде нейтральною; якщо  $K_{\text{кисл}} > K_{\text{осн}}$ , то катіон солі гідролізується більшою мірою, ніж аніон, так що концентрація іонів  $\text{H}^+$  у розчині буде більше концентрації гідроксид-іонів, і реакція розчину буде слабкислою; нарешті, якщо  $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$ , то гідролізу піддається переважно аніон солі і реакція розчину буде слаболужною.

Солі, утворені сильною кислотою і сильною основою, не гідролізуються, тому що в цьому випадку зворотна реакція до гідролізу, реакція нейтралізації практично необоротна, тобто протікає до кінця.

Гідроліз солі, утвореної слабкою кислотою  $\text{HA}$  і сильною основою, характеризується *константою гідролізу*  $K_{\text{Г}}$ :

$$K_{\text{Г}} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot \text{HA}}{[\text{A}^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}}}$$

$K_{\text{H}_2\text{O}}$  – іонний добуток води.

Останнє співвідношення показує, що чим слабша кислота, тобто чим менше константа її дисоціації, тим більше константа гідролізу утвореної нею солі.

Аналогічно для солі слабкої основи  $\text{MeOH}$  і сильної кислоти:

$$K_{\text{Г}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot \text{MeOH}}{[\text{M}^+]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн}}}$$

Звідси випливає, що  $K_r$  тим більше, чим менше  $K_{осн}$ , тобто чим слабша основа MeOH.

Ступенем гідролізу  $h$  називається частка електроліту, що зазнала гідролізу. Вона пов'язана з константою гідролізу  $K_r$  рівнянням, аналогічним закону розведення Оствальда для дисоціації слабого електроліту:

$$K_r = (h^2 C_M) / (1 - h)$$

Найчастіше гідролізовані частини солі дуже малі, а концентрація продуктів гідролізу незначна. У подібних випадках  $h \ll 1$ , і в знаменнику останньої формули цією величиною можна знехтувати. Тоді зв'язок між  $K_r$  і  $h$  виразиться більш простими співвідношеннями:

$$K_r = h^2 C_M \text{ або } h = \sqrt{\frac{K_r}{C_M}}$$

З останнього рівняння випливає, що ступінь гідролізу солі тим більше, чим менше її концентрація; інакше кажучи, при розведенні розчину солі ступінь її гідролізу зростає.

**Приклад 2.** Обчислити ступінь гідролізу калій ацетату в 0,1 M розчині електроліту.

Рівняння реакції гідролізу:



Для обчислення ступеня гідролізу знайдемо перш за все константу гідролізу. Для цього скористаємося значенням константи дисоціації оцтової кислоти ( $1,8 \cdot 10^{-5}$ ), наведеним у табл. 7 додатка:

$$K_r = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_{\text{кисл}} = 10^{-14} / (1,8 \cdot 10^{-5}) = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Тепер знайдемо ступінь гідролізу:

$$h = \sqrt{\frac{K_r}{C_M}} = \frac{\sqrt{5,56 \cdot 10^{-10}}}{0,1} = 7,5 \cdot 10^{-5}$$

Для обчислення рН слід взяти до уваги, що в результаті гідролізу кожного аніону  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , утворюється один гідроксид-іон. Якщо вихідна концентрація гідролізованих аніонів  $C_M$  [моль/л], а гідролізу піддалася частка  $h$  цих аніонів, то при цьому утворилося  $hC_M$  моль/л іонів  $\text{OH}^-$ . Таким чином:

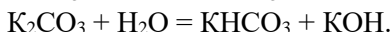
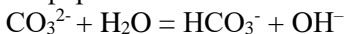
$$[\text{OH}^-] = hC_M = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

Отже

$$pOH = -\lg [OH^-] = -\lg (7,5 \cdot 10^{-6}) = 5,12$$

$$\text{Звідси: } pH = 14 - pOH = 14 - 5,12 = 8,88.$$

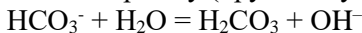
Гідроліз солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами, протікає ступінчасто, причому продуктами перших стадій гідролізу є кислі солі. Так, при гідролізі калій карбонату іон  $CO_3^{2-}$  приєднує один іон гідрогену, утворюючи гідрокарбонат-іон  $HCO_3^-$  або в молекулярній формі:



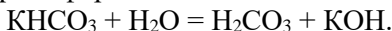
Це – перший ступінь гідролізу. Відповідна константа гідролізу визначається значенням константи дисоціації утвореної при гідролізі кислоти ( $HCO_3^-$ ), тобто другою константою дисоціації карбонатної кислоти  $H_2CO_3$  (табл. 7). Таким чином:

$$K_{r1} = K_{H_2O} / K_{кисл2} = 10^{-14} / (4,7 \cdot 10^{-11}) = 2,1 \cdot 10^{-4}$$

Накопичення в розчині іонів  $OH^-$  перешкоджає подальшому протіканню гідролізу. Однак, якщо зв'язувати утворювані гідроксид-іони (наприклад, додаючи до розчину кислоту), то аніон  $HCO_3^-$  у свою чергу підлягає гідролізу (другий ступінь гідролізу) –



або в молекулярній формі:

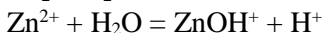
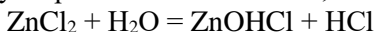


Константа гідролізу по другому ступеню визначається значенням першої константи дисоціації карбонатної кислоти (табл. 7):

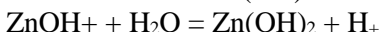
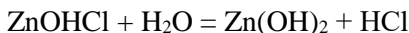
$$K_{r2} = K_{H_2O} / K_{кисл1} = 10^{-14} / (4,5 \cdot 10^{-7}) = 2,2 \cdot 10^{-8}$$

Як видно,  $K_{r2} \ll K_{r1}$ . Це пов'язано з тим, що константа дисоціації кислоти по першому ступеню, як правило, значно більше константи дисоціації по другому ступеню. Тому при наближених розрахунках, пов'язаних з гідролізом солей слабких багатоосновних кислот, можна брати до уваги тільки гідроліз по першому ступеню.

Також ступінчасто протікає гідроліз солей, утворених слабкими основами багатовалентних металів. У результаті гідролізу по першому ступеню утворюється основна сіль, наприклад:



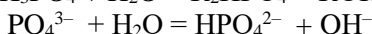
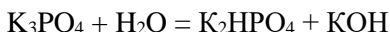
Другий ступінь гідролізу представляє собою взаємодію з водою основної солі (точніше гідроксокатіону, що утворився):



У подібних випадках  $K_{r1}$  значно перевищує  $K_{r2}$ , і якщо не пов'язувати утворювані іони  $\text{H}^+$ , то гідроліз за другим ступенем практично не протікає.

**Приклад 3.** Визначити рН 0,1 М розчину калій ортофосфату.

Будемо вважати, що гідроліз практично протікає тільки по першому ступеню:



Константа гідролізу по цьому ступеню визначається константою дисоціації слабкої кислоти  $\text{HPO}_4^{2-}$ , що утворилася, тобто третьою константою дисоціації ортофосфатної кислоти (табл. 7):

$$K_{r1} = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_3 = 10^{-14} / (1,3 \cdot 10^{-12}) = 7,7 \cdot 10^{-3}$$

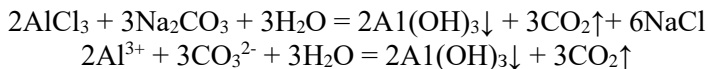
Знаходимо ступінь гідролізу:

$$h = \frac{\sqrt{K_{r1}}}{\sqrt{C_M}} = \frac{\sqrt{7,7 \cdot 10^{-3}}}{0,1} = 2,8 \cdot 10^{-2}$$

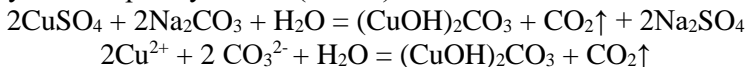
Концентрація гідроксид-іонів, що утворилися дорівнює  $hC_M$ , тобто  $[\text{OH}^-] = 2,8 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 2,8 \cdot 10^{-3}$ , звідки  $\text{pOH} = -\lg(2,8 \cdot 10^{-3}) = 2,55$ .

Остаточно отримуємо:  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,45$ .

Якщо в розчин солі, що гідролізує, ввести зв'язуючий реактив, що зв'язує при гідролізі іони  $\text{H}^+$  або  $\text{OH}^-$ , то відповідно до принципу Ле-Шательє, рівновага зміщується у бік посилення гідролізу; в результаті гідроліз може протікати повністю – до утворення кінцевих продуктів. При цьому іони  $\text{H}^+$  (або  $\text{OH}^-$ ) можна зв'язати в молекулу води, вводючи в розчин не тільки луг (або кислоту), а й іншу сіль, гідроліз якої приводить до накопичення у розчині іонів  $\text{OH}^-$  (або  $\text{H}^+$ ); іони  $\text{H}^+$  та  $\text{OH}^-$  будуть нейтралізувати один одного, що викличе взаємне посилення гідролізу обох солей і в результаті – утворення кінцевих продуктів гідролізу. Наприклад, при змішуванні розчинів  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  і  $\text{AlCl}_3$ , в яких відповідно є надлишок іонів  $\text{OH}^-$  і  $\text{H}^+$ , взаємне посилення гідролізу призводить до виділення  $\text{CO}_2$  і утворенню осаду  $\text{Al(OH)}_3$ :



В осад, у подібних випадках, випадає найменш розчинний з можливих продуктів гідролізу. Так, розчинність карбонату гідроксоміді  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  менше, ніж купрум (II) гідроксиду  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Тому при зливанні розчинів  $\text{CuSO}_4$  і  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  кінцевим продуктом гідролізу є саме  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ :



Рівновага гідролізу може бути зміщена також зміною температури. Оскільки зворотний гідролізу процес – реакція нейтралізації – протікає з виділенням теплоти, то реакція гідролізу представляє собою ендотермічний процес. Тому підвищення температури веде до посилення гідролізу, а зниження температури – до його послаблення.

### Хід виконання роботи

#### *Дослід 1.* Реакція середовища при гідролізі солей

Розчиніть у дистильованій воді в окремих пробірках по кілька кристалів таких солей: у першій – натрій хлориду, в другій – натрій карбонату, в третій – алюміній сульфату і в четвертій – амоній ацетату. Додайте в усі пробірки смужку індикаторного паперу.



Поясніть, чому забарвлення індикаторного паперу в деяких розчинах має різне забарвлення. Напишіть рівняння реакцій гідролізу.

#### *Дослід 2.* Вплив температури на гідроліз солей

Налийте в дві пробірки по 3 мл 2 н. розчину натрій ацетату. Додайте в кожную з них по 2-3 краплини розчину фенолфталеїну.

Залишіть одну пробірку для порівняння, а другу повільно нагрійте і спостерігайте за зміною забарвлення розчину. Зверніть увагу, що розчин при охолодженні знебарвлюється. Напишіть рівняння реакції гідролізу натрій ацетату.



### *Дослід 3.* Вплив розбавлення розчину на гідроліз солей

Налийте в пробірку 2-3 мл розчину стихій(III) хлориду і додайте краплинами воду до утворення осаду.

Залишіть утворений розчин з осадом для наступного досліді. Напишіть рівняння реакцій, вважаючи, що внаслідок гідролізу утворюється стибій дигідроксохлорид, який втрачає воду і перетворюється на стибій оксохлорид.



### *Дослід 4.* Вплив розбавлення розчину на гідроліз солей

Налийте в пробірку 2-3 мл розчину стибій трихлориду і додайте краплинами воду до утворення осаду. Залишіть утворений розчин з осадом для наступного досліді. Напишіть рівняння реакцій, вважаючи, що внаслідок гідролізу утворюється стибій дигідроксохлорид, який втрачає воду і перетворюється на стибій оксохлорид.

### *Дослід 5.* Повний гідроліз

Налийте в пробірку 3 мл розчину алюміній хлориду і додайте такий самий об'єм розчину натрій сульфіді. Спостерігайте за утворенням білого аморфного осаду. Зверніть увагу на запах сірководню, що виділяється з розчину.

Щоб довести, що осад є алюміній гідроксидом, а не алюміній сульфідом, відфільтруйте осад, промийте його на фільтрі кілька разів водою і розділіть у дві пробірки. Додайте в одну з них розчин натрій гідроксиду, а в другу – розбавлену соляну кислоту.



Спостерігайте за розчиненням осадів в обох пробірках. Зверніть увагу, що при розчиненні осаду запаху сірководню не чути. Напишіть рівняння реакцій.

### Дослід 6. Розчинення металу в продуктах гідролізу солей

Помістити у пробірку шматочок цинку, додати 2–3 мл концентрованого розчину алюміній сульфату, який приготувати шляхом розчинення відповідної солі у воді.

Нагріти пробірку на невеликому полум'ї газового пальника. Спостерігати розчинення цинку і виділення пухирців водню. Написати іонні рівняння першого та другого ступеня гідролізу алюміній сульфату. Пояснити причину виділення водню.



Речовини в розчинах взаємодіють між собою в еквівалентних кількостях. Тому для обчислення кількостей реагуючих речовин зручніше користуватися нормальностями їхніх розчинів. Якщо нормальність речовини в одному розчині  $N_1$ , то кількість її в 1 мл дорівнюватиме  $N_1 : 1000$ , а в об'ємі  $V_1$  мл ( $N_1 : 1000$ )  $V_1$ . Для розчину іншої концентрації речовини нормальністю  $N_2$  і об'ємом  $V_2$  кількість грам-еквівалентів буде виражена аналогічною формулою ( $N_2 : 1000$ )  $V_2$ . Ці розчини прореагують між собою в еквівалентних кількостях: ( $N_1 : 1000$ )  $V_1 = (N_2 : 1000)$   $V_2$ , або  $V_1 N_1 = V_2 N_2$ . З цього рівняння видно, що для обчислення одного із значень треба знати три інші значення, які входять до складу формули. Наприклад, на нейтралізацію 25 мл 0,2 н. розчину лугу КОН витрачено 20 мл розчину соляної кислоти НСІ. Обчислити нормальність  $N_1$  розчину кислоти.

Підставивши у виведену формулу дані прикладу, обчислюють:

$$N_1 = 25 \cdot 0,2 / 20 = 0,25 \text{ н.}$$

Для точного встановлення моменту еквівалентності реагуючих речовин користуються різними методами, вибір яких залежить від властивостей реагуючих речовин і продуктів реакції.

Для реакції нейтралізації момент еквівалентності переважно встановлюють за допомогою певних індикаторів.

Процес приливання порціями з мірного посуду розчину одної речовини до певної порції розчину другої речовини до моменту еквівалентності називають *титруванням*.

### *Дослід 7.* Визначення концентрації лугу титруванням

Піпеткою відміряють і зливають у конічну колбу 10 мл розчину лугу невідомої концентрації, додають 1-2 краплі розчину метилоранжу.

Заповнюють бюретку розчином кислоти відомої концентрації (нормальності). Рівень розчину в бюретці встановлюють на нуль. Колбу ставлять під бюретку на аркуш білого паперу.



При безперервному перемішуванні розчину в колбі, з бюретки маленькими порціями приливають розчин кислоти, до появи стійкого рожевого забарвлення. Записують об'єм витраченої кислоти, доливають кислоту в бюретку до нульового рівня і титрують таку ж нову порцію лугу.

Для цього до розчину лугу відразу приливають об'єм кислоти на 1-2 мл менший від визначеного при першому титруванні, а потім кислоту добавляють краплями до помітного переходу жовтого забарвлення в рожеве. Повторюють титрування доти, доки різниця між останнім і попереднім титруваннями не перевищуватиме 0,05 мл. Знаючи витрачений об'єм кислоти, обчислюють нормальність лугу.

### *Дослід 8.* Визначення концентрації розчину кислоти

Налийте у конічну колбу 10 мл розчину кислоти невідомої концентрації і додайте 1-2 краплі фенолфталеїну. Кислоту титрують розчином лугу відомої концентрації (нормальності) до появи стійкого світло-рожевого забарвлення.

Титрування повторюють кілька разів до досягнення потрібної узгодженості між значеннями останнього і передостаннього титрувань. Обчислюють нормальність досліджуваного розчину кислоти за поданим прикладом.



**Завдання для самостійного опрацювання:**

1. Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій, які приводять до утворення малорозчинних осадів чи газів: а)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI}$ ; б)  $\text{NiCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$ ; в)  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$ ; г)  $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$ ; д)  $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$ ; е)  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ ; ж)  $\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3$ .
2. Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються наступними іонно-молекулярними рівняннями: а)  $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ = \text{HNO}_2$ ; б)  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ ; в)  $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{PbI}_2\downarrow$ .
3. Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій взаємодії між водними розчинами наступних речовин: а)  $\text{NaHCO}_3$  і  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{FeCl}_3$  і  $\text{KOH}$ ; в)  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  і  $\text{Na}_2\text{S}$ ; г)  $\text{KHS}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; д)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH}$  (надлишок); е)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$ ; ж)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$  (надлишок). Для кожного випадку вказати причину зміщення рівноваги в бік прямої реакції.
4. У якому напрямку буде зміщена у водному розчині рівновага реакції:  $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{CH}_2\text{ClCOOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_2\text{ClCOONa}$ : а) у напрямку прямої реакції; б) у напрямку зворотної реакції?
5. Навести два приклади гідролізу солей, реакція розчину яких буде: а) кисла; б) лужна; в) нейтральна. Для кожного прикладу написати рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах.
6. Написати рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах за стадіями гідролізу таких солей:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ .
7. Чим пояснити відмінність ступеня гідролізу в розчинах солей:  $\text{AlCl}_3$  і  $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ ;  $\text{CH}_3\text{COONa}$  і  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ?
8. Виходячи з принципу Ле-Шательє, пояснити вплив соляної кислоти на рівновагу реакції гідролізу хлориду цинку  $\text{ZnCl}_2$ .

