

Східноєвропейський національний університет
імені Лесі Українки
Факультет хімії, екології та фармації
Кафедра хімії та технологій

Піскач Л. В., Петрусь І. І.

ХІМІЯ НЕОРГАНІЧНА

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ

Методичні вказівки

Луцьк - 2020

Рекомендовано до друку науковометодичною радою
Східноєвропейського національного університету імені Лесі Українки
(Протокол № 1 від 23 вересня 2020 р.)

Рецензенти:

Шемет В. Я., кандидат хімічних наук, доцент кафедри матеріалознавства Луцького національного технічного університету,

Кадикало Е. М., кандидат хімічних наук, доцент кафедри органічної хімії та фармації Східноєвропейського національного університету імені Лесі Українки.

Піскач Л. В., Петрусь І. І.

П 18 Хімія неорганічна. Лабораторний практикум: методичні вказівки / Укл.: Л. В. Піскач, І. І. Петрусь. – Луцьк: П «Зоря-плюс» ВОО ВОІ СОІУ, 2020. – 53 с.

Методичні вказівки призначені для самостійної підготовки до лабораторних занять з неорганічної хімії для студентів 1-го курсу нехімічних спеціальностей. Їх зміст і структура базуються на програмі навчальної дисципліни «Хімія неорганічна».

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.

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

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 неорганічна» ділиться на дві частини. Розділи загальної хімії містять поняття, закони і теорії, без яких неможливо зрозуміти властивості і перетворення речовин. Розділи хімії елементів присвячені систематичному розгляду властивостей елементів та їх найважливіших сполук відповідно до розміщення елементів у головних та побічних підгрупах періодичної системи.

Під час проходження лабораторного практикуму студенти повинні виконати певну кількість із 9 наведених лабораторних робіт залежно від спеціальності.

Мета проведення лабораторних робіт – закріплення теоретичного програмного матеріалу та оволодіння практичними навичками роботи в хімічній лабораторії.

Основні вимоги до виконання лабораторної роботи

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 дослідів 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.

ПЛАН ПРОХОДЖЕННЯ ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ

№ лабора- торної роботи	Тема заняття / назва лабораторної роботи
Змістовий модуль 1	
1	Самостійна робота за шкільний курс хімії
	Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття та закони хімії. Стехіометричні розрахунки Визначення молярної маси карбон диоксиду (лаб. робота)
2	Класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки Класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки (лаб. робота)
3	Будова атома. Періодичний закон. Хімічний зв'язок Будова атома. Хімічний зв'язок (лаб. робота)
	<i>Модульна контрольна № 1</i>
Змістовий модуль 2	
4	Закономірності перебігу хімічних реакцій Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага (лаб. робота)
5	Дисперсні системи. Розчини Приготування розчину певної концентрації (лаб. робота)
6	Електролітична дисоціація. Зміщення іонної рівноваги (лаб. робота)
7	Окисно-відновні процеси Окисно-відновні реакції. Робота мідно-цинкового гальванічного елемента (лаб. робота)
	<i>Модульна контрольна № 2</i>
Змістовий модуль 3	
8	Властивості s-елементів періодичної системи Властивості s-елементів (лаб.робота)
9	Властивості p-елементів періодичної системи Властивості неметалів III-VII груп (лаб.робота)
10	Властивості d -елементів періодичної системи Властивості d-елементів (лаб.робота)
	<i>Модульна контрольна № 3</i>

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 загромаджуючи 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 склянною 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, вогнебезпечних 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). "Кипілки" 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 виділяться гази не слід залишати закритими, крім спеціально для цього призначених.

23. Під час розведення концентрованої 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 приходить 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 підозрінні 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 гідросульфату натрію.

5. Надання першої допомоги при теплових опіках

При опіках вогнем, парою, гарячими предметами, ні в якому разі не можна відкривати пухирі, 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 вгору;
- 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 суглобах, 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.



Рис. 1. Лабораторний хімічний посуд і обладнання.

До групи *спеціального призначення* відносяться ті предмети, які використовуються для однієї якої-небудь мети, наприклад: апарат Кіппа, дефлегматори, круглодонні колби, пікнометри, ареометри, склянки Вульфа, Дрекслея, Тищенка, прилади для визначення CO_2 , температур кипіння, плавлення, молекулярної маси, та ін.

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

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 діоксиду, ~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 діоксиду, 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 вміст пробірок необхідно нагріти, користуються спеціальними тримачами (рис. 5).



Рис. 2. Штатив з пробірками.

Пробірки (рис. 2) – 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.

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

носіків. 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 летких, гігроскопічних речовин.



Рис. 7. Круглодонна колба.

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



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

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



Рис. 9. Колба Вюрца.

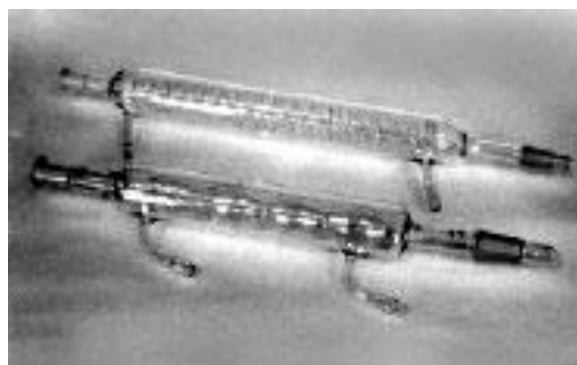


Рис. 10. Скляні холодильники.

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).

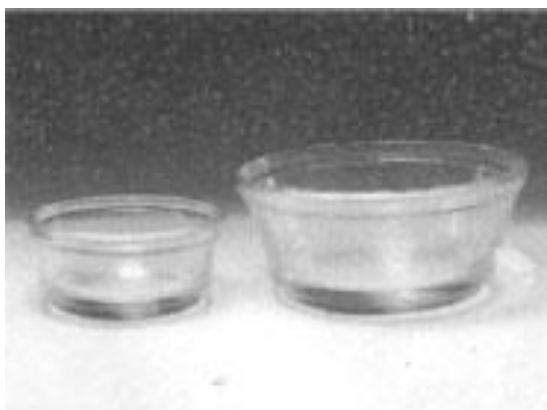


Рис. 13. Кристалізатори.



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 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.

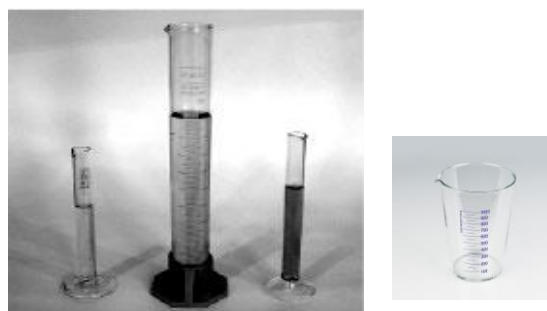


Рис. 16. Мірні циліндри, мензурка.

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, алунду, 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 пропінання 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 палльним**, спалюючи його на спеціальних підставках.

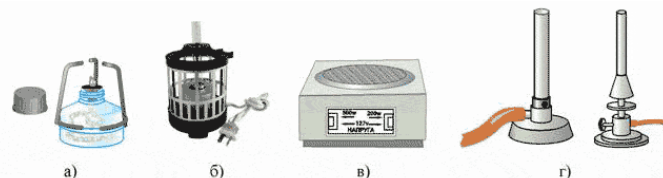


Рис. 25. Нагрівальні прилади: а) спиртівка; б) електрична баня з штативом; в) електрична плита; г) газові пальники.

Щоб уникнути неприємностей і травм, кожен предмет необхідно використовувати строго по призначенню, знати, як з ним поводитись. Хімічний експеримент буде дійсно безпечним, повчальним і цікавим, якщо дотримуватись застережень при роботі з хімічним посудом, реактивами, обладнанням.

МЕТОДИЧНІ РОЗРОБКИ ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ

Лабораторна робота № 1

Визначення молярної маси карбон діоксиду

Мета роботи: навчитися експериментально визначати молярні маси газів, провівши розрахунки, пов'язані з кількістю речовини, молярним об'ємом та молярною масою, користуючись рівняннями газових законів.

Хід виконання роботи

Установка для отримання карбон діоксиду (вуглекислого газу, карбон (IV) оксиду) (рис. 26) складається з апарата Кіппа 1, який заряджений шматками мармуру і розчином хлоридної кислоти, двох послідовно з'єднаних промивних склянок Тищенко 2 і 3 (склянка 2 заповнена водою для очистки газу від хлороводню і механічних домішок, склянка 3 – концентрованою сульфатною кислотою для осушування газу) і колби 4 для збирання вуглекислого газу.

Суху колбу місткістю ~250-500 мл щільно закрити гумовим корком і позначити на шийці колби склографом рівень, до якого корок входить у горло колби. Зважити колбу з корком на технічних терезах з точністю до 0,01 г, результат зважування записати (m_1).

Відкрити колбу і опустити газовідвідну трубку приладу до дна колби, відкрити газовідвідний кран апарата Кіппа і повільно пропускати газ. Через 3-4 хвилини, не закриваючи кран в апараті Кіппа, повільно вийняти газовідвідну трубку з колби і відразу закрити колбу тим же корком до мітки, не нагріваючи колбу руками (при закриванні корком тримати її пальцями за шийку у вертикальному положенні). Закрити кран в апараті Кіппа. Зважити колбу з карбон (IV) оксидом на тих самих терезах і з тією ж точністю, що й колбу з повітрям. Щоб бути впевненим, що повітря з колби повністю витіснене і вона цілком заповнена карбон діоксидом, слід ще раз опустити в неї газовідвідну трубку, пропустити газ і знову зважити колбу, повторюючи цю операцію до одержання сталої маси колби з газом (значення мас двох послідовних зважувань повинні відрізнятися не більше ніж на 0,01-0,02 г). Значення маси колби з карбон (IV) оксидом записати (m_2).

Визначити об'єм колби, для чого наповнити її водою до мітки на шийці, виміряти об'єм води (V) мірним циліндром з точністю до 1 мл і записати результати (об'єм колби дорівнює об'єму повітря та об'єму вуглекислого газу, яким наповнювали колбу). За показами барометра і термометра записати значення атмосферного тиску і температури в приміщенні (P , T).

Результати експерименту записати у лабораторний зошит:

- маса колби з корком і повітрям – m_1 , г;
- маса колби з корком і карбон (IV) оксидом – m_2 , г: (декілька зважувань);
- об'єм газу в колбі – V , мл; л;
- температура – t , °С; абсолютна температура – T , К;
- атмосферний тиск – P , мм рт. ст.; атм; Па.

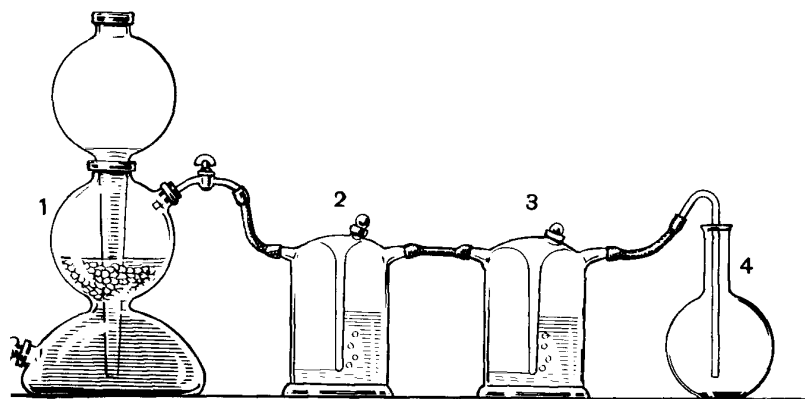


Рис. 26. Установа для отримання і очистки карбон (IV) оксиду:
1 – апарат Киппа¹; 2,3 – склянки Тищенко; 4 – колба-приймач.

