

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ,
МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ
"КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ"**

**Методичні вказівки до лабораторних, розрахунково-графічних робіт
і самостійної роботи студентів
з дисципліни «Спеціальні розділи біогеохімії»
для напряму підготовки 6.040106
“Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване
природокористування”**

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ,
МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ
"КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ"**

Методичні вказівки до лабораторних, розрахунково-графічних робіт
і самостійної роботи студентів
з дисципліни «Спеціальні розділи біогеохімії»
для напряму підготовки 6.040106
“Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване
природокористування”

Методичні вказівки до лабораторних робіт і самостійної роботи студентів з дисципліни «Спеціальні розділи біогеохімії» для напряму підготовки 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування»/ Уклад.: Л.І. Бутченко, О.М. Терещенко – К.: НТУУ "КПІ", 2013. – 125 с.

Укладачі: Л.І. Бутченко
 О.М. Терещенко

Відповідальний

за випуск: М.Д. Гомеля

Рецензент: В.П. Сербін

ПЕРЕДМОВА

Біогеохімія – один з розділів хімії, який займається вивченням загальних положень хімії – будова атома, дисоціація електролітів, кінетика реакцій, гідроліз солей, реакції комплексоутворення, осадження, окиснення-відновлення (загальна хімія) та вивченням властивостей хімічних елементів і їх сполук (хімія елементів).

Є така приказка: «Краще один раз побачити, ніж один раз почути». Це стосується і неорганічної хімії, окремі розділи якої розглядає цей курс. Він складається з теоретичних основ та лабораторного практикуму. Саме лабораторний практикум дає змогу студентам «доторкнутися» до хімії, яку обрали собі як базу при оволодінні фаховими знаннями чи то еколога, чи технолога переробки рослинних полімерів. Знаючи хімію, процеси в розчинах, властивості елементів та їх сполук, можна не лише зрозуміти явища, які відбуваються в природі чи технологічних схемах, але і навчитися ними керувати: прискорювати бажані реакції і запобігати небажаним, перетворювати токсичну речовину в безпечну, знаходити виходи з будь-яких ситуацій, яких буде безліч не лише під час навчання, але і в житті.

Оволодіння основами хімії – перша сходинка до інших розділів хімії.

Лабораторний практикум має на меті долучити студентів до виконання експерименту: одержання хімічних елементів, сполук, вивчення їх властивостей, оволодіння навиками експериментатора: розрахунки, приготування розчинів, процеси осадження, фільтрування, висушування, які використовуються в синтезі неорганічних сполук.

Правила техніки безпеки в хімічній лабораторії

Робота в хімічній лабораторії має свої особливості, адже доводиться працювати з токсичними, леткими, неприємно пахнучими речовинами, користуватися газовими пальниками, електричними приладами, скляним посудом. Тому, щоб робота була безпечною і приносила втіху, слід дотримуватися певних правил. Нижче наведені окремі з них.

1. До роботи студенти допускаються після прослуховування правил поведінки в хімічній лабораторії.
2. Працювати слід у спеціальному одязі – халаті.
3. Заборонено виконувати в лабораторії роботи поза встановленим планом.

4. Робоче місце утримується в чистоті, зайвих реактивів, посуду, речей, крім необхідних для роботи, не повинно бути.
5. Роботу можна розпочинати лише тоді, коли всі її етапи зрозумілі і не викликають ніяких сумнівів.
6. Досліди з підвищеною небезпекою виконуються під наглядом викладача чи інженера.
7. Не дозволяється користуватися реактивами без етикеток або з нечіткими та виправленими написами на них.
8. Слід користуватися чистими реактивами; не дозволяється міняти пробки від банок з реактивами, набирати кілька речовин одним і тим же шпателем.
9. Залишки реакційних сумішей, які містять меркурій, аргентум чи їх сполуки, а також органічні розчинники (бензол, CCl_4 тощо), виливати в спеціальні склянки, що заходяться у витяжній шафі.
10. Досліди з використанням газового пальника, а також ті, продуктами яких є леткі та отруйні сполуки, виконуються у витяжній шафі.
11. Сплавляння речовин чи інші небезпечні досліди (зокрема взаємодія натрію з водою) виконуються у витяжній шафі в порцелянових тиглях або термостійких пробірках, користуючись захисними окулярами.
12. Гарячі тиглі чи пробірки беруть щипцями, ставлять на кахель у витяжній шафі для охолодження і лише потім додають до них воду або інші розчини.
13. Для запобігання потрапляння на руки речовин, здатних викликати хімічний опік, роботу виконують у гумових рукавичках.
14. В хімічній лабораторії не дозволяється їсти; помивши ретельно руки, це роблять поза її межами.
15. Забороняється всмоктування рідин у піпетки ротом; з цією метою використовують гумові груші або медичні шприци з гумовою трубкою замість голки.
16. Перед виконанням лабораторної роботи посуд ретельно миють водопровідною водою і споліскують дистильованою.
17. Забороняється працювати у навушниках.
18. У випадку негараздів (хімічних чи термічних опіків) звертатися до викладача чи інженера.
19. Після закінчення роботи слід помити руки з милом і насухо витерти серветкою.
20. Прибране робоче місце і чистий хімічний посуд здати інженеру.

Тема 1. ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЕКУЛЯРНОЇ МАСИ І ЕКВІВАЛЕНТУ СКЛАДНОЇ РЕЧОВИНИ

Еквівалентом складної речовини називається кількість грамів речовини, яка реагує без залишку з 8 г кисню, 1,008 г нітрогену або з еквівалентом іншої речовини.

Поняття "еквівалент" має сенс тільки при вказуванні конкретної реакції (або групи реакцій), в яких бере участь дана речовина. Одна і та ж речовина може мати різні еквіваленти залежно від типу реакцій та умов їх проведення.

Молярна маса еквівалента речовини X - $M\left(\frac{1}{z}X\right)$ дорівнює молярній масі $M(X)$, поділеній на число еквівалентності $Z(X)$, або помноженій на фактор еквівалентності $f(X)$

$$M\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{M(X)}{Z(X)} = M(X) \cdot f(X).$$

В кислотно-основних реакціях число еквівалентності дорівнює кількості протонів чи гідроксид-іонів, які беруть участь в реакції; *в окисно-відновних реакціях* це кількість електронів; *в реакціях осадження* – сумарна зарядність катіона чи аніона (зарядність йона, помножена на їх кількість).

Лабораторна робота 1

Визначення еквівалента карбонату кальцію

Визначення еквівалента карбонату кальцію ґрунтується на реакції



З метою прискорення реакції та запобігання утворенню розчинного у воді гідрокарбонату кальцію $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, її проводять при нагріванні.

Беруть певну кількість хлоридної кислоти і надмір карбонату кальцію. Визначають кількість CaCO_3 , яка прореагувала, і за відомим еквівалентом HCl обчислюють еквівалент CaCO_3 .