9. Розчин  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  має слабокислу, а розчин  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  – сильнолужну реакцію. Пояснити ці факти і мотивувати їх відповідними іонно-молекулярними рівняннями.
10. Чому розчин  $\text{NaHCO}_3$  має слаболужне, а розчин  $\text{NaHSO}_3$  – слабокислу реакцію?
11. Які з перерахованих нижче солей, піддаються частковому гідролізу, утворюють основні солі: а)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ; б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; в)  $\text{AgNO}_3$ ; г)  $\text{AlCl}_3$ ?
12. При зливання водних розчинів  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$  і  $\text{Na}_2\text{S}$  утворюється осад хром (III) гідроксиду і виділяється газ. Скласти молекулярне та іонно-молекулярне рівняння реакції, що відбувається.
13. Обчислити нормальність 10 %-го розчину їдкого натру, якщо густина цього розчину дорівнює 1,1.
14. Для нейтралізації 25 мл розчину лугу витрачено 20 мл 0.01 н. розчину кислоти. Обчислити нормальність розчину лугу.
15. Обчислити вміст їдкого калі в 200 мл його розчину, якщо на нейтралізацію 10 мл цього розчину витрачено 25 мл 0.5 н. розчину кислоти.
16. Обчислити еквівалент кислоти, якщо на нейтралізацію 2,25 г її розчину витрачено 25 мл 0.25 н. розчину лугу.
17. Скільки грамів  $\text{CaCO}_3$  випаде в осад, якщо до 200 мл 1 н. розчину  $\text{CaCl}_2$  додати надлишок розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?
18. Скільки мілілітрів 0.1 н. розчину лугу потрібно для осадження заліза у вигляді  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , яке міститься в 100 мл 0.2 н. розчину  $\text{FeCl}_3$ ?
19. Визначити нормальність розчину у 100 мл якого міститься 1,20 г  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

### Приклади розв'язків завдань:

**Приклад 1.** Обчислити вміст їдкого калі в 200 мл його розчину, якщо на нейтралізацію 10 мл цього розчину витрачено 25 мл 0.5 н. розчину кислоти.

*Розв'язок*

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

$$C_1 10 \text{ мл} = 0.5 \text{ н} \cdot 25 \text{ мл}; C_1 = \frac{0.5 \text{ н} \cdot 25 \text{ мл}}{10 \text{ мл}} = 1.25 \text{ н}$$

$$C(\text{KOH}) = \frac{m}{M \cdot V}; m = C \cdot M \cdot V = 1.25 \text{ н} \cdot 56 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0.2 \text{ л} = 14 \text{ г.}$$

**Приклад 2.** Розчин, який містить 0,53 г натрій карбонату в 200 г води замерзає при  $-0,13^\circ\text{C}$ . Обчислити уявний ступінь дисоціації солі.

*Розв'язок*

Для розв'язування таких задач потрібно згадати про те, що закони колігативних властивостей для розчинів електrolітів дають значні похибки, що пов'язано із значним збільшенням кількості частинок в розчині внаслідок процесу дисоціації:



З однієї молекули солі утворюється три іони, а, отже, і експериментально визначені значення колігативних властивостей (зниження температури замерзання розчину) будуть перевищувати теоретично розраховані, що описується ізотонічним коефіцієнтом:

$$i = \frac{\Delta T_{\text{зам,експ}}}{\Delta T_{\text{зам,теор}}}$$

який безпосередньо зв'язаний із ступенем дисоціації електrolіту:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}$$

Спочатку визначаємо теоретичне значення зміни температури замерзання розчину натрій карбонату:

$$\Delta T_{\text{зам}} = K \cdot C_M = K \cdot \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot 1000}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = 1,86 \cdot \frac{0,53 \cdot 1000}{106 \cdot 200} = 0,0465 \text{ (}^\circ\text{C)}$$

Тепер знаходимо ізотонічний коефіцієнт:

$$i = \frac{0,13}{0,0465} = 2,8$$

Останній крок – розрахунок уявного ступеня дисоціації. Як було показано вище, під час дисоціації натрій карбонату утворюється три іони, отже число  $n$  береться рівне 3:

$$\alpha = \frac{2,8 - 1}{3 - 1} = 0,9$$

Аналогічно розв'язуються задачі і на осмотичний тиск чи тиск пари розчинника над розчинами електролітів.

## **ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 3 ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ ТА МЕТАЛІВ**

### **Лабораторна робота № 6 ВЛАСТИВОСТІ p-ЕЛЕМЕНТІВ IV–VII ГРУП ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ**

#### *Короткий теоретичний опис*

Метали – це речовини, які мають певні особливості у будові атомів і кристалів та за звичайних умов виявляють специфічні характерні властивості: високу електропровідність, теплопровідність, від'ємний температурний коефіцієнт електричної провідності, здатність добре відбивати світлові хвилі (блиск), пластичність. Більшість металів достатньо поширена в природі. Так, вміст деяких металів в земній корі наступний: алюмінію – 8,2%, заліза – 4,1%, кальцію – 4,1%, натрію – 2,3%, магнію – 2,3% (в тому числі, в морській воді міститься натрію – 1,05% і магнію – 0,12%), калію – 2,1%, титану – 0,56%.

В природі метали зустрічаються у різних формах:

- у вільному стані – у вигляді самородків. До цієї групи належать виключно малоактивні метали, які називають дорогоцінними, або благородними (срібло, золото, платина, інколи мідь, ртуть)
- у зв'язаному стані – у формі складних сполук: оксидів – простих (магнетит  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , гематит  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) і змішаних (каолін  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , алуніт  $(\text{Na},\text{K})_2\text{O} \cdot \text{AlO}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$  та ін. солей: сульфідів (галеніт  $\text{PbS}$ , кіновар  $\text{HgS}$ ) хлоридів (сильвін  $\text{KCl}$ , галіт  $\text{NaCl}$ , сильвініт  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ , карналіт  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ), сульфатів (барит  $\text{BaSO}_4$ , ангідрид

CaSO<sub>4</sub>, гіпс CaSO<sub>4</sub> · 2H<sub>2</sub>O), фосфатів (апатит Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>), карбонатів (крейда, мармур CaCO<sub>3</sub>, магнезит MgCO<sub>3</sub>).

Очевидно, що метали середньої хімічної активності зустрічаються у формі оксидів чи сульфідів (FeO, ZnS), а більш активні метали – найчастіше у формі солей (NaCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O)<sup>4</sup>.

Лантаноїди

Актиноїди

- Лужні метали    - Лужноземельні метали    -Перехідні d-метали    - Амфотерні р-метали

### Хід виконання роботи

**Дослід 1 (демонстраційний).** Добування і горіння водню

Помістіть у пробірку декілька шматочків цинку і долейте 5-7 мл розведеної (1:1) хлоридної кислоти. Пробірку щільно закрийте корком з капіляром і закріпіть в лапці штатива. Відзначте бурхливе протікання реакції. Через 20-30 сек. після початку реакції можна перевірити водень, який виділяється, на чистоту. Для цього надіньте на капіляр суху пробірку, перевернуту догори дном. Через 30 сек. пробірку зніміть з капіляра і закрийте її отвір пальцем.

Потім піднесіть пробірку до пальника, відкрийте отвір і підпаліть водень. Якщо в пробірці чистий водень, то він запалюється і горить блідо-блакитним полум'ям. Якщо ж у пробірці ще є кисень повітря, то відбувається легкий вибух, що супроводжується різким свистом.



<sup>4</sup> <http://surl.li/nsgqus>

Напишіть рівняння реакції одержання і горіння водню. Що є окисником в цьому процесі? Чому пробірку для збирання водню слід тримати догори дном? Чи можна одержати водень із хлоридної кислоти при заміні цинку на інший метал?

**Дослід 2.** Відновлення калій перманганату гідроген пероксидом

Внесіть у пробірку декілька крапель розчину гідроген пероксиду, підкисліть його декількома краплями розчину сульфатної кислоти і додайте краплями розчин калій перманганату. Відзначте знебарвлення розчину. Напишіть рівняння реакції, враховуючи, що утворюється сіль мангану (II) і вільний кисень.



**Дослід 3 (демонстраційний).** Добування хлору і хлорної води (під тягою)

В колбу місткістю 200-250 мл, що закріплена в штативі, внесіть 8-10 г калій перманганату. Колбу закрийте корком з газовідвідною трубкою і ділильною лійкою, в яку налейте концентровану хлоридну кислоту.

Відкрийте кран ділильної лійки і спостерігайте бурхливий початок реакції. Кінець газовідвідної трубки опустіть на дно підставленої сухої пробірки і спостерігайте її заповнення жовто-зеленим газом.



Напишіть рівняння реакції, враховуючи, що калій перманганат переходить у манган (II) хлорид. Вкажіть окисник і відновник.

Кінець газовідвідної трубки опустіть на дно циліндра об'ємом 100 мл, заповненого дистильованою водою, і пропускайте хлор, що виділяється, протягом 8- 10 хвилин. Відзначте зміну забарвлення води.



#### **Дослід 4.** Характерні реакції на іони галогенів

Утворення осадів  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$  і  $\text{AgI}$  є характерною реакцією на іони галогенів. Отримайте вказані речовини за допомогою реакції обміну. Необхідні розчини солей беріть в кількості 4-5 крапель.

До отриманих осадів додайте розчину аміаку. Чи спостерігається їх розчинення? Напишіть в молекулярній та іонній формі рівняння реакцій, відзначте кольори добутих осадів і результат дії на них нітратної кислоти



#### **Дослід 5 (демонстраційний).** Добування кисню

Наповніть пробірку кристалічним калій перманганатом на  $1/5$  її об'єму, закріпіть похило в штативі і закрийте ватою і пробкою з газовідвідною трубкою.

Приготуйте невелику колбу зі щільним корком. Відкритий кінець газовідвідної трубки введіть в колбу; підігрійте пробірку з калій перманганатом. Перевірте наявність кисню тліючою скіпкою. Запишіть рівняння реакції одержання кисню.



#### **Дослід 6.** Відновні властивості сірководню

У дві пробірки внесіть такі розчини: в першу – 5 крапель калій перманганату і 2 краплі 2 н. сульфатної кислоти, в іншу – стільки ж калій біхромату і тієї ж кислоти. В кожную з пробірок додайте краплями сірководневу воду до зміни забарвлення кожного розчину і його помутніння внаслідок виділення вільної сірки.

Запишіть рівняння відповідних реакцій, враховуючи, що  $\text{MnO}_4^-$  іон переходить в іон  $\text{Mn}^{2+}$ , а  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  в іон  $\text{Cr}^{3+}$ .

#### **Дослід 7.** Дія сульфатної кислоти на метали

У дві пробірки внесіть по 5-8 крапель розчину розведеної сульфатної кислоти і по 2-3 гранули металів: у першу – цинку, в

другу – міді. Якщо реакція проходить повільно, то слід підігріти пробірки на невеликому полум'ї пальника.

В якому випадку реакція не відбувається? Чому? Напишіть рівняння реакцій, що протікають. Який елемент у цих реакціях є відновником?

У дві пробірки внесіть по 2-3 мл концентрованої сульфатної кислоти і додайте в одну з них 2-3 шматочки міді, а в іншу – 2-3 гранули цинку. Пробірки трохи підігрійте на невеликому полум'ї пальника. Спостерігайте виділення газів в обох пробірках. До отворів пробірок, по черзі, піднесіть вологий синій лакмусовий папірець і папірець, змочений розчином плюмбум (II) ацетату.

Запишіть спостереження. Чи той самий газ виділяється? Чому? Напишіть рівняння реакцій, що проходять, і вкажіть, який елемент у молекулі сульфатної кислоти є окисником. Напишіть можливі рівняння реакцій взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з цинком із утворенням: а) сірчистого газу; б) сірки; в) сірководню?

### **Дослід 8. (демонстраційний).** Добування NO і NO<sub>2</sub>

У пробірку помістіть мідні ошурки і долийте розведеної (1:3) нітратної кислоти так, щоб вона покрила ошурки повністю.

Пробірку похило закріпіть у штативі, закрийте пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої підведіть під отвір іншої пробірки, заповненої водою і зануреної отвором у воду в кристалізаторі. Якщо реакція іде недостатньо енергійно злегка підігрійте реакційну суміш на полум'ї пальника.



Заповніть пробірку газом, що виділяється, приблизно на 3/4 її об'єму (в пробірці повинна залишатися вода), закрийте її під водою пальцем, вийміть з води і переверніть вниз дном. Відкрийте на 1-2 сек. отвір пробірки і спостерігайте побуріння безбарвного газу (пробірку тримати на білому фоні). Закрийте пробірку пальцем, струсніть її декілька разів до повного поглинання водою отриманого бурого газу. Знову відкрийте пробірку і спостерігайте побуріння вдруге і розчинення газу в воді при струшуванні. Отриманий розчин

перевірте лакмусовим або універсальним індикаторним папірцем. Відзначте зміну забарвлення і зробіть висновок про реакцію середовища в розчині. Запишіть рівняння реакцій.

### *Дослід 9.* Одержання кальцій гідрофосфату

Внесіть у пробірку по 1-2 мл розчинів кальцій хлориду і натрій гідрофосфату. Відзначте колір осаду, що утворився. Запишіть рівняння реакції в молекулярній та іонній формах.



### *Дослід 10.* Осадження ферум (III) і алюміній фосфатів

У дві пробірки внесіть по 3-4 краплі розчинів солей: у першу – ферум (III) хлориду, в другу – алюміній сульфату. Додайте в кожен з пробірок по 2-3 краплі розчинів натрій ацетату і натрій гідрофосфату. Відмітьте кольори осадів, що утворилися. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах.



### *Дослід 11.* Відновні властивості сполук стибію(III) та бісмуту(III)

У дві пробірки налийте по 2-3 краплі калій перманганату і 2 н. розчину хлоридної кислоти. В одну з пробірок додайте 3-5 крапель розчину стибій(III) хлориду, в іншу – стільки ж розчину бісмут(III) нітрату. Відзначте знебарвлення розчину в першій пробірці. Чи проходить така ж реакція в іншому випадку?



Напишіть рівняння реакції окиснення стибій(III) хлориду до  $\text{H}[\text{SbCl}_6]$ . Відзначте різну відновну здатність іонів  $\text{Sb}^{3+}$  і  $\text{Bi}^{3+}$ . З

таблиці електродних потенціалів випишіть відповідні числові значення. Чи підтверджують ці дані практичні спостереження?

**Дослід 12 (демонстраційний).** Добування і властивості вуглекислого газу

Приготуйте пробірку з нейтральним розчином лакмусу (5-6 крапель). Добудьте вуглекислий газ у пробірці з газовідвідною трубкою через взаємодію мармуру з розведеною (1:3) хлоридною кислотою. Кінець трубки занурте в пробірку з нейтральним розчином лакмусу і пропускайте газ протягом 2-3 хв.



Відзначте зміну забарвлення лакмусу. Запишіть схему рівноваги, що існує у водному розчині карбон діоксиду. Як зміститься ця рівновага при додаванні в розчин лугу, кислоти? Вкажіть причину зміщення рівноваги в кожному випадку.

**Дослід 13 (демонстраційний).** Одержання кальцій карбонату і гідрокарбонату

Наповніть пробірку на 1/2 її об'єму вапняною водою і пропускайте крізь неї карбон діоксид. Відзначте появу осаду кальцій карбонату. Продовжуйте пропускати карбон діоксид до розчинення осаду. Напишіть рівняння реакцій: утворення кальцій карбонату і його подальшого розчинення під дією карбон діоксиду і води.

**Дослід 14.** Добування і властивості карбонатів лужноземельних металів



У двох пробірках добуďte кальцій і барій карбонати взаємодією 3-4 крапель солі відповідного металу з 3-4 краплями розчину натрій карбонату. Дайте розчинам відстоятись і, зливши більшу частину рідини, додайте до осадів по одній краплі розчину ацетатної кислоти. Що спостерігається?

Відзначте випадання осадів, їх забарвлення і розчинення в ацетатній кислоті, що супроводжується виділенням газу. Напишіть рівняння всіх реакцій.

### *Дослід 15.* Отримання гелю силікатної кислоти

В одну пробірку внесіть 4-5 краплі натрій силікату і додайте 6-7 крапель 2 н. розчину хлоридної кислоти. Закрийте пробірку пальцем і струсніть її. Спостерігайте утворення гелю силікатної кислоти. Запишіть спостереження і рівняння реакцій.



### *Дослід 16.* Добування важкорозчинних солей двовалентного п्लюмбуму

В чотири пробірки окремо внесіть по 2-4 краплі 2 н. розчинів сульфатної та хлоридної кислот, розчину калій іодиду і калій хромату.

В кожну пробірку додайте по 2-3 краплі розчину солі п्लюмбуму. Відзначте випадіння осадів та їх кольори. Осад п्लюмбум хлориду дослідіть на розчинність при нагріванні до кипіння і при охолодженні холодною водою.



Осад п्लюмбум іодиду відокремте від розчину, додайте 5-6 мл розчину ацетатної кислоти, нагрійте до кипіння і охолодіть. Струсіть пробірку, стежте за рухом кристаликів, що при цьому утворюються. Записати спостереження і рівняння всіх реакцій, які проходять.