Знаючи місткість колби і молярну масу повітря ($M_{\text{пов.}} = 29$ г/моль), обчислити масу повітря (m_3 , г) в колбі за рівнянням Менделєєва-

Клапейрона² $PV = \frac{m_3}{M} RT$. Звідки $m_3 = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T}$.

(Ще один спосіб обчислення маси повітря (m_3 , г) в колбі:

- перерахувати об'єм повітря (CO_2) на н.у.: $P_o \cdot V_o / T_o = P \cdot V / T$;
- знайти кількість речовини повітря у колбі: $n_{\text{пов.}} = V_o / V_m$;
- розрахувати масу повітря $m_{3(\text{пов.})}$ у колбі: $m_3 = n_{\text{пов.}} \cdot M_{\text{пов.}}$, де $M_{\text{пов.}} = 29$ г/моль).

За різницею між масою колби з повітрям і масою повітря вирахувати масу колби (m_4 , г): $m_4 = m_1 - m_3$. За різницею між масою колби з карбон діоксидом і масою порожньої колби обчислити масу вуглекислого газу в об'ємі колби (m_5 , г): $m_5 = m_2 - m_4$.

Розрахувати молярну масу вуглекислого газу $M(\text{CO}_2)$ трьома способами:

1) за кількістю речовини CO_2 в колбі:

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{пов.}}; \quad n_{\text{CO}_2} = m_{5(\text{CO}_2)} / M_{\text{CO}_2} (1); \Rightarrow M_{\text{CO}_2} (1) = \dots$$

2) за відносною густиною за повітрям:

$$D_{\text{пов.}} = m_{5(\text{CO}_2)} / m_{3(\text{пов.})} = M_{\text{CO}_2} (2) / M_{\text{пов.}}; \Rightarrow M_{\text{CO}_2} (2) = \dots$$

¹ Апарат Киппа - універсальний прилад для одержання газів дією розчинів кислот і лугів на тверді речовини. Він виготовляється зі скла і складається з декількох частин:

1. Верхня посудина (грушоподібна лійка з довгою трубкою).
2. Колба-реактор (сферичний резервуар з газовідвідною трубкою).
3. Нижня посудина (півсферичний резервуар з плоским дном).

Колба-реактор має верхню шароподібну частину з тубулусом, в який вставляється газовідвідна трубка, забезпечена краном або затискачем Мора, і нижній резервуар у вигляді півсфери. Нижній резервуар і колба-реактор розділені гумовою або пластиковою прокладкою з отвором, через яке проходить в нижній резервуар довга трубка лійки, яка практично доходить до дна нижнього резервуара.

Розчин в нижньому резервуарі приладу служить затвором, що перешкоджає виділенню газу назад через лійку під час досліду. Нижній резервуар зазвичай має тубулус, закритий притертим скляним корком: він необхідний для зливу рідини після використання приладу.

На прокладку через бічний тубулус шпателем насипають тверді речовини (мармур, цинк, алюміній, натрій сульфід, натрій сульфат). Тубулус закривається корком з газовідвідною трубкою. Потім при відкритому крані або затисканні в верхню лійку заливається розчин реагенту. Коли рівень рідини досягає речовини на прокладці, починається хімічна реакція з виділенням газу.

При закриванні крана тиск газу, що виділяється, витискує рідину з реактора в верхню частину лійки. Реакція припиняється. Відкривання крану призводить до відновлення реакції.

Апарат Киппа відноситься до апаратів періодичної дії.

² Слід пам'ятати, що залежно від одиниць вимірювання термодинамічних параметрів системи (P , V) слід використовувати різні значення R (див. Додаток).

3) за рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$P \cdot V = m_{5(\text{CO}_2)} / M_{\text{CO}_2} (3) \cdot R \cdot T; \Rightarrow M_{\text{CO}_2} (3) = \dots$$

Визначте середнє значення молярної маси:

$$M_{\text{CO}_2} (\text{сер.}) = M_{\text{CO}_2} (1) + M_{\text{CO}_2} (2) + M_{\text{CO}_2} (3) / 3.$$

Знайдену величину порівняти з молярною масою, обчисленою за формулою CO_2 .

Визначити абсолютну (Δ) та відносну (η) похибки досліду:

$$\Delta = |M_{\text{CO}_2} (\text{сер.}) - M_{\text{CO}_2} (\text{теор.})|;$$

$$\eta (\%) = \Delta / M_{\text{CO}_2} (\text{теор.}) \cdot 100 \%$$

БУДОВА АТОМІВ, МОЛЕКУЛ І ТВЕРДИХ ТІЛ

Лабораторна робота № 2

Будова атома. Хімічний зв'язок

Мета роботи: трактувати хімічні перетворення між речовинами з точки зору будови атомів, складати електронні формули атомів і простих іонів, аналізувати тип хімічного зв'язку в неорганічних сполуках.

Хід виконання роботи

Дослід 1. Зміна металічних властивостей атомів елементів

а) Взаємодія металів з водою. У три порцелянові чашки з дистильованою водою помістіть шматочки (0,1-0,3 г) літію, натрію і калію; а у дві пробірки з водою – шматочки магнію і алюмінію. Спостерігайте хід реакцій без нагрівання, а також за нагрівання (у випадку магнію і алюмінію). Необхідно впевнитися у тому, що в усіх випадках утворилися відповідні гідроксиди. Як це зробити? За поведінкою (активністю) взаємодії металів з водою зробіть висновок про зміну металічних властивостей у ІА групі зверху вниз.

б) Взаємодія металів з нітратною кислотою. У три пробірки (на 1/3 об'єму) налейте розчин нітратної кислоти. У першу пробірку занурте шматочок цинку, у другу – плюмбуму, а у третю – міді. Другу і третю пробірки підігрійте. Що сталося з металами, чи змінився колір розчину? Які ще спостерігаються ознаки хімічної реакції? Складіть рівняння реакції. Заповніть табл.

До реакції		Після реакції	
Хімічний знак атому металу	Електронна формула атому	Хімічний знак йону металу	Електронна формула йону
Zn			
Pb			
Cu			

Дослід 2. Зміна неметалічних властивостей атомів елементів

У дві пробірки налейте окремо по 1 мл розчину калій йодиду і натрій броміду. У першу додайте 1 мл бромної води, а у другу пробірку з розчином натрій броміду – 1 мл хлорної води. Чи спостерігається зміна забарвлення розчинів?

У звіті запишіть відповідні рівняння реакції. На прикладі елементів VII А групи зробіть висновок про зміну неметалічних властивостей в групах зверху вниз.

Дослід 3. Електронна структура атомів та одноатомних катіонів металів

При окисленні атомів металів число електронів в електронній оболонці зменшується і утворюються іони металів з позитивним зарядом (катіони), наприклад: $\text{Mg}^0 - 2\bar{e} = \text{Mg}^{2+}$; $\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 - 2\bar{e} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$.

Для дослідження в три пробірки влити по 1-2 мл розчину плюмбум нітрату $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. В першу пробірку занурити гранулу металічного цинку, в другу – залізний цвях, в третю – магнієву стружку. Через кілька хвилин спостерігати розчинення цинку, магнію і заліза з утворенням відповідних катіонів металів і відновлення катіонів Плюмбуму в вільний свинець.

Написати віддачу електронів (за наведеним прикладом) від атомів Цинку, Феруму з утворенням катіонів Zn^{2+} , Fe^{3+} . Для кожного атома металу і його катіона написати електронну формулу, навести розподіл електронів по квантових комірках, навести значення квантових чисел для валентних електронів атомів. Вказати, виходячи з положення в періодичній системі та будови зовнішніх електронних шарів, до *s*-, *p*-, *d*- чи *f*-елементів належать ці метали.

Дослід 4. Електронна структура атомів та одноатомних аніонів неметалів

При відновленні атомів неметалів число електронів в електронній оболонці збільшується і утворюються іони неметалів з негативним зарядом (аніони), наприклад: $\text{Br}^0 + \bar{e} = \text{Br}^-$; $\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^{10} 4s^2 4p^5 + \bar{e} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

Для дослідження налити в 2 пробірки по 1-2 мл розчинів натрій сульфіді Na_2S і калій йодиду KI . Додати в обидві пробірки хлорної води Cl_2 (під витяжкою). Спостерігати випадіння вільної сірки в першій пробірці та виділення вільного йоду у другій пробірці.

Написати віддачу електронів від сульфід-іону S^{2-} до вільної сірки S , від йодид-іону I^- до атома I ; записати приєднання електронів до атома Хлору з утворенням хлорид-іонів Cl^- (за прикладом в досл. 4). Навести для кожного атома неметалу і його аніона електронну формулу, навести розподіл електронів по квантових комірках, навести значення квантових чисел для валентних електронів атомів. Вказати, виходячи з положення в періодичній системі та будови зовнішніх електронних шарів, до *s*-, *p*-, *d*-, чи *f*-елементів належать згадані неметали.

Дослід 5. Визначення типу хімічного зв'язку в простих і складних речовинах

Який тип хімічного зв'язку (ковалентний неполярний, ковалентний полярний, металічний, іонний) має місце в речовинах: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2S , KI , Cl_2 , I_2 , Pb , Zn , Fe ? Які властивості цих типів хімічного зв'язку? Навести графічні формули наведених солей: плюмбум нітрату, натрій сульфіді, калій йодиду.

КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Лабораторна робота № 3

Класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки

Мета роботи: ознайомлення із способами добування і властивостями різних типів оксидів, основ, кислот, солей; встановлення генетичного зв'язку між класами сполук.

Хід виконання роботи:

Дослід 1 (демонстраційний). Добування фосфатної кислоти

В залізну ложечку покласти невелику кількість червоного фосфору, підпалити і внести в колбу з 1–2 мл дистильованої води. Фосфор, згоряючи, утворює білий дим (фосфорний ангідрид). Після закінчення реакції колбу закрити корком і енергійно струснути. При цьому білий дим розчиняється у воді. Випробувати одержаний розчин універсальним індикаторним папером реакцію середовища.

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

Дослід 2 (демонстраційний). Добування натрій гідроксиду

Фарфорову або кварцову чашку до половини заповнити дистильованою водою. Універсальним індикаторним папером перевірити реакцію середовища. Пінцетом дістати шматочок металічного натрію, який зберігається в банці з гасом, відрізати скальпелем невеликий шматочок, просушити фільтрувальним папером і опустити в чашку з водою. Проходить енергійна взаємодія з виділенням тепла. Після закінчення реакції універсальним індикаторним папером встановити реакцію середовища.

Записати спостереження та рівняння реакцій.

Дослід 3. Добування та властивості купрум(II) гідроксиду

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

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

Дослід 4. Дослідження амфотерності гідроксидів

Налити в окремі пробірки по 2–3 мл розчинів солей $AlCl_3$ і $ZnSO_4$, до кожного з розчинів додати по одній краплі розчину $NaOH$ до утворення осаду. Кожен з розчинів розлити у дві пробірки. В одну пробірку долити хлоридної кислоти, а в іншу розчину натрій гідроксиду. Після розчинення осадів зробити висновок про амфотерність одержаних гідроксидів. Записати рівняння реакцій.

Дослід 5. Одержання і властивості основних солей

У дві пробірки до 1–2 мл солі кобальту додати краплями луг до утворення синього осаду основної солі. В одну додати лугу, а в іншу – кислоти. Описати зміни, які відбуваються в пробірках, записати відповідні рівняння реакцій.

Дослід 6. Добування і дослідження тетраамінкупрум(II) сульфату

У дві пробірки внести по декілька крапель розчину купрум сульфату і додати в одну з них 2 краплі розчину барій хлориду. На присутність якого іона вказує осад, який утворився? В другу пробірку вкинути шматочок гранульованого цинку і спостерігати виділення на його поверхні червонуватого нальоту міді.