Для відділення карбонату кальцію, який не прореагував, використовують скляний фільтр.

Слід мати на увазі, що скляні фільтри не можна швидко нагрівати і охолоджувати, оскільки за різкої зміни температури вони тріскаються в місці з'єднання пористої скляної пластинки з носиком фільтра.

Виконання роботи. В протокол лабораторної роботи внести наступні експериментальні дані:

Маса карбонату кальцію, взятого на аналіз, г.

Об'єм хлоридної кислоти, взятий для реакції, мл.

Масова концентрація (титр) хлоридної кислоти, г/мл.

Маса HCl у розчині, г.

Маса пустого скляного фільтра, г.

Маса скляного фільтра із залишком карбонату кальцію, г.

Маса карбонату кальцію, який не вступив у реакцію, г.

Маса карбонату кальцію, що прореагував з кислотою, г.

Еквівалент карбонату кальцію.

Відносна похибка аналізу, %.

В бюксі або на годинному склі зважити на аналітичних терезах з точністю до 0,0002 г кілька шматочків ($\sim 1,5$ г) мармуру, перенести їх у конічну колбу місткістю 100 мл і додати із бюретки певний об'єм хлоридної кислоти (вказаний викладачем). Колбу з мармуром і кислотою витримати на водяній бані 30 хв за температури $70^\circ C$. Закінчення реакції $CaCO_3$ з кислотою встановлюють за припиненням виділення бульбашок CO_2 .

Зважений сухий скляний фільтр № 1 закріпити у гумовій пробці і вставити його в горло колби Бунзена, з'єднаною з водоструминним насосом. Включити насос і вилити реакційну суміш з колби на скляний фільтр. Водою з промивалки ретельно змити з колби шматочки мармуру на фільтр. Вміст фільтра 2-3 рази промити дистильованою водою. Фільтр з осадом карбонату, який не прореагував з хлоридною кислотою, висушити у сушильній шафі за $110^\circ C$ до постійної маси (після охолодження в ексікаторі).

Обчислити еквівалент карбонату кальцію. З цією метою, виходячи з об'єму взятої хлоридної кислоти і її масової концентрації, обчислити кількість кислоти m_{HCl} , що вступила в реакцію

$$m_{HCl} = V_{HCl} \cdot T_{HCl}.$$

За різницею мас фільтра з осадом $CaCO_3$ і пустого, знайти масу $CaCO_3$, що вступив у реакцію, m_{CaCO_3} .

Еквівалент $CaCO_3$ розрахувати за формулою:

$$E_{CaCO_3} = E_{HCl} \frac{m_{CaCO_3}}{m_{HCl}} = 36,5 \cdot \frac{m_{CaCO_3}}{m_{HCl}}.$$

Еквівалент $CaCO_3$ (теоретичний) дорівнює $\frac{M(CaCO_3)}{2} = \frac{100}{2} = 50$.

Обчислити відносну похибку визначення за формулою:

$$d, \% = \frac{|E_m - E_{np}|}{E_m} \cdot 100,$$

де E_m і E_{np} – еквівалент CaCO_3 теоретичний і обчислений за результатами аналізу відповідно.

Лабораторна робота 2

Встановлення формули кристалогідрату сульфату купруму

Кристалогідрати – речовини, що кристалізуються з однією або кількома молекулами води. Деякі кристалогідрати при нагріванні до певної температури втрачають лише воду, а розкладання речовини відбувається за вищої температури. Зокрема, кристалогідрат сульфату купруму втрачає повністю кристалізаційну воду за температури 258°C , перетворюючись на безводну сіль; розкладання останньої починається за 653°C .

Виконання роботи. Прожарити порцеляновий тигель, охолодити його в ексикаторі і зважити на технохімічних терезах з точністю до 0,02 г. Насипати в тигель приблизно половину об'єму циліндричної пробірки (близько $\sim 1 - 1,3$ г (при роботі з аналітичними вагами наважку можна зменшити до 0,05 – 0,03 г)) розтертого в порошок кристалогідрату і зважити. Обчислити масу взятої солі.

Поставити тигель з сіллю на піщану баню і нагрівати за температури $240 - 260^\circ\text{C}$ до повного зневоднення. Коли сіль побіліє, зняти тигель щипцями з піщаної бані і перенести в ексикатор на 10 – 20 хв (до повного охолодження). Зважити тигель, знову його нагріти на піщаній бані 10 – 15 хв, охолодити в ексикаторі і зважити. Повторювати операції нагрівання – зважування до тих пір, поки різниця показів зважування буде не більше 0,02 г.

Всі результати зважувань занести в лабораторний журнал.

Маса пустого прожареного тиглю, m_1 , г.

Маса тиглю з кристалогідратом, m_2 , г.

Маса кристалогідрату, $m_3 = (m_2 - m_1)$, г.

Маса тиглю з сіллю після першого, другого і третього прожарювання відповідно, m_4' , m_4'' , m_4''' .

Постійна маса тиглю з безводною сіллю, m_4 , г.

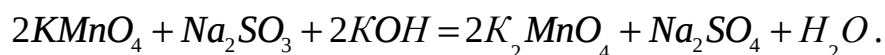
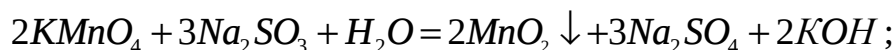
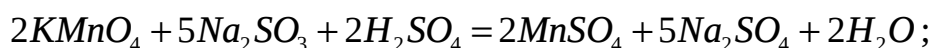
Маса видаленої води, $m_5 = (m_2 - m_4)$, г.

Маса безводної солі, $m_6 = (m_4 - m_1)$, г.

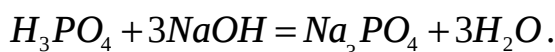
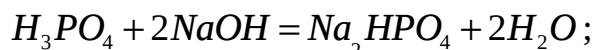
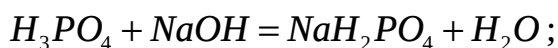
Розрахувати кількість молей води, які припадають на 1 моль безводного сульфату купруму, і скласти хімічну формулу кристалогідрату.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

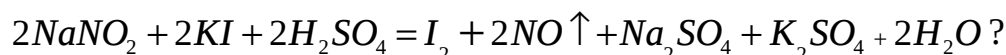
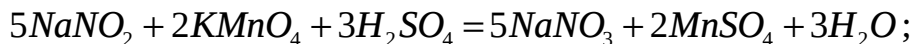
1. Дати визначення молярної маси речовини і молярної маси еквівалента речовини.
2. Чому дорівнює число еквівалентності $z(X)$ і фактор еквівалентності $f(X)$ речовини X в реакціях: а) кислотно-основної взаємодії; б) комплексоутворення; в) окиснення-відновлення?
3. Обчислити молярну масу еквівалента для сполук $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $K_2[HgI_4]$, $Na_6[Pb(S_2O_3)_4]$, $Na_3[Cr(OH)_6]$.
4. Якою буде молярна маса еквівалента $KMnO_4$, якщо він вступає у такі реакції:



5. Обчислити молярну масу і молярну еквівалента H_3PO_4 , яка реагує з лугом за реакціями:



6. Чому дорівнює молярна маса еквівалента нітриту натрію в реакціях:



Тема 2. ОСНОВНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПРОТІКАННЯ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Лабораторна робота 3

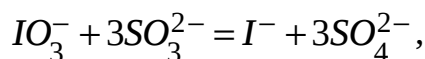
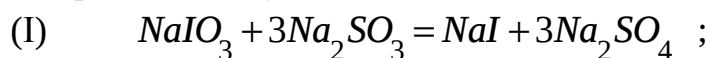
Швидкість хімічних реакцій і хімічна рівновага

А. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції.