**Завдання для самостійного опрацювання:**

1. 10 г суміші магнію і магній оксиду обробили надлишком хлоридної кислоти. В результаті цього виділилося 4,48 л газу (н.у.). Визначте процентний склад суміші (за масою).
2. Скільки грамів 20 %-ної хлоридної кислоти було використано для добування водню, яким було відновлено 7,95 г купрум(II) оксиду? При обчисленнях врахувати, що водню для цього витрачено вдвічі більше, ніж потрібно теоретично.
3. Скільки літрів водню виділиться, якщо подіяти на 229 г суміші мідних, магнієвих і алюмінієвих ошурок, якщо масове співвідношення металів у суміші дорівнює 1:1:2?
4. В якій ступені окиснення галогени можуть проявляти: а) лише окиснювальні властивості; б) тільки відновлювальні; в) окиснювальні й відновлювальні? Написати відповідні електронні формули для іонів.
5. Скільки мл розчину аргентум(I) нітрату потрібно для реакції обміну з 1 мл 10 %-ного розчину HBr (густина = 1,06 г/мл)?
6. Після взаємодії суміші 5 л водню і 4,48 л хлору (н.у.) продукт реакції розчинили в 85,4 мл води. Обчисліть масову частку речовини в одержаному розчині.
7. Обчисліть нормальність розчину HCl, якщо 40 мл його після додавання надлишку  $\text{AgNO}_3$  утворили 0,574 г  $\text{AgCl}$ .
8. Скільки грамів йоду виділиться в сірчанокислоту розчині при взаємодії надлишку розчину KI із 150 мл 6 %-ного розчину  $\text{KMnO}_4$  (густина=1,04 г/мл)?
9. В якому ступені окиснення Сульфур може бути: а) тільки окисником; б) тільки відновником? Написати відповідні електронні формули. За яких ступенів окиснення Сульфур та його сполуки можуть проявляти властивості як окиснювачів, так і відновників?
10. Яка маса калій перманганату, що містить 3 % домішок, потрібна для одержання 33,6 л (н.у.) кисню?
11. Знайдіть об'ємну частку (%) озону в повітрі, якщо при пропусканні 100 мл повітря через розчин KI виділилось 0,267 г йоду.

12. Обчисліть молярну концентрацію сульфатної кислоти в розчині масою 150 г з масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  20 %, з густиною 1,139 г/мл.
13. Який об'єм (н.у.) сірководню потрібно розчинити в 2 л води, щоб одержати 0,01 N розчин?
14. При горінні сірководню виділився газ, з якого при подальшому окисненні одержали 2 л 0,5 M розчину сульфатної кислоти. Який об'єм (н.у.) сірководню згорів?
15. При розчиненні в 50 мл 25 %-ного NaOH ( $\rho = 1,28$  г/мл) всього сульфур діоксиду, отриманого при спалюванні 8,96 л сірководню, одержано розчин солі. Який її склад та масова частка в розчині?
16. Пояснити різницю між ступенем окиснення і валентністю сполук:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ .
17. Показати за допомогою реакцій, що сполуки арсену(III) мають амфотерні властивості.
18. Який об'єм (н.у.) нітроген діоксиду потрібно розчинити в 1 л води в присутності кисню, щоб одержати 15 %-ний розчин нітратної кислоти?
19. Скільки літрів амоніаку (н.у.) треба розчинити в 100 г 20 %-ної ортофосфорної кислоти, щоб одержати амоній гідрофосфат?
20. Змішали 210 г 52 %-ного і 115 г 22 %-ного розчинів фосфорної кислоти. Яка процентна концентрація розчину, що утворився?
21. В результаті обробки 10 г суміші міді з купрум(II) оксидом нітратною кислотою виділилось 2,24 л нітроген (IV) оксиду (н.у.). Який процентний склад суміші?
22. При обробці мідних ошукрок концентрованим розчином нітратної кислоти виділилось 11,2 л газу (н.у.). Отриманий розчин випарили досуха. Після часткового термічного розкладу утворилося 33,5 г твердої речовини. Обчисліть ступінь розкладу солі (яка частина солі розкладалася).
23. Розчинність вуглекислого газу у воді при  $20^\circ\text{C}$  становить 0,88 об'єму на 1 об'єм води. Знайдіть максимально можливу масову частку отриманої карбонатної кислоти, вважаючи взаємодію повною. Яке рН матиме отриманий розчин?
24. Суміш газів з карбон монооксиду, карбон діоксиду, метану і ацетилену пропустили послідовно крізь розчини бромної води та

- їдкого натру. Написати рівняння реакцій, що при цьому проходять. Який склад газової суміші, що залишилася?
25. При 60°C розчинність натрій карбонату становить 31,6 г, а при 0°C – 6,75 г на 100 г розчину. Скільки кристалічної соди виділиться при охолодженні 500 г насиченого розчину від 60 до 0°C?
  26. Обчисліть тиск у посудині об'ємом 1,985 л при 500°C, в якій міститься 1,98 г фосгену, враховуючи, що фосген дисоціює на 55 % за рівнянням:  $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$ .
  27. 11,44 г кристалічного натрій карбонату утворюють 4,24 г безводної солі. Обчисліть кількість молекул води в кристалічній солі.
  28. Скільки кристалічної соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  потрібно для нейтралізації 35 мл 2 н. сульфатної кислоти (густина 1,05 г/мл)?
  29. Обчисліть кількість силіцію, якщо при дії на нього лугу добуто 5,6 л водню, виміряного за нормальних умов.
  30. При взаємодії 72,8 г суміші невідомого металу(II) і його карбонату з хлоридною кислотою виділилось 8,96 л газів (н.у.). Після спалювання суміші газів та конденсації водяних парів об'єм газів зменшився до 6,72 л. Обчисліть процентний вміст металу в суміші.

### Приклади розв'язку завдань

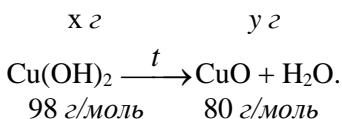
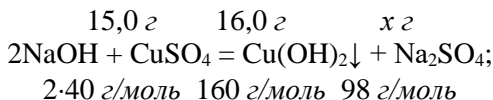
**Приклад 1.** До розчину, який містить 15 г натрій гідроксиду додали 16 г купрум (II) сульфату. Осад відфільтрували і прожарили. Обчислити масу твердого залишку.

#### *Розв'язок*

Будь-яку задачу в якій потрібно проводити визначення маси (об'єму газу, кількості моль) однієї з речовин, які вступають в реакцію, або утворюються в результаті реакції слід починати з написання та урівнювання відповідного рівняння реакції. Далі над речовинами, про які згадуються в умові задачі, розставляють значення їх мас (об'ємів газів, кількостей молей), а під ними відповідні значення молярних мас (молярного об'єму газу) з



врахуванням коефіцієнтів рівняння хімічної реакції, або самі коефіцієнти з рівняння реакції, які вказують на молярне співвідношення речовин, якщо в умові задачі вказуються кількості моль:



Якщо була б відома маса лише однієї з вихідних речовин, то для розв'язку задачі було б достатньо лише скласти пропорцію. Якщо ж вказані кількості декількох вихідних речовин, то спочатку потрібно визначити котра з них є в недостатчі і лише за нею складати пропорцію для отримання кількості продукту. Для цього потрібно маси поділити на відповідні молярні маси з врахуванням коефіцієнтів реакції.

$$v(\text{NaOH}) = \frac{15,0}{40} = 0,375 \text{ моль}$$

$$v(\text{CuSO}_4) = \frac{16,0}{160} = 0,1 \text{ моль}$$

$$v(\text{NaOH}) : v(\text{CuSO}_4) = 0,375 : 0,1 - \text{за умовою задачі};$$

$$v(\text{NaOH}) : v(\text{CuSO}_4) = 2 : 1 - \text{за рівнянням реакції}.$$

Отже в недостатчі є натрій гідроксид і розрахунок маси купрум(II) гідроксиду слід проводити власне за ним, Так як повністю провзаємодіє натрій гідроксид, а частина купрум(II) сульфату залишиться непрореагованою. Для остаточного розв'язку задачі залишилось лише скласти пропорцію за рівняннями хімічних реакцій:

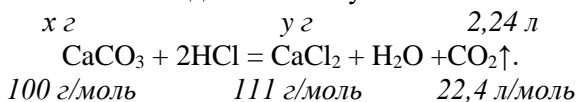
$$m(\text{Cu(OH)}_2) = x = \frac{98 \cdot 15}{2 \cdot 40} = 18,375 \text{ грам}$$

$$m(\text{CuO}) = y = \frac{80 \cdot 18,375}{98} = 15,0 \text{ грам}$$

**Приклад 2.** Під час обробки 31 г суміші кальцій сульфату, кальцій карбонату та кальцій гідроксиду хлоридною кислотою отримано 2,24 л (н.у.) газу та 35,5 г твердого залишку. Знайти масу речовин (у грамах, з точністю до сотих) у вихідній суміші.

*Розв'язок.*

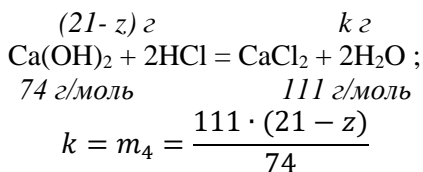
Серед вказаних речовин лише кальцій карбонат взаємодіє з хлоридною кислотою з виділенням газу:



За рівнянням реакції знаходимо масу  $\text{CaCO}_3$  ( $x$ ) та масу  $\text{CaCl}_2$  ( $y$ ):

$$\begin{aligned} x = m_1 &= \frac{100 \cdot 2,24}{22,4} = 10 \text{ г} \\ y = m_2 &= \frac{111 \cdot 2,24}{22,4} = 11,1 \text{ г} \end{aligned}$$

Тоді маса суміші кальцій сульфату та кальцій гідроксиду складатиме:  $m_3 = 31 - 10 = 21$  (г). Позначивши масу  $\text{CaSO}_4$  через  $z$ , виражаємо масу кальцій хлориду, отриманого в наступній реакції ( $m_4$ ):



Тоді кінцева маса твердого залишку становитиме:  $35,5 = z + y + k = z + 11,1 + \frac{111 \cdot (21-z)}{74}$ ;

звідси:  $z = 14,2$  г, а маса  $\text{Ca(OH)}_2$  становитиме  $m_5 = 21 - z = 21 - 14,2 = 6,8$  (г).

Отже маси речовин у вихідній суміші складають:

$$m(\text{CaSO}_4) = 14,2 \text{ (г)};$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 10 \text{ (г)};$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 6,8 \text{ (г)}.$$

**Приклад 3.** Розчинність калій біхромату у воді становить 12,3 г (20°C) та 73,0 г (80°C) на 100 г води. Скільки осаду випаде при охолодженні 500 г насиченого розчину цієї солі від 80 до 20°C?

*Розв'язок.*

Запишемо схематичний процес кристалізації:

**20°C**

$$12,3 \text{ г (K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) - 100 \text{ г (H}_2\text{O)} = 112,3 \text{ г (розчин)}$$

$$x \text{ г (K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) - y \text{ г (H}_2\text{O)} = 500 \text{ г (розчин)}$$

$$x, \text{ г (K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 12,3 \text{ г} \times 500 \text{ г} / 112,3 \text{ г} = 54,8 \text{ г}$$

$$y \text{ г (H}_2\text{O)} = 500 \text{ г (розчин)} - 54,8 \text{ г (K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 445,2 \text{ г.}$$

**80°C**

$$73 \text{ г (K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) - 100 \text{ г (H}_2\text{O)} = 173 \text{ г (розчин)}$$

$$x_1 \text{ г (K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) - y_1 \text{ г (H}_2\text{O)} = 500 \text{ г (розчин)}$$

$$x_1 \text{ г (K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 73 \text{ г} \times 500 \text{ г} / 173 \text{ г} = 210 \text{ г}$$

$$y \text{ г (H}_2\text{O)} = 500 \text{ г (розчин)} - 210 \text{ г (K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 290 \text{ г.}$$

Для того, щоб з'ясувати скільки осаду випаде при охолодженні 500 г насиченого розчину цієї солі від 80 до 20°C, потрібно знайти різницю розчиненого калій біхромату за температури 80 °C і 20 °C:

$$\Delta m = x_1 \text{ г (K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) - x \text{ г (K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 210 \text{ г} - 54,8 \text{ г} = \underline{155,2 \text{ г}}.$$

**Лабораторна робота № 7**  
**ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ І-ІІІ ГРУП ПЕРІОДИЧНОЇ**  
**СИСТЕМИ. ВЛАСТИВОСТІ d-ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРІОДИЧНОЇ**  
**СИСТЕМИ. ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ.**  
**ЕЛЕКТРОЛІЗ.**

**Хід виконання роботи**

***Дослід 1.*** Взаємодія магнію з водою

Внесіть у пробірку невелику кількість магнієвого порошку і додайте 1-2 мл дистильованої води. Відзначте відсутність реакції при кімнатній температурі.

Нагрійте пробірку на невеликому полум'ї пальника. Що спостерігається? Додайте до отриманого розчину краплю фенолфталеїну. На утворення яких іонів вказує поява забарвлення фенолфталеїну? Напишіть рівняння реакції.



***Дослід 2.*** Взаємодія магнію з кислотами

У дві пробірки помістити невелику кількість магнієвого порошку. В одну пробірку додати декілька крапель 2 н. розчину хлоридної кислоти, а в іншу – таку ж кількість 2 н. розчину нітратної кислоти. Чи той самий газ виділяється? Чому? Написати рівняння реакцій.



***Дослід 3.*** Добування магній гідроксиду та його властивості

У дві пробірки внести по 1 мл розчину солі магнію і в кожному з них додати по 2 мл розчину їдкого натру. В одну з пробірок додати розчин хлоридної кислоти до повного розчинення осаду.

У другій пробірці розчинити осад у 2 н. розчині амоній хлориду. У якому випадку для розчинення осаду була потрібна більша кількість реактиву? Написати рівняння реакцій: одержання магній гідроксиду і його розчинення в кислоті і в розчині солі амонію.



Використовуючи добуток розчинності, пояснити розчинення магній гідроксиду в амоній хлориді і хлоридній кислоті. У якому реактиві розчинення відбувається легше? Чому? Чи розчиняється магній гідроксид при додаванні амоній сульфату? калій хлориду?

#### *Дослід 4.* Добування магній гідроксокарбонату

У пробірку до 2–3 крапель розчину солі магнію додати розчин  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  до утворення осаду магній гідроксокарбонату. Відмітити виділення газу. Випробувати відношення осаду основної солі магнію до хлоридної кислоти. Написати рівняння реакцій добування магній гідроксокарбонату і його розчинення в кислоті.



#### *Дослід 5.* Добування і властивості карбонатів лужноземельних металів

Добути осад кальцій, стронцію і барій карбонатів через взаємодію розчинів відповідних солей з розчином соди. Випробувати відношення одержаних карбонатів до хлоридної кислоти (кислоту додавати краплями). Написати рівняння відповідних реакцій. Відзначити розчинення карбонатів у кислоті.



### **Дослід 6.** Порівняльна розчинність кальцій сульфату і карбонату

Отримайте кальцій сульфат, додавши до 3-4 крапель розчину кальцій хлориду 5-6 крапель розчину натрій сульфату. Дайте розчинові відстоятись і обережно злийте рідину над осадом у чисту пробірку. Переконайтесь у повноті осадження, додавши ще одну краплю розчину натрій сульфату. До отриманого прозорого розчину додайте декілька крапель розчину соди. Що спостерігається?

Користуючись правилом добутку розчинності і таблицею величин ДР, пояснити, чому розчин, після того, як з нього випав осад  $\text{CaSO}_4$ , знову утворює осад при додаванні розчину соди?

### **Дослід 7.** Взаємодія натрій пероксиду з водою

У пробірку внесіть шпателем невелику кількість порошку натрій пероксиду, додайте 8-10 крапель дистильованої води і розмішайте. Доведіть наявність лугу в отриманому розчині, додавши до нього одну краплю фенолфталеїну. Напишіть рівняння реакції взаємодії натрій пероксиду з водою.



### **Дослід 8.** Відновні властивості натрій пероксиду

Внесіть у пробірку 4-5 крапель розчину калій перманганату, додайте невелику кількість натрій пероксиду і перемішайте. Відзначте виділення газу і появу бурого осаду. Напишіть рівняння реакції.



### **Дослід 9.** Реакція середовища у розчинах натрій карбонату і гідрокарбонату

Внести у три пробірки по 6-7 крапель дистильованої води. У кожную з них додати таку ж кількість нейтрального розчину лакмусу.

В одну пробірку внести декілька кристаликів натрій карбонату, в другу – натрій гідрокарбонату. Третю пробірку залишити для порівняння. Перемішати розчини. Порівняти забарвлення лакмусу в розчинах солей із його забарвленням у третій пробірці.



Яка реакція середовища в розчинах і чому? Написати іонні та молекулярні рівняння реакцій гідролізу. Чому відтінок забарвлення лакмусу в розчинах цих солей різний? Відповідь обґрунтувати.

### *Дослід 10.* Дія на солі феруму(III) калій роданіду

Помістити в пробірку 5–6 крапель розчину ферум(III) хлориду і додати одну краплю розчину калій роданіду.

Відзначити зміну кольору розчину. Перенести 1 краплю одержаного розчину в іншу пробірку і додати 8-10 крапель води. Записати рівняння реакції з утворенням  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ . Чим пояснюється світліше забарвлення при розведенні?



### *Дослід 11.* Дія на солі феруму(III) калій гексаціаноферрату(II)

Внести в пробірку 2-3 краплі розчину ферум(III) хлориду і додати 1 краплю розчину калій гексаціаноферрату(II) (жовтої кров'яної солі  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ). Що спостерігається? Відзначити колір осаду, що утворився (берлінська лазур). Вказати хімічну назву і формулу одержаної речовини.



### *Дослід 12.* Окисні властивості феруму(III)

В дві пробірки окремо внести по 3–4 краплі розчину ферум(III) хлориду і додати в одну з них 1–2 краплі розчину калій іодиду, а в іншу – декілька кристаликів натрій сульфїту.

В який колір і чому забарвлюється розчин у першій пробірці? В другій пробірці спочатку з'являється буро–червоне забарвлення внаслідок утворення малостійкого ферум(III) сульфїту, яке зникає при нагріванні.



Переконатися у відновленні феруму до ступеня окиснення +2 за допомогою якісної реакції з калій гексаціаноферратом(III) (червоною кров'яною сіллю)  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Відзначити колір осаду, що утворився (турнбулева синь). Вказати хімічну назву і формулу одержаної речовини.

Написати рівняння реакцій, враховуючи, що при окисленні натрій сульфїту ферум(III) хлоридом у реакції бере участь вода.

### *Дослід 13.* Одержання і властивості хром(III) гідроксиду

Добути у двох пробірках малорозчинний хром(III) гідроксид через взаємодію 3-4 крапель розчину солі хрому(III) з двома краплями 2 н. розчину лугу.