Добути комплексну сполуку Купруму, для чого помістити у пробірку декілька крапель розчину мідного купоросу і краплями додавати 25 %-ний розчин аміаку. Спостерігати розчинення осаду основного купрум(II) сульфату, що утворився спочатку, і зміну забарвлення розчину при утворенні комплексного тетраамінкупрум(II) сульфату. Отриманий розчин розділити у дві пробірки і провести ті ж два досліди, що були проведені з розчином мідного купоросу. Чи випадає осад при додаванні барій хлориду? Чи виділяється мідь на гранулі цинку?

Написати рівняння всіх проведених реакцій.

Дослід 7. Катіонний комплекс Ніколу

Добути осад нікол(II) гідроксиду шляхом змішування розчинів нікол нітрату та натрій гідроксиду. Обережно злити рідку фазу. До осаду додати декілька крапель 25 %-ного розчину аміаку. Що відбувається? Порівняти забарвлення іонів Ni^{2+} в розчині нікол нітрату з забарвленням отриманого розчину. Присутністю яких іонів зумовлене забарвлення розчину?

Написати рівняння реакцій: утворення нікол(II) гідроксиду, взаємодії нікол(II) гідроксиду з аміаком і рівняння електролітичної дисоціації утвореної комплексної основи (КЧ Ніколу вважати рівним шести).

Дослід 8. Порівняння подвійних і комплексних солей

Для дослідження взяти розчини двох солей: подвійну - залізоамонійний галун $NH_4Fe(SO_4)_2$ і комплексну – калій гексаціаноферат(III) $K_3[Fe(CN)_6]$, які містять іон Fe^{3+} . Записати рівняння їх дисоціації і визначити за допомогою якісних реакцій, які йони існують у цих розчинах.

а) Дослідження галуну. У три пробірки налити по 1 мл розчину галуну. У першу пробірку додати розчин калій роданіду $KCNS$, у другу – розчин барій хлориду $BaCl_2$, у третю – розчин натрій гідроксиду $NaOH$ (підігріти цю пробірку і обережно понюхати). Скласти рівняння реакцій, які відбуваються у кожній пробірці. Записати спостереження.

б) Дослідження комплексної сполуки. У дві пробірки налити по 1 мл розчину комплексної солі. У першу додати розчин калій роданіду, у другу – натрій гідроксиду. Записати, які зміни відбуваються у пробірках. Відмітити, які йони присутні у розчині.

Зробити висновок про природу подвійних і комплексних солей.

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2

ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Лабораторна робота № 4

Енергетика та кінетика хімічних реакцій

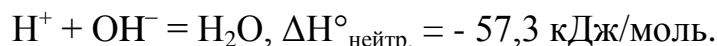
Мета роботи: експериментальне визначення теплового ефекту реакції нейтралізації сильної кислоти сильним лугом; дослідження впливу зміни концентрації вихідних речовин та зміни температури на швидкість реакції; дослідження впливу концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції, температури, введення каталізаторів на зміщення стану хімічної рівноваги.

Хід виконання роботи:

Дослід 1 . Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації

Стандартний тепловий ефект реакції нейтралізації – це зміна ентальпії в реакції між одним молем іонів Гідрогену й одним молем іонів гідроксилу з утворенням одного моля молекул води за стандартних умов.

Відповідне термохімічне рівняння реакції в іонно-молекулярній формі має вигляд:



Одержіть у викладача завдання, в якому зазначено молярну концентрацію, об'єм та густину розчину кислоти, що буде використаний в досліді. Розрахуйте кількість речовини (кислоти) в молях, що знаходиться у заданому об'ємі розчину:

$$n_{(\text{кислоти})} = C_{(\text{кислоти})} \cdot V_{\text{р-ну}}$$

За рівнянням реакції взаємодії кислоти з лугом розрахуйте, яку кількість NaOH необхідно використати для нейтралізації кислоти. Визначте, в якому об'ємі розчину лугу знаходиться необхідна кількість лугу для проведення реакції нейтралізації кислоти.

Заповніть бюретку розчином кислоти та налейте заданий об'єм розчину кислоти у внутрішній стакан калориметра. Виміряйте температуру розчину кислоти термометром та запишіть до лабораторного журналу значення температури: $t_1 = \dots \text{ } ^\circ\text{C}$.

Використавши мірний циліндр, відміряйте необхідний для проведення нейтралізації об'єм розчину лугу. Додайте розчин лугу у стакан з розчином кислоти, перемішайте вміст стакану термометром та зафіксуйте максимальне значення температури: $t_2 = \dots \text{ } ^\circ\text{C}$.

Після проведення досліді виконайте необхідні розрахунки:

Визначте, якою була зміна температури при проведенні реакції нейтралізації: $\Delta T = \Delta t = t_2 - t_1$. Розрахуйте сумарну масу двох розчинів, використавши густину кожного розчину та його об'єм:

$$m_{\text{р-ну}} = m_{\text{к-ти}} + m_{\text{лугу}} = V_{\text{к-ти}} \cdot \rho_{\text{к-ти}} + V_{\text{лугу}} \cdot \rho_{\text{лугу}}$$

Розрахуйте кількість теплоти, що виділилася під час проведеного процесу нейтралізації $Q_{\text{нейтр.}}$ (кДж), прийнявши теплоємність нейтралізованого розчину такою ж, як і теплоємність води $C_{\text{H}_2\text{O}}$. Тоді

$$Q_{\text{нейтр.}} = m_{\text{р-ну}} \cdot \Delta T \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}; C_{\text{H}_2\text{O}} = 4,18 \cdot 10^{-3} [\text{кДж}/(\text{г} \cdot \text{K})].$$

Експериментальне значення стандартного теплового ефекту реакції нейтралізації $\Delta H^{\circ}_{\text{нейтр. експ}}$ розрахуйте за формулою:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{нейтр. експ.}} = Q_{\text{нейтр.}} / n(\text{NaOH}) \text{ (кДж/моль).}$$

Розрахуйте абсолютну (Δ , кДж/моль) та відносну (δ , %) похибки експеримента та заповніть таблиці:

$$\Delta = \left| \Delta H^{\circ}_{\text{нейтр. експ.}} - \Delta H^{\circ}_{\text{нейтр. теор.}} \right|; \quad \eta = \Delta / \Delta H^{\circ}_{\text{нейтр. теор.}} \cdot 100 \%$$

Вихідні дані

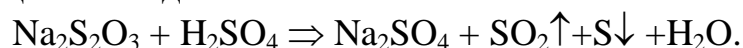
Розчин кислоти				Розчин лугу			
Формула кислоти	V, л	C, моль/л	ρ, г/л	Формула лугу	V, л	C, моль/л	ρ, г/л

Результати роботи

t ₁ , °C	t ₂ , °C	Δt, °C	m p-ну, г	ΔH ^o _{експ.} , кДж/моль	Похибка	
					Δ, кДж/моль	η, %

Дослід 2. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції

Для вивчення впливу концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції можна використати взаємодію натрій тіосульфату з сульфатною кислотою, яка супроводжується появою опалесценції внаслідок виділення елементної сірки, що випалає:



У три пробірки налити розведеного розчину натрій тіосульфату Na₂S₂O₃: 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 дослідів занести в табл.

Номер пробірки	Розчин Na ₂ S ₂ O ₃ , мл	Вода дист., мл	C ₁	Розчин H ₂ SO ₄ , мл	C ₂	Загальний об'єм розчину, мл	Час появи помутніння τ, сек	Відносна швидкість реакції, ν	Константа швидкості, k

Розрахуйте відносну швидкість реакції (ν=1/τ) та константу швидкості реакції (k=ν/C₁·C₂, де C₁ і C₂ відносні концентрації Na₂S₂O₃ та H₂SO₄ відповідно). Залежність швидкості реакції від концентрації тіосульфату зобразіть у вигляді графіка ν = f(C₁). По осі абсцис відкладіть відносну концентрацію, а по осі ординат – відносну швидкість реакції.

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

Дослід 3. Вплив температури на швидкість реакції

Для дослідів потрібно взяти ті ж розчини Na₂S₂O₃ і H₂SO₄, 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°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°C вище за кімнатну. Повторити аналогічний дослід.

Результати досліду занесіть у табл. 2.

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 H_2SO_4 відповідно). Залежність швидкості реакції від температури зобразіть у вигляді графіка, відклавши по осі абсцис температуру, а по осі ординат – швидкість реакції.

Номер дослідю	Температура $t, ^\circ\text{C}$	Час появи помутніння τ , сек	Відносна швидкість реакції, v	Константа швидкості, k	Температурний коефіцієнт, γ
1	20*($t_{\text{кімн.}}$)				
2	$t_{\text{кімн.}} + 20$				
3	$t_{\text{кімн.}} + 40$				

(* – чи інша кімнатна температура)

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

$$\gamma_1 = \sqrt[t_2 - t_1]{v_{t_2} / v_{t_1}},$$

$$\gamma_2 = \sqrt[t_3 - t_2]{v_{t_3} / v_{t_2}},$$

$$\gamma_3 = \sqrt[t_3 - t_1]{v_{t_3} / v_{t_1}},$$

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

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 4. Вплив концентрації на рівновагу

Досліджується реакція: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KSCN} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{KSCN}$.

У пробірку налити по 1 мл ферум(III) хлориду та 1 мл калій тіоціанату та розвести дистильованою водою до 2/3 об'єму пробірки.

Першу пробірку з отриманим розчином зберегти для порівняння (еталон) результатів досліду. В інші пробірки додати такі реактиви: у другу – 1-2 краплі насиченого розчину ферум (III) хлориду – вихідної речовини (інтенсивність забарвлення підсилюється), у третю – 1-2 краплі насиченого

розчину калій роданіду хлориду – також вихідної речовини (інтенсивність забарвлення ще сильніше підсилюється), у четверту – насиченого розчину калій хлориду – продукту реакції (розчин світлішає). Порівняти інтенсивність забарвлення отриманих розчинів з інтенсивністю забарвлення еталону.

Записати спостереження. Написати вираз для константи рівноваги оборотної реакції. Які речовини у досліджуваному розчині перебувають у стані рівноваги? Яка речовина надає розчину червоного забарвлення? Як змінюються у кожному випадку концентрації: а) ферум(III) роданіду; б) калій хлориду; в) ферум(III) хлориду; г) калій роданіду у порівнянні з їх концентраціями при встановленні початкової рівноваги?

Зробіть висновок про вплив зміни концентрацій вихідних речовин та продуктів реакції на стан хімічної рівноваги.

ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ. РОЗЧИНИ

Лабораторна робота № 5

Приготування розчину певної концентрації

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: $\rho_{(p-ny)} = m_{(p-ny)} / V_{(p-ny)}$. Густину розчину виражають у г/мл. Для наближеного, але швидкого визначення густини рідин або розчинів служить ареометр (рис.27 – 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 нагрітій 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.

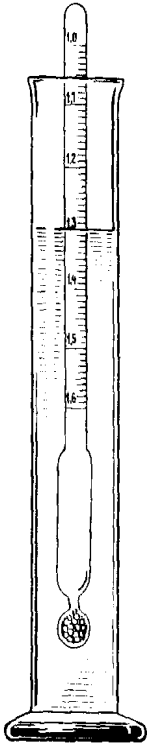


Рис. 27. Ареометр

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 густина розчину визначають при тій температурі, яка вказана в довідковій таблиці.

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.