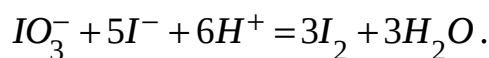
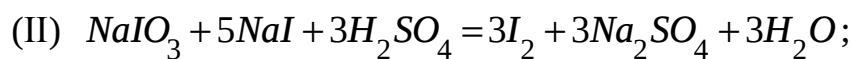
Процес окиснення сульфіту натрію йодатом натрію описується загальним рівнянням:



хоча вказана реакція проходить ступінчасто:



після повного окиснення сульфїту натрію відбувається реакція між йодатом натрію, який не прореагував, і йодидом натрію, що утворився в попередній реакції:



Йод в присутності крохмалю утворює з ним сполуку втиснення (клатратну сполуку) синього кольору, що свідчить про закінчення реакції (I) і початок реакції (II). Перша реакція проходить повільно, тому швидкість її протікання можна виміряти за допомогою секундоміра, вважаючи початком реакції момент приливання розчину сульфїту натрію до розчину йодату, а кінцем – появу синього забарвлення.

Виконання роботи. В двох сухих пробірках приготувати однакові об'єми розчинів йодату натрію різної концентрації: в першу пробірку внести 4 краплі 0,04 М розчину $NaIO_3$ і 12 крапель дистильованої води, в другу – 8 крапель цього ж розчину $NaIO_3$ і 8 крапель води. Розчини перемішати скляними паличками і поставити пробірки в штатив (з паличками).

Приготувати відновну суміш, внісши два мікрошпателі сульфїту натрію в пробірку і розчинивши його в 10 краплях води. В розчин додати 10 крапель свіжоприготованого розчину крохмалю і дві краплі 1М H_2SO_4 . Розмішати суміш скляною паличкою.

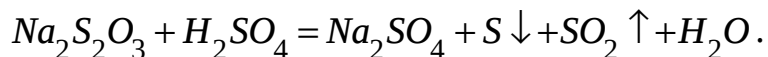
В пробірку № 1 з концентрацією C розчину $NaIO_3$ внести дві краплі відновної суміші, перемішати, включивши секундомір, зафіксувати час появи синього забарвлення розчину. Це ж саме виконати з вмістом пробірки № 2 з концентрацією $2C$ розчину $NaIO_3$.

Отримані дані занести в таблицю і зробити висновок щодо залежності швидкості реакції від концентрації йодату натрію.

№ пробірки	Кількість крапель розчину $NaIO_3$	Кількість крапель води	Кількість крапель відновної суміші	Загальний об'єм розчину (кількість крапель)	Концентрація $NaIO_3$	Час протікання реакції, с	Швидкість реакції $1/\tau, c^{-1}$
1	4	12	2	18	C		
2	8	8	2	18	$2C$		

Б. Вплив температури на швидкість реакції.

Для вивчення впливу температури на швидкість реакції можна використати взаємодію тіосульфату натрію з сульфатною кислотою, яка супроводжується появою опалесценції внаслідок виділення елементної сірки:



Для проведення роботи можна використати два термостати, відрегульовані на певну температуру: один – на 10° С, другий – на 20° С вище кімнатної. Можна скористатися водяною банею – термостійка склянка з кришкою, що має три отвори: для термометра і двох пробірок.

Виконання роботи. Приготувати три термостати: № 1, № 2, № 3, для чого три склянки на 200 – 500 мл наповнити на 2/3 водою. Склянку № 1 залишити на столі за кімнатної температури, вимірявши температуру води термометром. Склянки № 2 і № 3 поставити на азбестовані сітки, які знаходяться на кільцях штативу чи триногах. Нагріти воду в склянці № 2 на 10° С вище температури води в склянці № 1, а у склянці № 3 – на 20° С. Зменшити полум'я газового пальника таким чином, щоб температура води в склянках була сталою ($\pm 0,5^0$ С). Накрити склянки кришками з трьома отворами: в один вставити термометр на 50°С і опустити кінець у воду, в другий – пробірку з 1 М розчином сульфатної кислоти і опущеною в неї піпеткою, в третій – пробірку з 10 краплями 1 М розчину тіосульфату натрію.

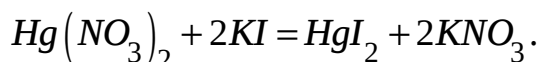
Через 10 – 15 хв включити секундомір і, не виймаючи пробірку з $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ з термостату № 1, додати до неї одну краплю 1М H_2SO_4 з пробірки, що знаходиться в цьому ж термостаті; виключити секундомір в момент появи опалесценції. Аналогічно провести дослід в термостатах № 2 і № 3.

Одержані дані внести в таблицю. Зробити висновок про залежність швидкості реакції від температури.

№ спостереження	Температура, °С	Час протікання реакції, с	Швидкість реакції $1/\tau, \text{с}^{-1}$

В. Вплив величини поверхні розподілу реагуючих речовин на швидкість реакції в гетерогенній системі

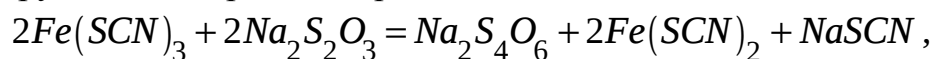
В якості модельної реакції взяти взаємодію нітрату ртуті (II) з йодидом калію, що супроводжується утворенням йодиду ртуті, забарвленого у цегляно-червоний колір:



Виконання роботи. Кілька кристалів сухих солей нітрату ртуті (II) і йодиду калію помістити в першу пробірку, в другу - такі ж кількості солей, попередньо подрібнивши їх у порошок у порцеляновій ступці. Енергійно струсити обидві пробірки. Відмітити появу характерного забарвлення HgI_2 . Чим пояснюється різна швидкість протікання реакції?

Г. Вплив каталізатора на швидкість реакції.

