

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
МИКОЛАЇВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ АГРАРНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ

Факультет агротехнологій

Кафедра ґрунтознавства та агрохімії

ХІМІЯ

методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт для
здобувачів вищої освіти ступеня «бакалавр» спеціальності 162 –
«Біотехнологія та біоінженерія» денної форми навчання

Миколаїв

2020

УДК 54

X-46

Друкується за рішенням науково-методичної комісії факультету агротехнологій, Миколаївського національного аграрного університету від 2020 р., протокол № 9 від 21. 05. 2020.

Укладач:

Л. М. Гирля – канд. хім. наук, доцент, доцент кафедри ґрунтознавства та агрохімії, Миколаївський національний аграрний університет

Рецензенти:

Г. М. Ющишина – канд. хім. наук, доцент, доцент кафедри хімії та біохімії, Миколаївський національний університет ім. В. О. Сухомлинського;

В. Г. Миколайчук – канд. біол. наук, доцент, доцент кафедри рослинництва та садово-паркового господарства, Миколаївський національний аграрний університет.

ЗМІСТ

	стор.
Передмова.....	4
Про порядок виконання практикуму.....	6
Модуль I. “Основні поняття та закони хімії”	
Лабораторна робота 1. Класи неорганічних сполук.....	10
Лабораторна робота 2. Об’ємне визначення молярної маси еквівалента металу.....	11
Лабораторна робота 3. Хімічна кінетика. Хімічна рівновага.....	14
Лабораторна робота 4. Семінар. Періодичний закон Д. І. Менделєєва, будова атома. Хімічний зв'язок.....	18
Модуль II. “Розчини. Реакції окиснення – відновлення”	
Лабораторна робота 5. Встановлення концентрації розчинів кислот і лугів титруванням.....	21
Лабораторна робота 6. Реакції іонного обміну.....	25
Лабораторна робота 7. Гідроліз солей	27
Лабораторна робота 8. Окисно-відновні реакції	29
Модуль III. “Хімія елементів. Сільськогосподарське значення та використання біогенних елементів”	
Лабораторна робота 9. Властивості s-елементів.....	31
Лабораторна робота 10. Властивості p-елементів.....	33
	35
Лабораторна робота 11. Властивості d-елементів.....	37
Лабораторна робота 12. Комплексні сполуки.....	39
Рекомендована література	39
Додатки.....	40

ПЕРЕДМОВА

Загальна та неорганічна хімія є базовою дисципліною, необхідною для формування фундаменту знань та практичних навичок спеціаліста у галузі біотехнології. Зазначена дисципліна вивчає речовини, їх склад, будову, властивості та основні закономірності хімічних перетворень. Отримані знання з курсу загальної та неорганічної хімії є теоретичною основою для опанування наступних дисциплін: органічна хімія, фізична та колоїдна хімія, зоохіманаліз, фізіологія тварин, розведення та годівля сільськогосподарських тварин. Метою вивчення загальної та неорганічної хімії є оволодіння теоретичними основами дисципліни та формування навиків проведення хімічних дослідів. Курс загальної та неорганічної хімії для здобувачів вищої освіти спеціальності “Біотехнологія та біоінженерія” включає 30 годин лекцій, 30 годин лабораторних занять, 16 годин практичних занять та 14 годин самостійної роботи. Успішне засвоєння курсу загальної та неорганічної хімії студентами передбачає відвідування лекцій, самостійну роботу з літературою, а також виконання лабораторних робіт. Слід уважно виконувати хімічні досліди, які дають можливість переконатися у вірності того чи іншого теоретичного положення. На лабораторних заняттях студенти поглиблюють теоретичні знання і оволодівають навиками та технікою хімічного експерименту. Викладання загальної та неорганічної хімії ведеться в рамках кредитно – модульної системи. Дисципліна “загальна та неорганічна хімія” об’єднує 3 навчальних модуля: “Основні поняття та закони хімії”, “Розчини. Реакції окиснення – відновлення”, “Хімія

елементів. Сільськогосподарське значення та використання біогенних елементів”.

Рейтингова оцінка знань з модулю представлена в таблиці 1.

Пропоновані методичні рекомендації видані з метою надати допомогу при виконанні лабораторних робіт із загальної та неорганічної хімії здобувачам вищої освіти.

Таблиця 1

Рейтингова оцінка знань з модулю

Видроботи	Максимальна оцінка	Мінімальна оцінка
Захист лабораторних робіт	5 балів	3 бали
Контрольна робота	5 балів	3 бали
Розв’язання розрахункових задач	5 балів	3 бали
Тестові та контрольні завдання	5 балів	3 бали
Разом	20 балів	12 балів

ПРО ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ ПРАКТИКУМУ

Лабораторні заняття з дисципліни загальної та неорганічної хімії проводяться згідно з планом, з яким здобувачі вищої освіти знайомляться на першому занятті. Темі занять присвячені основним розділам теоретичного курсу дисципліни – найважливіші поняття та закони хімії; властивості розчинів; закономірності перебігу хімічних реакцій; окисно – відновні процеси; властивості біогенних елементів та їх використання в практиці сільського господарства.

Кожне лабораторне заняття проводиться за такою схемою: короткий інструктаж про роботу, контроль знань здобувачів вищої освіти (письмове або усне опитування), виконання дослідів, захист лабораторної роботи. Для успішного виконання практикуму необхідно самостійно готуватися до кожного практичного заняття і виконувати лабораторну роботу згідно з її описом у методичному посібнику. Підготовка до лабораторного заняття включає:

а) вивчення теоретичного матеріалу за допомогою конспекту лекцій, підручників і посібників. Під час самостійної роботи при першому читанні необхідно отримати загальні уявлення з питань теми, позначити складні або незрозумілі місця, далі перейти до ретельного опрацювання матеріалу.

б) письмове виконання домашнього завдання в лабораторному журналі (для конспекту лекцій необхідно завести окремий зошит);

в) знайомство з методикою проведення лабораторної роботи.

Здобувачі вищої освіти, що з тих чи інших причин не виконали чергову лабораторну роботу, зобов'язані відпрацювати її за

установленим в лабораторії графіком. Під час лабораторної роботи необхідно всі записи вести виключно в лабораторному журналі.

При оформленні виконаної роботи в лабораторному журналі необхідно дотримуватися зразка, що поданий нижче.

Протокол №_____

Дата виконання роботи _____

Робота _____

Назва роботи за планом

Дослід №1 _____

Назва досліду

Короткий опис досліду

Спостереження _____

Рівняння реакції

Висновок _____

Дослід №2 _____

У зв'язку з тим, що в хімічній лабораторії доводиться працювати з розчинами кислот, лугів, отруйними речовинами, необхідно суворо

дотримуватися правил техніки безпеки та певного порядку виконання роботи:

- 1.Здобувачам вищої освіти дозволяється працювати тільки в присутності викладача чи лаборанта.
2. Робоче місце, закріплене за студентом, необхідно тримати в зразковій чистоті. Реактиви, що випадково пролито або просипано на столі чи підлозі, необхідно негайно прибрати.
- 3.Не захаращувати робоче місце непотрібними в даний момент речами(портфелями, головними уборами тощо).
- 4.Категорично забороняється проводити досліди, що не відносяться до лабораторної роботи, без погодження з викладачем.
- 5.При користуванні реактивами необхідно дотримуватися охайності:
 - а) усі склянки з розчинами, банки з сухими реактивами слід тримати закритими, відкривати їх тільки під час користування;
 - б) закриваючи склянки, не плутати корків, тому що в цьому випадку реактиви забруднюються і стають непридатними для користування;
 - в) реактиви загального користування не відносити на робочі місця;
 - г) надлишок взятого реактиву ні в якому разі не висипати і не виливати в склянку, з якої він був узятий;
 - д) при наливанні розчину необхідно, щоб розчин не торкався етикетки;
 - е) корок від склянки необхідно класти на стіл таким чином, щоб її частина, що з'єднується з горлом склянки, не торкалась столу;
 - є) у всіх випадках брати мінімальну кількість реактиву (наприклад, розчину 1-2 мл);
 - з) категорично забороняється пробувати реактиви на смак, тому що деякі з них деякою мірою отруйні.