1. Приготування розчину із фіксаналу

Для приготування розчину із фіксаналу необхідно вміст ампули кількісно перенести в мірну колбу та розвести дистильованою водою до мітки. Перенесення вмісту фіксаналу в колбу: ампулу вимити й промити дистильованою водою. У мірну колбу потрібного об'єму (1,0; 0,5; 0,25 л) вставляють лійку діаметром 9-10 см, в якій розміщують бойок з розширенням. Цим бойком пробивають фіксанал з одного боку, тримаючи фіксанал вертикально. Іншим бойком пробивають фіксанал з другого боку й дають змогу вмісту його перейти крізь лійку в колбу. Не змінюючи положення ампули, її обережно, але ретельно промивають дистильованою водою. Об'єм води повинен не менше, ніж у шість разів перевищувати об'єм фіксаналу. Після розчинення вмісту ампули об'єм рідини в колбі доводять дистильованою водою до мітки. Готовий розчин ретельно перемішують.

2. 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 технічних 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 густину 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 розбризування, що може призвести до нещасних випадків.

3. Приготування розчину заданої молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента з більш концентрованого розчину

Отримавши у лаборанта розчин певної молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента і значення густини, розрахувати його об'єм, необхідний для приготування розчину заданої концентрації. Налити в заздалегідь підготовлену мірну колбу потрібного об'єму близько половини об'єму води і влити в неї (у випадку кислоти тонким струменем) через лійку розчин кислоти, відміряний градуйованою піпеткою або мірним циліндром. Залишки кислоти з лійки ретельно змити в колбу за допомогою промивалки. Вміст колби ретельно перемішати круговими рухами до повного змішування рідин. Охолодити отриманий розчин до кімнатної температури. Довести об'єм розчину в колбі дистильованою водою до мітки. Колбу закрити корком і, багаторазово перевертаючи її догори дном (не менше 15 разів), ретельно перемішати розчин.

В приготовані розчини занурюють ареометр і вимірюють густину: вона має відповідати необхідній концентрації.

4. Оформлення протоколу лабораторної роботи

Зробити в зошиті необхідні розрахунки та описати порядок приготування розчину згідно з індивідуальним завданням.

Лабораторна робота № 6

Електролітична дисоціація. Зміщення іонної рівноваги

Мета роботи. Ознайомлення з властивостями електролітів, процесами дисоціації, визначення рН розчинів за допомогою індикаторів, вивчення реакцій гідролізу солей різних типів.

Хід виконання роботи:

Дослід 1. Визначення реакції середовища розчину

Приготувати дев'ять чистих пробірок. Розмістити їх у штативі трьома серіями – по три пробірки у кожній серії. Налити в кожну пробірку по 1 мл дистильованої води. Додати у три пробірки першої серії по 1–2 краплини розчину лакмусу, в пробірки другої серії – таку саму кількість розчину метилоранжу, а в пробірки третьої серії – фенолфталеїну. Після цього в три пробірки (по одній з кожної серії) додати по 1 мл будь-якої розведеної кислоти, а в три інших пробірки (також по одній з кожної серії) – таку саму кількість будь-якого розведеного лугу. Останні три пробірки залишити для порівняння. Записати у таблицю колір індикаторів у різних середовищах:

	Колір індикатора		
	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеїн
<i>Кисла</i>			
<i>Нейтральна</i>			
<i>Лужна</i>			

Дослід 2. Зміщення рівноваги процесу дисоціації слабких електролітів

У дві пробірки внести розчин ацетатної кислоти. В кожну пробірку додати краплю метилового оранжевого. Під впливом яких іонів метиловий оранжевий набуває рожевого забарвлення? Одну пробірку залишити в якості контрольної, а в другу внести 3-4 мікрошпателі натрій ацетату і перемішати розчин. Порівняти забарвлення розчинів в обох пробірках. Пояснити спостереження.

У дві пробірки внести розчин амоніаку. В кожну пробірку додати одну краплю фенолфталеїну. Під впливом яких іонів виникає рожеве забарвлення? Одну пробірку залишити в якості контрольної, а в другу додати 3-4 мікрошпателі амоній хлориду і перемішати розчин. Порівняти забарвлення розчинів в обох пробірках.

Дослід 3. Іонні реакції в розчинах електролітів

Провести якісну реакцію на хлорид іони, подіавши хлоридною кислотою на натрій нітрат, аргентум(I) нітрат та калій сульфат (у пробірки додавати по 1 мл розчинів). В якому випадку спостерігається якісна реакція на хлорид-іони? Скласти молекулярні та йонні рівняння.

Дослід 4. Необоротні іонні реакції:

а) утворення малорозчинних солей

В три пробірки налити по кілька краплин розчинів різних солей сульфатної кислоти, наприклад, Na_2SO_4 , ZnSO_4 . В кожну пробірку додати по краплях розчину барій хлориду до утворення осаду. Скласти молекулярні та йонні рівняння. Який йон є реагентом на сульфат-йон?

б) утворення малорозчинних основ

До розчинів нікол хлориду та ферум хлориду додати розчин натрій гідроксиду до утворення осадів нікол та ферум гідроксидів. Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному скороченому вигляді.

в) утворення слабких кислот

До розчинів солей CH_3COONa та Na_2S , що знаходяться в різних пробірках, додати по 1 мл сульфатної H_2SO_4 або хлоридної кислот HCl . Які слабкі кислоти утворилися? Написати рівняння хімічних реакцій в молекулярній і іонній формах.

г) реакції нейтралізації

Налити в пробірку 2-3 мл 2 н розчину лугу і додати краплю фенолфталеїну. В який колір забарвився індикатор? Чому? Потім в пробірку влити 2 н розчин хлоридної кислоти до знебарвлення розчину. Пояснити причину знебарвлення. Написати молекулярне і йонне рівняння реакції нейтралізації лугу кислотою.

Дослід 5. Гідроліз солей різних типів

Розчинити в окремих пробірках у дистильованій воді по декілька кристаликів однієї з солей: **а) солі, утворені сильною основою та слабкою кислотою** (Na_2CO_3 , CH_3COONa , Na_3PO_4), **б) солі, утворені слабкою основою та сильною кислотою** ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NH_4Cl , ZnSO_4), **в) солі, утворені слабкою основою та слабкою кислотою** ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$ або іншої солі цього типу), **г) солі, утворені сильною основою та сильною кислотою** (NaCl , K_2SO_4 , BaCl_2). Розмішати розчини, при цьому в жодному разі скляні палички **не переносити** з одного розчину в інший! В кожную пробірку опустити смужку універсального індикаторного паперу. Спостерігати зміну забарвлення індикатора і за шкалою визначити рН розчину. Пояснити зміну забарвлення індикаторного паперу.

Які з досліджуваних солей піддаються гідролізу та як змінюється кислотність розчинів? Написати іонні та молекулярні рівняння реакцій їх гідролізу і вказати вид гідролізу кожної солі (простий чи ступеневий). У випадку ступеневого гідролізу написати рівняння реакції лише для першого ступеня, оскільки практично в достатньо концентрованих розчинах наступні ступені протікають дуже слабо.

Дослід 6. Вплив температури на гідроліз солей

Внести в дві пробірки по 2 мл розчину натрій ацетату. Додати в кожную пробірку 2-3 краплі фенолфталеїну. Одну пробірку залишити для порівняння, а другу нагріти на невеликому полум'ї газового пальника. Спостерігати за зміною забарвлення при нагріванні розчину та при його охолодженні.

Написати іонне рівняння гідролізу цієї солі. Який висновок про зміну концентрації іонів OH^- в розчині можна зробити на основі зміни забарвлення фенолфталеїну при нагріванні? В якому напрямку зміщується рівновага гідролізу? Зробити висновок про вплив температури на ступінь гідролізу солі. Вказати причини цього явища.

Дослід 7. Вплив розведення розчину на гідроліз солей

У пробірку внести 1-2 мл розчину стибій (III) хлориду і краплями додавати воду до появи помутніння. Одержаний розчин залишити для наступного досліді. Помутніння з'являється внаслідок утворення осаду стибій (III) хлориду оксиду SbOCl . Цей осад утворюється на другому ступені гідролізу $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

Написати іонні рівняння першого та другого ступеня гідролізу стибій (III) хлориду і загальне рівняння її гідролізу до утворення $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

Дослід 8. Оборотно́сть процесу гідролізу

До розчину з осадом, одержаного в попередньому досліді, додати краплями хлоридну кислоту до розчинення осаду, а потім знову додати води.

Написати формулу для визначення константи гідролізу стибій (III) хлориду для першого ступеня. Показати за допомогою цієї константи, як впливає розведення на ступінь гідролізу цієї солі.

Дослід 9. Розчинення металу в продуктах гідролізу солі

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.

ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

Лабораторна робота № 7 Окисно–відновні реакції.

Робота мідно-цинкового гальванічного елемента

Мета роботи. Ознайомитися з типами окисно–відновних реакцій, окисниками та відновниками, особливостями перебігу та ознаками окисно–відновних реакцій.

Хід виконання роботи:

Дослід 1. Прості речовини у якості окисників і відновників

а) В пробірку з 5-6 краплями розчину купрум сульфату занурити залізний цвях. Через 2-3 хвилини відмітити зміну поверхні металу. Користуючись рядом напруг, вказати, які метали можуть витискати купрум з розчинів її солей. Зробити такі досліди. Написати рівняння реакцій. Який елементарний іон є окисником?

б) До 5-6 краплин розчину калій йодиду прилити такий же об'єм хлорної води. Чим пояснити зміну забарвлення розчину? Скласти рівняння реакції.

Дослід 2. Реакції диспропорціонування

Помістити у пробірку маленький кристалик йоду і 8-10 крапель 2 М розчину натрій гідроксиду. Перемішати вміст пробірки до повного розчинення і знебарвлення йоду. Написати рівняння реакції, враховуючи, що в результаті диспропорціонування йоду утворюється натрій йодид NaI та натрій гіпойодит NaIO .

Дослід 3. Реакція внутрішньомолекулярного окислення-відновлення (демонстраційний)

В фарфорову чашку помістити невелику кількість кристалічного амоній біхромату $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ і запалити суміш. Через декілька секунд спостерігати розкладання солі. Написати рівняння реакції, враховуючи, що утворюється хром (III) оксид, азот і пари води. Вказати окисник і відновник.

Дослід 4. Вплив середовища на відновлення перманганат-іону

У три пробірки налити по 1–2 мл 0,1 М розчину калій перманганату. В першу додати стільки ж розведеної сульфатної кислоти, в другу – води, в третю – 1 М розчину натрій гідроксиду. В кожену пробірку додати по 1 мікрошпателю сухого натрій сульфату. Ретельно струсити пробірки і дати їм постояти 2–3 хвилини. Відзначити зміну забарвлення розчину в усіх трьох випадках. Записати рівняння реакцій відновлення калій перманганату в кислому, нейтральному та лужному середовищах. Врахувати, що сполуки мангану в різних ступенях його окиснення мають характерні забарвлення: іон MnO_4^- має фіолетове забарвлення, MnO_4^{2-} – зелене, іон Mn^{2+} – світло-рожеве, а при малій концентрації практично безбарвний. Манган діоксид і його гідроксид є важкорозчинними речовинами бурого кольору.

До якого ступеня окиснення відновлюється калій перманганат у розчинах, що мають $\text{pH} > 7$, $\text{pH} = 7$, $\text{pH} < 7$?

Дослід 5. Взаємодія дихромат-іонів в різних середовищах

У дві пробірки налити по 2–3 мл 0,2 М розчину калій дихромату. В першу додати стільки ж розведеної сульфатної кислоти, в другу – 2 мл 1 М розчину натрій гідроксиду. В кожену пробірку додати по 1 мікрошпателю натрій сульфату. Струсити обидві пробірки. Спостерігати зміну забарвлення розчинів у двох випадках. Записати рівняння окисно-відновних реакцій відновлення калій дихромату в кислому та лужному середовищах. В кислому середовищі відновлення протікає до утворення синьо-зеленого аквакомплексу катіона Cr^{+3} , а в лужному – до утворення зеленого гідроксокомплексу $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$.