Каталітичне відновлення феруму (III) тіосульфатом натрію в присутності йонів Cu^{2+} зручно спостерігати за реакцією:

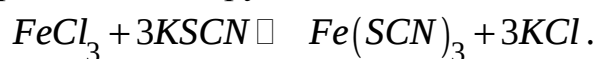


оскільки роданід феруму (III) має криваво-червоне забарвлення, тоді як роданід феруму (II) безбарвний. Швидкість знебарвлення $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ без каталізатора і в присутності каталізатора Cu^{2+} різна.

Виконання роботи. В дві пробірки внести по 10 крапель 0,5 М розчину роданіду калію і по 1 краплі 0,5 М розчину хлориду феруму (III). Про утворення $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ свідчить поява криваво-червоного кольору розчину. В одну з пробірок додати 1 краплю 1 М розчину сульфату купруму (II), а згодом в обидві пробірки внести по 10 крапель розчину тіосульфату натрію. Спостерігати різну швидкість знебарвлення розчинів внаслідок відновлення $\text{Fe}(\text{III})$ до $\text{Fe}(\text{II})$ тіосульфатом натрію. Зробити висновок щодо каталітичної дії йонів Cu^{2+} .

Д. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення рівноваги

Для вивчення впливу концентрації вихідних речовин на напрям проходження реакції вибрана реакція, яку використовували ще Гульдберг і Вааге, вивчаючи рівноважні процеси: взаємодію FeCl_3 з KSCN ; її продуктом є $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ криваво-червоного кольору:



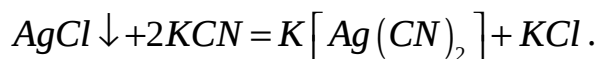
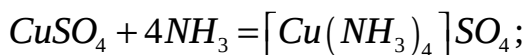
Зміщення рівноваги вправо супроводжується збільшенням інтенсивності забарвлення розчину, зміщення рівноваги реакції вліво – зменшенням.

Виконання роботи. В чотири конічні пробірки внести по 5—7 крапель 0,0025 М розчинів хлориду феруму (III) і роданіду калію. Розчини розмішати

скляними паличками і поставити в штатив (не виймаючи паличок). Одну пробірку залишати без змін (контроль). В решту пробірок додати наступні речовини: в першу – 1 краплю насиченого розчину хлориду феруму (III), в другу – 1 краплю насиченого розчину $KSCN$, в третю – кілька кристалів хлориду калію, перемішати. Порівняти інтенсивність забарвлення одержаних розчинів з контрольним і зробити висновок щодо впливу концентрації вихідних речовин і продуктів реакції на рівновагу. Написати вираз константи рівноваги реакції.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Дати визначення швидкості реакції.
2. Назвати способи прискорення реакцій і навести приклади.
3. Як впливає температура на швидкість реакції? Сформулювати правило Вант-Гоффа.
4. Що таке автокаталітичні реакції? Навести приклад такої реакції.
5. Дати визначення необоротних і оборотних реакцій.
6. Що характеризує константа рівноваги хімічної реакції?
7. Навести приклади реакцій, які проходять практично до кінця.
8. Сформулювати закон діючих мас.
9. Який фізичний зміст константи швидкості реакції?
10. Назвати вченого, який вивчав вплив умов на зміщення рівноваги. Сформулювати це правило.
11. Написати вирази констант рівноваги для реакцій:



Концентрації яких речовин не входять у вираз константи рівноваги?

12. Обчислити константу рівноваги реакції



якщо рівноважні концентрації речовин (моль/л, М) дорівнюють:
 $[NO_2]=0,6$ М; $[NO]=0,3$ М; $[O_2]=0,1$ М.

13. Зазначити всі способи, завдяки яким можна змістити в прямому напрямі реакцію:



14. У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції при підвищенні температури від 20 до 60⁰ С, якщо температурний коефіцієнт $\gamma = 2$?

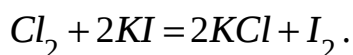
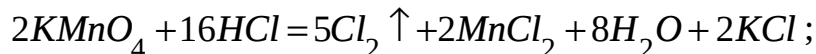
Тема 3. АДСОРБЦІЯ. КАТАЛІЗ

Лабораторна роботи 4

Адсорбція. Каталіз

А. Адсорбція хлору активованим вугіллям.

В мікроколбочку помістити 2 мікрошпателі $KMnO_4$ і додати 3 краплі хлоридної кислоти ($r = 1,19 \text{ г/см}^3$). Змочений водою йодкрохмальний папірець піднести до отвору мікроколбочки; він синіє від йоду, що утворює з крохмалем синю сполуку. Йод – продукт взаємодії хлору з KI , яким оброблений йодкрохмальний папірець:



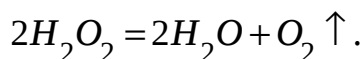
Закрити мікроколбочку пробкою з газовідвідною трубкою, заповненою активованим вугіллям, і піднести до її кінця вологий йодкрохмальний папірець. Чому не з'являється синє забарвлення?

Б. Адсорбція лакмусу чи фуксину з розчину.

В скляну лійку вкласти паперовий фільтр, змочити його водою і щільно притиснути до стінок лійки. Закріпити лійку в металевому кільці штативу і внести на фільтр 7 – 10 мікрошпателів порошку деревного вугілля. Взяти 1/4 пробірки водного розчину лакмусу чи фуксину і профільтрувати через шар вугілля в чисту пробірку. Порівняти початкове забарвлення розчину і одержаного фільтрату.

В. Гомогенний каталіз. Каталітичний розклад пероксигідрогену.

Пероксигідроген окиснює індигокармін, переводячи його у безбарвну форму. Сам пероксигідроген нестійкий і з часом руйнується з виділенням кисню :



Цю реакцію розкладу прискорюють йони Fe^{3+} .

Виконання роботи. В 2 пробірки налити по 10 – 15 крапель розчину індигокарміну, додавши в одну з них 1 – 2 краплі розчину хлориду феруму (III). В обидві пробірки додати кілька краплин 3 %-го розчину H_2O_2 , спостерігаючи знебарвлення розчину індигокарміну. В якому випадку знебарвлення відбувається швидше і яка причина цього?

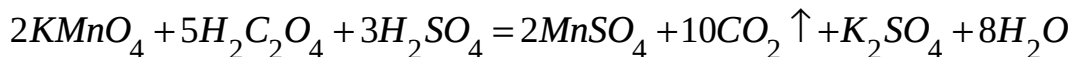
Г. Гетерогенний каталіз. Каталітичний розклад пероксигідрогену.