Випробувати відношення хром гідроксиду до кислоти і до надлишку лугу, для чого додати в одну пробірку краплями 2 н. розчин сульфатної кислоти, а в другу – 2 н. розчин лугу до розчинення осаду.



Написати рівняння реакцій: а) добування хром(III) гідроксиду; б) взаємодії хром(III) гідроксиду з кислотою та з лугом, враховуючи, що в другому випадку утворюється комплексний аніон  $[Cr(OH)_6]^{3-}$ . Як називається відповідна калієва сіль? При підкисленні розчину відбувається поступове заміщення гідроксидних лігандів у гідроксокомплексі хрому(III) на молекули води з утворенням аквакомплексу. При цьому координаційне число комплексоутворювача не змінюється. Зробити висновок про кислотно–основний характер хром(III) гідроксиду.



**Дослід 14.** Паралельний гідроліз хром(III) сульфату і натрій карбонату

До 2-3 крапель розчину хром(III) сульфату додати краплями розчин натрій карбонату до утворення осаду  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ . Зафіксувати виділення газу. Чому не утворюється хром(III) карбонат? Який газ виділяється? Написати молекулярне та іонне рівняння реакції. Яка форма гідролізу хром(III) сульфату мала місце в цій реакції?



**Дослід 15.** Одержання малорозчинних хроматів

У три пробірки з розчином калій хромату додати по 2-3 краплі розчинів: в першу – барій хлориду, в другу – плюмбум(II) нітрату, в третю – аргентум(I) нітрату. Відзначити кольори осадів, що утворилися. Написати в молекулярній та іонній формах рівняння реакцій.



**Дослід 16.** Гідратна ізомерія аквакомплексів хрому(III)

Хром хлорид  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  утворює ізомери різного кольору:  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$  – синьо-фіолетовий,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$  – темно-зелений,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$  – світло-зелений. У розчині всі три ізомери перебувають у рівновазі, стан якої залежить від різних факторів, зокрема від температури.

У дві пробірки помістіть по декілька кристаликів шестиводного хром(III) хлориду і розчиніть їх у 0,5 мл води. Одну пробірку залиште в якості контрольної, іншу – нагрійте на водяній бані і спостерігайте за зміною забарвлення.

Який ізомер аквакомплексу хрому (III) переважно стійкий при кімнатній температурі? При високій температурі? Дайте назви усім ізомерам за раціональною номенклатурою.

**Дослід 17. (демонстраційний).** Робота  
гальванічного елемента

мідно–цинкового

Налити в одну склянку 1 М розчину купрум(II) сульфату, а в іншу – 1 М розчин цинк сульфату.

Розчини в склянках з'єднати електrolітичним містком, що заповнений насиченим розчином калій хлориду. У розчин  $ZnSO_4$  занурити цинковий електрод, а в розчин  $CuSO_4$  – мідний. Електрорушійну силу (ЕРС) елемента виміряти вольтметром.



Зробити теоретичний розрахунок ЕРС мідно–цинкового гальванічного елемента і порівняти з експериментальними даними. Обчислити похибку.

**Дослід 18. Електроліз розчину калій йодиду**

До 0,1 н. розчину калій йодиду додайте по кілька краплин розчинів крохмалю і фенолфталеїну. Добутим розчином наповніть до половини прилад для проведення електролізу.

За приладом поставте екран з білого паперу. В обидва отвори приладу вставте закріплені в гумових пробках з прорізами для виходу газів вугільні електроди так, щоб вони були занурені в розчин на 2-3 см.



Під'єднайте електроди до джерела постійного струму (4-6 В). Спостерігайте за появою малинового забарвлення біля катода і синього – біля анода. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах, і поясніть, чому забарвлення, яке з'являється біля електродів, різне.

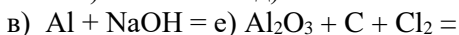
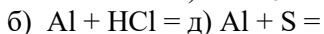
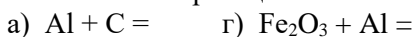
**Завдання для самостійного опрацювання:**

1. При прожарюванні 30 г кристалогідрату кальцій сульфату виділяється 6,28 г води. Яка формула кристалогідрату?

2. При розчиненні в кислоті 5,00 г CaO, що містить домішки CaCO<sub>3</sub>, виділилося 140 мл газу, об'єм якого було виміряно за нормальних умов. Скільки процентів CaCO<sub>3</sub> (за масою) міститься у вихідній наважці?
3. Закінчити рівняння реакцій: а) Ba(OH)<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> = ...; г) Mg + HNO<sub>3</sub>(розв.) = ...; б) Be + NaOH = ...; д) BaO<sub>2</sub> + FeSO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = ...; в) BaO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = ...; е) AlCl<sub>3</sub> + NaOH = ...
4. Скільки грамів 1 М розчину їдкого калію треба взяти, щоб 200 г купрум (II) сульфату перетворити в купрум (II) гідроксид?
5. Попіл соломи гречки містить 35 % калій оксиду. Якій кількості чистого калій хлориду відповідає 50 кг попелу?
6. Скільки літрів водню виділиться внаслідок взаємодії 1,5 моль натрію з водою?
7. Обчисліть, скільки грамів їдкого натру можна добути в результаті взаємодії 21,2 г натрій карбонату з відповідною кількістю кальцій гідроксиду?
8. До розчину, в якому міститься 20 г сірчаної кислоти, додали 18 г розчину їдкого натру. Яку реакцію має добутий розчин?
9. Розчинність калій біхромату у воді становить 12,3 г (20 °С) та 73,0 г (80 °С) на 100 г води. Скільки осаду випаде при охолодженні 300 г насиченого розчину цієї солі від 80 до 20°С?
10. При взаємодії хлоридної кислоти з сумішшю магнію і магній карбонату виділилося 11,2 л газу (н.у.). Після спалювання газу і конденсації водяних парів об'єм газу зменшився до 4,48 л (н.у.). Визначте масову частку магній карбонату в суміші.
11. При кип'ятінні розчину калій гідрокарбонату (втратами води знехтувати) отримали розчин калій карбонату з масовою часткою 3,49 %. Якою була початкова концентрація калій гідрокарбонату?
12. Скільки кілограмів 30 %-ного розчину калій хлориду слід узяти, щоб добути за допомогою електролізу 50 кг їдкого калію?
13. Маса чистих натрій хлориду та йодиду дорівнює 0,4 г. Розчин цієї суміші з розчином аргентум (I) нітрату дає осад, маса якого 0,8981 г. Знайдіть початковий склад суміші.
14. При прожарюванні 51,8 г безводної солі невідомого металу (II) виділилася вода і карбон (IV) оксид. Після пропускання оксиду

над розжареним вугіллям об'єм газу збільшився на 4,48 л.  
Визначте невідомий метал.

15. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



16. Які мінерали алюмінію найбільш широко розповсюджені в природі? Які з них використовуються для одержання алюмінію?

17. Які координаційні числа характерні для алюмінію в його сполуках? Наведіть конкретні приклади.

18. Визначте скільки грамів металічного алюмінію, що містить 2 % неметалічних добавок, необхідно взяти для отримання 1000 л водню (н.у.).

19. Визначте, яка кількість алюмокалієвих галунів виділиться із 1000 г насиченого розчину при охолодженні його від 90 до 0°C, якщо розчинність алюмокалієвих галунів при цих температурах рівна відповідно 51,5 г і 3,1 г в перерахунку на безводну сіль.

20. З якими кислотами взаємодіє алюміній? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

21. Написати електронні формули атомів Хрому і Молібдену. Пояснити, чому в основному стані Хром і Молібден мають електронні конфігурації  $(n-1)d^5ns^1$ , а не  $(n-1)d^4ns^2$ .

22. Визначте ступінь окиснення Хрому, Молібдену і Вольфраму в таких сполуках: а)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{BaCrO}_4$ ,  $\text{CaCr}_2\text{O}_7$ ; б)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{W}_4\text{O}_{13}$ ; в)  $\text{WS}_2$ ,  $\text{WO}_3$ ,  $\text{MoS}_2$ ,  $\text{PbMoO}_4$ .

23. Написати в молекулярній та іонній формах рівняння реакцій взаємодії хром(III) гідроксиду: а) з розчином сульфатної кислоти; б) з розчином їдкою калію.

24. За значеннями стандартних електродних потенціалів виявити, чи можливе окиснення в кислому середовищі калій бихроматом: а) плюмбум(II) нітрату; б) плюмбум(II) сульфату.

25. При повному відновленні воднем 14,4 г металу(II) оксиду утворилось 11,2 г цього металу. Оксид якого металу піддали відновленню?

26. Обчисліть кількість молів ферум (II) хлориду, який утворився внаслідок взаємодії 28 г заліза з надлишком хлоридної кислоти, якщо масова частка практичного виходу солі становить 95 %.

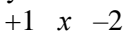
27. Який об'єм 0,2 М розчину калій біхромату потрібно для окиснення в сірчаноокислому розчині 50 мл 4 %-ного розчину  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (густина 1,02 г/мл)?
28. Який процентний склад суміші із заліза і магнію, якщо 4 г цієї суміші витискають із хлоридної кислоти 2,24 л водню?
29. Який об'єм кисню необхідний, щоб 3,6 г ферум(II) гідроксиду окиснити в ферум(III) гідроксид?
30. Зразок залізного сплаву масою 5 г розчинили в надлишку хлоридної кислоти. Нерозчинний залишок (вуглець) становив 0,2 г. Якого типу залізовуглецевий сплав: сталь чи чавун?
31. Скільки процентів вуглецю міститься в сталі, якщо внаслідок спалювання в струмені кисню її зразка масою 4 г утворилось 0,22 г карбон(IV) оксиду?
32. Залізну пластинку масою 10 г занурили в розчин, що містить 4 г мідного купоросу. Обчисліть, яку масу матиме пластинка після того, як залізо витіснить всю мідь.
33. Для відновлення 152 г хром(II) оксиду алюмотермічним способом взяли 50 г алюмінію. Обчисліть, скільки утворилося хрому. Яку з речовин взято в надлишку?
34. При відпалі 100 г піриту одержали газ, котрий спочатку ретельно очистили від домішок, а потім використали для повної нейтралізації 400 мл 25 %-ного розчину натрій гідроксиду (густина 1,28 г/мл). Визначте процентний вміст домішок у піриті.
35. При відпалі 80 г технічного піриту виділився сульфур(IV) оксид, при взаємодії якого з надлишком сірководню утворилося 96 г сірки. Визначте процентний вміст домішок.

### Приклади розв'язку

**Приклад 1.** Визначити ступінь окиснення елементів в наступних сполуках:  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

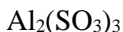
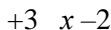
*Розв'язок.* В складних сполуках ступінь окиснення елементів, для яких він змінюється, визначається з наступних правил:

1. Молекула завжди електронейтральна. Отже, сума ступенів окиснення усіх елементів сполуки повинна дорівнювати 0; сума ступенів окиснення усіх елементів, які входять до складу іона, повинна дорівнювати заряду іона.
2. Ступінь окиснення Гідрогену у всіх сполуках за винятком гідридів металів дорівнює +1 (в гідридах металів ступінь окиснення Гідрогену дорівнює -1).
3. Ступінь окиснення Оксигену в переважній більшості сполук дорівнює - 2. Інші ступені окиснення Оксиген має в пероксидах (-1), надпероксидах (-1/2), озонідах (-1/3) та в оксиген фториді OF<sub>2</sub> (+2).
4. Ступінь окиснення елемента в простій сполуці завжди дорівнює 0.
5. Ступінь окиснення металів у сполуках завжди додатний. Максимальний ступінь окиснення елементів (за винятком Купруму, Аргентуму, Ауруму, Оксигену та Флуору) дорівнює номеру групи періодичної системи. Відвідно в усіх своїх сполуках лужні метали матимуть ступінь окиснення +1, лужноземельні метали, Берилій та Магній матимуть ступінь окиснення +2. В органічних сполуках в основу береться положення(окрім вище сказаного), що сума ступенів окиснення кожного атома Карбону та сполучених з них груп повинна дорівнювати нулю.



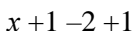
$$2 \cdot (+1) + 2 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = +6$$

Отже ступінь окиснення Мангану в калій перманганаті дорівнює +6.



$$2 \cdot (+3) + 3 \cdot x + 3 \cdot 3 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = +4$$

Отже ступінь окиснення Сульфуру в алюміній сульфаті дорівнює +4.

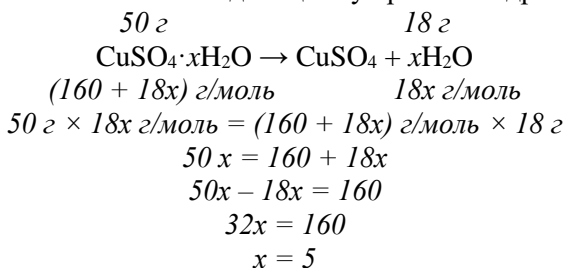


$$2 \cdot x + 6 \cdot (+1) + 1 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow 2 \cdot x = -4 \Rightarrow x = -2.$$

Отже ступінь окиснення карбону в етанолі дорівнює  $-2$ .

**Приклад 2.** При прожарюванні 50 г кристалогідрату купрум сульфату виділяється 18 г води. Подати відповідь, яка кількість молекул води входить до складу кристалогідрату.

*Розв'язок.* Оскільки кристалогідрат внаслідок прожарювання втратив воду, то за допомогою хімічного рівняння можна встановити кількість води в цьому кристалогідраті:

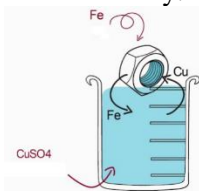


Істинна формула кристалогідрату:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

**Приклад 3.** Залізну пластинку масою 20,4 г занурили в розчин купрум(II) сульфату. Яка маса заліза перейшла в розчин до моменту, коли маса пластинки стала рівною 22,0 г?

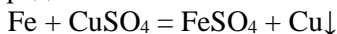
*Розв'язок.*

1. Складаємо схему процесу, щоб зрозуміти що відбувається в стаканчику.



ЕЛЕКТРОХІМІЧНИЙ РЯД НАПРУТ МЕТАЛІВ																								
ПОСЛАБНЕННЯ МЕТАЛІЧНИХ, ВІДНОВНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ																								
Li	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H	Bi	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
ПОСЛАБНЕННЯ ОКСИДОВАЛЬНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ																								

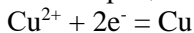
2. Оскільки є присутнім хімічний процес, записуємо його у вигляді хімічної реакції. Обов'язково потрібно нагадати про електрохімічний ряд металів!



Маса пластинки змінюється. Отже, знаходимо цю зміну:

$$\Delta m (\text{пластинки}) = 22.0 - 20.4 = 1.6 \text{ г}$$

Оскільки ферум переходять у розчин, а купрум відновлюється, тоді має місце окисно-відновний процес:

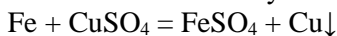


$$\Delta M (M(\text{Cu}) - M(\text{Fe})) = 65 - 56 = 9 \text{ г}$$

Складаємо загальне рівняння процесу:

$$m_{\text{поч.пластинки}} - m(\text{Fe}) + m(\text{Cu}) = m_{\text{кін.пластинки}}$$

За умовою задачі маса пластинки збільшилася. Зрозуміло, що мідь важча за залізо. Нехай кількість Fe була  $x$  моль, тоді:



$$20.4 - x \cdot 56 + x \cdot 64 = 22.0$$

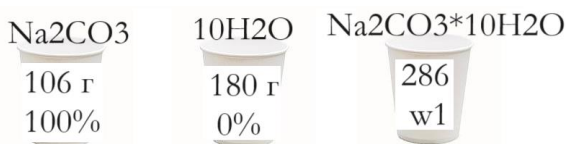
$$1.6 = 9x$$

$$x = 0.2 \text{ моль.}$$

Таким чином,  $m(\text{Fe})$ , що розчинилась =  $0.2 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 11.2 \text{ г}$ .  $m(\text{Cu})$ , що перейшла на пластинку =  $0.2 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 12.8 \text{ г}$ . зміна маси пластинки:  $12.8 - 11.2 = 1.6 \text{ г}$ .

**Приклад 4.** В 600 мл води розчинили кристалічну соду і отримали розчин з масовою часткою розчиненої речовини 20%. До отриманого розчину додали 4 моль води. Обчислити: а) масу кристалогідрату для приготування розчину. б) масову частку розчиненої речовини в кінцевому розчині.

*Розв'язок.* Випробовуючи різні підходи для задач на розчини, у моїй практиці найбільш ефективним способом виявився метод стаканчиків:

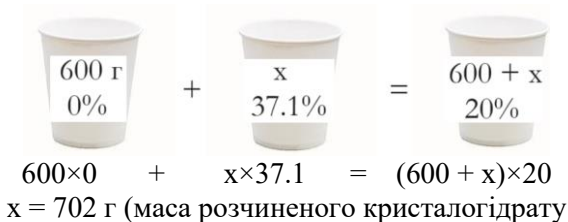


$$106 \times 100 + 180 \times 0 = 286 \times w_1$$

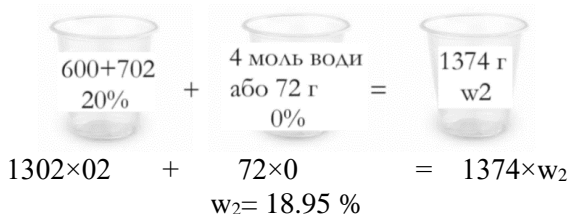
$$w_1 = 37.1\%$$

Таким чином, перший розчин який приготували за умовою задачі:





Знайдемо масову частку розчиненої речовини в отриманому кінцевому розчині:



## ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 4 ВСТУП ДО ОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ. ВУГЛЕВОДНІ

### Семінар 2 БУДОВА ТА РЕАКЦІЙНА ЗДАТНІСТЬ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

#### Запитання для самопідготовки:

1. Основні положення теорії хімічної будови органічних сполук О.М. Бутлерова. 2. Молекулярні і структурні формули. 3. Валентний стан атомів Карбону, Оксигену, Нітрогену. 4. Типи гібридизації атомних орбіталей атома Карбону. 5. Поняття  $sp^3$ -гібридизації,  $sp^2$ -гібридизації,  $sp$ -гібридизації. 6. Будова  $\sigma$ - та  $\pi$ -зв'язків. 7. Подвійний та потрійний зв'язки. 8. Взаємний вплив атомів у молекулі, електронегативність, індукційний та мезомерний ефекти. 9. Класифікація органічних речовин. 10. Поняття хімічної функції. 11. Класифікація органічних реакцій. 12. Уявлення про механізм органічної реакції. 13. Гомолітичний та гетеролітичний

розрив ковалентного зв'язку. 14. Типи проміжних частинок: карбокатиони, карбоаніони, радикали. 15. Електрофільні, нуклеофільні та радикальні реакції.