Дослід 6. Взаємодія гідроген пероксиду з калій йодидом

До розчину калій йодиду, підкислити його сульфатною кислотою, додати 1-2 мл 3%-ного розчину гідроген пероксиду. Для якої речовини характерне забарвлення одержаного розчину?

Дослід 7. Окислювальні властивості нітратної кислоти

У дві пробірки внести невелику кількість порошкоподібного магнію і додати нітратної кислоти: у першу – 2-3 мл 2 н розчину, в другу – 2-3 мл 1 н розчину. Записати окислювально-відновні процеси, вважаючи, що нітратна кислота відновлюється в першому випадку до азоту, в другому – до іонів амоніаку.

Дослід 8. Відновні властивості солей феруму(II)

У бромну воду, підкислену сульфатною кислотою, додати дрібнокристалічний ферум(II) сульфат. Після розчинення кристалів спостерігати знебарвлення розчину.

Дослід 9. Окислювально-відновні властивості солей нітритної кислоти

У три пробірки внести по 1–2 мл розчинів: у першу – калій йодиду, в другу – калій перманганату, в третю – калій біхромату. В усі пробірки додати по 2–4 краплі 2 н. розчину сульфатної кислоти і 1–2 мл натрій нітриту. Відзначити зміну забарвлення розчинів у кожному випадку.

Записати рівняння реакцій, враховуючи, що в першій пробірці натрій нітрит відновлюється до NO , в другій – KMnO_4 переходить у манган(II)

сульфат, у третій $K_2Cr_2O_7$ – в хром(III) сульфат. В яку сполуку при цьому переходить натрій нітрит? Вкажіть, в якому випадку він є окисником, а в якому – відновником? Чому нітрити проявляють ті й інші властивості?

Дослід 10. (демонстраційний). Робота мідно–цинкового гальванічного елемента

Налити в одну склянку 1 М розчину купрум(II) сульфату, а в іншу – 1 М розчин цинк сульфату. Розчини в склянках з'єднати електролітичним 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.

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 3

ВЛАСТИВОСТІ s-елементів ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

Лабораторна робота № 8

Властивості s-елементів

Мета роботи. Ознайомитися з властивостями s-елементів I, II груп та їх сполуками.

Хід виконання роботи:

Властивості s-елементів I групи та їх сполук

Дослід 1 (демонстраційний). Добування і горіння водню

У пробірку помістити декілька шматочків цинку і долити 5–7 мл розведеної (1:1) хлоридної кислоти. Пробірку щільно закрити корком з капіляром і закріпити в лапці штатива. Відзначити бурхливе протікання реакції. Через 20–30 сек. після початку реакції можна перевірити водень, який виділяється, на чистоту. Для цього надіти на капіляр суху пробірку, перевернуту догори дном. Через 30 сек. пробірку зняти з капіляра і закрити її отвір пальцем. Потім піднести пробірку до пальника, відкрити отвір і підпалити 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.

Написати 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

Внести у пробірку декілька крапель розчину калій перманганату, підкислити його декількома краплями розчину сульфатної кислоти і додати краплями розчин гідроген пероксиду. Відзначити знебарвлення розчину. Написати рівняння реакції, враховуючи, що утворюється сіль мангану(II) і вільний кисень.

Дослід 3. Взаємодія натрій пероксиду з водою

У пробірку внести шпателем невелику кількість порошку натрій пероксиду, додати 8–10 крапель дистильованої води і розмішати. Довести

наявність лугу в отриманому розчині, додавши до нього одну краплю фенолфталеїну. Написати рівняння реакції взаємодії натрій пероксиду з водою.

Дослід 4. Відновні властивості натрій пероксиду

Внести у пробірку 4–5 крапель розчину калій перманганату, додати невелику кількість натрій пероксиду і перемішати. Відзначити виділення газу і появу бурого осаду. Написати рівняння реакції.

Дослід 5. Реакція середовища у розчинах натрій карбонату і гідрокарбонату

Внести у три пробірки по 6–7 крапель дистильованої води. У кожен 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 6. Добування літій карбонату

Внести у пробірку 4-5 крапель розчину літій хлориду і додати такий самий об'єм розчину натрій карбонату. Злегка підігріти пробірку на пальнику і спостерігати спочатку помутніння, а потім випадання дрібних кристалів літій карбонату. Записати рівняння реакції.

Дослід 7. Забарвлення полум'я іонами лужних металів (Демонстраційний)

Очищену платинову дротинку опустити у розчин калій хлориду і внести у полум'я пальника. Відмітити забарвлення полум'я. Дослід повторити з розчинами солей літію, натрію та купруму (II). Перед кожним дослідом дротинку слід промивати у концентрованій хлоридній кислоті і прожарювати у полум'ї пальника.

Властивості s-елементів II групи та їх сполук

Дослід 1. 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 2. Добування магній гідроксиду та його властивості

У дві пробірки внести по 1 мл розчину солі магнію і в кожен 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 3. Добування магній гідроксикарбонату

У пробірку до 2–3 крапель розчину солі магнію додати розчин Na_2CO_3 до утворення осаду магній гідроксикарбонату. Відмити виділення газу. Випробувати відношення осаду основної солі магнію до хлоридної кислоти. Написати рівняння реакцій добування магній гідроксикарбонату і його розчинення в кислоті.

Дослід 4. Добування і властивості карбонатів лужноземельних металів

Добути осади 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 5. Забарвлення полум'я солями лужноземельних металів. (Демонстраційний)

Платинову дротинку внести у концентровану хлоридну кислоту, а потім прожарити у полум'ї пальника. Чиста дротинка не повинна забарвлювати полум'я. Очищену платинову дротинку внести в розчин солі Барію і знову внести в полум'я пальника. Відмити забарвлення полум'я. Дослід повторити з розчинами солей Стронцію і Кальцію. Описати спостережені явища.

ВЛАСТИВОСТІ *p*-ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

Лабораторна робота № 9

Властивості *p*-елементів

Мета роботи. Ознайомитися з властивостями *p*-елементів III-VII груп та їх сполуками.

Хід виконання роботи:

Властивості *p*-елементів III групи та їх сполук

Дослід 1. Отримання малорозчинних боратів

У три пробірки внести по 3-4 краплі насиченого розчину $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ і додати по декілька крапель розчинів: у першу – аргентум(I) нітрату, у другу – купрум(II) сульфату, у третю – алюміній сульфату. Відмити кольори осадів, що випали.

Написати рівняння реакцій, враховуючи, що у всіх реакціях бере участь вода і утворюється борна кислота, а також, що у першій пробірці випадає осад аргентум(I) метаборату, у другій – основна сіль купруму CuOHBO_2 – купрум(II) гідроксометаборат, у третій – алюміній гідроксид. Чому в останніх двох пробірках не утворились середні солі – купрум(II) борат і алюміній борат? Відповідь пояснити написати рівняння відповідних реакцій.

Дослід 2. Взаємодія алюмінію з кислотами

У три пробірки внести по 5-6 крапель 2 н розчинів кислот: хлоридної, сульфатної, нітратної. У кожену пробірку опустити по маленькому шматочку алюмінію. Чи скрізь протікає реакція на холоді? Нагріти пробірки. Що

спостерігається? Написати рівняння реакцій. Який газ виділяється при взаємодії алюмінію з розбавленою нітратною кислотою? З розбавленими хлоридною та сульфатною кислотами?

Проробити дослід аналогічний попередньому, взявши замість розбавлених кислот концентровані. Як протікають реакції на холоді? З якою кислотою алюміній не взаємодіє? Чому? Нагріти пробірки. Як впливає нагрівання на протікання реакцій?

Описати спостережені явища. Відповісти на питання. Написати рівняння реакцій, враховуючи, що при нагріванні нітратна кислота відновлюється в основному до нітроген(IV) оксиду, а сульфатна кислота – до сульфур(IV) оксиду на холоді і частково до вільної сірки при нагріванні. Чи впливає зміна концентрації хлоридної кислоти на характер її взаємодії з алюмінієм?

Дослід 3. Вплив хлорид-іона на корозію алюмінію

Іон хлору є сильним активатором корозії. Його присутність у розчині сприяє руйнуванню захисної плівки алюміній оксиду, внаслідок чого корозія підсилюється.

У дві пробірки помістити по шматочку алюмінію і додати в одну з них 7-8 крапель купрум(II) сульфату, а в другу – стільки ж розчину купрум(II) хлориду. Відмітити різний результат в обох випадках: в той час як у першій пробірці алюміній залишається майже без змін, то в другій він швидко вкривається нальотом міді. Написати відповідні рівняння реакцій.

Властивості р-елементів IV групи та їх сполук

Дослід 1. Добування і властивості карбонатів лужноземельних металів

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

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

Дослід 2. Добування малорозчинних силікатів

У чотири пробірки внести по 3-5 крапель розчинів солей: у першу – кальцій хлориду, в другу – кобальт(II) сульфату, в третю – плюмбум(II) нітрату, а в четверту – купрум(II) сульфату. Додати у кожен пробірку розчину натрій силікату. Відмітити забарвлення осадів. Написати рівняння реакцій.

Дослід 3. Добування важкорозчинних солей Плюмбуму (II)

В чотири пробірки окремо внести по 2-4 краплі 2 н. розчинів сульфатної та хлоридної кислот, розчину калій іодиду і калій хромату. В кожен пробірку додати по 2-3 краплі розчину солі плюмбуму. Відзначити випадання осадів та їх кольори. Осад плюмбум хлориду дослідити на розчинність при нагріванні до кипіння і при охолодженні холодною водою. Осад плюмбум іодиду відокремити від розчину, додати 5-6 мл розчину

ацетатної кислоти, нагріти до кипіння і охолодити. Струшуючи пробірку, стежити за рухом кристаликів, що при цьому утворюються.

Записати спостереження і рівняння всіх реакцій, які проходять.

Властивості р-елементів V групи та їх сполук

Дослід 1 (демонстраційний). Добування NO і NO₂

У пробірку помістити мідні ошурки і долити розведеної нітратної кислоти (1:3) так, щоб вона покрила ошурки повністю. Пробірку похило закріпити у штативі, закрити пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої підвести під отвір іншої пробірки, заповненої водою і зануреної отвором у воду в кристалізаторі. Якщо реакція іде недостатньо енергійно – злегка підігріти реакційну суміш на полум'ї пальника. Заповнити пробірку газом, що виділяється, приблизно на $\frac{3}{4}$ її об'єму (в пробірці повинна залишатися вода), закрити її під водою пальцем, вийняти з води і перевернути вниз дном. Відкрити на 1-2 сек. отвір пробірки і спостерігати побуріння безбарвного газу (пробірку тримати на білому фоні). Закрити пробірку пальцем, струснути її декілька разів до повного поглинання водою отриманого бурого газу. Знову відкрити пробірку і спостерігати побуріння вдруге і його розчинення в воді при струшуванні. Отриманий розчин перевірити лакмусовим або універсальним індикаторним папірцем. Відзначити зміну забарвлення і зробити висновок про реакцію середовища в розчині. Записати рівняння реакцій.

Дослід 2. Осадження ферум(III) і алюміній фосфатів

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

Дослід 3. Відновні властивості сполук стибію(III) та бісмуту(III)

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

Написати рівняння реакції окиснення стибій(III) хлориду до $\text{H}[\text{SbCl}_6]$. Відзначити різну відновну здатність іонів Sb^{3+} і Bi^{3+} . З таблиці електродних потенціалів виписати відповідні числові значення. Чи підтверджують ці дані практичні спостереження?

Властивості р-елементів VI групи та їх сполук

Дослід 1 (демонстративний). Добування кисню

Наповнити пробірку кристалічним калій перманганатом на $\frac{1}{5}$ її об'єму, закріпити похило в штативі і закрити ватою і корком з газовідвідною трубкою. Приготувати невелику колбу зі щільним корком. Відкритий кінець газовідвідної трубки ввести в колбу, підігріти пробірку з калій перманганатом. Перевірити наявність кисню тліючою скіпкою. Записати рівняння реакції одержання кисню.