В конічну пробірку внести 5 – 10 крапель 10 %-го розчину H_2O_2 (відмітити, що за звичайних умов помітного розкладу його не відбувається; розклад супроводжується виділенням кисню). Додати до розчину кілька крупинок діоксиду мангану чи діоксиду плумбуму, що супроводжується

інтенсивним розкладом пероксегідрогену і виділенням бульбашок кисню. Піднести до отвору пробірки тліючу скіпку. Які функції виконує PbO_2 чи MnO_2 ?

Д. Автокаталіз. Автокаталітична дія йонів Mn^{2+} на реакцію взаємодії перманганату калію з оксалатною кислотою.

Автокаталітичні реакції – це реакції, які прискорюються одним із продуктів реакції. В запропонованій реакції



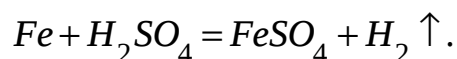
каталізатором є йони Mn^{2+} . Про швидкість реакції можна судити за швидкістю знебарвлення розчину перманганату калію в кислому середовищі.

Виконання роботи. В дві пробірки внести по 2 – 3 краплі 5 %-го розчину оксалатної кислоти $H_2C_2O_4$, по 2 – 3 краплі 1 М розчину сульфатної кислоти; в одну з пробірок додати 2 – 3 краплі розчину сульфату мангану. З піпетки по краплинах додавати в обидві пробірки розчин перманганату калію, спостерігаючи за його знебарвленням. В якій пробірці реакція проходить скоріше? Прослідкувати впродовж 2 – 3 хв за зміною швидкості в другій пробірці. Чим обумовлене наростання її швидкості?

Е. Дія інгібітора на процес корозії заліза.

В дві пробірки налити 1 М розчин сульфатної кислоти до 1/4 їх об'єму і по 1 краплі $K_3[Fe(CN)_6]$ – реагента на йони Fe^{2+} , з якими утворює малорозчинну сполуку $KFe[Fe(CN)_6]$ синього кольору. В одну з пробірок додати мікрошпатель уротропіну. Два маленьких цвяшка очистити наждачним папером (можна дві канцелярські скріпки) і опустити в кожен пробірку. За появою синього забарвлення розчину відмітити різну швидкість корозії заліза. Чим є уротропін?

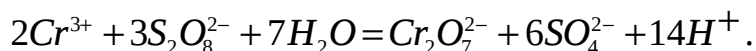
В присутності сульфатної кислоти хімічна корозія заліза протікає за реакцією:



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Що таке адсорбція?
2. Навести приклади адсорбції в природі.
3. Який адсорбент використовують для виведення отруйних речовин з організму при харчовому отруєнні?

4. З якою метою речовину, яку використовують в якості адсорбента, подрібнюють?
5. В яких технологічних процесах і з якою метою використовують каталізatori?
6. Пояснити механізм дії каталізатора.
7. Які речовини виконують функції каталізатора в організмі людини?
8. Яку дію чинять катіони важких металів на ферменти, потрапляючи в організм людини?
9. Які речовини можуть прискорити корозію заліза, які уповільнити? Яку назву отримали останні?
10. Назвати каталізатор, який вживають для прискорення реакції:



Тема 4. РОЗЧИНИ. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

Лабораторна робота 5

Концентрація розчинів і розчинність

А. Приготування розчинів заданої концентрації змішуванням розчинів нижчої і вищої концентрацій.

Приготувати 200 мл 10 %-го розчину гідроксиду натрію, маючи в своєму розпорядженні 30 %-й і 5 %-й розчини *NaOH*.

Виписати із довідникових таблиць густину розчинів *NaOH* – початкових і кінцевого, знаючи їх відсоткову концентрацію $\rho(5\% \text{ NaOH}) = 1,034 \text{ г/см}^3$; $\rho(30\% \text{ NaOH}) = 1,224 \text{ г/см}^3$. Розрахувати об'єми вихідних розчинів, які треба змішати, двома способами.

I спосіб. Обчислити масу 200 мл 10%-го розчину *NaOH* і масу *NaOH*, що міститься в ньому. Позначивши через *X* мл об'єм 30%-го і через *Y* мл – 5%-го розчинів *NaOH*, скласти розрахункові формули для обчислення мас вихідних розчинів і мас *NaOH*, що містяться в них.

Скласти два рівняння з двома невідомими, прирівнявши в першому з них суму мас вихідних розчинів масі 10 %-го розчину *NaOH*, у другому – суму мас *NaOH* у вихідних розчинах масі *NaOH* в розчині, який готується. Розв'язавши систему рівнянь, знайти значення *X* і *Y*, що відповідають об'ємам у мл 30%-го і 5%-го розчинів, необхідні для приготування 200 мл 10%-го розчину *NaOH*.

II спосіб. Цей спосіб відомий під назвою «правило хреста»:

$$\begin{array}{ccc} C_1 & & m_1 \\ & \square & \square \\ & & C \\ & \square & \square \\ C_2 & & m_2 \end{array},$$

де C – відсоткова концентрація розчину, який готується; C_1 і C_2 – відповідно вища і нижча відсоткові концентрації вихідних розчинів (у випадку води $C_2=0$); m_1 і m_2 – відповідно маси вихідних розчинів вищої і нижчої концентрацій, які встановлюють співвідношення, в яких слід змішувати початкові розчини:

$$m_1 = C - C_2; \quad m_2 = C_1 - C.$$

Скласти схему розрахунку за «правилом хреста» і обчислити маси вихідних розчинів стосовно цього дослідів.

Користуючись густинами, знайти об'ємні відношення вихідних розчинів (у мл):

$$V_{30\%} : V_{5\%} = a : b.$$

Обчислити об'єми вихідних розчинів (мл), необхідні для приготування 200 мл 10 %-го розчину NaOH за формулами:

$$V_{30\%} = \frac{200 a}{a + b}; \quad V_{5\%} = \frac{200 b}{a + b}.$$

Результати розрахунків, виконаних двома способами, не повинні відрізнятися більш, ніж на ± 1 мл.

Відміряти обчислені об'єми вихідних речовин, злити в колбу на 200 мл, закрити колбу пробкою і перемішати. Частину розчину відлити в циліндр і виміряти ареометром його густину. За довідниковими таблицями знайти його відсоткову концентрацію.

Б. Розподіл речовин між двома розчинниками, які не змішуються між собою. Екстракція йоду із водного розчину аміловим спиртом.

В циліндр з пробкою налити 20 мл йодної води і 2 мл амілового спирту, закрити циліндр пробкою і енергійно струшувати 2–3 хв, а потім залишити циліндр для розділення водного і органічного шарів. Яке вони мають забарвлення?

Видалити піпеткою верхній шар спиртового розчину йоду, залишки якого на поверхні водного шару зняти фільтрувальним папером. Відлити в

пробірку ~ 2 мл водного розчину, додати до нього 10 крапель розчину крохмалю і відмітити інтенсивність синього забарвлення.