**Завдання для самостійного опрацювання:**

1. Який тип зв'язку найбільш характерний для органічних сполук:  
а) іонний; б) водневий; в) металічний; г) ковалентний.
2. Чому дорівнює валентність атома Карбону в органічних сполуках:  
а) 1; б) 4; в) 3; г) 2.
3. У якому ряду вказані гомологи алканів? а)  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$ ,  $\text{C}_4\text{H}_8$ ; б)  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ,  $\text{C}_7\text{H}_8$ ; в)  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{14}$ ; г)  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ .
4. Ізомерними є речовини з: а) однією брутто-формулою, однаковою хімічною будовою та різними хімічними властивостями; б) однією брутто-формулою, різною хімічною будовою та однаковими хімічними властивостями; в) однією брутто-формулою, різною хімічною будовою та різними хімічними властивостями.
5. Виберіть форму орбіталі:

Орбіталь	Форма
1. $s$	а) дві взаємно-перпендикулярні гантелі;
2. $p$	б) сфера (куля);
3. $d$	в) викривлена (несиметрична) гантель;
4. $sp^3$	г) симетрична гантель.

6. Для кожної сполуки визначте відповідність:

Сполука	Гібридизація	Довжина зв'язку	Валентний кут
1. $\text{CH}_3\text{—CH}_3$	а. $sp$	А. 0,134 нм	а. $120^\circ$
2. $\text{CH}_2\text{=CH}_2$	б. $sp^3$	Б. 0,120 нм	б. $180^\circ$
3. $\text{CH}\equiv\text{CH}$	γ. $sp^2$	В. 0,140 нм	в. $109^\circ 28'$
4. $\text{C}_6\text{H}_6$	δ. відсутня	Г. 0,154 нм	г. $100^\circ$

7. Загальна формула гомологічного ряду алканів: а)  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ ; б)  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ ; в)  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ; г)  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ .
8. У одновалентних радикалів вуглеводнів закінчення: а) -ан; б) -ил (-іл); в) -ен; г) -ин(-ін).

9. Вкажіть тип гібридизації всіх атомів Карбону, а також вид і знак електронних ефектів замісників в наступних сполуках:  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-Cl}$ ;  $\text{CH}_2=\text{CH-Cl}$ ;  $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-COOH}$ .
10. Визначте вид гібридизації всіх атомів Карбону в молекулах: масляної (бутанової) кислоти, пропанової кислоти.
11. Визначте тип гібридизації всіх атомів Карбону у сполуках:  $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ ;  $\text{H}_3\text{C-C}\equiv\text{C-CH}_3$ .
12. Визначте вид і знак електронних ефектів замісників у сполуках:  $\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-COOH}$ ;  $\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-CH=CH-Cl}$ ;  $\text{H}_2\text{C=CH-Br}$ ;  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ ;  $\text{CH}_3\text{-COOH}$ .
13. Визначте тип гібридизації всіх атомів Карбону у сполуках:  $\text{HC}\equiv\text{C-CH}_3$ ;  $\text{H}_3\text{C-CH=CH-COH}$ ;  $\text{H}_3\text{C-CH=CH-CH}_3$ ;  $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-OH}$ ;  $\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-CH=CH}_2$ ;  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C}\equiv\text{CH}$ .

**Лабораторна робота №8**  
**ДОБУВАННЯ ТА ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ**  
**НАСИЧЕНИХ, НЕНАСИЧЕНИХ І АРОМАТИЧНИХ**  
**ВУГЛЕВОДНІВ**

**Хід виконання роботи**

*Дослід 1.* Добування метану та вивчення його властивостей

**Добування метану:**

У суху пробірку поміщають добре розтерту в ступці суміш із 1 г прожареного натрій ацетату і 2 г прожареного натронного вапна (суміш негашеного вапна  $\text{CaO}$  і насиченого розчину натрій гідроксиду  $\text{NaOH}$  у масовому співвідношенні 2:1)..



Пробірку закривають корком з газовідвідною трубкою і закріплюють похило в лапці штатива. Суміш в пробірці нагрівають полум'ям пальника спочатку обережно, потім сильніше

**Дослідження властивостей метану:**

У дві пробірки наливають по 5-6 крапель: в першу – 0,1 н розчину калій перманганату, в другу – бромної води. Газовідвідну

трубки по черзі занурюють у кожен з пробірок і пропускають газ. Встановлюють, чи змінюється забарвлення цих реактивів, тобто чи відбувається бромовання метану або його окиснення. Підпалюють газ, що виділяється з газовідвідної трубки і спостерігають за кольором полум'я та утворенням кіптяви. Метан – безбарвний газ, який проявляє загальні властивості алканів: не вступає в реакції приєднання та окиснення. Як усі вуглеводні, горить.

### *Дослід 2.* Добування етилену та вивчення його властивостей

**Добування етилену:** В суху пробірку поміщають 5-6 мл суміші етилового спирту та концентрованої сульфатної кислоти і кидають “кип’ятилку” для забезпечення рівномірного кипіння.

Пробірку закривають корком з газовідвідною трубкою і закріплюють похило в лапці штатива. Суміш у пробірці обережно нагрівають, слідкуючи, щоб рідину не викинуло з пробірки, реакційна суміш при цьому чорніє.



В суху пробірку поміщають 5-6 мл суміші етилового спирту та концентрованої сульфатної кислоти і кидають “кип’ятилку” для забезпечення рівномірного кипіння. Пробірку закривають корком з газовідвідною трубкою і закріплюють похило в лапці штатива. Суміш у пробірці обережно нагрівають, слідкуючи, щоб рідину не викинуло з пробірки, реакційна суміш при цьому чорніє.

#### **Дослідження властивостей етилену:**

Властивості газу, що виділяється з газовідвідної трубки досліджують так само, як у досліді **1.2**. Етилен одержують методом дегідратації етилового спирту. Етилен – безбарвний газ, що не має запаху. Як ненасичений вуглеводень, знебарвлює бромну воду та розчин калій перманганату (тобто вступає в реакції приєднання та окиснення). Як усі вуглеводні, горить.

### *Дослід 3.* Добування ацетилену та вивчення його властивостей Добування ацетилену:

У пробірку поміщають 3–4 кусочки кальцій карбід. Приливають 1–2 мл води. Швидко закривають пробірку корком з газовідвідною трубкою. Відразу починається виділення газоподібного ацетилену. Одержаний ацетилен має специфічний запах.



#### Дослідження властивостей ацетилену:

Властивості газу, що виділяється з газовідвідної трубки досліджують так само, як у досліді 1.2. Ацетилен, одержаний карбідним методом, – безбарвний газ із своєрідним запахом. Ненасиченість ацетилену підтверджується його взаємодією з бромною водою та розчином калій перманганату (розчини знебарвлюються). Горить ацетилен кіптявим полум'ям (неповне згорання).

#### Дослід 4. Вивчення властивостей ароматичних сполук

##### Окиснення бензену та його гомологів:

У дві пробірки наливають: у першу 1 мл бензену, у другу – 1 мл толуену. В кожен пробірку додають по 2 мл 0,5 %-го розчину калій перманганату і дві краплі 10 %-го розчину сульфатної кислоти. Обережно нагрівають вміст обох пробірок на водяній бані при перемішуванні.



**Взаємодія бензену з бромом:** В першій пробірці струшують 1 мл бензену та 1 мл бромної води. У другу пробірку поміщають 1 мл бензену, 1 мл розчину броду в  $CCl_4$  і 0,5 г залізних ошурок. Суміш нагрівають на водяній бані і спостерігають виділення газу. Підносять смужку синього лакмусового папірця до отвору пробірки.

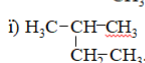
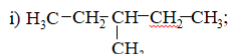
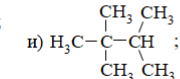
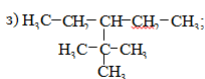
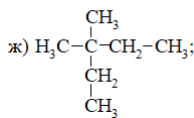
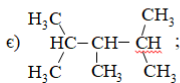
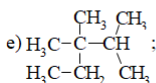
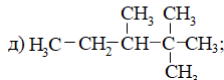
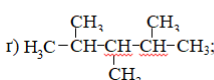
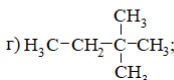
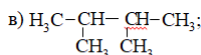
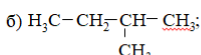
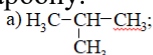
Бензен стійкий до дії окисників за звичайних умов (не знебарвлює розчину калій перманганату та бромної води), толуен, на відміну від бензену, окиснюється розчином калій перманганату в присутності сульфатної кислоти. При взаємодії бензену з бромом у присутності каталізатора (залізні ошурки) спостерігається виділення бромоводню – атом гідрогену ароматичного ядра заміщується на атом броду.

Для кожного досліді записати спостереження та рівняння відповідних реакцій.

Завдання для самостійного опрацювання:

**Насичені вуглеводні**

1. Назвати сполуки, формули яких наведені нижче, за міжнародною та раціональною номенклатурами, підкреслити у кожній з них первинні (–), вторинні (=), третинні (≡) і четвертинні (~) атоми Карбону.



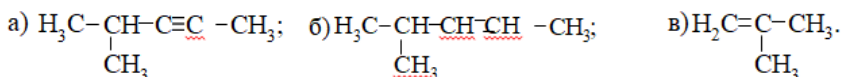
2. Написати структурні формули ізомерів гептану, які мають по п'ять атомів Карбону в головному ланцюгу. Назвати їх за міжнародною та раціональною номенклатурами. Вказати для кожного з них кількість первинних, вторинних, третинних і четвертинних атомів карбону.
3. Написати структурні формули ізомерних вуглеводнів складу  $\text{C}_5\text{H}_{12}$ . Назвати їх за міжнародною та раціональною номенклатурами, підкреслити у кожній з них первинні (–), вторинні (=), третинні (≡) і четвертинні (~) атоми Карбону.
4. Написати рівняння одержання метану: а) із натрій ацетату; б) із метилмагнійброміду.
5. Написати рівняння реакції одержання етану: а) із етилену; б) із метилу йодистого.
7. Навести всі відомі Вам методи одержання етану.
8. Написати рівняння реакції одержання пропану з пропену.

9. Написати рівняння реакції одержання бутану: а) за методом Вюрца; б) із відповідних карбонових кислот та неорганічних реагентів.
10. Написати рівняння реакції одержання гексану всіма відомими Вам методами.
11. Які вуглеводні утворюються при дії натрію: а) на суміш метилу йодистого та етилу йодистого; б) на суміш етилу йодистого та ізопропілу йодистого; в) на ізопропіл бромистий; г) на суміш пропілу бромистого і втор.-бутилу бромистого; ґ) на суміш пропілу бромистого і трет.-бутилу бромистого?
12. Які вуглеводні можна отримати з метилу йодистого та неорганічних реагентів?
13. Які алкани можна одержати з масляної кислоти ( $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ ) та неорганічних реагентів?
14. Яким чином змінюються фізичні властивості алканів зі зміною їх складу?
15. Написати загальну формулу насичених вуглеводнів та зобразити графічно модель атома Карбону у стані  $sp^3$ -гібридизації.
16. Який тип зв'язків у молекулі етану? Зобразити схематично утворення молекулярних орбіталей C–C і C–H.
17. Якими параметрами характеризується зв'язок C–C у молекулах алканів?
18. Чому алкани називають також парафінами або аліфатичними (жирними) вуглеводнями?
19. Реакції якого типу є найбільш характерними для насичених вуглеводнів і чому?
20. Як відносяться насичені вуглеводні до дії бромної води та розчину калій перманганату при кімнатній температурі?
21. Описати детально механізм взаємодії хлору з метаном при УФ-опроміненні та назвати всі продукти цієї реакції.
22. Чим зумовлюється гомолітичний чи гетеролітичний розрив зв'язку C–H при хлоруванні метану?
23. Які продукти можуть утворитися при крекінгу бутану (атмосферний тиск,  $t = 600\text{ }^\circ\text{C}$ )?
24. Які продукти можна отримати при піролізі метану в різних умовах?

25. До якого типу реакцій належить ізомеризація бутану в присутності алюміній хлориду і яка роль останнього в цій реакції?

### Ненасичені вуглеводні

1. Назвати наведені нижче сполуки за міжнародною та раціональною номенклатурами. Написати, де це можливо, цис- і транс-ізомери. У яких випадках і чому існує геометрична ізомерія?



2. Написати ізомерні (нециклічні) структурні формули для речовин складу  $\text{C}_5\text{H}_{10}$ . Вказати типи ізомерії і назвати ці речовини за міжнародною та раціональною номенклатурами.
3. Написати структурні формули ізомерних дієнів складу  $\text{C}_4\text{H}_6$  і назвати їх за міжнародною номенклатурою.
4. Для дієнових вуглеводнів складу  $\text{C}_5\text{H}_8$  вказати по одному ізомеру для кожного типу цих сполук та вказати види ізомерії. Назвати ізомери за міжнародною номенклатурою.
5. Написати структурні формули ізомерних ацетиленових вуглеводнів складу  $\text{C}_5\text{H}_8$  і назвати їх за міжнародною та раціональною номенклатурами.
6. Записати рівняння реакцій одержання пропену: а) з відповідного бромпохідного; б) з відповідного спирту.
7. Записати рівняння реакцій одержання пропіну: а) з відповідного алкену; б) з відповідного дибромпохідного.
8. Записати рівняння реакцій одержання бутадієну-1,3: а) з бутану, б) з етилового спирту.
9. Які вуглеводні утворюються при дегідратації таких спиртів:



10. Які речовини утворюються при дегідрохлоруванні: а) 2-хлорбутану; б) 2,3-дихлорбутану?
11. Записати схеми реакцій взаємодії 2-метилпропену з такими реагентами: а)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{Br}_2$ ; в)  $\text{KMnO}_4$  (розведений розчин).
12. Записати схеми реакцій окиснення бутену-2 в різних умовах.



13. Записати схеми реакцій взаємодії ацетилену з такими реагентами: а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{H}_2\text{O}$ ; в)  $\text{NaNH}_2$ .
14. Записати схеми реакцій взаємодії пропіну з такими реагентами: а)  $\text{Br}_2$ ; б)  $\text{H}_2\text{O}$ .
15. Описати механізм електрофільного приєднання та правило Марковникова на прикладі гідрохлорування пропену.
16. Описати механізм вільнорадикального приєднання на прикладі взаємодії пропену з гідроген бромідом у присутності гідроген пероксиду.
17. Які два продукти можуть утворитися при бромованні бутадієну-1,3? Описати механізм цієї реакції.
18. Яку будову можуть мати полімери, утворені з багатьох молекул ізопрену? Які види полімеризації Ви знаєте?

### Ароматичні вуглеводні

1. Сформулювати правило Хюккеля. Навести приклади ароматичних систем.
2. Які сучасні уявлення про будову молекули бензену Вам відомі? Зобразити схематично молекулу бензену.
3. Яким чином можна перетворити у бензен: а) гексан; б) циклогексан; в) ацетилен? Записати рівняння реакцій.
4. Які вуглеводні утворюються: а) при ароматизації гептану; б) при термічному розкладі натрій бензоату ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ )? Записати рівняння реакцій.
5. Чи реагує бензен за звичайних умов: а) із бромною водою; б) із розчином калій перманганату? Відповідь пояснити.
6. За яких умов бензен може приєднати: а) водень; б) хлор? Навести схеми реакцій.
7. Записати схему утворення електрофільного реагента в реакції:  
а) хлорування аренів у присутності алюміній хлориду;  
б) бромовання аренів у присутності алюміній броміду;  
в) нітрування аренів у присутності сульфатної кислоти;  
г) сульфування аренів за допомогою концентрованої сульфатної кислоти; г) алкілювання аренів за допомогою галогенпохідних вуглеводнів у присутності алюміній галогеніду; д) алкілювання аренів за допомогою алкенів у присутності кислоти Льюїса; е) ацилювання аренів за допомогою галогенангідридів кислот у присутності алюміній хлориду.

8. Записати рівняння реакцій одержання з бензену: а) метилбензену; б) етилбензену; в) ізопропілбензену; г) бромбензену; г) нітробензену; д) ацетофенону (метилфенілкетону). За яким механізмом відбувається реакція? Описати механізм.
9. Навести приклади відомих Вам: а) електронодонорних замісників; б) електроноакцепторних замісників.
10. Серед наведених замісників вибрати ті, що належать до замісників першого роду: -I, -COH, -Cl, -CN, -COOR, -NO, -C<sub>3</sub>H<sub>7</sub>, -NO<sub>2</sub>, -NR<sub>2</sub>, -CH<sub>3</sub>, -COOH, -OR, -CONH<sub>2</sub>, -NH<sub>2</sub>.
11. Серед наведених замісників вибрати ті, що належать до замісників другого роду: -COOH, -C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>, -Br, -CN, -OR, -NO<sub>2</sub>, -OH, -SO<sub>3</sub>H, -NRH, -I, -CONH<sub>2</sub>, -CN, -CH<sub>3</sub>, -NO.
12. Розташувати в ряд за зростаючою реакційною здатністю в реакціях електрофільного заміщення такі сполуки: а) нітробензен, бензен, толуен; б) анілін, нітробензен, бензен. Відповідь пояснити.
13. Що швидше бромується в умовах електрофільного заміщення: бензен чи толуен? Відповідь пояснити.
14. Що швидше нітрується: бензен чи нітробензен? Відповідь пояснити.
15. Записати рівняння реакцій: а) окиснення п-ксилену (1,4-диметилбензену); б) окиснення м-ксилену (1,3-диметилбензену); в) озонування бензену.

## ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 5

### ОКСИГЕНОВМІСНІ ТА НІТРОГЕНОВМІСНІ ПОХІДНІ ВУГЛЕВОДНІВ

#### Лабораторна робота № 9

#### СПИРТИ І ФЕНОЛИ. КАРБОНІЛЬНІ СПОЛУКИ. КАРБОНОВІ КИСЛОТИ

##### Хід виконання роботи

##### *Дослід 1.* Окиснення спиртів за допомогою купрум(II) оксиду

У пробірку наливають 2 мл етилового спирту. Спіраль, виготовлену з мідної дротини, розжарюють у полум'ї пальника і, вийнявши з полум'я, чекають поки вона окисниться. Так роблять неодноразово. Потім, розжаривши окиснену спіраль, швидко занурюють її у пробірку зі спиртом. Цю операцію повторюють декілька разів.



Що спостерігається? Як змінюється запах реакційної суміші?

До охолодженого розчину додають декілька крапель фуксинсірчистої кислоти.

Окиснення етилового спирту купрум(II) оксидом до оцтового альдегіду підтверджується якісною реакцією на карбонільну групу (реакція з фуксинсірчистою кислотою): спостерігається поява рожево-малинового забарвлення розчину.

##### *Дослід 2.* Добування ізоамілметилбутаноату

У колбу на 50 мл наливають 3 мл дистильованої води і обережно, по стінці, додають 5 мл концентрованої сульфатної кислоти (цю операцію слід проводити у витяжній шафі). Колбу охолоджують проточною водою. До охолодженої суміші додають 3 мл ізоамілового спирту, після чого у суміш вносять 4

г порошку калій дихромату. Суміш збовтують упродовж 15-20 хв і охолоджують проточною водою або льодом. Після розчинення калій дихромату і охолодження суміші додавають воду до заповнення всього об'єму колби.

Через деякий час на поверхню спливає оліїста речовина з характерним запахом яблук. За допомогою ділильної лійки її відділяють в окрему посудину.

Утворення естеру відбувається у три стадії. Спочатку частина ізоамілового спирту окиснюється до метилбутанової кислоти. Інша частина спирту взаємодіє із сульфатною кислотою з утворенням кислого естеру – ізоамілсульфатної кислоти. На останній стадії утворюється ізоаміловий естер ізовалеріанової кислоти, що має запах яблук (“яблучна есенція”).

### **Дослід 3. Добування купрум(II) гліцерату**

У пробірку наливають 1 мл 3 %-го розчину купрум(II) сульфату і 2 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду. До цієї суміші додавають 5-10 крапель гліцеролу.

Розчинення осаду купрум(II) гідроксиду в гліцеролі з утворенням яскраво-синього купрум(II) гліцерату є якісною реакцією на багатоатомні спирти і, зокрема, на гліцерол.



### **Дослід 4. Взаємодія фенолів з ферум (III) хлоридом**

**ОБЕРЕЖНО!** Фенол та його розчини при потраплянні на шкіру викликають хімічні опіки.

До водних розчинів фенолу, пірогалолу,  $\alpha$ -нафтолу, пікринової кислоти додавають 2-3 краплі розчину ферум(III) хлориду.

Що спостерігається? Якого типу сполуки утворюються?

Феноли з ферум(III) хлоридом дають у водному розчині характерні кольорові реакції: фенол – інтенсивне фіолетове забарвлення, пірогалол – буре,  $\alpha$ -нафтол – рожеве, що переходить у вишневе. Поява забарвлення є результатом утворення добре дисоційованих комплексних ферум(III) фенолятів.

### **Дослід 5. Відновні властивості альдегідів**

#### Відновлення сполук купрум(II) за допомогою альдегідів:

До 1 мл розчину досліджуваного альдегіду добавляють 0,5 мл розведеного розчину лугу, а потім краплями добавляють розчин купрум(II) сульфату до утворення осаду. Одержану суміш нагрівають до початку кипіння.



#### Відновлення сполук аргентуму за допомогою альдегідів:

У пробірку наливають 1 мл розчину альдегіду і добавляють 1 мл амоніачного розчину аргентум оксиду та 2-3 краплі розведеного розчину лугу. Нагрівають вміст пробірки декілька хвилин на водяній бані до 50-60°C.

Альдегіди легко окиснюються і тому виявляють сильні відновні властивості. Вони відновлюють сполуки аргентуму до металічного срібла (реакція “срібного дзеркала”); купрум (II) гідроксид – до купрум (I) оксиду (осад червоного кольору) при нагріванні.

### **Дослід 6. Утворення йодоформу з альдегідів та кетонів**

У пробірку наливають 1-2 мл розведеного водного розчину досліджуваної речовини і добавляють 1 мл розчину йоду в калій йодиді.

До утвореної суміші краплями додають 10 %-й розчин лугу до зникнення бурого забарвлення. Через деякий час спостерігають утворення жовтого дрібнокристалічного осаду йодоформу з характерним запахом (якісна реакція на метилкетони та етаналь).



### **Дослід 7. Утворення солей карбонових кислот**



В одну пробірку поміщають магній, у другу – цинк, в третю – натрій карбонат. Потім у кожен пробірку наливають розчин оцтової кислоти. Якщо реакція з цинком проходить повільно, то пробірку з реакційною сумішшю підігрівають. До отвору кожної пробірки підносять запалений сірник.

Що спостерігається?

Карбонові кислоти проявляють загальні властивості кислот – взаємодіють з металами та солями карбонатної кислоти з утворенням солей карбонових кислот. При взаємодії карбонових кислот з металами спостерігається виділення водню, а взаємодія з натрій карбонатом супроводжується виділенням вуглекислого газу.

### **Дослід 8. Відношення карбонових кислот до дії окисників**

В одну пробірку наливають 2 мл розчину мурашиної кислоти, у другу – стільки ж оцтової кислоти, в третю – стільки ж щавлевої кислоти. У всі пробірки додають по 1 мл 10 %-го розчину сульфатної кислоти та по 1 мл 1 %-го розчину калій перманганату. Кожну пробірку обережно нагрівають, закривши їх

корком з газовідвідною трубкою, кінець якої занурюють у пробірку з вапняною водою.

Карбонові кислоти по-різному відносяться до дії окисників. Мурашина кислота легко окислюється розчином калій перманганату, що зумовлено її будовою; оцтова кислота – стійка проти дії окисників (знебарвлення розчину калій перманганату не відбувається); щавлева кислота досить швидко знебарвлює розчин калій перманганату.

### ***Дослід 9. Розклад щавлевої кислоти при нагріванні***

У суху пробірку насипають 2 г щавлевої кислоти і закривають її корком з газовідвідною трубкою, кінець якої занурений у пробірку з вапняною водою. Пробірку із щавлевою кислотою нагрівають.

Розклад щавлевої кислоти при нагріванні відбувається з виділенням вуглекислого газу, що підтверджується помутнінням вапняної води при пропусканні крізь неї вуглекислого газу.

### ***Дослід 10. Омилення жирів***

Нейтральні жири – це естери гліцеролу та вищих жирних кислот. В присутності концентрованих лугів жири гідролізують з утворенням гліцеролу та мила (солі вищих жирних кислот).

У велику пробірку на 20 мл наливають 0,5 мл олії, додають 10 мл розчину калій гідроксиду, перемішують і нагрівають на киплячій водяній бані протягом 30–40 хвилин. Після омилення об'єм розчину доводять дистильованою водою до 20 мл. Одержаний таким чином розчин калійного мила використовують для подальших досліджень.

В одну пробірку наливають 5 мл розчину калійного мила та 1 мл концентрованої хлоридної кислоти. Спостерігають утворення вільних жирних кислот, які збираються у верхній частині пробірки.

У другу пробірку наливають 5 мл розчину калійного мила та 1 мл розчину кальцій хлориду. Спостерігають утворення нерозчинного у воді кальцієвого мила.

В результаті омилення нейтральних жирів в присутності калій гідроксиду утворюються гліцерол і калієві солі вищих жирних кислот (калійні мила). Діючи на мила мінеральними кислотами, одержують вищі карбонові кислоти. Калієві мила – розчинні у воді, а кальцієві мила у воді не розчиняються.

**Для кожного досліду записати спостереження та рівняння відповідних реакцій.**

### Завдання для самостійного опрацювання:

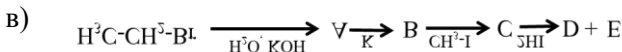
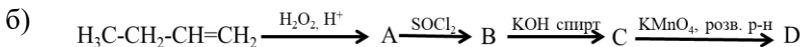
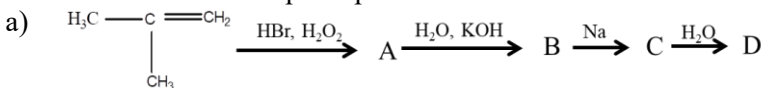
#### Спирти і феноли

1. Записати рівняння реакцій одержання: а) етилового спирту та етиленгліколю з етилену. Порівняти кислотні властивості цих спиртів. б) гліцеролу з пропену та неорганічних реагентів; в) первинного та вторинного пропілових спиртів із пропену; г) первинного та вторинного спиртів із бутену та неорганічних реагентів; ґ) ізобутилового спирту з відповідного галогенпохідного. До якого типу належить ця реакція? Описати механізм. д) трет.-бутилового спирту при взаємодії метилмагнійдброміду з ацетоном.
2. Відновленням яких сполук можна одержати пропілові спирти? Записати рівняння відповідних реакцій.
3. Навести схеми реакцій: а) взаємодії етилового спирту з йодистоводневою кислотою. Порівняти основність первинних, вторинних і третинних спиртів. б) взаємодії етилового спирту з гідроген бромідом у момент виділення. Порівняти основність первинних, вторинних і третинних спиртів. в) одержання натрій ізопропілату та його розкладу водою. Зробити висновок з цих двох рівнянь. г) взаємодії втор.-бутилового спирту з оцтовою кислотою; ґ) яка відбувається при пропусканні втор.-бутилового спирту над нагрітим до 300 °С мідним каталізатором; д) окиснення метанолу за допомогою купрум оксиду. Порівняти здатність первинних, вторинних і третинних спиртів до



окиснення. е) окиснення етилового спирту за допомогою хромової суміші ( $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$ ); є) етиленгліколю з купрум(II) гідроксидом. Чому одноатомні спирти не реагують таким же чином?

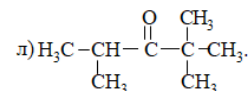
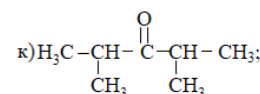
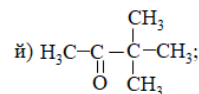
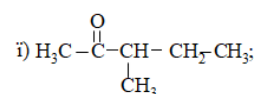
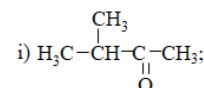
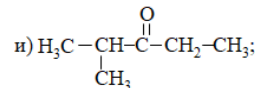
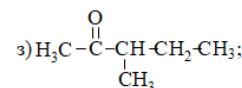
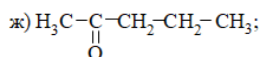
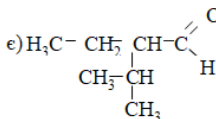
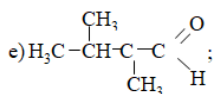
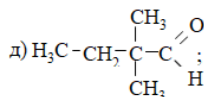
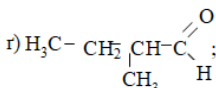
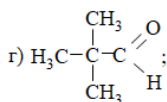
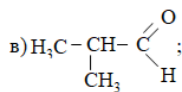
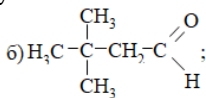
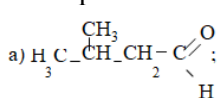
4. Назвати сполуку  $CH_3-O-CH_2-CH_3$  і написати схему реакції її одержання.
5. Які дві речовини можуть утворитися при взаємодії етиленгліколю з концентрованою нітратною кислотою?
6. Які три продукти утворюються при взаємодії етилового спирту з концентрованою сульфатною кислотою в різних умовах?
7. Яка речовина утвориться при взаємодії надлишку ізопропілового спирту з концентрованою сульфатною кислотою при нагріванні?
8. Чому нерозчинний у воді купрум(II) гідроксид розчиняється при додаванні гліцеролу?
9. Яка речовина утвориться при внутрішньо молекулярній дегідратації *трет.*-бутилового спирту?
10. Заповнити схеми перетворень:



## Альдегіди і кетони

1. Навести усі відомі Вам методи синтезу оцтового альдегіду.
2. Написати схеми реакцій утворення акролеїну: а) з гліцеролу; б) з пропілену.
3. Навести два методи синтезу діетилкетону.
4. Написати схеми реакцій одержання ацетону з оцтової кислоти двома методами.
5. Написати схеми реакцій усіх відомих Вам способів одержання ацетону. Які з них використовуються у промисловості?
6. Навести схеми зсуву електронної густини в карбонільній групі: а) для ацетальдегіду і ацетону; б) для мурашиного і оцтового альдегідів. Порівняти їх хімічну активність.

7. Назвати за міжнародною та раціональною номенклатурами такі карбонільні сполуки:



8. Якими властивостями альдегіди відрізняються від кетонів? Навести приклади відповідних реакцій.

9. Навести схеми реакцій етаналу з такими реагентами: а) ціанідна кислота; б) етиловий спирт; в) гідроксиамін; г) фосфор (V) хлорид; ґ) водень у присутності каталізаторів (Ni, Pt) при нагріванні.

10. Навести схеми реакцій бутаналу з такими реагентами: а) натрій гідросульфід; б) амоніак.

11. Навести схеми реакцій ацетону з такими реагентами: а) ціанідна кислота; б) бром (одержання монобромацетону); в) гідроксиамін; г) фенілгідазин.

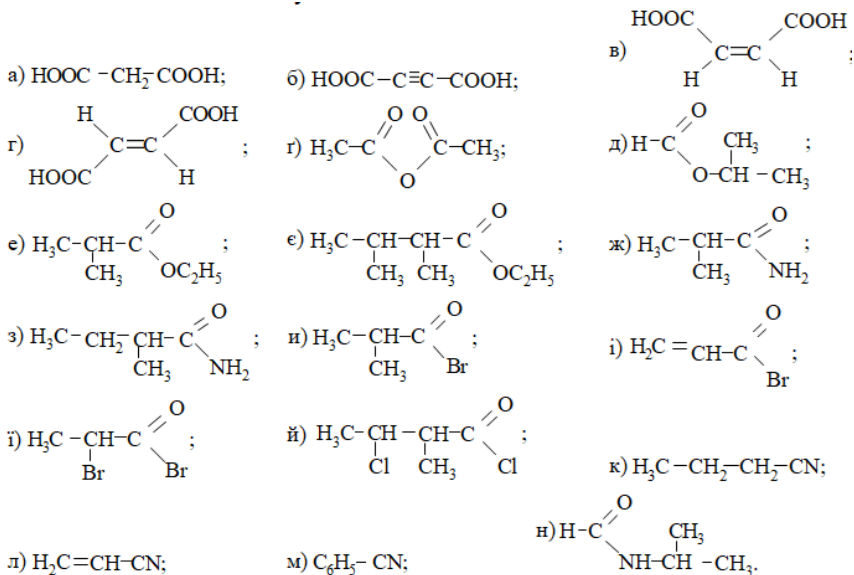
12. Навести схеми реакцій бутанону-2 з такими реагентами: а) ціанідна кислота; б) фосфор(V) хлорид; в) фенілгідазин.

13. Написати рівняння реакцій: а) взаємодії пропаналу з етилмагнійбромідом та наступного гідролізу одержаного продукту; б) взаємодії діетилкетону з етилмагнійбромідом та

- наступного гідролізу одержаного продукту; в) взаємодії пентаналу з бромом у присутності луку; г) перетворення ацетону в йодоформ; г) взаємодії метилпропілкетону з гідроксиламіном; д) окиснення формальдегіду амоніачним розчином аргентум оксиду (реакція “срібного дзеркала”); е) окиснення диметилоцтового альдегіду за допомогою амоніачного розчину аргентум оксиду; є) альдольної конденсації оцтового альдегіду в присутності луку (за стадіями); ж) полімеризації (тримеризації) формальдегіду; з) полімеризації ацетальдегіду. Вказати умови проведення реакцій і назвати продукти.
14. Натрій гідросульфід використовують для виділення альдегідів і кетонів із сумішей. На прикладі пропіонового альдегіду навести схеми реакцій, що при цьому відбуваються.
  15. Які альдегіди і при яких умовах вступають в окисно-відновні реакції Канніццаро і Тищенко? Навести схеми цих реакцій.
  16. Які речовини одержаться при відновленні й окисненні таких карбонільних сполук: метаналу, пропаналу та бутанону–2? У яких випадках можна використовувати слабкі окисники, а у яких сильні?
  17. Які карбонільні сполуки утворюються при окисненні кожного з ізомерів складу  $C_4H_8O$ ?
  18. Що таке формалін і параформ? Написати схему реакції утворення параформу.