7. Всі дослід з концентрованими кислотами, отруйними речовинами, препаратами, що легко займаються, необхідно проводити в шафі під витягом.

8. При нагріванні пробірки з реакційною сумішшю необхідно тримати її отвором від себе і від людей, що знаходяться поруч.

9. Якщо на обличчя чи руки попадуть бризки концентрованої кислоти, їх необхідно змити великою кількістю води, промити уражене місце розведеним розчином соди або амоніаку і знову змити водою. Місце на тілі, що ураженеконцентрованим лугом, необхідно промити великою кількістю води, далі розведеним розчином ацетатної кислоти і знову - водою.

10. У випадку опіку полум'ям горілки чи нагрітим предметом змочити уражене місце концентрованим розчином калій перманганату.

11. Якщо дослід не вдавсь, необхідно продумати все спочатку, порадитися з викладачем і знову виконати дослід.

12. Після закінчення роботи без нагадування слід вимити посуд, прибрати робоче місце.

МОДУЛЬ 1 «ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ»

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1 КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Дослід № 1. Добування оксидів

а) Візьміть тонку мідну пластинку, затисніть її тигельними щипцями і нагрійте в полум'ї пальника. Яка речовина утворилася внаслідок реакції? Напишіть відповідне рівняння реакції.

б) На дно сухої пробірки помістіть трохи основного карбонату купруму (II) (малахіту) і нагрівайте в полум'ї до тих пір, поки сіль не перетвориться в чорний порошок. Зверніть увагу на виділення пари води на стінках пробірки. Запишіть рівняння реакції розкладу малахіту. Коли пробірка вистигне, розділіть її вміст на 2 частини. В одну з пробірок прилийте розведену сульфатну кислоту, а в другу - розчин їдкого натру. Обережно нагрійте вміст пробірок. Що спостерігаєте? Запишіть рівняння реакцій. Зробіть висновок щодо способів добування оксидів.

Дослід 2. Добування гідроксидів

а) В пробірку помістіть небагато негашеного вапна, додайте води і добре перемішайте вміст пробірки. Дайте рідині відстоятися і випробуйте реакцію розчину фенолфталеїном. Чому змінилося забарвлення розчину? Запишіть рівняння реакції, зробіть висновок відносно середовища розчину.

б) В одну пробірку налейте 1-2 мл розчину ферум хлориду (III), а в другу - розчин солі нікелю (II). В кожен з пробірок налейте 1-2 мл

розчину їдкого натру. Що спостерігаєте? Запишіть спостереження і рівняння реакцій. Зробіть висновок про добування гідроксидів металів, оксиди яких розчинні і нерозчинні у воді.

Дослід 3. Амфотерні гідроксиди та їх властивості

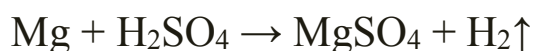
Візьміть 2 пробірки. В одну налейте розчин цинк сульфату, а в другу - алюміній сульфату. По каплям в кожну пробірку додайте розчин лугу до утворення осаду (муті). Вміст кожної пробірки (осад разом з рідиною) розділіть на 2 частини. В перші дві пробірки налейте по 1 мл сульфатної кислоти, в другу - розчин лугу до повного розчинення осадів.

Поясніть причину розчинення осадів і запишіть рівняння реакцій в молекулярній, іонній і скороченій іонній формах.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

ОБ'ЄМНЕ ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МЕТАЛУ

В поданій роботі еквівалент магнію визначають за кількістю водню, що витискується магнієм з розчину сульфатної кислоти



Хід роботи. Прилад, в якому проводиться дослід, складається з бюретки 1, закріпленої вертикально в штативі 2 (рис.1). До нижнього кінця бюретки за допомогою гумової трубки 3 приєднана лінійка 4, яка теж закріплена в штативі. До верхнього кінця бюретки через корок з гумовою трубочкою приєднується пробірка 5. В бюретці знаходиться

вода. Перед початком роботи перевірте прилад на герметичність. Для цього закрийте пробірку 5 пробкою, опустіть лійку вниз на 10 – 15 см і спостерігайте рівень води в бюретці. Якщо прилад герметичний, то рівень води в бюретці спочатку знизиться, а тоді залишиться без змін. Якщо рівень води весь час знижується, то необхідно щільніше закрити корками лійку і пробірку. Переконавшись в герметичності приладу, поверніть лійку в колишнє положення.

Отримайте магній у лаборанта і запишіть його масу. Промийте пробірку водою і налейте в пробірку на $1/3$ об'єму розчин розведеної сульфатної кислоти. Прикріпіть до внутрішньої стінки пробірки магній, завернутий в папір. Приєднайте пробірку до приладу таким чином, щоб не було контакту металу з кислотою. Відзначте і запишіть рівень води в бюретці (V_1). Відрахування виконуйте за

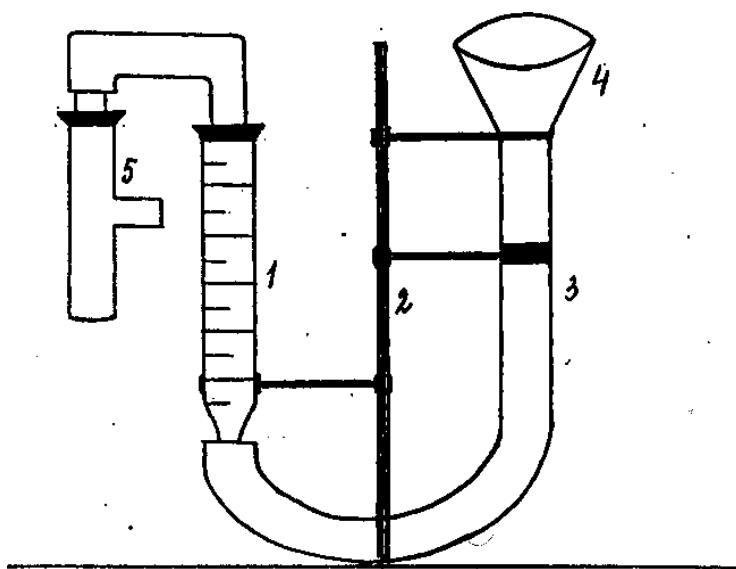


Рис.1. Прилад для вимірювання молярної маси еквівалента металу

нижнім меніском з точністю до 0,2 мл. Приведіть в контакт метал з кислотою. Водень, що виділяється внаслідок реакції витискує воду з бюретки 1 улітку 4. Після закінчення реакції (весь магній розчиниться, розчин стане прозорим) і пробірка вистигне до кімнатної температури, запишіть рівень води в бюретці (V_2). Різниця ($V_2 - V_1$) буде дорівнювати об'єму виділеного водню.

Експериментальні дані запишіть в лабораторний журнал.