Повторити екстракцію з 20 мл йодної води і 2 мл амілового спирту, але додаючи його в чотири прийоми по 0,5 мл. Щоразу після збовтування і розшаровування вилучати органічний шар. Після четвертої екстракції і видалення спирту 2 мл водної фази відлити в чисту пробірку і додати 10 мл крохмалю. Порівняти інтенсивність посиніння водного розчину в кінці першого і другого дослідів. Зробити висновок, яка з екстракцій – однократна чи багатократна більш ефективна.

Лабораторна робота 6

Електролітична дисоціація

А. Порівняння електропровідності розчинів окремих речовин.

Виконання роботи. Вугільні електроди, закріплені на дерев'яній дощечці, занурити в склянку місткістю 50 мл і включити їх у ланцюг послідовно з електричною лампочкою (рис. 1).

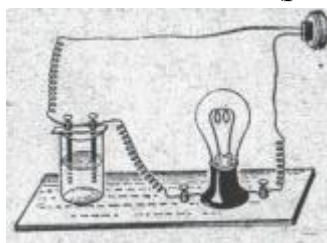


Рис. 1. Прилад для визначення електропровідності розчинів.

В стакан з електродами налити 20 – 30 мл дистильованої води. Чи загоряється лампочка? Вставити вилку в розетку. Чи проводить вода електричний струм?

Внести в склянку з водою 4 – 5 мікрошпателів подрібненого цукру. Чи помітні зміни? Електроди промити і перенести в склянку з дистильованою водою.

В сухий стакан насипати кухонну сіль так, щоб вона вкрила дно склянки і занурити в неї електроди. Чи проводить струм суха сіль? Додати до солі 20 – 30 мл дистильованої води. Що спостерігається? Промити електроди в склянці з дистильованою водою.

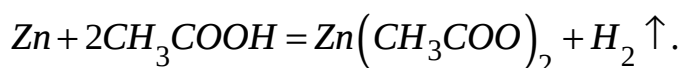
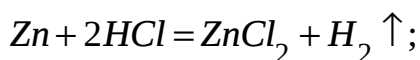
Пояснити, чому розчин NaCl проводить електричний струм, тоді як чиста вода і суха сіль – не проводять.

В чотири склянки місткістю 50 мл налити по 20 – 30 мл 0,1 М розчинів: у першу – хлоридної кислоти, у другу – гідроксиду натрію, у третю – оцтової кислоти, в четверту – аміаку. Випробувати їх електропровідність, занурюючи в

них електроди. Щоразу електроди споліскувати в склянці з дистильованою водою. Про силу кислот і основ можна зробити висновок за накаливанням лампочки. Злити розчини оцтової кислоти і аміаку і випробувати електропровідність одержаного розчину.

Б. Порівняння хімічної активності хлоридної і ацетатної кислот (взаємодія їх з металічним цинком).

Виконання роботи. В одну пробірку налити до 1/3 її об'єму 2 М розчин хлоридної кислоти, в другу – стільки ж 2 М розчину ацетатної кислоти; в кожен додати по однаковому шматочку цинку. В якому випадку і чому водень виділяється більш енергійно?



Чи можна обидві реакції в йонно-молекулярному вигляді записати таким чином: $\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$? Відповідь обґрунтувати.

В. Зміщення рівноваги дисоціації слабких електролітів (вплив солі слабкої основи і сильної кислоти на дисоціацію цієї основи)

Виконання роботи. В дві пробірки внести по 5 – 7 крапель 0,1 М розчину аміаку і по одній краплі розчину фенолфталеїну. Які йони обумовлюють появу малинового забарвлення розчину?

В одну з пробірок додати 3 – 4 мікрошпателі хлориду амонію і перемішати розчин скляною паличкою. Які зміни спостерігаються?

Написати схему рівноваги в розчині аміаку. Як зміщується рівновага при додаванні NH_4Cl ? На що вказує зменшення інтенсивності забарвлення? За якого значення pH розчину фенолфталеїн знебарвлюється?

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Що таке екстракція? З якою метою її проводять?
2. Які з наведених речовин: H_2O , HCl , K_2SO_4 , HNO_2 , NH_4OH , цукор, бензол, NaOH відносяться до неелектролітів і електролітів (сильних та слабких)?
3. Яким чином можна встановити, чи є речовина електролітом?
4. Вивести закон розбавлення Оствальда.
5. Написати вирази ступінчастих і загальної константи дисоціації сульфатної кислоти. За якою стадією переважно відбувається дисоціація?
6. Дати визначення терміну «розчини».
7. Способи вираження концентрації розчинів.
8. Обчислити молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента, масову частку Na_2SO_4 , якщо в 100 мл розчинено 2 г сульфату натрію.

9. Як можна зменшити дисоціацію NH_4OH і CH_3COOH в розчинах?
10. Навести приклади, які б підтверджували, що хлоридна кислота – сильний електроліт, а ацетатна – слабкий? Написати відповідні рівняння реакцій.
11. Сформулювати основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса. Що таке кислоти і основи з погляду цієї теорії?
12. Для яких електролітів використовують поняття про активну концентрацію (активність) йонів та йонну силу розчину? За якими формулами їх визначають?
13. Написати рівняння електролітичної дисоціації магнійамонійфосфату $MgNH_4PO_4$ у водному розчині. Скільки видів йонів утворюється внаслідок дисоціації? Яка йонна сила розчину за його концентрації 0,1 моль/л?
14. Обчислити ступінь дисоціації аміаку у розчині з концентрацією 0,01 моль/л, концентрацію йонів і недисоційованих молекул, якщо $K_{NH_4OH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

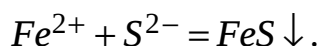
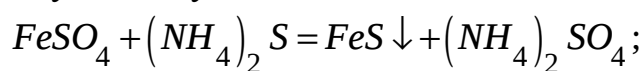
Тема 5. ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ

Лабораторна робота 7

Добуток розчинності

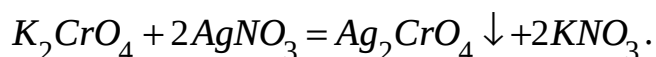
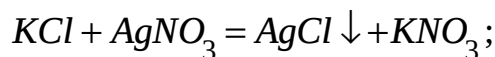
А. Умови випадання осаду

Виконання роботи. В дві пробірки внести по 2–3 краплі розчину сульфату феруму (II). В одну з них додати такий же об'єм сірководневої води (розчин сульфідної кислоти H_2S), в другу – розчин сульфиду амонію. Чому FeS випадає лише в другому випадку?