### Карбонові кислоти

1. Показати розподіл електронної густини в молекулі: а) оцтової кислоти; б) маленової кислоти. Зобразити будову карбоксилат-аніону.
2. Показати розподіл електронної густини в молекулах оцтової та бензойної кислот. Порівняти їх властивості.
3. Записати рівняння реакції одержання мурашиної кислоти з карбон діоксиду.
4. Навести схеми реакцій одержання оцтової кислоти: а) з відповідного альдегіду; б) з нітрилу.
5. Написати рівняння реакцій одержання з яблучної кислоти: а) малеїнової кислоти; б) фумарової кислоти.
6. Назвати наведені сполуки всіма можливими способами:



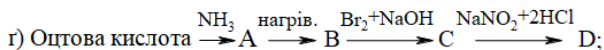
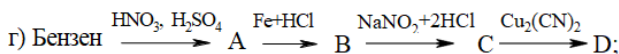
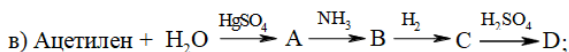
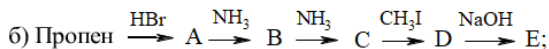
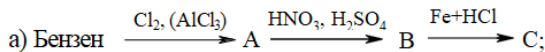
- Яка різниця в будові та хімічних властивостях малеїнової та фумарової кислот?
- Запропонувати схеми синтезу: а) оцтової кислоти з етилену; б) янтарної кислоти з етилену; в) фталевої кислоти з о-ксилену.
- Як за допомогою натріймалонового естеру можна одержати: а) пропіонову кислоту; б) бутанову кислоту; в) масляну кислоту; г) янтарну кислоту?
- Які речовини утворюються при взаємодії етилмагнійброміду з вуглекислим газом і при наступному гідролізі продукту в присутності хлоридної кислоти.
- Написати рівняння реакцій оцтової кислоти з такими реагентами: а) натрій гідрогенкарбонат; б) етанол.
- Написати рівняння реакцій пропіонової кислоти з такими реагентами: а) магній; б) етанол; в) фосфор(V) хлорид; г) хлористий тіоніл.
- Написати рівняння реакцій масляної кислоти з такими реагентами: а) магній; б) кальцій гідроксид; в) амоніак?
- Написати рівняння реакцій шавлевої кислоти з такими реагентами: а) натрій гідроксид; б) натрій карбонат; в) калій перманганат.

15. Написати рівняння реакцій, що протікають при нагріванні:  
а) щавлевої кислоти; б) маленової кислоти; в) янтарної кислоти.
16. Написати рівняння реакції полімеризації акрилової кислоти.
17. Як можна відрізнити фталеву кислоту від інших двоосновних ароматичних кислот?
18. Написати рівняння реакцій: а) взаємодії натрій ацетату з хлорангідридом оцтової кислоти; б) термічного розкладу натрій ацетату.
19. Навести два методи одержання хлорангідриду масляної кислоти.
20. Написати рівняння реакції одержання хлорангідриду бензойної кислоти.
21. Написати рівняння реакцій хлорангідриду пропіонової кислоти з такими реагентами: а) метанол; б) натрій пропаноат.
22. Написати рівняння реакції утворення янтарного ангідриду з янтарної кислоти.
23. На прикладі оцтового ангідриду проілюструвати хімічні властивості ангідридів одноосновних кислот.
24. Написати рівняння реакцій оцтового ангідриду з такими реагентами: а) вода; б) амоніак.
25. Написати рівняння реакції етерифікації пропіонової кислоти пропіловим спиртом.
26. Навести механізми реакцій: а) одержання метилового естеру масляної кислоти; б) естерифікації оцтової кислоти пропіловим спиртом; в) гідролізу етилацетату в кислому середовищі.
27. Написати рівняння реакції, яка відбувається при нагріванні етилпропаноату з водним розчином калій гідроксиду.
28. Навести схеми реакцій одержання: а) ацетаміду з оцтової кислоти; б) аміду пропанової кислоти; в) аміду диметилоцтової кислоти з відповідного хлорангідриду; г) аміду бензойної кислоти з відповідного хлорангідриду.
29. Написати рівняння реакції одержання нітрилу оцтової кислоти з відповідного аміду.

### Аміни

1. Навести визначення аміну. Для прикладу записати формули первинного, вторинного і третинного амінів та назвати їх.

2. Записати структурні формули усіх можливих ізомерних амінів складу: а)  $C_4H_{11}N$ ; б)  $C_3H_9N$ . Назвати всі сполуки і вказати належність їх до первинних, вторинних чи третинних амінів.
3. Назвати наведені сполуки всіма можливими способами:
- а)  $H_3C-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ ;      б)  $\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{NH}}-\text{C}_2\text{H}_5$ ;      в)  $H_2N-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ .
4. Написати рівняння реакцій одержання: а) метиламіну з амідів оцтової кислоти; б) триметиламін гідрохлориду; в) аніліну з нітробензену та бромбензену; г) N,N-диметиламіну з аніліну. До якого типу належить ця реакція?
5. У результаті якої реакції можна одержати первинні аміни без домішок інших амінів? Навести приклад.
6. Чому аміни проявляють основні властивості? Як змінюється основність ароматичних амінів? Пояснити на конкретних прикладах.
7. Порівняти основність таких сполук: а) амоніаку, аніліну, ізобутиламіну та трифеніламіну; б) амоніаку, аніліну, втор-бутиламіну та трипропіламіну; в) амоніаку, аніліну, дифеніламіну, N-етиламіну, трифеніламіну.
8. Написати рівняння реакцій взаємодії: а) диметиламіну з водою. Яку реакцію середовища мають водні розчини амінів? б) етиламіну з етилбромідом. Як називається дана реакція і до якого типу вона належить? в) метиламіну з хлоридною кислотою; г) етиламіну з азотистою кислотою; д) диметиламіну з азотистою кислотою; е) N-метиламіну з азотистою кислотою.
9. Заповнити схеми таких перетворень:



## ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 6

### ЕЛЕМЕНТИ БІООРГАНІЧНОЇ ТА БІОНЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ

#### Лабораторна робота № 10

#### БІЛКИ. ВУГЛЕВОДИ. ЛІПІДИ. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНЕ ВИЗНАЧЕННЯ СКЛАДОВИХ ЧАСТИН НУКЛЕОПРОТЕЇДІВ

#### Хід виконання роботи

#### А. БІЛКИ

*Дослід 1.* Біуретова реакція (зумовлена наявністю в молекулі білка двох і більше пептидних зв'язків (-CO-NH-))

До 3 мл розчину білка додають 1 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду і 1-2 краплі 1 %-го розчину купрум(II) сульфату. З'являється синьо-фіолетове або рожево-фіолетове забарвлення.



*Дослід 2.* Нінгідринова реакція

До 3 мл розчину білка додають 3 мл 0,1 %-го водного розчину нінгідрину і кип'ятять 1-2 хв.

Розчин забарвлюється у фіолетовий колір, який з часом темніє.



*Дослід 3.* Реакція Фоля (зумовлена наявністю в молекулі білка сульфуровмісних амінокислот – цистину або цистеїну)

До 3 мл розчину білка додають 3 мл реактиву Фоя, після перемішування кип'ятять і дають відстоятися протягом декількох хвилин. Розчин охолоджують.

Випадає чорний осад плумбум (II) сульфід.



#### *Дослід 4.* Ксантопротеїнова реакція (виявлення залишків ароматичних амінокислот)

До 3 мл розчину білка додають 1 мл концентрованої нітратної кислоти і обережно нагрівають. Після охолодження в пробірку приливають 10 %-й розчин натрій гідроксиду. В результаті нагрівання спостерігається поява жовтого забарвлення.



Після додавання розчину натрій гідроксиду виникає оранжеве забарвлення.

#### *Дослід 5.* Реакція Адамкевича (виявлення залишків триптофану)

До 0,5 мл розчину білка додають 0,5 мл льодяної ацетатної кислоти (яка містить невелику кількість гліоксилової кислоти). Суміш нагрівають до розчинення утвореного осаду. До охолодженої суміші обережно, по стінці пробірки, краплями приливають 1 мл концентрованої сульфатної кислоти так, щоб рідини не змішувались. Для прискорення реакції вміст пробірки нагрівають на водяній бані.

На межі поділу фаз з'являється червоно-фіолетове кільце.

#### *Дослід 6.* Осадження білків при нагріванні

У п'ять пробірок наливають по 2 мл розчину білка. Вміст першої пробірки нагрівають. У 2-гу пробірку вносять 1 мл 1 %-го розчину ацетатної кислоти та нагрівають її вміст. У 3-тю пробірку додають 0,5 мл 10 %-го розчину ацетатної кислоти, нагрівають.



Осад не утворюється, бо середовище є сильно кислим. У 4-ту пробірку вносять 0,5 мл ацетатної кислоти та 5-7 крапель розчину натрій хлориду. Вміст пробірки нагрівають. У 5-ту пробірку додають 0,5 мл розчину натрій гідроксиду та нагрівають пробірку. У 1-й пробірці спостерігається утворення осаду; у 2-й пробірці спостерігається більш повне випадання осаду (в ізоелектричній точці); у 3-й пробірці осад не утворюється, бо середовище є сильно кислим; у 4-й пробірці спостерігається випадання осаду (сильно кисле середовище і сіль); у 5-й пробірці осад не утворюється.

### **Дослід 7.** Реакція Паулі (виявлення залишків тирозину)

У пробірку вносять 0,5 мл розчину сульфанілової кислоти в розчині хлоридної кислоти (1 %-й розчин сульфанілової кислоти в 5 %-му розчині HCl), 1 мл 0,5 %-го розчину натрій нітриту і, після ретельного перемішування, 1 мл розчину білка та 3 мл 10 %-го розчину натрій карбонату. Вміст пробірки перемішують. Суміш забарвлюється у вишнево-червоний колір.



### **Дослід 8.** Осадження білків солями важких металів

У дві пробірки наливають по 3 мл розчину білка. У 1-шу пробірку обережно краплями додають 5 %-й розчин плюмбум(II) ацетату, а в другу – 5 %-й розчин купрум(II) сульфату.

Спостерігається утворення осаду білка (з сіллю купрум(II) – блакитного кольору, плюмбуму(II) – білого кольору). При додаванні надлишку обох розчинів відбувається розчинення утворених осадів.



### ***Дослід 9. Осадження білків органічними розчинниками***

У дві пробірки наливають по 2 мл розчину білка та добавляють декілька кристаликів натрій хлориду. У 1-шу пробірку добавляють 2 мл ацетону, а у 2-гу – 2 мл етанолу.

Спостерігається утворення осаду білка.

### ***Дослід 10. Осадження білків алкалоїдними реактивами***

У дві пробірки поміщають по 2 мл розчину білка і по 0,5 мл розчину ацетатної кислоти. У 1-шу пробірку добавляють 2-3 краплі 1 %-ного розчину пікринової кислоти. У 2-гу пробірку добавляють 2-3 краплі розчину калій гексаціаноферату(II). Що спостерігається, якщо додати надлишок розчину калій гексаціаноферату(II)?

У 1-й пробірці спостерігається утворення осаду. У 2-й пробірці при перемішуванні випадає осад, який розчиняється при додаванні надлишку розчину калій гексаціаноферату(II).

### ***Дослід 11. Осадження білків мінеральними кислотами***

В одну пробірку вносять 1 мл розчину білка і по стінці пробірки обережно, щоб рідини не перемішувались, добавляють 1 мл концентрованої нітратної кислоти. Що спостерігається? Потім добавляють надлишок нітратної кислоти. У 2-гу пробірку вносять 1 мл розчину білка і обережно по стінці пробірки доливають 1 мл концентрованої сульфатної кислоти. Що спостерігається? Потім добавляють надлишок сульфатної кислоти. У 1-й пробірці на межі поділу двох рідин утворюється осад у вигляді кільця.

Після додавання надлишку нітратної кислоти осад не зникає. У 2-й пробірці випадає осад, який розчиняється при додаванні надлишку сульфатної кислоти.

## Б. ВУГЛЕВОДИ

### *Дослід 1.* Реакція Тромера

У пробірку наливають 2 мл 3 %-го розчину глюкози і додають 2 мл 5 %-го розчину натрій гідроксиду та по краплях 5 %-ний розчин купрум сульфату до утворення незникаючого помутніння блакитного кольору. Вміст пробірки нагрівають. Випадає осад купрум (I) оксиду. Повторити даний дослід з використанням розчину фруктози.



### *Дослід 2.* Реакція з солями бісмуту (реакція Ніландера)

У пробірку наливають 2 мл 3 %-го розчину глюкози і 1 мл реактиву Ніландера. Суміш перемішують і нагрівають на полум'ї газового пальника (спиртівки) протягом 2 хвилин. Спочатку з'являється коричневе забарвлення розчину, а потім спостерігається утворення чорного осаду металічного бісмуту.



### *Дослід 3.* Реакція Толенса (реакція “срібного дзеркала”)

У пробірку з 1 мл 3 %-го аміачного розчину аргентум гідроксиду додають по краплях 3 мл 3 %-го розчину глюкози і обережно нагрівають на полум'ї пальника до появи бурого забарвлення. Потім реакція йде без нагрівання. Спостерігають виділення металічного срібла у вигляді чорного осаду або його осадження на стінках пробірки у вигляді “срібного дзеркала”.



#### *Дослід 4.* Реакція Селіванова на фруктозу

У пробірку наливають 2 мл реактиву Селіванова, додають декілька крапель 3 %-го розчину фруктози. Суміш нагрівають на водяній бані 5-10 хвилин при температурі 80 С.

Розчин забарвлюється у вишнево-червоний колір.



#### *Дослід 5.* Реакція з $\alpha$ -нафтолом

У пробірки наливають по 1 мл 3 %-х розчинів глюкози, фруктози, додають в кожен по 2 мл спиртового розчину  $\alpha$ -нафтолу. Потім обережно по стінці пробірки приливають 0,5 мл концентрованої сульфатної кислоти. На границі поділу рідин утворюється вишнево-фіолетове кільце.



#### *Дослід 6.* Окиснення дисахаридів

В одну пробірку наливають 2 мл 1 %-го розчину сахарози, а в другу – 2 мл 1 %-го розчину мальтози. У кожен пробірку додають по 2 мл реактиву Фелінга і обидві пробірки нагрівають до початку кипіння.

У пробірці з сахарозою не спостерігається відновлення міді, а у пробірці з мальтозою з'являється червоно-коричневого осад купрум (I) оксиду.

#### *Дослід 7.* Гідроліз сахарози

У дві пробірки наливають по 3 мл 3 %-го розчину сахарози. В одну з них додають 2 краплі концентрованої хлоридної кислоти і нагрівають на киплячій водяній бані протягом 15 хвилин. Друга пробірка містить контрольний розчин сахарози. Після цього у обидві пробірки додають по 1 мл 5 %-го розчину натрій гідроксиду та

по 5 крапель 1 %-го розчину купрум сульфату і знову нагрівають на водяній бані (проводять реакцію Тромера).

У пробірці, в якій відбувся гідроліз сахарози, утворюється червоний осад купрум (I) оксиду. В контрольному розчині осад не утворюється.

### *Дослід 8.* Відкриття фруктози у складі дисахаридів

В одну пробірку наливають 2 мл розчину сахарози, а в другу – 2 мл розчину мальтози. До обох розчинів додають по 2 мл реактиву Селіванова. Суміш перемішують і нагрівають до кипіння.

У пробірці з сахарозою розчин забарвлюється у вишнево-червоний колір.

### *Дослід 9.* Гідроліз крохмалю

У дві пробірки наливають по 3 мл 1 %-го розчину крохмалю. В одну з них додають 2 краплі концентрованої хлоридної кислоти і ставлять у киплячу водяну баню на 15 хвилин, друга пробірка – контроль.

Потім у обидві пробірки додають по 1 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду та по 5 крапель 1 %-го розчину купрум сульфату і знову нагрівають на водяній бані (проводять реакцію Тромера).



У пробірці, де відбувся гідроліз крохмалю, утворюється осад купрум (I) оксиду. В контрольному розчині осад не утворюється.

### **Дослід 10. Реакція крохмалю з йодом**

У пробірку наливають 2 мл 1 %-го розчину крохмалю і додають 1–2 краплі розчину Люголя. Вміст пробірки нагрівають.

Розчин набуває синього кольору. Забарвлення є нестійким: при нагріванні воно зникає, а при охолодженні з'являється знову.



## В. ЛПІДИ

### *Дослід 1.* Утворення емульсії жирів

У дві пробірки вносять по кілька крапель олії. Потім в одну з них добавляють 2 мл води, в другу – 2 мл 10 %-го розчину соди. Енергійно струшують. Спостерігається утворення емульсії.

### *Дослід 2.* Омилення жиру

Жири – це естери гліцеролу та вищих жирних кислот і під впливом концентрованих лугів гідролізуються з утворенням гліцеролу та мила.

У велику пробірку на 20 мл наливають 0,5 мл олії, добавляють 10 мл розчину калій гідроксиду, перемішують і нагрівають на киплячій водяній бані протягом 30– 40 хв. Після омилення об'єм доводять до 20 мл дистильованою водою і використовують для подальших дослідів.

### *Дослід 3.* Утворення вільних жирних кислот

У пробірку наливають 5 мл розчину калійного мила та 1 мл концентрованої хлоридної кислоти. Спостерігають утворення вільних жирних кислот, які збираються у верхній частині пробірки. Вміст цієї пробірки фільтрують і залишають для відкриття гліцерилу (дослід 5).

### *Дослід 4.* Утворення нерозчинного мила

У пробірку наливають 5 мл розчину калійного мила та 1 мл розчину кальцій хлориду. Спостерігають утворення нерозчинного у воді кальцієвого мила.

### *Дослід 5.* Відкриття гліцеролу за утворенням купрум(II) гліцерату

До частини відфільтрованого гідролізату (дослід 3) додають 10 крапель 10 %-го розчину натрій гідроксиду і 1-2 краплі 2 %-го розчину купрум(II) сульфату.

З'являється синє забарвлення в результаті утворення купрум гліцерату.

### *Дослід 6.* Добування лецитину

У хімічний стакан поміщають 200-300 мг висушеного та розтертого яєчного жовтка, додають 15 мл гарячого спирту й перемішують. Через 10-15 хвилин суміш охолоджують і фільтрують у суху пробірку, при цьому одержують прозорий фільтрат, що є спиртовим розчином лецитину. В іншу суху пробірку наливають 2-3 мл ацетону й краплями додають отриманий фільтрат.