1. Маса магнію, m , г.
2. Об'єм водню $V_{H_2} = V_2 - V_1$, мл.
3. Абсолютна температура T° , К.
4. Температура повітря в приміщенні, $t^\circ\text{C}$.
5. Атмосферний тиск P , мм рт. ст.
6. Тиск насиченої водяної пари P_{H_2O} за кімнатної температури визначте за таблицею пружності пари, мм рт. ст.
7. Парціальний тиск водню P_{H_2} обчисліть за формулою:

$$P_{H_2} = P - P_{H_2O}, \text{ мм рт. ст.}$$

Обчислення молярної маси еквівалента магнію

I. Приведіть виміряний в досліді об'єм водню до нормальних умов, виходячи з рівняння газового стану

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_o V_o}{T_o}; \frac{P_{H_2} V_{H_2}}{T} = \frac{P_o V_o (H_2)}{T_o}; V_o (H_2) = \frac{P_{H_2} * V_{H_2} * T_o}{T * P_o}$$

$$\text{де } V_{H_2} = V_2 - V_1$$

2. Запишіть рівняння реакції взаємодії магнію з розведеною сульфатною кислотою. На основі закону еквівалентів обчисліть експериментальне значення молярної маси еквівалента магнію

$$\frac{m_{Mg}}{V_{O(H_2)}} = \frac{M_{E(Mg)}}{M_{E(H_2)}}; M_{E(Mg)} = \frac{m * 11200}{V_{O(H_2)}}$$

3. Порівняйте молярну масу еквівалента металу, знайдену в досліді, з її теоретичним значенням. Обчисліть помилку досліді за формулою:

$$n\% = \pm \frac{M_{E_{\text{теор}}} - M_{E_{\text{експер}}}}{M_{E_{\text{теор}}}}$$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3

ХІМІЧНА КІНЕТИКА. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Дослід 1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації розглянемо на прикладі реакції взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою



Сірка, що виділяється внаслідок реакції, зумовлює на початку досліді опалесценцію, а далі спостерігається помутніння розчину. За проміжком часу від початку реакції (момент зливання розчинів) до кінця реакції (помітне помутніння) можна зробити висновок про відносну швидкість реакції.

Увага! Для кожної з речовин призначений свій циліндр: для натрій тіосульфату – циліндр з написом $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, для сульфатної кислоти – з написом H_2SO_4 . Під час роботи циліндри не плутати!

Візьміть 3 пробірки, пронумеруйте їх. У першу налейте 2 мл розчину натрій тіосульфату і 4 мл дистильованої води; в другу – 4 мл розчину натрій тіосульфату і 2 мл води; в третю – 6 мл розчину натрій тіосульфату. В три інші пробірки налейте по 3 мл І н. розчину сульфатної кислоти. Злийте по черзі попарно приготовлені розчини. Секундомір включайте в момент зливання розчинів. За утворення муті в пробірці виключіть секундомір і запишіть час утворення муті. Відносну швидкість реакції обчисліть як величину, обернену до часу, витраченого на утворення муті в розчині. Результати запишіть у таблицю 2.

Таблиця 2

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин

№ пробірки	Об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Сумарний об'єм, мл	Відносна концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Відносна швидкість реакції $1/t$, сек
1				
2				
3				

За отриманими даними побудуйте графік залежності швидкості реакції ($1/t$) від концентрації натрій тіосульфату. Зробіть висновок щодо залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючої речовини.

Дослід 2. Залежність швидкості реакції від температури

В одну пробірку налейте 3 мл розчину натрій тіосульфату, в другу - 3 мл розчину сульфатної кислоти. Обидві пробірки помістіть в стакан

з водою і витримайте їх у воді 5-7 хвилин, щоб пробірки прийняли температуру води. Злийте вміст пробірок (пробірку з тіосульфатом з стакана не виймати). Зазначте час з моменту зливання розчинів до утворення муті. Проведіть ще 2 аналогічних досліди при температурах на 10 і 20 градусів вище, ніж у першому досліді. Результати дослідів занесіть в таблицю 3.

Таблиця 3

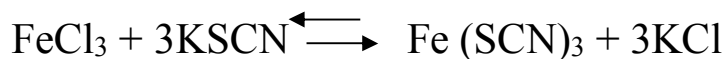
Залежність швидкості реакції від температури

№ дослі ду	Об'єм розчину, мл		Температура, °C	Час утворен ня муті , сек	Відносна швидкість реакції, (1/t), сек ⁻¹
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ SO ₄			
1					
2					
3					
4					

За отриманими даними побудуйте графік залежності відносної швидкості реакції від температури та зробіть висновок про вплив температури на швидкість хімічної реакції.

Дослід 3. Зміщення хімічної рівноваги

Зміщення хімічної рівноваги розглянемо на прикладі реакції взаємодії ферум хлориду (III) з калій роданідом.



Сполука $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ забарвлена в інтенсивно-червоний колір, FeCl_3 - жовтого кольору, а KSCN і KCl - безбарвні, тому змінення концентрації будь-якої речовини приведе до зміни забарвлення розчину. Це дозволяє спостерігати, в якому напрямку зміщується рівновага при зміні концентрації реагуючих речовин або продуктів реакції.

В невеликий стакан налейте 30 мл дистильованої води і додайте 1-2 краплі насичених розчинів ферум (III) хлориду і калій роданіду. Добутий розчин розлийте в 4 пробірки. Першу пробірку залиште для порівняння. В другу пробірку додайте 2-3 краплі концентрованого розчину ферум (III) хлориду, в третю - 2-3 краплі розчину калій роданіду, в четверту - трохи кристалічного калій хлориду. Вміст пробірок перемішайте і порівняйте їх забарвлення з забарвленням контрольного розчину у першій пробірці. Що спостерігається? Результати досліду запишіть в таблицю 4.

Зробіть висновок щодо зміщення рівноваги хімічної реакції залежно від концентрації початкових речовин і продуктів реакції.

Напишіть математичний вираз для константи рівноваги реакції, що вивчається.

Таблиця 4

Зміщення хімічної рівноваги в залежності від концентрації доданого реактиву

Номер пробірки	Доданий реактив	Зміна інтенсивності забарвлення (посилення, послаблення)	Напрямок зміщення рівноваги (вліво, вправо)
1	FeCl_3		
2	KSCN		
3	KCl		

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

СЕМІНАР

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА. БУДОВА АТОМА. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Питання до семінару

1. У чому полягає суть періодичного закону Д.І. Менделєєва
2. Квантові числа і взаємозв'язок між ними.
3. Порядковий номер елемента в періодичній системі, його фізичний зміст.
4. Ізотопи. Дайте визначення та наведіть приклади.

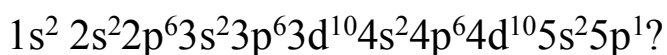
5. Правила заповнення електронами атомних орбіталей: принцип Паулі, принцип найменшої енергії, правила Клечковського, правило Гунда.

6. Напишіть електронні конфігурації наступних елементів: N, Si, Fe, Kr, Ti, W.

7. Чи можуть електрони іона Al^{3+} знаходитися на наступних орбіталях:

а) 2p; б) 1p; в) 3d?

8. Атом якого елемента має електронну конфігурацію



9. Ядро атома елемента має 16 протонів і 16 нейтронів. Визначити:

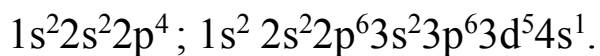
а) кількість електронів в атомі, б) порядковий номер елемента, в) атомну масу елемента. Записати електронну формулу атома і назвати елемент.

10. Скласти електронні формули елементів IV групи: C; Si; Ti. У чому подібність і відмінність електронних структур атомів елементів головної та побічної підгруп?

11. Напишіть електронну формулу атома технецію. Скільки електронів знаходиться на d-підрівні передостаннього електронного шару? До якого електронного сімейства відноситься елемент?

12. Який склад ядер ізотопів ^{12}C і ^{13}C , ^{14}N і ^{15}N ?

13. Визначте місце в періодичній системі елементів, атоми яких мають електронні структури, виражені електронними формулами:



14. У якій послідовності відбувається заповнення підрівнів 4p, 4d, 5s? Дайте мотивовану відповідь.

15. Електронна оболонка атома деякого елемента містить 33 електрони. Визначте порядковий номер елемента, його назву. Скільки протонів та нейтронів знаходиться в ядрі цього атома?

16. У якої з перерахованих нижче сполук найменшою мірою виражені кислотні властивості: а) HNO_3 , б) H_3PO_4 , в) H_3AsO_4 , г) H_3SbO_4 ? Відповідь поясніть.

17. Зобразіть графічно електронні структури атомів Фосфору та Ванадію, обґрунтуйте подібність та різницю в їх властивостях.

18. Опишіть системою квантових чисел стан електронів: $2s^1$; $3p^3$; $4s^2$; $3d^2$.