Дослід 2. Отримання малорозчинних сульфідів

У дві пробірки внести окремо по 3-4 краплі манган(II) сульфату і плюмбум(II) нітрату. До кожного розчину додати по 3-4 краплі розчину натрій сульфідіду. Спостерігати випадання осадів сульфідів мангану та плюмбуму. До отриманих осадів додати по 3-4 краплі 2 н розчину нітратної кислоти. Який сульфід розчинився? Чи можливе його утворення в кислому середовищі?

У дві інші пробірки з розчинами тих самих солей мангану та плюмбуму додати по 3-4 краплі сірководневої води. В якому випадку утворення осадів не спостерігається? Чому?

Написати в молекулярному та іонному вигляді рівняння реакцій добування сульфідів мангану та плюмбуму. Вказати їх забарвлення. Записати рівняння реакції розчинення MnS у кислоті. Користуючись значеннями DP_{MnS} і DP_{PbS} , а також правилом добутку розчинності, пояснити: а) різні результати дії H_2S та Na_2S на сіль мангану; б) утворення осаду PbS в обох випадках. Утворення чорного осаду PbS може служити реакцією виявлення іона Pb^{2+} .

Дослід 3. Дія сульфатної кислоти на метали

У дві пробірки внести 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? Написати рівняння реакцій, що протікають. Який елемент у цих реакціях є відновником?

У дві пробірки внести по 2-3 мл концентрованої сульфатної кислоти і додати в одну з них 2-3 шматочки міді, а в іншу – 2-3 гранули цинку. Пробірки трохи підігріти на невеликому полум'ї пальника. Спостерігати виділення газів в обох пробірках. До отворів пробірок по черзі піднести вологий індикаторний папірець і папірець, змочений розчином плюмбум(II) ацетату.

Записати спостереження. Які гази виділяється? Написати рівняння реакцій, що проходять, і вказати, який елемент у молекулі сульфатної кислоти є окисником. Написати можливі рівняння реакцій взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з цинком із утворенням: а) сірчистого газу; б) сірки; в) сірководню?

Властивості р-елементів VII групи та їх сполук

Дослід 1 (демонстраційний). Добування хлору і хлорної води

В колбу місткістю 200-250 мл, що закріплена в штативі, внести 8-10 г калій перманганату. Колбу закрити корком з газовідвідною трубкою і ділильною лійкою, в яку налити концентровану хлоридну кислоту. Відкрити кран ділильної лійки і спостерігати бурхливий початок реакції. Кінець газовідвідної трубки опустити на дно підставленої сухої пробірки і спостерігати її заповнення жовто-зеленим газом. Дослід проводити **під тягою!!!** Написати рівняння реакції, враховуючи, що калій перманганат переходить у манган(II) хлорид. Вказати окисник і відновник.

Кінець газовідвідної трубки опустити на дно циліндра об'ємом 100 мл, заповненого дистильованою водою, і пропускати хлор, що виділяється,

протягом 8-10 хвилин. Відзначити зміну забарвлення води. Написати рівняння реакції.

Дослід 2. Характерні реакції на галогенід-іони

Утворення осадів AgCl , AgBr і AgI є характерною реакцією на галогенід-іони. Отримати вказані речовини за допомогою реакції обміну. Необхідні розчини солей брати в кількості 4-5 крапель. До отриманих осадів додати розчину амоніаку. Чи спостерігається їх розчинення?

Написати в молекулярній та іонній формі рівняння реакцій, відзначити кольори добутих осадів і результат дії на них розчину амоніаку.

ВЛАСТИВОСТІ *d*-ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

Лабораторна робота № 10

Властивості *d*-елементів

Мета роботи. Ознайомитися з властивостями *d*- та *f*-елементів III-VIII груп та їх сполуками.

Хід виконання роботи:

Властивості *d*-елементів VIII групи та їх сполук

Дослід 1. 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 2. 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 3. 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) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. 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.

Властивості *d*-елементів VII групи та їх сполук

Дослід 1. Манган (II) гідроксид і його властивості

У дві пробірки внести по 3-4 краплі розчину солі мангану(II) і по 2-3 краплі 2 н розчину лугу. Який колір отриманого осаду манган(II)

гідроксиду? Розмішати осад в одній пробірці (чи додати H_2O_2) і відмітити його побуріння внаслідок окиснення Mn(II) до Mn(IV) . У другу пробірку з осадом манган(II) гідроксиду додати 2-3 краплі 2 н сульфатної кислоти. Що спостерігається? Які властивості характерні для манган(II) гідроксиду?

Написати рівняння реакцій: добування манган(II) гідроксиду і його окиснення киснем повітря в MnO(OH)_2 ; взаємодії манган(II) гідроксиду з сульфатною кислотою.

Дослід 2. Відновлення мангану(VII) манганом(II)

Налити в пробірку 1 мл розчину манган сульфату і додати декілька крапель розчину калій перманганату. Що спостерігається? Перевірити реакцію середовища у пробірці індикаторним папірцем. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 3. Розклад KMnO_4 при нагріванні (демонстраційний)

Помістити декілька кристаликів калій перманганату у пробірку, закріпити її в штативі горизонтально і нагрівати на невеликому полум'ї пальника до повного розкладу речовини. Після охолодження пробірки до сухого залишку додати 5-6 крапель води. Відмітити забарвлення отриманого розчину. Яка речовина перебуває в осаді? Яка в розчині?

Написати рівняння реакції розкладу калій перманганату. Вказати окисник і відновник.

Властивості d-елементів VI групи та їх сполук

Дослід 1. 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 $[\text{Cr(OH)}_6]^{3-}$. 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 2. Паралельний гідроліз хром(III) сульфату і натрій карбонату

До 2-3 крапель розчину хром(III) сульфату додати краплями розчин натрій карбонату до утворення осаду Cr(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 3. 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.

Властивості d-елементів V групи та їх сполук

Дослід 1. Отримання малорозчинних ванадатів

У чотири пробірки внести по 3-4 краплі розчину натрій метаванадату і додати по 3 краплі розчинів: у першу – барій хлориду, у другу – купрум(II) сульфату, в третю – аргентум нітрату, в четверту – плюмбум(II) нітрату. Спостерігати випадання осадів і відмітити їх забарвлення.

Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій, враховуючи, що для барію і плюмбуму отримують солі метаванадатної кислоти, а для аргентуму – солі ортованадатної кислоти H_3VO_4 . Для купруму в залежності від рН розчину можуть бути солі метаванадатної кислоти (осад синьо-зеленого кольору) або ортованадатної кислоти (осад жовто-зеленого кольору).

Дослід 2. Окиснювальні властивості ванадатів

До 1 мл підкисленого розчину натрій ванадату додати 1-2 краплі розчину калій іодиду. Спостерігайте за виділенням вільного іоду. Напишіть рівняння реакції, враховуючи, що ванадій (V) відновлюється до ванадію (III).

Дослід 3. Утворення сполук ванадію (IV), ванадію (III), ванадію (II)

Налійте у пробірку 5-6 мл розчину натрій ванадату, додайте концентрованої хлоридної кислоти і шматочок цинку. Спостерігайте за перебігом реакції і зміною забарвлення розчину внаслідок послідовного відновлення ванадію до сполук ванадію з нижчими ступенями окиснення: ванадій(IV) – синє забарвлення, ванадію(III) – зелене забарвлення, ванадію(II) – фіолетове забарвлення.

Який висновок можна зробити на основі проведених дослідів? Напишіть рівняння реакцій.

Властивості d-елементів IV групи та їх сполук

Дослід 1. Властивості сполук титану(III)

В три пробірки внести по 3-4 краплі розчину солі титану(III). В першу пробірку додайте краплинами розчину калій перманганату. Що спостерігається?

У дві інших пробірки додайте розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте за утворенням темно-коричневого осаду титан(III) гідроксиду. Осад на повітрі досить швидко окислюється. В одну пробірку долийте розчину сульфатної кислоти, а в другу – надлишок лугу. Який висновок можна зробити про хімічний характер титан(III) гідроксиду? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 2. Добування і властивості цирконій(IV) гідроксиду

До 1 мл розчину цирконій нітрату додати розчин натрій гідроксиду. Спостерігайте за утворенням білого драглистого осаду цирконій(IV) гідроксиду. Розділіть осад з розчином у дві пробірки і долийте в одну з них сульфатної кислоти, а в другу надлишок лугу. Спостерігайте за розчиненням осаду в кислоті. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 3. Добування цирконій(IV) ортофосфату

Налити у пробірку 1 мл розчину цирконій нітрату і добре підкислити хлоридною кислотою, а потім додайте розчин натрій гідрогенфосфату.

Спостерігайте за утворенням білого осаду цирконій(IV) ортофосфату. Напишіть рівняння реакцій.

Властивості d-елементів III групи та їх сполук

Дослід 1. Взаємодія солі лантану з лугом

Помістити у пробірку 3-4 краплі солі лантан(III) нітрату і осадити лантан(III) гідроксид рівним об'ємом розчину лугу. Розділити отриману речовину на дві пробірки. Додати в одну з них надлишок лугу. Чи розчиняється отриманий осад лантан(III) гідроксиду? У другу пробірку додати розчин нітратної кислоти. Який характер лантан(III) гідроксиду? Записати рівняння реакцій.

Дослід 2. Добування малорозчинних солей лантану

У три пробірки помістити по 3-4 краплі розчину лантан(III) нітрату. У першу пробірку додати 2-3 краплі розчину натрій ортофосфату, у другу – стільки ж 1 н розчину оксалатної кислоти, в третю – 1-2 краплі розчину натрій флуориду. Записати рівняння реакцій.

Властивості d-елементів II групи та їх сполук

Дослід 1. Розчинення цинку в кислотах і лугах.

Налити у пробірку декілька крапель 2 н розчину сульфатної кислоти, внести гранулу цинку і злегка підігріти. Те ж саме проробити з концентрованою сульфатною кислотою і за запахом визначити виділення сульфур диоксиду. Таким самим способом перевірити розчинність цинку в 2 н розчині хлоридної кислоти і в 2 н розчині лугу.

Описати спостережені явища. Чому розбавлена і концентрована сульфатна кислота по різному реагує з цинком? Який атом і в якому ступені окиснення є окисником в одному і в іншому випадку?

Дослід 2. Добування цинк сульфідів і кадмій сульфідів

У дві пробірки, в одній з яких міститься декілька крапель розчину солі цинку, а в іншій – солі кадмію, додати по 2-3 краплі розчину натрій сульфідів. Відмітити забарвлення осадів і додати в кожен пробірку по одній краплі 2 н розчину хлоридної кислоти. Який з сульфідів є більш розчинним у хлоридній кислоті?

Користуючись правилом добутку розчинності, пояснити різну розчинність сульфідів цинку і кадмію у кислоті. Написати рівняння реакцій.

Дослід 3. Взаємодія меркурій(II) нітрату з надлишком калій іодиду

Помістити у пробірку 1-2 краплі розчину меркурій(II) нітрату і осадити меркурій(II) іодид, додавши 2 краплі розчину калій іодиду. Додати надлишок розчину калій іодиду. Що відбулося з розчином? Що можна сказати про розчинність комплексної сполуки $\text{HgI}_2 \cdot 2\text{KI}$? Написати координаційну формулу цієї сполуки, враховуючи, що іон меркурію Hg^{2+} має координаційне число 4. До отриманого розчину додати 2 краплі розчину аргентум нітрату. Яка розчинність отриманої комплексної сполуки?

Відповісти на питання, назвати обидві комплексні солі, написати рівняння реакцій у молекулярній та іонній формі. Написати вирази констант нестійкості отриманого комплексного аніона.