Спостерігають утворення помутніння, а згодом випадає осад лецитину, що свідчить про нерозчинність лецитину у ацетоні. У другу пробірку до 2-3 мл фільтрату додають краплями дистильовану воду. Спостерігають утворення стійкої емульсії.

### *Дослід 7.* Гідроліз лецитину

В широку пробірку наливають 5-10 крапель спиртового розчину лецитину, додають 3-5 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду і кип'ять 5-10 хв. З'являється запах оселедцевого розсолу, який властивий триметиламіну  $N(CH_3)_3$ , що утворюється з холіну, який виділяється при гідролізі лецитину.

## **Д. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНЕ ВИЗНАЧЕННЯ СКЛАДОВИХ ЧАСТИН НУКЛЕОПРОТЕЇДІВ**

Одержання гідролізату дріжджів (готує лаборант): у колбу на 100 мл вносять 1 г дріжджів, додають 20 мл 10 %-го розчину сульфатної кислоти і 20 мл дистильованої води, позначають на колбі рівень рідини. Колбу закривають корком із зворотнім

холодильником і кип'ять під тягою протягом 1-1,5 год. Потім нагрівання рідини припиняють і фільтрують розчин. Фільтрат використовують для подальших дослідів.

**Дослід 1.** Виявлення фосфатної кислоти у складі нуклеопротейдів

До 1 мл гідролізату додають 1 мл молібденового реактиву та кип'ять. Рідина забарвлюється у жовтий колір, а при охолодженні випадає осад жовтого кольору, що обумовлений утворенням амоній фосфато-молібдату  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \times 12\text{MoO}_3 \times 6\text{H}_2\text{O}$ .

**Дослід 2.** Біуретова реакція на поліпептиди

У пробірку вносять 1 мл гідролізату дріжджів, нейтралізують (за лакмусом) 10 %-м розчином натрій гідроксиду, потім додають 1 мл розчину натрій гідроксиду і 4-6 крапель 1 %-го розчину купрум (II) сульфату. Суміш перемішують. Спостерігають появу рожево-фіолетового забарвлення, що свідчить про присутність у пробі поліпептидів, які утворюються в результаті гідролізу білкової частини нуклеопротейдів.

**Дослід 3.** Проба на пуринові основи

До 1 мл розчину гідролізату дріжджів додають 1 мл амоніачного розчину аргентум гідроксиду. Через 3-5 хвилин випадає бурий осад срібних солей пуринових основ.

**Дослід 4.** Реакція Тромера на вуглеводи

До 3 мл гідролізату дріжджів (містить рибозу та дезоксирибозу) додають 1 мл 5 %-го розчину натрій гідроксиду та 3-5 крапель розчину купрум(II) сульфату до появи осаду купрум(II) гідроксиду блакитного кольору. Рідину у пробірці перемішують і нагрівають до початку кипіння.

Випадає червоний осад купрум(I) оксиду.



### Дослід 5. Виявлення вуглеводів реакцією з дифеніламіном

До 2 мл гідролізату дріжджів додають 2 мл розчину дифеніламінового реактиву. Суміш нагрівають на киплячій водяній бані протягом 15 хвилин.

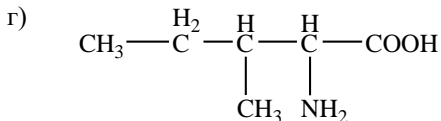
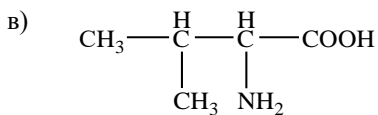
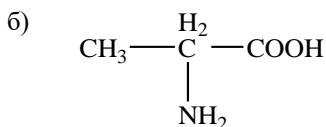
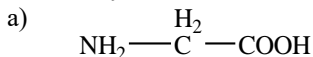
Вільна дезоксирибоза, реагуючи з дифеніламіном дає синє забарвлення, а рибоза – зелене.

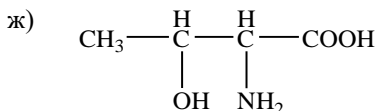
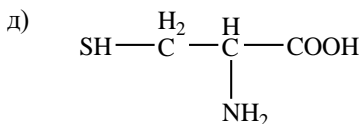
**Для кожного дослідів записати спостереження та пояснити його.**

### Завдання для самостійного опрацювання:

#### Амінокислоти та білки

1. Як класифікують моноамінокарбонові кислоти за взаємним розміщенням аміно- та карбоксильної груп? Навести приклади.
2. Назвати наведені сполуки всіма можливими способами. Чи мають дані сполуки оптичні антиподи? Якщо мають, то які?





3. Написати структурні формули  $\alpha$ -аміно- $\beta$ -оксипропіонової кислоти. Підкреслити хіральний атом Карбону та навести графічне зображення двох оптичних антиподів.
4. Написати структурні формули аспарагінової та  $\beta$ -амінопропіонової кислоти.
5. Написати структурні формули  $\beta$ -амінопропіонової кислоти та її внутрішньої солі.
6. Написати структурну формулу внутрішньої солі амінооцтової кислоти.
7. Написати рівняння реакції одержання: а) метилового естеру  $\alpha$ -амінопропіонової кислоти; б) етилового естеру  $\alpha$ -амінопропіонової кислоти ( $\alpha$ -аланіну); в) комплексної мідної солі глікоколу; г) лактаму  $\gamma$ -аміномаєляної кислоти.
8. Написати рівняння реакцій взаємодії: а) амінооцтової кислоти з хлоридною кислотою; б) амінооцтової кислоти з формальдегідом; в)  $\beta$ -амінопропіонової кислоти з азотистою кислотою.
9. Що утвориться при нагріванні  $\beta$ -амінопропіонової кислоти?
10. Написати загальну схему утворення дикетопіперазину.
11. Написати схему утворення дикетопіперазину з двох молекул глікоколу.
12. Що характеризує первинна структура білкової молекули? Який зв'язок сполучає амінокислоти у такій структурі? Навести приклад цього зв'язку.
13. Написати схеми утворення дипептиду: а) з двох молекул глікоколу; б) з двох молекул  $\beta$ -аланіну.
14. Які зв'язки забезпечують стійкість вторинної структури білкової молекули?

15. Які зв'язки забезпечують стійкість третинної структури білкової молекули?
16. За допомогою якої реакції можна виявити білок у розчині?
17. Записати формули таких амінокислот: а) *Ala, Asp, Leu, Arg, Ser*; б) *Ile, Glu, Val, Arg, Thr*. Вказати, які з амінокислот при формуванні третинної структури білка: розміщуються переважно всередині білкової глобули, здатні утворювати йонний зв'язок з *Lys*, утворюють водневий зв'язок з *Asp*.
18. Написати формулу пентапептиду: а) *Asn-Val-Gln-Phe-Lys*; б) *Phe-Ala-Ser-Glu-His*. Позначити в пептиді N- та C-кінці. Підкреслити пептидні зв'язки.

### Вуглеводи

1. Як класифікують цукри за різними ознаками?
2. На основі якої реакції було доведено нормальну будову ланцюга атомів Карбону в молекулі глюкози? Навести схему цієї реакції.
3. Що означають символи *D-* і *L-*, а також знаки (+) і (-) перед назвою моноцукрів? Написати проєкційні формули *D-* і *L-*арабінози.
4. Написати проєкційні формули *D-* і *L-*гліцеринового альдегіду та *D-* і *L-*фруктози. Що означають знаки (+) і (-) перед назвою оптично активної речовини?
5. Написати проєкційні формули *D-* і *L-*глюкози. Що таке рацемат? Чому лівообертаюча форма фруктози відноситься до *L-*ряду? Написати її структурну формулу та формулу оптичного антиподу.
6. Написати проєкційні формули *D-* і *L-*дезоксирибози.
7. Які речовини називаються епімерами? Навести приклад.
8. Які властивості моносахаридів не можна пояснити за допомогою відкритої формули?
9. Що таке мутаротація і чим вона пояснюється? Пояснити це на прикладі β-*D-*глюкопіранози.
10. Який гідроксил називається півацетальним? Яку ще назву він має? Вказати цей гідроксил у формулі α-*D-*фруктофуранози.
11. Написати структурні формули двох таутомерних форм *D-*глюкози (відкриту і фуранозну) та назвати їх.

12. Які форми цукрів називаються  $\alpha$ - і які  $\beta$ - Показати це на прикладі *D*-рибофуранози.
13. Навести схему реакції, якою можна відрізнити альдозу від кетози.
14. За допомогою якої реакції можна відрізнити глюкозу від фруктози? Написати схему цієї реакції.
15. Навести схему реакції: а) відновлення *D*-глюкози; б) відновлення *D*-рибози; в) окислення *D*-глюкози при дії слабких і сильних окисників; г) окиснення *D*-фруктози; ґ) взаємодії *D*-глюкози з синильною кислотою.
16. За допомогою яких перетворень можна перейти від альдопентози до альдогексози? Навести приклад.
17. За допомогою яких перетворень можна перейти від альдопентози до альдотетрози? Навести приклад.
18. Що таке озазони і як можна одержати озазон з *D*-глюкози?
19. Якою реакцією можна довести більшу реакційну здатність глікозидного гідроксилу, ніж спиртового? Показати на прикладі  $\alpha$ -*D*-фруктофуранози.
20. Написати структурну формулу  $\beta$ -*D*-фруктофуранози та рівняння її реакції з метилйодидом у присутності аргентум оксиду.

### Нуклеїнові кислоти

1. Азотисті основи, що входять до складу ДНК та РНК. Відмінності в первинній структурі ДНК та РНК.
2. Що таке нуклеозиди та нуклеотиди? Пояснити на прикладі: а) аденозину, аденілової кислоти; б) тимідину, тимідилової кислоти; в) гуанозину, гуанілової кислоти; г) дезоксицитидину, дезоксицитидилової кислоти; д) цитидину, цитидилової кислоти; е) дезоксигуанозину, дезоксигуанілової кислоти; є) уридину, уридилової кислоти; ж) дезоксиаденозину, дезоксиаденілової кислоти.
3. До нуклеїнових кислот якого типу входять вищезгадані нуклеотиди?

## Ліпіди

1. Записати формулу 1-пальмітоїл-2-лінолеоїл-3-стеароїлгліцерол (тригліцерид ВЖК: 16:0; 18:2  $\omega$ -6 та 18:0). До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Які речовини утворюються в результаті омилення цієї речовини? До складу яких жирів (рослинного чи тваринного походження) входять вищезгадані ВЖК і в якому агрегатному стані за н.у. буде знаходитися даний три гліцерид?
2. Записати формулу холестеролу. Охарактеризувати його біологічну роль. Які фізіологічно активні похідні холестеролу Вам відомі та яке їх значення?
3. Записати формулу цетилолеїнату. До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Охарактеризувати біологічну роль цього типу ліпідів.
4. Записати формулу мірицилстеарату. До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Охарактеризувати біологічну роль цього типу ліпідів.
5. Записати формулу кефаліну (фосфатидилетаноламіну), до складу якого входять такі ВЖК: 18:0; 18:1  $\omega$ -9. До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Охарактеризувати її біологічну роль. Які продукти утворюються в результаті повного гідролізу цієї речовини?
6. Записати формулу лецитину (фосфатидилхоліну), до складу якого входять такі ВЖК: 16:0; 16:1  $\omega$ -7. До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Охарактеризувати її біологічну роль. Які продукти утворюються в результаті повного гідролізу цієї речовини?
7. Записати формулу фосфатидилсерину, до складу якого входять такі ВЖК: 16:0; 18:1  $\omega$ -9. До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Охарактеризувати її біологічну роль. Які продукти утворюються в результаті повного гідролізу цієї речовини?
8. Записати формулу фосфатидилінозиту, до складу якого входять такі ВЖК: 16:0; 20:4  $\omega$ -6,9,12,15. До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Охарактеризувати її біологічну роль.

## Вітаміни

1. Вітаміни як коферменти (кофактори) ферментів.
2. Класифікація та номенклатура вітамінів.
3. Описати хімічну структуру та біологічну роль вітамінів: а) тіаміну (вітамін В<sub>1</sub>); б) рибофлавіну (вітамін В<sub>2</sub>); в) пантотенової кислоти (вітамін В<sub>3</sub>); г) нікотинаміду та нікотинової кислоти (вітамін В<sub>5</sub> (PP)); д) піридоксину (вітамін В<sub>6</sub>); е) фолієвої кислоти (вітамін В<sub>9</sub>); є) кобаламіну (вітамін В<sub>12</sub>); ж) біотину (вітамін Н); з) аскорбінової кислоти (вітамін С); и) вітаміну Р; і) ретинолу (вітамін А); ї) кальциферолу (вітамін D); й) токоферолу (вітамін Е); к) вітаміну F; л) нафтохінону (вітамін К).
4. Описати хімічну структуру та біологічну рол вітаміноподібних речовин: а) холіну, фосфофоліну (вітамін В<sub>4</sub>); б) інозитулу (вітамін В<sub>8</sub>); в) оротової кислоти (вітамін В<sub>13</sub>); г) пангамової кислоти (вітамін В<sub>15</sub>); д) карнітину (вітамін ВТ); е) ліпоєвої кислоти (вітамін N); є) S-метилметіоніну (вітамін U); ж) убіхінону (коензим Q); з) токоферолу (вітамін Е); и) вітаміну F; і) n-амінобензойної кислоти (ПАБК).

## Ферменти

1. Специфічність дії ферментів.
2. Кінетика ферментативних реакцій.
3. Методи визначення та одиниці активності ферментів.
4. Регуляція активності ферментів. Активатори і інгібітори дії ферментів. Конкурентне і неконкурентне гальмування дії ферментів.
5. Численні молекулярні форми ферментів.
6. Поліферментні системи.
7. Імобілізовані ферменти.
8. Внутрішньоклітинна локалізація ферментів. Промислове одержання і практичне використання ферментів.
9. Описати функції: а) оксидоредуктаз, б) трансфераз, в) гідролаз, г) ліаз, д) ізомераз, е) лігаз. Навести приклад реакції, що каталізує фермент даного класу.

10. Фермент уреази збільшує швидкість гідролізу сечовини при  $\text{pH}=8,0$  та  $20\text{ }^\circ\text{C}$  в 1014 разів. За скільки років відбудеться повний гідроліз сечовини без участі уреази при вищевказаних умовах, якщо певна кількість уреази може повністю гідролізувати визначену кількість сечовини за 5 хв. при  $\text{pH}=8,0$  та  $20\text{ }^\circ\text{C}$ ?

## Рекомендована література

### 1.1. Основна література

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студ. вищ. навч. закл. К.: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2002. 480 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студ. вищ. навч. закладів: у 2-ох ч. Ч. I. К.: Пед. преса, 2002. 520 с.
3. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студ. вищ. навч. закладів: у 2-ох ч. – Ч. II. К.: Пед. преса, 2000. 784 с.
4. Котур Б.Я. Хімія. Практикум: Навч. посібник. Л.: Видавничий центр ЛНУ ім. Івана Франка, 2004. 237 с.
5. Ластухін Ю.О., Воронов С.А. Органічна хімія. Львів: Центр Європи, 2006. 854 с.
6. Бобрівник Л.Д., Руденко В.М., Лезенко Г.О. Органічна хімія. К.: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2002. 544 с.
7. Чирва В.Я., Ярмолюк С.М., Толкачова Н.В., Земляков О.Є. Органічна хімія: підручник для вузів. Львів, Вид. БаК., 2009. 996 с.
8. Толмачова В.С., Ковтун О.Ю., Гордієнко О.В., Василенко С.В. Сучасна термінологія та номенклатура органічних сполук: Навчально-методичний посібник для вчителів та учнів загальноосвітніх навчальних закладів. Тернопіль: Наукова книга – Богдан, 2008. 176 с.
9. Іващенко І.А., Марушко Л.П., Кадикало Е.М. Методичні вказівки до вивчення курсу «Хімія». Луцьк: Вежа, 2009. 75 с.
10. Іващенко І.А., Марушко Л.П., Кадикало Е.М. Методичні вказівки до вивчення курсу «Хімія» (частина 2). Луцьк: ПП Іванюк В.П. 2013. 45 с.

11. Іващенко І.А., Марушко Л.П. Методичні вказівки до вивчення навчальної дисципліни «Хімія» для студ. біол. ф-ту. Луцьк: П “Зоря–плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2019. 83 с.
12. Сливка Н.Ю., Кадикало Е.М. Органічна хімія: метод. вказівки до лабораторного практикуму. Луцьк: П “Зоря–плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2019. 60 с.
13. Кадикало Е.М. Хімія органічна: Метод. вказівки до вивчення навчальної дисципліни для студ. спеціальності 014 Середня освіта (Природничі науки). Луцьк: П “Зоря–плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2020. 45 с.

### **1.2. Допоміжна література**

1. Сиса Л.В., Сомов В.М. Неорганічна хімія в розрахункових задачах для комп’ютерного контролю знань. Луцьк: Волинська обласна друкарня, 2006.
2. Домбровський А.В., Найдан В.М. Органічна хімія: Навч. посібник. К.: Вища школа, 1992. 503 с.
3. Кононський О.І. Органічна хімія. Практикум: Навч. посіб. К.: Вища шк., 2002. 247 с.



Навчально-методичне видання

Смітюх Олександр Вікторович

Марчук Олег Васильович

Піскач Людмила Василівна

# Хімія

**Методичні розробки лабораторних занять для здобувачів освіти першого курсу хімічних та нехімічних спеціальностей**

**Друкується в авторській редакції**

**Верстка О.В. Смітюх**

Підписано до друку 27.09.2024. Формат 60x84 1/16

Ум. друк. арк. 2,00. Зам. № xxx. Тираж 50

Папір офсетний. Гарнітура Times. Друк офсетний

Друк ППІ Іванюк В. П. 43021, м. Луцьк, вул. Винниченка, 63

Свідоцтво Держкомінформу

ВЛН № 31 від 04.02.2004 р.