19. Покажіть схему розміщення в енергетичних комірках п'яти електронів на d-підрівні, чотирьох електронів на p-підрівні, десяти електронів на f-підрівні.

20. Вкажіть, у яких із нижче наведених молекул хімічні зв'язки мають полярний характер: F_2 , CO , N_2 , HBr , Br_2 .

21. Визначте валентність Йоду і Фосфору в основному і збудженому станах.

22. Яку просторову конфігурацію мають молекули BeCl_2 , BCl_3 , Br_2 , AsH_3 , H_2Te , CF_4 , GeH_4 , PCl_5 ? Які з цих молекул полярні?

23. Для наступних молекул визначте тип гібридизації атомних орбіталей, зобразіть геометричну форму: CCl_4 , BeF_2 , SiF_4 , OF_2 , PCl_3 , BF_3 .

24. Визначте, як змінюється міцність сполук в ряду: HF , HCl , HBr , HI .

МОДУЛЬ 2 “РОЗЧИНИ. РЕАКЦІЇ ОКИСНЕННЯ-ВІДНОВЛЕННЯ”

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5

ВСТАНОВЛЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ КИСЛОТ І ЛУГІВ ТИТРУВАННЯМ

В основі кислотно – основного титрування лежить з'єднання протонів H^+ і гідроксид – іонів з утворенням малодисоційованих молекул води. Користуючись титрованими розчинами лугів, визначають кількість або концентрацію кислот (алкаліметрія), за допомогою розчинів кислот знаходять концентрацію лугів (ацидиметрія). Метод кислотно – основного титрування застосовують і для визначення гідролітично кислих і лужних солей, наприклад, Na_2CO_3 , NH_4Cl .

Реакція нейтралізації не супроводжується зовнішнім ефектом, наприклад, зміна забарвлення розчину, тому точку еквівалентності визначають за допомогою індикаторів. У даній роботі маса луку (концентрація) визначається за титрування його стандартизованим

розчином хлоридної кислоти. Перед виконанням роботи ознайомтеся з вимірювальним посудом: бюреткою, колбою для титрування, мірною колбою, піпеткою.

Отримайте у викладача певну кількість лугу. Перелийте його у мірну колбу, доведіть розчин до позначки дистильованою водою і ретельно перемішайте. Підготуйте бюретку для роботи, для цього сполосніть бюретку робочим розчином кислоти. За допомогою лійки налейте в бюретку кислоти вище нульової позначки. Заповніть відтягнуту частину бюретки розчином так, щоб у ній не залишилося повітря. Визначте ціну поділки на бюретці.

За допомогою піпетки перенесіть 10 мл розчину лугу в колбу для титрування. Нема потреби видувати останні краплі рідини з піпетки. При калібруванні піпетки позначку наносять з урахуванням того, що при вільному витіканні рідини трохи її залишається на стінках піпетки. В колбу для титрування додайте 1-2 краплі метилоранжу. Іноді намагаються долити більше індикатора, вважаючи, що більша інтенсивність забарвлення розчину полегшить визначення кінцевої точки титрування. Але чим більше додається індикатора, тим важче помітити зміну забарвлення, тому що воно відбувається повільніше.

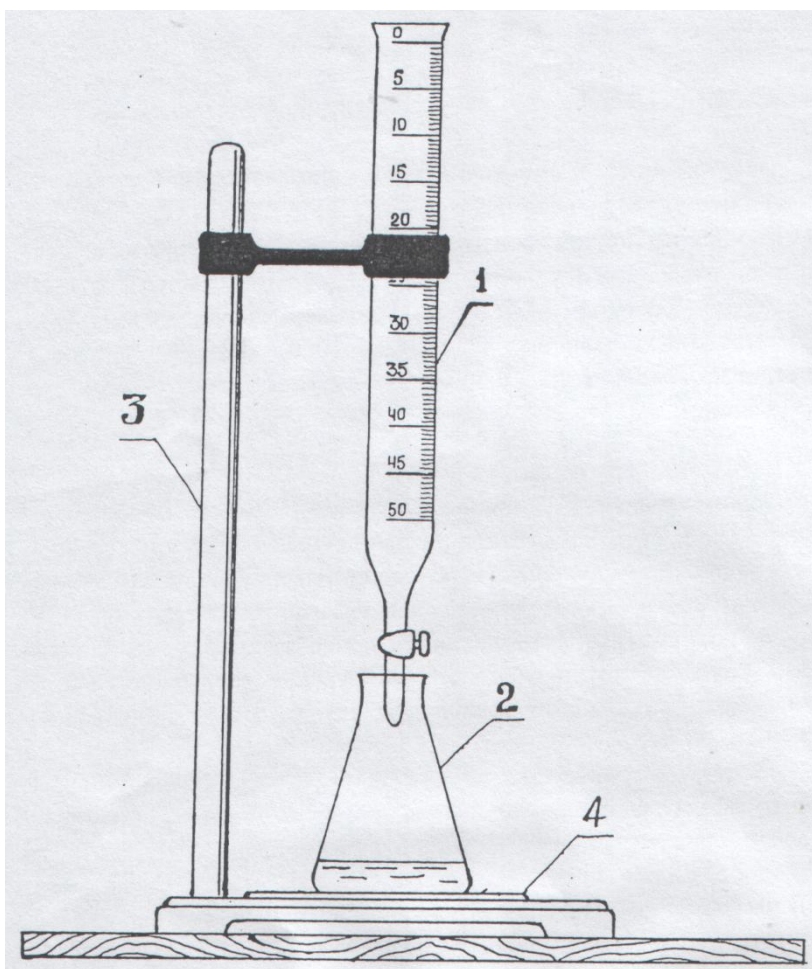


Рис.2. Прилад для титрування

1. Бюретка
2. Конічна колба з аналізованим розчином
3. Штатив
4. Аркуш білого паперу

Для встановлення моменту еквівалентності має значення не стільки забарвлення розчину, скільки чіткість його зміни.

Для зручності титрування використовують «свідок». Для цього в склянку або вільну колбу наливають дистильованої води в кількості, приблизно рівній об'єму рідини для титрування. Додають до води стільки ж крапель індикатора (в даному разі метилоранжу), скільки їх буде взято для титрування і доливають 1 – 2 краплі кислоти, що зумовлює слабкий рожевий колір розчину. Приготовлений таким чином

«свідок» використовують як зразок при титруванні. Забарвлення аналізованого розчину і «свідка» мають бути однакові.

На основу штатива покладіть білий аркуш, підставте колбу з розчином лугу і починайте титрувати. Відтягуючи скляну кульку в гумовій трубці однією рукою, а другою весь час перемішуючи розчин, додавайте кислоти до змінення забарвлення індикатора в колбі. Перше титрування вважайте орієнтовним. Визначаючи об'єм кислоти, витрачений на титрування за бюреткою, тримайте рівень ока на нижньому меніску кислоти в бюретці. Титрування повторюйте до отримання відтворюваних результатів, тобто поки підрахунки будуть відрізнятися не більше ніж на 0,2 мл. Результати титрування, об'єм піпетки і молярну концентрацію еквівалента використаної кислоти запишіть у таблицю 5.

Таблиця 5

Результати титриметричного аналізу

№№ дослідів	N_{HCl}	V_{NaOH}	V_{HCl} (показання бюретки)	$V_{сер.} = (V_1 + V_2 + V_3) / 3$
1				
2				
3				

Обчисліть молярну концентрацію еквівалента лугу, титр та його масу в 100 мл розчину.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6

РЕАКЦІЇ ІОННОГО ОБМІНУ

Дослід 1. Зміна забарвлення індикаторів залежно від середовища розчину

Візьміть 3 пробірки, налейте в кожен з них по 2 мл дистильованої води. Додайте в кожен пробірку відповідно фенолфталеїн, метилоранж і універсальний індикаторний папірець. Спостерігайте забарвлення індикаторів в дистильованій воді, запишіть колір розчину в таблицю 6.