Властивості d-елементів I групи та їх сполук

Дослід 1. Взаємодія міді з розбавленими і концентрованими кислотами

У три пробірки помістити по шматочку міді і додати по 5-6 крапель 2 н розчинів кислот: у першу – хлоридної, в другу – сульфатної, в третю – нітратної. Чи забарвився розчин у пробірках у синьо-голубий колір, характерний для іона Cu^{2+} ?

Проробити аналогічний дослід з концентрованими кислотами без нагрівання і при обережному нагріванні. З якими кислотами взаємодіє мідь?

При написанні рівняння реакції взаємодії міді з розбавленою нітратною кислотою вважати, що нітратна кислота відновлюється до NO. Чому мідь не взаємодіє з хлоридною кислотою і розбавленою сульфатною? Написати рівняння реакцій взаємодії міді з концентрованими кислотами, вважаючи, що концентрована нітратна кислота відновлюється міддю до нітроген (IV) оксиду, а сульфатна – до сульфур(IV) оксиду.

Дослід 2. Взаємодія купрум (II) оксиду з кислотами

У дві пробірки внести невелику кількість купрум(II) оксиду і додати по 5-6 крапель 2 н розчинів кислот: в одну – хлоридної, в другу – сульфатної. Спостерігати в обох випадках появу забарвлення розчину. Присутністю яких іонів воно зумовлене? Написати рівняння реакцій.

Дослід 3. Характерні реакції на іони галогенів

Утворення осадів AgCl , AgBr і AgI є характерною реакцією на галоген-аніони. Отримати вказані осадки реакцією обміну. Необхідні розчини брати в кількості 4-5 крапель. Розділити отримані осадки на дві пробірки. В одну пробірку з осадком додати 2-3 краплі розчину нітратної кислоти, в другу – розчину аміаку. Чи спостерігається їх розчинення?

Написати рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах, зазначити кольори отриманих осадків і результат дії на них нітратної кислоти та аміаку.

ЗМІСТ

Пояснювальна записка	3
План проходження лабораторного практикуму	5
Основні правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії	6
Хімічний лабораторний посуд, обладнання	11
МЕТОДИЧНІ РОЗРОБКИ ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ	18
ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1	18
Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття та закони хімії. Стехіометричні розрахунки	
Лабораторна робота № 1. Визначення молярної маси карбон диоксиду	18
Будова атомів, молекул та твердих тіл	
Лабораторна робота № 2. Будова атома. Хімічний зв'язок	20
Класифікація неорганічних сполук. Комплексні сполуки	
Лабораторна робота № 3. Класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки	22
ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2	
Закономірності перебігу хімічних реакцій	
Лабораторна робота № 4. Енергетика та кінетика хімічних реакцій	23
Дисперсні системи. Розчини	
Лабораторна робота № 5. Приготування розчину певної концентрації	27
Лабораторна робота № 6. Електролітична дисоціація. Зміщення іонної рівноваги	29
Окисно-відновні процеси	
Лабораторна робота № 7. Окисно-відновні реакції. Робота мідно-цинкового гальванічного елемента	32
ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 3	34
Властивості s-елементів періодичної системи	
Лабораторна робота № 8. Властивості s-елементів	34
Властивості p-елементів періодичної системи	
Лабораторна робота № 9. Властивості p-елементів	36
Властивості d-елементів періодичної системи	
Лабораторна робота № 10. Властивості d-елементів	40
ДОДАТОК	46

ДОДАТОК

Таблиця 1

Деякі одиниці міжнародної системи (СІ)

<i>Величина</i>	<i>Одиниця</i>	
	<i>Назва</i>	<i>Позначення</i>
Основні одиниці		
Довжина	Метр	м
Маса	Кілограм	кг
Час	Секунда	с
Сила струму	Ампер	А
Температура	Кельвін	К
Кількість речовини	Моль	моль
Похідні одиниці		
Об'єм	Метр кубічний	м ³
Густина	Кілограм на метр кубічний	кг/м ³
Сила, вага	Ньютон	Н
Тиск	Паскаль	Па
Енергія	Джоуль	Дж
Робота		
Кількість теплоти		
Потужність	Ватт	Вт
Кількість електрики	Кулон	Кл
Електрична напруга	Вольт	В
Електричний потенціал		
Електрорушійна сила		

Таблиця 2

Співвідношення між деякими несистематичними одиницями і одиницями СІ

<i>Величина</i>	<i>Одиниця</i>	<i>Еквівалент в СІ</i>
Довжина	Мікрон чи мікрометр (мкм)	10 ⁻⁶ м
	Ангстрем (А)	10 ⁻¹⁰ м
Маса	Карат (кар)	2 · 10 ⁻⁴ кг
	Грам (г)	10 ⁻³ кг
	Тонна (т)	10 ³ кг
Тиск	Атмосфера фізична (атм)	1,01325 · 10 ³ Па
	Міліметр ртутного стовпчика (мм.рт.ст.)	133,322 Па
Температура	Градуси Цельсія (0° С)	273 К
Об'єм	Літр (л) = Дециметр кубічний (дм ³)	10 ⁻³ м ³
Енергія, робота, кількість теплоти	Електронвольт (еВ)	1,60219 · 10 ⁻¹⁹ Дж
	Калорія (кал)	4,1868 Дж
	Кілокалорія (ккал)	4186,8 Дж
Дипольний момент	Дебай (D)	3,34 · 10 ⁻³⁰ Кл·м

Значення деяких фундаментальних фізичних сталих

Стала	Позначення	Числове значення
Швидкість світла у вакуумі	c	$2,9979246 \cdot 10^8$ м/с
Стала Планка	h	$6,62618 \cdot 10^{-31}$ Дж·с
Елементарний електричний заряд	e	$1,602189 \cdot 10^{-19}$ Кл
Стала Авогадро	N	$6,022045 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Стала Фарадея	F	96 484,6 Кл/моль 26,8 А·год/моль
Універсальна газова стала	R	8,3144 Дж/(моль·К) 0,0821 л·атм/(моль·К) 62 360 мм рт. ст.·мл/(моль·К)
Нормальні умови	$n.у.: T_o, P_o$	273 К, 101 325 Па
Молярний об'єм газу при н. у.	V_o	22,4 л
Атомна одиниця маси	$a.o.m.$	$1,66054 \cdot 10^{-27}$ кг
Маса спокою електрона	m_e	$9,10939 \cdot 10^{-31}$ кг
Маса спокою протона	m_p	$1,67262 \cdot 10^{-27}$ кг
Маса спокою нейтрона	m_n	$1,67493 \cdot 10^{-27}$ кг

Назви найважливіших кислот

Формули кислот	Назви	
	кислот	аніонів їх солей
1	2	3
НAlO ₂	метаалюмінієва	метаалюмінат
НAsO ₂	метаарсенітна	метаарсеніт
Н ₃ AsO ₃	ортоарсенітна	ортоарсеніт
НAsO ₃	метаарсенатна	метаарсенат
Н ₃ AsO ₄	ортоарсенатна	ортоарсенат
НВO ₂	метаборна	метаборат
Н ₃ ВO ₃	ортоборна	ортоборат
Н ₂ В ₄ O ₇	тетраборна	тетраборат
НBr	бромідна	бромід
НBrO	гіпобромідна	гіпобромідна
НBrO ₃	броматна	броматна
НСOОН	мурашина (етанова)	форміат
СН ₃ СOОН	оцтова	ацетат
НСN	ціанідна (синильна)	ціаніди
Н ₂ СO ₃	карбонатна	карбонат
Н ₂ С ₂ O ₄	оксалатна (щавелева)	оксалат
НСl	хлоридна	хлорид
НСlO	гіпохлоритна	гіпохлорит
НСlO ₂	хлоритна	хлорит
НСlO ₃	хлоратна кислота	хлорат
НСlO ₄	перхлоратна	перхлорат
НСrO ₂	метахромітна	метахроміт

1	2	3
H ₂ CrO ₄	хроматна	хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	дихроматна	дихромат
HI	йодидна	йодид
HIО	гіпойодитна	гіпойодит
HIО ₃	йодатна	йодат
HIО ₄	перйодатна	перйодати
HMnO ₄	перманганатна	перманганат
H ₂ MnO ₄	манганатна	манганати
H ₂ MoO ₄	молібдатна	молібдати
HN ₃	азидна (гідроген азид)	азид
HNO ₂	нітритна	нітрит
HNO ₃	нітратна	нітрат
HPO ₃	метафосфорна	метафосфат
H ₃ PO ₄	ортофосфатна	ортофосфат
H ₂ P ₂ O ₇	дифосфатна (пірофосфатна)	дифосфат (пірофосфат)
H ₃ PO ₃	фосфітна	фосфіт
H ₃ PO ₂	гіпофосфітна	гіпофосфіт
H ₂ S	сульфідна	сульфід
HSCN	тіоціанатна	роданід
H ₂ SO ₃	сульфітна	сульфіт
H ₂ SO ₄	сульфатна	сульфат
H ₂ S ₂ O ₃	тіосульфатна	тіосульфат
H ₂ S ₂ O ₇	дисульфатна (піросульфатна)	дисульфат (піросульфат)
H ₂ S ₂ O ₈	надсульфатна (пероксосульфатна)	надсульфат (пероксосульфат)
H ₂ Se	селенідна	селенід
H ₂ SeO ₃	селенітна	селеніт
H ₂ SeO ₄	селенатна	селенат
H ₂ SiO ₃	силікатна	силікат
H ₂ VO ₃	ванадатна	ванадат
H ₂ WO ₄	вольфраматна	вольфрамат

Таблиця 5

Термодинамічні константи деяких речовин при 298 К (25 °С)

(стандартні ентальпії ΔH_{298}° , абсолютні ентропії S_{298}° і енергії Гіббса ΔG_{298}°)

Речовина	ΔH_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , Дж/(К·моль)	ΔG_{298}° , кДж/моль
1	2	3	4
Al ₂ O ₃	-1676,0	50,9	-1582,0
C (графіт)	0	5,7	0
CCl ₄ (г)	-135,4	214,4	-64,6
CH ₄ (г)	-74,9	186,2	-50,3
C ₂ H ₂ (г)	226,8	200,8	209,2
C ₂ H ₄ (г)	52,3	219,4	68,1
C ₂ H ₆ (г)	-89,7	229,5	-32,9
C ₆ H ₆ (р)	82,9	269,2	129,7
C ₂ H ₅ OH (р)	-277,6	160,7	-174,8

1	2	3	4
$C_6H_{12}O_6$ (глюкоза)	-1273,0	–	-919,5
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO ₂ (г)	-393,5	213,7	-394,4
COCl ₂ (г)	-223,0	289,2	-309,2
CaCO ₃ (т)	-1207,0	88,7	-1127,7
CaF ₂ (т)	-1214,6	68,9	-1161,9
CaN ₂ (т)	-431,8	105	-368,6
CaO (т)	-635,5	39,7	-604,2
Ca(OH) ₂ (т)	-986,6	76,1	-896,8
Cl ₂ (г)	0	222,9	0
Cl ₂ O (г)	76,6	266,2	94,2
ClO ₂ (г)	105,0	257,0	122,3
Cl ₂ O ₇ (р)	251,0	–	–
Cr ₂ O ₃ (т)	-1440,6	81,2	-1050,0
CuO (т)	-162,0	42,6	-129,9
FeO (т)	-264,8	60,8	-244,3
Fe ₂ O ₃ (т)	-822,2	87,4	-740,3
Fe ₃ O ₄ (т)	-1117,1	146,2	-1014,2
H ₂ (г)	0	130,5	0
HBr (р)	-36,3	198,6	-53,3
HCN (г)	135,0	113,1	125,5
HCl (г)	-92,3	186,8	-95,2
HF (г)	-270,7	178,7	-272,8
HI (г)	26,6	206,5	1,8
HN ₃ (г)	294,0	328,0	238,8
H ₂ O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H ₂ O (р)	-285,8	70,1	-237,3
H ₂ S (г)	-21,0	205,7	-33,8
KCl (т)	-435,9	82,6	-405,0
KClO ₃ (т)	-391,2	143,0	-289,9
MgCl ₂ (т)	-641,1	89,9	-591,6
Mg ₃ N ₂ (т)	-461,1	87,9	-400,9
MgO (т)	-601,8	26,9	-569,6
N ₂ (г)	0	191,5	0
NH ₃ (г)	-46,2	192,6	-16,7
NH ₄ NO ₂ (т)	-256	–	–
NH ₄ NO ₃ (т)	-365,4	151	-183,8
N ₂ O (г)	82,0	219,9	104,1
NO (г)	90,3	210,6	86,6
N ₂ O ₃ (г)	83,3	307,0	140,5
NO ₂ (г)	33,5	240,2	51,5
N ₂ O ₄ (г)	9,6	303,8	98,4
N ₂ O ₅ (г)	-42,7	178	114,1
NiO (т)	-239,7	38,0	-211,6
O ₂ (г)	0	205,0	0
OF ₂ (г)	25,1	247,0	42,5