Б. Осадження із розчину кількох йонів

Виконання роботи. В дві пробірки з 2–4 краплями розчинів хлориду калію і хромату калію додати по кілька крапель розчину нітрату аргентуму до утворення осадів:



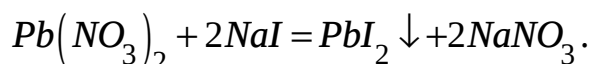
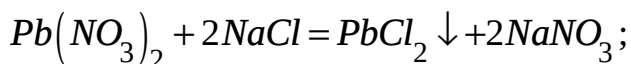
Записати йонно-молекулярні рівняння реакцій, відмітити колір осадів. З довідникових таблиць записати добутки розчинності $AgCl$ і Ag_2CrO_4 . Яка з

речовин першою випаде в осад при повільному додаванні осаджувача за наявності в розчині йонів Cl^- , CrO_4^{2-} в рівних концентраціях?

В пробірку внести по 2–3 краплі розчинів хлориду калію і хромату калію, додати 5–6 крапель води і перемішати скляною паличкою. По краплинах при перемішуванні додати розчин нітрату аргентуму. Що спостерігається і на що вказує поява одного з осадів? Додати $AgNO_3$ до утворення іншого осаду? Чи можна змінити і яким чином порядок утворення осадів?

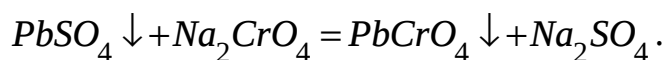
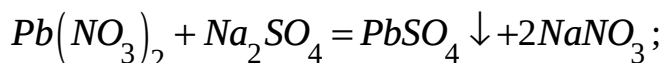
В. Відносна повнота осадження малорозчинних електролітів

Одержати хлорид плюмбуму (II) взаємодією розчинів нітрату плюмбуму (4 краплі) і хлориду натрію (6 крапель). Профільтрувати розчин через паперовий фільтр у дві пробірки (по 2–3 краплі в кожную). В одну з пробірок додати 2–3 краплі розчину хлориду натрію, в іншу – такий же об'єм розчину йодиду калію. Яка сіль випадає в осад? Ґрунтуючись на результатах досліду, зробити висновок про розчинність хлориду і йодиду плюмбуму. Порівняти добутки розчинності $PbCl_2$ і PbI_2 .



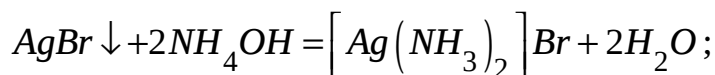
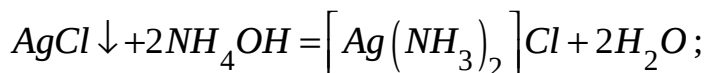
Г. Переосадження малорозчинних речовин

В пробірку внести 2 краплі розчину нітрату плюмбуму і додати 3 краплі розчину сульфату натрію. Дати білому осадку сульфату плюмбуму відстоятись, злити надосадкову рідину і додати до осаду 3–4 краплі розчину хромату калію. Перемішати вміст пробірки скляною паличкою. Про що свідчить зміна кольору осаду? Пояснити перехід сульфату плюмбуму в хромат.



Д. Вплив добутку розчинності на розчинення осадів

Виконання роботи. В трьох пробірках роздільно отримати осадки хлориду, броміду та йодиду аргентуму, взявши по 2–3 краплі кожного розчину реактива. До кожного осаду додати по 2–3 краплі розчину аміаку. Чим пояснити різну розчинність осадів?





Користуючись довідниковими таблицями, підібрати реагент, у якому можна розчинити і AgI (за стійкістю комплексів аргентуму).

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Вказати умови осадження і розчинення малорозчинних сполук.
2. Що таке насичений, ненасичений і пересичений розчини?
3. Яка із розчинних сполук кальцію – фторид, оксалат чи фосфат – характеризується найменшою розчинністю?
4. Як впливає на розчинність малорозчинних сполук у воді наявність сторонніх електролітів? Що таке сольовий ефект?
5. Обчислити розчинність (у моль/л та мг/л) таких електролітів: Ag_3PO_4 , $CaCO_3$, $Mg(OH)_2$.
6. Указати, у якій послідовності будуть осаджуватися сульфіді із розчину, що містить катіони Pb^{2+} , Hg^{2+} , Zn^{2+} , при повільному додаванні розчину сульфід амонію?
7. Які з осаджувачів можна використовувати для переведення в осад йонів Ag^+ ? Який з них забезпечує найбільшу повноту осадження?
8. Як впливає температура на розчинність малорозчинних сполук?
9. Обчислити DP_{ZnS} , якщо його розчинність за температури 25^0 C дорівнює $1,23 \cdot 10^{-7}$ моль/л.
10. Навести приклади, коли розчинність малорозчинних сполук залежить від рН середовища. Написати два рівняння хімічних реакцій.
11. З якою метою додають надлишок осаджувача?
12. Навести приклади, коли надмір осаджувача викликає не забезпечення повноти осадження, а навпаки, збільшує розчинність осаду.

Тема 6. рН. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ. БУФЕРНІ РОЗЧИНИ

Гідроліз солей – це взаємодія йонів розчиненої солі з протонами чи гідроксид-іонами (або з обома) води.

На проходження гідролізу солі вказує зміна рН середовища (хоча є виключення – ацетат амонію гідролізує, але константи дисоціації утворених в процесі гідролізу NH_4OH і CH_3COOH практично однакові, тому рН залишається нейтральним).

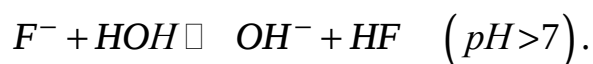
Характер гідролізу розчиненої солі визначається її природою. Виділяють кілька типів взаємодії солі з водою:

1. *Сіль, утворена сильною основою і сильною кислотою*, практично не гідролізує, оскільки катіон має слабку поляризуючу дію, а аніон не утворює недисоційовані речовини з йонами гідрогену. Так, рівновага реакції

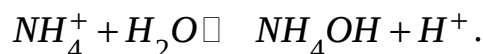


зміщена вліво. Розчини таких солей мають нейтральну реакцію.