Таблиця 6

Зміна забарвлення індикаторів залежно від середовища

Розчин	Забарвлення індикатору			Середовище	pH
	Фенол-фталеїн	Метилоранж	Універсальний індикаторний папірець		
H ₂ O					
NaOH					
HCl					

Візьміть 3 інші пробірки і налейте в кожен з них по 2 мл натрій гідроксиду. Додайте в кожен пробірку фенолфталеїн, метилоранж і індикаторний папірець. Чому змінилось забарвлення фенолфталеїну та індикаторного папірця?

Проведіть аналогічний дослід з розчином соляної кислоти. Результати занесіть в таблицю 5.

Зробіть висновок про вплив середовища на забарвлення індикаторів.

Дослід 2. Іонні реакції з утворенням осаду

В пробірки з розчинами натрій сульфату, цинк сульфату, розведеної сульфатної кислоти додайте по 1 мл розчину барій хлориду. Що спостерігаєте? Складіть молекулярні, іонні та скорочені іонні рівняння реакції проведених дослідів.

Дослід 3. Іонні реакції з утворенням слабого електроліту

а) До 1 мл розчину натрій карбонату обережно додайте 1 мл соляної кислоти. Спостерігайте виділення газу.

б) В пробірку налейте 1-2 мл натрій ацетату, додайте 1 мл сульфатної кислоти. Визначте за запахом речовину, що утворилась внаслідок реакції.

До всіх випадків дослідів 3 напишіть відповідні реакції у молекулярній, повній іонній, скороченій іонній формах.

Дослід 4. Вплив однойменного іону на ступінь дисоціації слабких електролітів

а) До 1-2 мл розчину ацетатної кислоти додайте 1-2 краплі метилоранжу. Розчин розділіть на 2 частини. В одну пробірку додайте декілька кристаликів натрій ацетату, іншу пробірку залиште без змін. Поясніть, чому змінилось забарвлення розчину в першій пробірці.

б) До 1-2 мл розведеного розчину амоній гідроксиду додайте 1-2 краплі фенолфталеїну. Розчин розділіть на 2 частини. Одну пробірку залиште для порівняння, а в іншу додайте декілька кристаликів амоній хлориду. Поясніть змінення забарвлення розчину у другій пробірці.

Зробіть висновок про вплив однойменного іону на ступінь дисоціації слабких електролітів.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7

ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Дослід 1. Дослідження реакції середовища в розчинах солей

Приготуйте 6 пробірок. Налийте в кожную окремо по 2 мл розчинів амоній хлориду, натрій ацетату, алюміній сульфату, натрій карбонату, калій хлориду, натрій сульфату. В кожную пробірку додайте по 2-3 краплі фенолфталеїну. Чим пояснити виникнення малинового кольору в деяких пробірках?

В пробірки з розчинами, які не змінили свого забарвлення, додайте 2-3 краплі метилоранжу. Чому колір став рожевим? Поясніть відсутність зміни забарвлення метилоранжу в інших пробірках. Результати дослідів занесіть в таблицю 7. Напишіть молекулярні, іонні та скорочені іонні рівняння реакцій гідролізу тих солей, які піддалися гідролізу. Для солі натрій карбонату визначте ступінь

Таблиця 7 Зміна середовища розчину залежно від гідролізу солей

№ п/п	Формула солі	Середовище розчинів			Яким лугом і кислотою (сильною чи слабкою утворена сіль)	Висновок
		Лужне	Кисле	Нейтральне		
1						
2						
3						
4						
5						
6						

гідролізу, константу гідролізу, концентрацію іонів Гідрогену та гідроксид-іонів при загальній концентрації солі 0,1 моль/л.

Дослід 2. Вплив температури на гідроліз солей

Налийте в пробірку 5-6 мл розчину натрій ацетату, додайте декілька крапель фенолфталеїну. Вміст пробірки розділіть на 2 частини, одну з пробірок нагрійте. Порівняйте колір розчинів в 2 пробірках та зробіть висновок про вплив температури на гідроліз солей. Визначте

константу гідролізу, ступінь гідролізу, а також рН сантимольярного розчину солі амоній хлориду.

Дослід 3. Вплив розбавлення розчину на гідроліз солей

Налийте в пробірку 1 мл концентрованого розчину бісмут (III) нітрату і розбавте його в 4-6 раз водою. Спостерігається утворення білого осаду основної солі бісмуту $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$. Розчиніть осад, діючи на нього краплями нітратною кислотою. Уникайте надлишку кислоти. Додайте до добутого розчину невеликими порціями воду до утворення осаду. Складіть рівняння реакцій в молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді.

Дослід 4. Взаємодія металів з продуктами гідролізу солей

В одну пробірку налейте 2 мл розчину алюміній хлориду, в другу - розчин натрій карбонату, в третю - розчин натрій хлориду. В кожную пробірку додайте зачищений алюміній і вміст пробірок нагрійте. Де спостерігається взаємодія алюмінію з розчином солі і чим це можна пояснити? Складіть рівняння реакцій в молекулярній, іонній та скороченій іонній формі.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8

ОКИСНО - ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Дослід 1. Окиснення йодид-іонів іонами феруму (III)

В пробірку налейте 1-2 мл розчину солі феруму (III) і 1 мл калій йодиду. Вміст пробірки розбавте водою до блідо-жовтого кольору і

добавте краплю крохмалю. Поясніть змінення забарвлення розчину. Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, вкажіть окисник та відновник.

Дослід 2. Окисно-відновна двоїстість гідроген пероксиду

а) Відновні властивості H_2O_2

До 2 мл розчину гідроген пероксиду добавте 1-2 мл розчину сульфатної кислоти і стільки ж розчину калій перманганату. Чому виділяється газ у розчині?

б) Окисні властивості H_2O_2

Налийте в пробірку 1-2 мл гідроген пероксиду, стільки ж розчину сульфатної кислоти і добавте 1-2 краплі калій йодиду. Чому змінилось забарвлення розчину? Напишіть рівняння реакцій, відповідні дослідом 2а і 2б, вкажіть роль гідроген пероксиду у кожному випадку.

Дослід 3. Окисні властивості калій перманганату в різних середовищах

У три пробірки налийте 1-2 мл калій перманганату. В першу пробірку добавте 4-5 крапель 2н. розчину сульфатної кислоти і краплями приливайте розчин натрій тіосульфату до знебарвлення. В іншу пробірку добавте 4-5 крапель дистильованої води і краплями приливайте розчин натрій тіосульфату до утворення темно-коричневого осаду. В третю пробірку добавте 4-5 крапель концентрованого розчину луку і приливайте розчин натрій тіосульфату до переходу малинового забарвлення в зелене. До яких продуктів відновлюється калій

перманганат у кислому, нейтральному і сильнолужному середовищі? Запишіть рівняння окисно-відновної реакції для кожного випадку.

Дослід 4. Окисні властивості калій біхромату

До 2 мл розчину калій біхромату прилийте 1 мл 2н. розчину сульфатної кислоти і 2-3 краплі натрій нітриту. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння окисно-відновної реакції.

Дослід 5. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції

До 1 мл розчину натрій тіосульфату прилийте такий же об'єм сульфатної кислоти. Чому виникло помутніння? Запишіть рівняння реакції, вкажіть окисник і відновник, процеси окиснення та відновлення.

МОДУЛЬ 3 “ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ.

СІЛЬСЬКОГОСПОДАРСЬКЕ ЗНАЧЕННЯ ТА ВИКОРИСТАННЯ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ”

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9

ВЛАСТИВОСТІ S -ЕЛЕМЕНТІВ

Дослід 1. Властивості сполук натрію

В дві пробірки налейте по 2 мл розчину натрій карбонату. До першої пробірки додайте 1-2 мл розчину кальцій хлориду, до другої – розчин барій хлориду. Випробуйте, чи розчиняються утворені осадки в розведених хлоридній та сульфатній кислотах.