продовження таблиці 5

1	2	3	4
P ₂ O ₃ (т)	-820	173,5	-
P ₂ O ₅ (т)	-1492	114,5	-1348,8
PbO (т)	-219,3	66,1	-189,1
PbO ₂ (т)	-276,6	74,9	-218,3
SO ₂ (г)	-296,9	248,1	-300,2
SO ₃ (г)	-395,8	256,7	-371,2
SiCl ₄ (р)	-687,8	239,7	-
SiH ₄ (г)	34,7	204,6	57,2
SiO ₂ (кварц)	-910,9	41,8	-856,7
SnO (т)	-286,0	56,5	-256,9
SnO ₂ (т)	-580,8	52,3	-519,3
Ti (т)	0	30,6	0
TiCl ₄ (р)	-804,2	252,4	-737,4
TiO ₂ (т)	-943,9	50,3	-888,6
WO ₃ (т)	-842,7	75,9	-763,9
ZnO (т)	-350,6	43,6	-320,7

Таблиця 6

Константи нестійкості деяких комплексних іонів у водних розчинах при 25 °С

Схема дисоціації комплексного іона	Константа нестійкості
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺ ↔ Ag ⁺ + 2NH ₃	9,3·10 ⁻⁸
[Ag(NO ₂) ₂] ⁻ ↔ Ag ⁺ + 2NO ⁻	1,8·10 ⁻³
[Ag ₂ (S ₂ O ₃) ₂] ³⁻ ↔ Ag ⁺ + 2S ₂ O ₃ ²⁻	1,1·10 ⁻¹³
[Ag(CN) ₂] ⁻ ↔ Ag ⁺ + 2CN ⁻	1,1·10 ⁻²¹
[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺ ↔ Cd ²⁺ + 4NH ₃	5,9·10 ⁻⁸
[Cd(NH ₃) ₆] ²⁺ ↔ Cd ²⁺ + 6NH ₃	2,8·10 ⁻⁵
[Cd(CN) ₄] ²⁻ ↔ Cd ²⁺ + 4CN ⁻	7,8·10 ⁻¹⁸
[Co(NH ₃) ₆] ²⁺ ↔ Co ²⁺ + 6NH ₃	4,0·10 ⁻⁵
[Cd(NH ₃) ₆] ³⁺ ↔ Co ³⁺ + 6NH ₃	3,1·10 ⁻³³
[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺ ↔ Cu ²⁺ + 4NH ₃	2,1·10 ⁻¹³
[Cu(CN) ₄] ³⁻ ↔ Cu ⁺ + 4CN ⁻	5,0·10 ⁻³¹
[Fe(CN) ₆] ⁴⁻ ↔ Fe ²⁺ + 6CN ⁻	1,0·10 ⁻²⁴
[Fe(CN) ₆] ³⁻ ↔ Fe ³⁺ + 6CN ⁻	1,0·10 ⁻³¹
[Fe(NCS) ₄] ⁻ ↔ Fe ³⁺ + 4NCS ⁻	1,4·10 ⁻⁴
[Ni(NH ₃) ₆] ²⁺ ↔ Ni ²⁺ + 6NH ₃	1,9·10 ⁻⁹
[HgCl ₄] ²⁻ ↔ Hg ²⁺ + 4Cl ⁻	8,5·10 ⁻¹⁶
[HgBr ₄] ²⁻ ↔ Hg ²⁺ + 4Br ⁻	1,0·10 ⁻²¹
[HgI ₄] ²⁻ ↔ Hg ²⁺ + 4I ⁻	1,5·10 ⁻³⁰
[Hg(CN) ₄] ²⁻ ↔ Hg ²⁺ + 4CN ⁻	4,0·10 ⁻⁴²
[Zn(CN) ₄] ²⁻ ↔ Zn ²⁺ + 4CN ⁻	1,0·10 ⁻¹⁶
[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺ ↔ Zn ²⁺ + 4 NH ₃	2,0·10 ⁻⁹
[Zn(OH) ₄] ²⁻ ↔ Zn ²⁺ + 4OH ⁻	7,1·10 ⁻¹⁶

Таблиця 7

Константи дисоціації деяких слабких електролітів у водних розчинах при 298 К

<i>Електроліт</i>	<i>K</i>		
	<i>K₁</i>	<i>K₂</i>	<i>K₃</i>
Гідрогеназид HN_3	$2,6 \cdot 10^{-5}$		
Нітритна кислота HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$		
Амоній гідроксид NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Ортоборна кислота HBO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$		
Гіпобромідна кислота HBrO	$2,1 \cdot 10^{-9}$		
Гідроген пероксид H_2O_2	$2,6 \cdot 10^{-12}$		
Силікатна кислота H_2SiO_3	$2,2 \cdot 10^{-10}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	
Мурашина (метанова) кислота HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$		
Селенітна кислота H_2SeO_3	$3,5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-8}$	
Селенідна кислота H_2Se	$1,7 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-11}$	
Сульфатна кислота H_2SO_4		$1,2 \cdot 10^{-2}$	
Сульфитна кислота H_2SO_3	$1,6 \cdot 10^{-2}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	
Сульфідна кислота H_2S	$1,1 \cdot 10^{-7}$	$1,2 \cdot 10^{-18}$	
Телуритна кислота H_2TeO_3	$3 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-8}$	
Телуридна кислота H_2Te	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-11}$	
Карбонатна кислота H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,7 \cdot 10^{-11}$	
Оцтова (етанова) кислота CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Гіпохлоритна кислота HClO	$5,0 \cdot 10^{-8}$		
Хлороцтова (хлоретанова) кислота CH_2ClCOOH	$1,4 \cdot 10^{-3}$		
Ортофосфатна кислота H_3PO_4	$7,6 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$
Фторидна кислота HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$		
Ціанідна (синильна) кислота HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$		
Щавелева (оксалатна) кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,4 \cdot 10^{-2}$	$5,4 \cdot 10^{-5}$	

Таблиця 8

Добутки розчинності деяких малорозчинних електролітів при 298 К

<i>Електроліт</i>	<i>ДР</i>	<i>Електроліт</i>	<i>ДР</i>
AgBr	$6 \cdot 10^{-13}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$2,2 \cdot 10^{-20}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	CuS	$6 \cdot 10^{-36}$
Ag_2CrO_4	$4 \cdot 10^{-12}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$1 \cdot 10^{-15}$
AgI	$1,1 \cdot 10^{-16}$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$3,8 \cdot 10^{-38}$
Ag_2S	$6 \cdot 10^{-50}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
Ag_2SO_4	$2 \cdot 10^{-5}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$5,7 \cdot 10^{-32}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaCO_3	$5 \cdot 10^{-9}$	PbBr_2	$9,1 \cdot 10^{-8}$
BaCrO_4	$1,6 \cdot 10^{-10}$	PbCl_2	$2 \cdot 10^{-5}$
BaSO_4	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbCrO_4	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaCO_3	$5 \cdot 10^{-9}$	PbI_2	$8,0 \cdot 10^{-9}$
CaC_2O_4	$2 \cdot 10^{-9}$	PbS	$1 \cdot 10^{-27}$
CaF_2	$4 \cdot 10^{-11}$	PbSO_4	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaSO_4	$1,3 \cdot 10^{-4}$	SrSO_4	$3,2 \cdot 10^{-7}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$1 \cdot 10^{-29}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1 \cdot 10^{-17}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$2 \cdot 10^{-14}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	Zn CO_3	$1,5 \cdot 10^{-11}$

Стандартні електродні потенціали φ° у водних розчинах при 25 °С

Елемент	Електродний процес	$\varphi^\circ, \text{В}$
1	2	3
Ag	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,29
	$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$	0,80
Al	$\text{AlO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Al}^{3+} + 4\text{OH}^-$	-2,35
	$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	-1,66
Au	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Au}^{3+} + 2\text{CN}^-$	-0,61
	$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	1,50
	$\text{Au}^+ + e^- = \text{Au}$	1,69
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e^- = \text{Ba}$	-2,90
Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3e^- = \text{Bi}$	0,21
Br	$\text{Br}_2(\text{p}) + 2e^- = 2\text{Br}^-$	1,07
	$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,34
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e^- = \text{Ca}$	-2,84
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	-0,40
Cl	$\text{Cl}_2 + 2e^- = 2\text{Cl}^-$	1,96
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,49
Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	-0,28
	$\text{Co}^{3+} + 3e^- = \text{Co}$	1,81
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- = \text{Cr}^{3+} + 7\text{OH}^-$	1,33
	$\text{Cr}^{3+} + e^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
Cu	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Cu}^{2+} + 2\text{CN}^-$	-0,43
	$\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$	0,15
	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	0,34
	$\text{Cu}^+ + e^- = \text{Cu}$	0,52
F	$\text{F}^{2+} + 2e^- = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3e^- = \text{Fe}$	-0,04
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^- + e^- = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	0,36
	$\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$	0,77
H	$\text{H}_2 + 2e^- = 2\text{H}^-$	-2,25
	$2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$	0,000
Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- = 2\text{Hg}$	0,79
	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}$	0,85
	$2\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}_2^{2+}$	0,92
I	$\text{I}_2(\text{r}) + 2e^- = 2\text{I}^-$	0,54
	$\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{I}_2(\text{r}) + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{I}_2(\text{r}) + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
K	$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	-2,92
Li	$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	-3,04
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	-2,36
Mn	$\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}_4^{2-}$	0,56
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,24
Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$	-2,71
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$	-0,25
O	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
	$2\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,78
P	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$	-0,13
	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}^{2+}$	1,69
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pt}$	1,19
S	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{S}$	0,17
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- = 4\text{SO}_4^{2-}$	2,01
	$\text{SO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$	0,45
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+_{(\text{кОНЦ.})} + 2\text{e}^- = \text{SO}_{2(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}$	0,16
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{OH}^-$	-0,93
Se	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}$	-0,14
	$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$	0,15
Te	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Te}$	-0,72
Zn	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	-0,76

НОТАТКИ

НОТАТКИ

Навчально-методичне видання

Піскач Людмила Василівна,

Петрусь Ірина Іванівна

Неорганічна хімія

Лабораторний практикум: методичні вказівки

Підписано да друку 29.09.2020. Формат 60×84 ¹/₁₆
Ум.друк.арк. 3.31. Зам. № 972. Тираж 50
Папір офсетний. Гарнітура Times. Друк офсетний
Друк П «Зоря-плюс» ВОО ВОІ СОІУ
43025, Луцьк, вул. Степана Бандери, 20
Свідоцтво гол. упр. внутр. політики
та зв'язків з громад. Волиноблдержадміністрації
ВЛн № 49 від 17.10.2011 р.