Дослід 2. Якісна реакція на калій-катіони

До 1-2 мл калій хлориду додайте 2 мл розчину або сухого препарату натрій гексанітрокобальтату. Спостерігайте утворення жовтого осаду. Вміст пробірки розділіть на 4 частини: в 1 пробірку додайте 1 мл лугу, в 2 пробірку – розчин хлоридної кислоти, в 3 пробірку – розчин ацетатної кислоти. 4 пробірка залишається для порівняння. Зробіть висновок щодо умов відкриття калій-катіонів.

Дослід 3. Властивості магнію

Випробуйте відношення магнію до дії розведених хлоридної та нітратної кислот. Які гази виділяються при реакціях? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.

Дослід 4. Властивості кальцій оксиду

До невеликої кількості кальцій оксиду додайте 5 мл води. Що спостерігається? Які властивості має продукт реакції та як це експериментально довести? Як в техніці називається реакція взаємодії кальцій оксиду з водою?.

Дослід 5. Одержання подвійної солі магній-амоній фосфату

До 2-3 мл розчину магній хлориду додайте рівний об'єм розчину амоній гідроксиду. Додайте таку кількість амоній хлориду, щоб початково утворений осад розчинився. До утвореного розчину прилийте 2-3 краплі розчину Na_2HPO_4 . Що спостерігаєте? Складіть рівняння реакцій в молекулярній, іонній та скороченій іонній формі. Зазначена реакція використовується для якісного відкриття іонів магнію.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10

ВЛАСТИВОСТІ Р-ЕЛЕМЕНТІВ

Дослід 1. Якісна реакція на сульфат-іони

У пробірки з розчинами натрій сульфату, цинк сульфату додайте по 1 мл розчину барій хлориду. Що спостерігається? Перевірте розчинність утворених осадів в кислотах та лугах. Запишіть рівняння реакцій.

Дослід 2. Властивості сульфатної кислоти

а) У три пробірки налейте розбавленої сульфатної кислоти, додайте метали цинк, залізо, мідь. Що відбувається в кожній з пробірок? Запишіть рівняння реакцій.

б) Отримайте нерозчинний гідроксид взаємодією солі купруму з лугом. До осаду купрум гідроксиду додайте розчин сульфатної кислоти. Що спостерігається? Запишіть рівняння реакції.

Дослід 3. Добування амоніаку

Приготуйте суміш рівних порцій кристалічного амоній хлориду та натронного вапна. Суміш помістіть у пробірку, закрийте її корком з газовідвідною трубкою. Пробірку закріпіть у штативі та обережно нагрівайте. Виділення амоніаку можна перевірити кількома способами: за запахом, за допомогою вологого лакмусового папірця.

Дослід 4. Властивості нітратної кислоти

а) В пробірку з 1 мл концентрованої нітратної кислоти опустіть мідний дріт (витяжна шафа!). Спостерігайте виділення бурого газу нітроген оксиду.

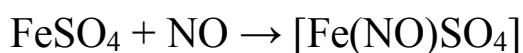
б) У пробірку з розчином лугу додайте 2-3 краплі фенолфталеїну. Потім додавайте краплями розчин нітратної кислоти до зникнення забарвлення індикатору. Зробіть висновки на основі спостережень, запишіть рівняння реакції.

в) У пробірку з крейдою долийте розчин нітратної кислоти. Що спостерігається? Запишіть рівняння реакції в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 5. Якісні реакції на нітрат-іони

а) У фарфоровий тигель або чашку внесіть 1-2 краплі розчину-дифеніламіну та 1-2 краплі розчину NaNO_3 . Утворене інтенсивне синє забарвлення є характерним для нітрат-іонів.

б) Ферум (II) сульфат з нітрат-аніоном у концентрованій сульфатній кислоті утворює координаційну сполуку бурого кольору $[\text{Fe}(\text{NO})\text{SO}_4]$. На краплинну пластинку помістіть краплю розчину NO_3^- аніона, внесіть невеликий кристалик солі FeSO_4 і додайте краплю концентрованої кислоти H_2SO_4 . Спостерігайте утворення бурого кільця навколо кристалика FeSO_4 .



ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 11

ВЛАСТИВОСТІ D-ЕЛЕМЕНТІВ

Дослід 1. Відношення заліза до кислот

У три пробірки налейте по 2 мл розбавлених кислот – сульфатної, соляної та нітратної. В кожну пробірку опустіть по шматочку заліза. Що спостерігається? Складіть відповідні рівняння реакцій.

Дослід 2. Окисно-відновні властивості солей феруму

а) До 1-2 мл розчину ферум (III) хлориду додайте такий же об'єм калій йодиду. Поясніть зміну забарвлення.

б) Налийте в пробірку 1-2 мл калій перманганату, додайте невелику кількість сульфатної кислоти та 2-3 мл розчину свіжоприготовленої солі феруму (II). Запишіть спостереження та рівняння реакцій дослідів а і б.

Дослід 3. Відкриття катіонів Fe^{2+}

До 2 мл свіжоприготовленого розчину феруму (II) сульфату долейте 1 мл розчину червоної кров'яної солі $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Спостерігайте утворення осаду турнбульової сині. Складіть рівняння реакції в молекулярній та іонній формах.

Дослід 4. Відкриття катіонів Fe^{3+}

а) До 1 мл розчину феруму (III) хлориду долейте 1 мл розчину жовтої кров'яної солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Спостерігайте утворення осаду «берлінської лазурі». Складіть відповідне рівняння реакції.

б) До 2 мл розчину феруму (III) хлориду долейте 1 мл розчину калій або амоній роданіду (KSCN , NH_4SCN). Що спостерігається? Складіть рівняння реакції.

в) Перевірте, чи можна в розчині червоної кров'яної солі відкрити іони Fe^{3+} за допомогою калій (амоній) роданіду. Результати дослідження поясніть.

Дослід 5. Хімічні властивості манган дигідроксиду

До розчину солі манган сульфату додайте трохи розчину їдкого натру. Якого кольору утворений осад? Чому він змінюється з часом? Добутий осад розділіть на 2 пробірки. В одну пробірку додайте розчин натрій гідроксиду, а в другу – розчин сульфатної кислоти. В якій пробірці осад розчиняється? Зробіть висновок про хімічний характер манган дигідроксиду і підтвердіть його рівнянням реакції.

Дослід 6. Добування кисню з калій перманганату

У суху пробірку помістіть декілька кристаликів калій перманганату. Вміст пробірки нагрійте до початку розкладання солі. Наявність кисню випробуйте внесенням у пробірку жевріючого променя (окрім кисню при реакції утворюється MnO_2 і K_2MnO_4). Методом електронного балансу підберіть коефіцієнти в рівнянні реакції розкладу калій перманганату.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 12

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Дослід 1. Добування комплексних солей

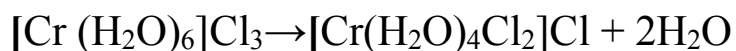
Налийте в пробірку 2 мл розчину мідного купоросу і додавайте краплями розчин амоніаку. Спочатку випаде осад основної солі, а при наступному додаванні амоніаку осад розчиняється і утворюється темно-синій розчин комплексної солі. Додайте до цієї солі розчин їдкого натру. Запишіть спостереження та відповідні рівняння реакцій.

Дослід 2. Порівняння характеру дисоціації подвійних і комплексних солей

Для визначення іонів феруму в солях $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ і $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ до розчину цих солей додайте кілька крапель реактиву амоній роданіду. За наявності Fe^{3+} розчин стане червоним. Складіть схеми дисоціації даних солей.

Дослід 3. Гідратна ізомерія хром (III) хлориду

Декілька кристаликів $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ розчиніть у воді за наявності розчину SnCl_2 . Розчин нагрівайте 3-5 хвилин і спостерігайте зміну забарвлення, зумовлену перебудовою комплексу:



Дослід 4. Окиснення-відновлення комплексних сполук

Окиснення $\text{Fe}(\text{II})$ в іоні $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ до $\text{Fe}(\text{III})$ в аніоні $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$. До 2-3 мл хлорної води долийте 2-3 краплі розчину калій гексаціаноферату (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Розчин прокип'ятіть для вилучення

хлору, що не вступив у реакцію. Після вилучення хлору відкрийте в розчині утворений іон $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ додаванням кристалів FeSO_4 .

Складіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах.

Дослід 5. Руйнування комплексних іонів

Приготуйте розчин аміаку міді, доливаючи надлишок NH_4OH до 1 мл CuSO_4 (до розчинення утвореного на початку осаду). Добутий розчин розділіть на дві частини : до першої додайте NH_4OH , до іншої натрій сульфід - Na_2S . Що спостерігаєте? Поясніть результати досліду, виходячи із значень добутку розчинності та константи нестійкості комплексного іона.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ковальчук І. С., Гончарук С. В, Гирина Н. П. Неорганічна хімія : навч. – метод. посіб. Київ : ВСВ “ Медицина”, 2017. 80 с.
2. Ямборак Р. С. Хімія : навч. – метод. посіб. Кам’янець-Подільський : ФОП Сисин Я. І., 2014. 524 с.
3. Михалічко Б. М. Курс загальної хімії. Київ : Знання, 2009. 548 с.
4. Загальна та неорганічна хімія / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовських , С. В. Іванов. Київ : Педагогічна преса, 2002. Ч.І. – 520 с.; Ч.ІІ – 784 с.
5. Загальна хімія / О. І. Буря, М. Ф. Повхан, О. П. Чигвінцева , Н.М.Антрапцева. Дніпропетровськ : Пороги, 2005. 360 с.
6. Хомченко Г. П. , Цитович И. К. Неорганическая химия. Москва : Высшая школа, 1987. 464 с.
7. Гирина Н. П. , Туманова І. В. Неорганічна хімія : практикум. Київ : ВСВ “ Медицина”, 2013. 184 с.
8. Князев С. Н. Смарыгин Д.А. Неорганическая химия. Москва : Высшая школа, 1990. 431 с.
9. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. Ленинград : Химия, 1986. 272 с.
10. Неділько С. А. Попель П.П. Загальна та неорганічна хімія. Задачі та вправи. Київ : Вища школа, 2002. 249 с.

ДОДАТКИ

Додаток 1

Формули деяких кислот, назви їх аніонів

Формула кислоти	Назва кислоти	Аніон	Назва аніону
Безоксигенні			
HF	Фторидна(плавикова)	F ⁻	Фторид
HCl	Хлоридна(соляна)	Cl ⁻	Хлорид
HBr	Бромідна	Br ⁻	Бромід
HI	Йодидна	I ⁻	Йодид
HCN	Ціанідна(синильна)	CN ⁻	Ціанід
HCNS	Тіоціанідна(роданиста)	SCN ⁻	Роданід(тіоціанат)
H ₂ S	Сірководнева	S ²⁻	Сульфід
		HS ⁻	Гідрогенсульфід
Оксигенвмісні			
CH ₃ COOH	Ацетатна	CH ₃ COO ⁻	Ацетат
HBO ₂	Метаборна	BO ₂ ⁻	Метаборат
H ₃ BO ₃	Ортоборна	[B(OH) ₄]	Борат
H ₂ CO ₃	Карбонатна(Вугільна)	CO ₃ ²⁻ HCO ₃ ⁻	Карбонат Гідрогенкарбонат
H ₂ SiO ₃	Силікатна	SiO ₃ ²⁻ HSiO ₃ ⁻	Силікат Гідрогенсилікат
H ₂ SO ₃	Сульфітна(Сірчиста)	SO ₃ ²⁻ HSO ₃	Сульфіт Гідрогенсульфіт
H ₂ SO ₄	Сульфатна(Сірчана)	SO ₄ ²⁻ HSO ₄ ⁻	Сульфат Гідрогенсульфат
HNO ₂	Нітритна(Азотиста)	NO ₂ ⁻	Нітрит
HNO ₃	Нітратна(Азотна)	NO ₃ ⁻	Нітрат
HPO ₃	Метафосфатна (метафосфорна)	PO ₃ ⁻	Метафосфат
H ₃ PO ₄	Ортофосфатна(ортофосфо рна)	PO ₄ ³⁻ HPO ₄ ²⁻ H ₂ PO ₄ ⁻	Ортофосфат Гідрогенортофосфат Дигідрогенорто- фосфат
H ₄ P ₂ O ₇	Дифосфатна (пірофосфатна)	P ₂ O ₇ ⁴⁻	Дифосфат (пірофосфат)

		$\text{HP}_2\text{O}_7^{3-}$	Гідрогендифосфат
HClO	Хлорнуватиста	ClO^-	Гіпохлорит
HClO_2	Хлориста	ClO_2^-	Хлорит
HClO_3	Хлорнувата	ClO_3^-	Хлорат
HClO_4	Хлорна	ClO_4^-	Перхлорат
HMnO_4	Марганцева	MnO_4^{2-}	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцевиста	MnO_4^{2-} HMnO_4^-	Манганат Гідрогенманганат
H_2CrO_4	Хроматна	CrO_4^{2-} HCrO_4^-	Хромат Гідрогенхромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихроматна	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ HCr_2O_7^-	Дихромат Гідрогендихромат

Періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА										VIII										
I	1	1s 1.0079 ГІДРОГЕН								2 1s ГЕЛІЙ 4.0026	Символ елемента		Атомний номер							
II	2	Li 2s 6,941 ЛІТІЙ	3	Be 2s 9,0122 БЕРИЛІЙ	4	5 2s 2p БОР 10,811	6	C 2s 2p КАРБОН 12,011	7	N 2s 2p НІТРОГЕН 14,007	8	O 2s 2p ОКСИГЕН 15,999	9	F 2s 2p ФЛУОР 18,998	10	Ne 2s 2p НЕОН 20,179	Розподіл електронів по підрівнях, що забудовуються			
III	3	Na 3s 22,990 НАТРІЙ	11	Mg 3s 24,305 МАГНІЙ	12	13 3s 3p АЛЮМІНІЙ 26,982	14	Si 3s 3p СИЛІЦІЙ 28,086	15	P 3s 3p ФОСФОР 30,974	16	S 3s 3p СУЛЬФУР 32,066	17	Cl 3s 3p ХЛОР 35,453	18	Ar 3s 3p АРГОН 39,948	Атомна маса			
IV	4	K 4s 39,098 КАЛІЙ	19	Ca 4s 40,078 КАЛЬЦІЙ	20	21 3d 4s СКАНДІЙ 44,956	22	Ti 3d 4s ТИТАН 47,88	23	V 3d 4s ВАНАДІЙ 50,942	24	Cr 3d 4s ХРОМ 51,996	25	Mn 3d 4s МАНГАН 54,938	26	Fe 3d 4s ФЕРУМ 55,847	27	Co 3d 4s КОБАЛЬТ 58,933	28	Ni 3d 4s НИКЕЛЬ 58,69
	5	Cu 3d 4s КУПРУМ 63,546		Zn 3d 4s ЦИНК 65,39		Ga 4s 4p ГАЛІЙ 69,723		Ge 4s 4p ГЕРМАНІЙ 72,59		As 4s 4p АРСЕН 74,922		Se 4s 4p СЕЛЕН 78,96		Br 4s 4p БРОМ 79,904		Kr 4s 4p КРИПТОН 83,80				
V	6	Rb 5s 85,468 РУБІДІЙ	37	Sr 5s 87,62 СТРОНЦІЙ	38	39 4d 5s ІТРІЙ 88,906	40	Zr 4d 5s ЦИРКОНІЙ 91,224	41	Nb 4d 5s НІОБІЙ 92,906	42	Mo 4d 5s МОЛІБДЕН 95,94	43	Tc 4d 5s ТЕХНЕЦІЙ [99]	44	Ru 4d 5s РУТЕНІЙ 101,07	45	Rh 4d 5s РОДІЙ 102,91	46	Pd 4d 5s ПАЛАДІЙ 106,42
	7	Ag 4d 5s АРГЕНТУМ 107,87		Cd 4d 5s КАДМІЙ 112,41		In 5s 5p ІНДІЙ 114,82		Sn 5s 5p СТАНУМ 118,71		Sb 5s 5p СТИБІЙ 121,75		Te 5s 5p ТЕЛУР 127,60	53	I 5s 5p ЙОД 126,90	54	Xe 5s 5p КСЕНОН 131,29				
VI	8	Cs 6s 132,91 ЦЕЗІЙ	55	Ba 6s 137,33 БАРІЙ	56	57 5d 6s ЛАНТАН 138,91	72	Hf 5d 6s ГАФНІЙ 178,49	73	Ta 5d 6s ТАНТАЛ 180,95	74	W 5d 6s ВОЛЬФРАМ 183,85	75	Re 5d 6s РЕНІЙ 186,21	76	Os 5d 6s ОСМІЙ 190,2	77	Ir 5d 6s ІРІДІЙ 192,22	78	Pt 5d 6s ПЛАТИНА 195,08
	9	Au 5d 6s АУРУМ 196,97		Hg 5d 6s МЕРКУРІЙ 200,59		Tl 6s 6p ТАЛІЙ 204,38		Pb 6s 6p ПЛЮМБУМ 207,2		Bi 6s 6p БІСМУТ 208,98		Po 6s 6p ПОЛОНІЙ [209]	85	At 6s 6p АСТАТ [210]	86	Rn 6s 6p РАДОН [222]				
VII	10	Fr 7s [223] ФРАНЦІЙ	87	Ra 7s 226,03 РАДІЙ	88	89 6d 7s АКТИНІЙ [227]	104	Rf 6d 7s РЕЗЕРФОРДІЙ [261]	105	Db 6d 7s ДУБНІЙ [262]	106	Sg 6d 7s СІБОРГІЙ [263]	107	Bh 6d 7s БОРІЙ [262]	108	Hs 6d 7s ГАСІЙ [265]	109	Mt 6d 7s МАЙТНЕРІЙ [266]	110	Uun 6d 7s УНУННІЛІЙ
* ЛАНТАНОЇДИ																				
		Ce 58 140,12 4f 5d 6s ЦЕРІЙ	Pr 59 140,91 4f 6s ПРАЗЕОДИМ	Nd 60 144,24 4f 6s НЕОДИМ	Pm 61 [144] 4f 6s ПРОМЕТІЙ	Sm 62 150,36 4f 6s САМАРІЙ	Eu 63 151,96 4f 6s ЄВРОПІЙ	Gd 64 157,25 4f 5d 6s ГАДОЛІНІЙ	Tb 65 158,93 4f 6s ТЕРБІЙ	Dy 66 162,50 4f 6s ДИСПРОЗІЙ	Ho 67 164,93 4f 6s ГОЛЬМІЙ	Er 68 167,26 4f 6s ЕРБІЙ	Tm 69 168,93 4f 6s ТУЛІЙ	Yb 70 173,04 4f 6s ІТЕРБІЙ	Lu 71 174,97 4f 5d 6s ЛЮТЕЦІЙ					
** АКТИНОЇДИ																				
		Th 90 232,04 6d 7s ТОРІЙ	Pa 91 [231] 5f 6d 7s ПРОТАКТИНІЙ	U 92 238,03 5f 6d 7s УРАН	Np 93 [237] 5f 6d 7s НЕПТУНІЙ	Pu 94 [244] 5f 7s ПЛУТОНІЙ	Am 95 [243] 5f 7s АМЕРИЦІЙ	Cm 96 [247] 5f 6d 7s КЮРІЙ	Bk 97 [247] 5f 6d 7s БЕРКЛІЙ	Cf 98 [251] 5f 7s КАЛІФОРНІЙ	Es 99 [252] 5f 7s ЕЙНШТЕЙНІЙ	Fm 100 [257] 5f 7s ФЕРМІЙ	Md 101 [258] 5f 7s МЕНДЕЛЄВІЙ	No 102 [259] 5f 7s НОБЕЛІЙ	Lr 103 [260] 5f 6d 7s ЛОУРЕНСІЙ					

Символ елемента
Атомний номер
Розподіл електронів по підрівнях, що забудовуються
Атомна маса
Назва елемента

Розчинність кислот, солей і основ у воді

Катіони	Аніони												
	OH^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	CH_3COO^-
H^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	В	Р
NH_4^+	-	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
Na^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
K^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Mg^{2+}	М	В	Р	Р	Р	Р	В	Р	Р	В	В	В	Р
Ca^{2+}	М	В	Р	Р	Р	М	В	М	Р	В	В	В	Р
Ba^{2+}	Р	М	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	В	В	В	Р
Al^{3+}	В	М	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	В	-	В	М
Cr^{3+}	В	В	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	В	-	В	Р
Zn^{2+}	В	М	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Mn^{2+}	В	М	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Co^{2+}	В	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Ni^{2+}	В	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Fe^{2+}	В	В	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Fe^{3+}	В	В	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	В	В	В	Р
Cd^{2+}	В	Р	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Hg^{2+}	-	-	Р	М	В	В	В	Р	Р	В	В	-	Р
Cu^{2+}	В	В	Р	Р	Р	В	В	Р	Р	В	В	В	Р
Ag^+	-	Р	В	В	В	В	В	М	Р	В	В	В	Р
Sn^{2+}	В	Р	Р	Р	Р	В	-	Р	-	В	-	-	Р
Pb^{2+}	В	В	М	М	В	В	В	В	Р	В	В	В	Р

Р – розчинна речовина (розчинність понад 1 г речовини у воді масою 100 г)

М – малорозчинна речовина (в 100 г води розчиняється від 0,1 г до 1 г)

В – важкорозчинна речовина (в 100 г води розчиняється менше 0,1 г речовини)

„-“ – речовина не існує, або розкладається водою

**Стандартні електродні потенціали деяких окисно-відновних систем у
водних розчинах при 25°C**

Елемент	Електродний процес	E°, В
Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,04
Mg	$\text{Mg}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,36
Mn	$\text{Mn}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,17
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
Zn	$\text{Zn}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,76
Cr	$\text{Cr}^{+3} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Cr}^{+3} + \text{H}_2\text{O}$	+1,33
Fe	$\text{Fe}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{+3} + \bar{e} = \text{Fe}$	-0,04
	$\text{Fe}^{+3} + 3\bar{e} = \text{Fe}^{+2}$	+0,17
Cd	$\text{Cd}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,40
Ni	$\text{Ni}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,25
Sn	$\text{Sn}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,14
	$\text{Sn}^{+4} + 2\bar{e} = \text{Sn}^{+2}$	+0,15
Pb	$\text{Pb}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,13
	$\text{Pb}^{+4} + 2\bar{e} = \text{Pb}^{+2}$	+1,69
H	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$	+0,00
Cu	$\text{Cu}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+0,34
	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	+0,52
Hg	$\text{Hg}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	+0,85
	$\text{Hg}_2^{+2} + 2\bar{e} = 2\text{Hg}$	+0,79
Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	+0,80
S	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01
Cl	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$	+1,36
Br ₂	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Br}$	+1,07
O ₂	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$	+0,40
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23

Для нотаток:

Навчальне видання

ХІМІЯ

Методичні рекомендації

Укладач:

Гирля Людмила Миколаївна

Формат 60 x 84 /16 . Ум. друк. арк. 3,0,

Тираж 10 прим. Зам. № _____

Надруковано у видавничому відділі
Миколаївського національного аграрного університету
54020, м. Миколаїв, вул. Георгія Гонгадзе, 9

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4490 від 20.02. 2013р.