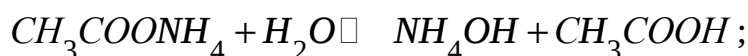
2. *Сіль, утворена сильною основою і слабкою кислотою*, гідролізує за аніоном, який з протоном утворює слабку кислоту:



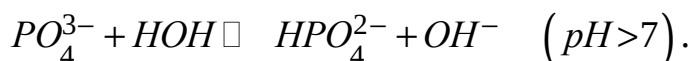
3. *Сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою*, гідролізує за катіоном, який з гідроксид-іоном утворює слабку основу:



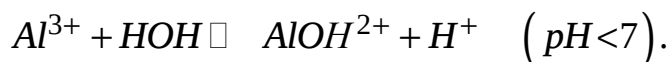
4. *Сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою*, гідролізує і за катіоном і за аніоном, рН залежить від сили утворених слабких кислоти і основи:



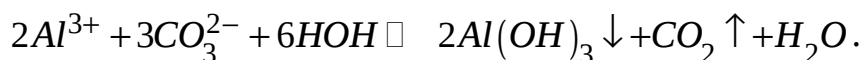
5. *Солі, утворені сильною основою і багатоосновною слабкою кислотою*, гідролізують ступінчасто, але переважно за I стадією:



6. *Солі, утворені сильною кислотою і багатокисlotною слабкою основою*, гідролізують ступінчасто, проте переважно за I стадією:



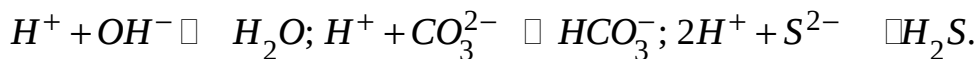
7. *Солі, утворені катіонами Fe^{3+} ; Al^{3+} ; Cr^{3+} ; Bi^{3+} , які чинять сильну поляризуючу дію, і аніонами слабких багатоосновних кислот (PO_4^{3-} ; CO_3^{2-} ; S^{2-} ; SiO_3^{2-}), у водних розчинах повністю гідролізують:*



Гідролізу солей сприяють розбавлення та нагрівання розчинів, зв'язування протонів чи гідроксид-іонів у малорозчинні, малодисоційовані чи газоподібні сполуки. Так, гідроліз NH_4Cl



посилюється при додаванні $NaOH$; Na_2CO_3 ; Na_2S , які зміщують рівновагу в сторону утворення продуктів гідролізу:



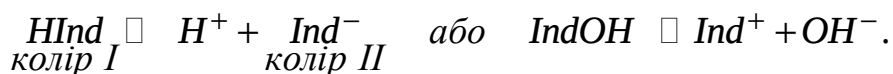
Лабораторна робота 8

Вивчення гідролізу солей

Для вимірювання рН розчинів можна використовувати один із способів залежно від доступності та необхідної точності.

1. *Колориметричне визначення рН розчинів за допомогою індикаторів*, які змінюють своє забарвлення залежно від рН середовища, - *кисотно-основних індикаторів*.

Згідно йонної теорії, кислотно-основні індикатори – це слабкі органічні кислоти та основи, у яких кислотна та сольова форми мають різне забарвлення (*двоколірні індикатори*), або одна з форм кольорова, а інша безбарвна (*одноколірні індикатори*)



Рожевий	жовтий	метилевий оранжевий (рН 3,1 – 4,0);
жовтий	синій	бромтимоловий синій (рН 6,0 – 7,6);
жовто-зелений	рожевий	тропеолін 000 (рН 7,6 – 8,9);
безбарвний	малиновий	фенолфталеїн (рН 8,2 – 10,0);
безбарвний	синій	тимолфталеїн (рН 9,3 – 10,5).

Внівши у пробірку з розчином солі 1 – 2 краплі індикатора і спостерігаючи за його кольором, можна приблизно встановити його рН. Проте, слід пам'ятати, що можуть виникнути і помилки, оскільки на інтервал переходу індикатора впливають:

- сторонні солі;
- білкові речовини (присутність багатьох з них робить практично неможливим визначення рН за допомогою кислотно-основних індикаторів);
- температура (змінює дисоціацію індикатора);

- розчинник (органічні розчинники змінюють $K_{\text{дис}}$ індикатора, а отже і рН його переходу, часто колір індикатора у воді і органічному розчиннику різні).

До двоколірних індикаторів відносяться метиловий зелений (рН 0,1 – 2,0), тропеолін 00 (рН 1,3 – 3,2), бромфеноловий синій (рН 3,0 – 4,6), м-крезоловий пурпурний (рН 7,4 – 9,0).

Представниками одноколірних індикаторів є пікринова кислота (рН 0,0 – 1,3), п-динітрофенол (рН 5,6 – 7,6), фенолфталеїн (рН 8,2 – 10,0).

Іноді використовують змішані індикатори, які складаються з двох індикаторів чи індикатора і органічного барвника, які забезпечують більш контрастний перехід забарвлення у вузкому інтервалі рН.

Прикладом може бути суміш водних розчинів метилового оранжевого, 0,1 %-го і індигокарміну, 0,25 %-го у співвідношенні 1:1; зміна забарвлення з фіолетового (в кислому середовищі) до зеленого (в лужному середовищі) відбувається за рН 4,1.

Існують і універсальні індикатори, які змінюють колір у широкому інтервалі рН (є і універсальний індикаторний папір).

Суміш розчинів (кількості і концентрації наведені у довіднику з аналітичної хімії) метилового жовтого, метилового червоного, бромтимолового синього, фенолфталеїну і тимолфталеїну змінюють свій колір залежно від рН розчину таким чином:

Колір	Рожевий	Червоно-оранжевий	Жовтогарячий	Жовто-оранжевий
рН	1,0	3,0	4,0	5,0

Колір	Лимонно-жовтий	Жовто-зелений	Зелений	Синьо-зелений	Фіолетовий
рН	6,0	7,0	8,0	9,0	10,0

Для напівкількісного визначення рН розчинів найчастіше використовують універсальний індикаторний папір, на який наносять краплю аналізованого розчину; порівнюючи набутий індикатором колір з індикаторною шкалою (колір – рН), роблять висновок про рН розчину.

2. Вимірювання рН розчинів за допомогою рН-метра дає можливість точного визначення рН.

Вимірювання рН розчинів ґрунтується на визначенні електрорушійної сили електрохімічного ланцюга (рис.2.). Він складається з двох електродів – *вимірювального* (або *індикаторного*) 2, потенціал якого залежить від складу аналізованого розчину (скляний електрод), та *допоміжного* (*стандартного* або *електроду порівняння*) 3, потенціал якого не залежить від концентрації розчину, занурених у електрохімічну комірку 1 з аналізованим розчином, підсилювача 4, реєструючого прилада (мікроамперметра) 5.

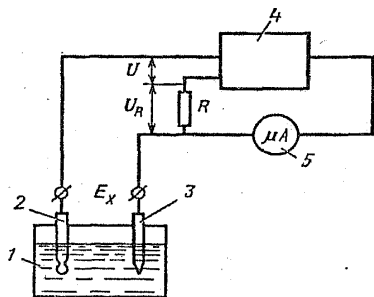


Рис 2. Електровимірювальна схема рН-метра:

- 1 — електрохімічна комірка з розчином;
- 2 — вимірювальний електрод;
- 3 — допоміжний електрод;
- 4 — підсилювач;
- 5 — мікроамперметр.

Схема електродів наведена на рис. 3 і 4.

Хлоросрібний електрод – це трубка 2 з насиченим розчином KCl , в якому знаходиться срібний дріт 6, який контактує з $AgCl$ 4. Потенціал хлоросрібного електрода за 298 К становить 0,222В.

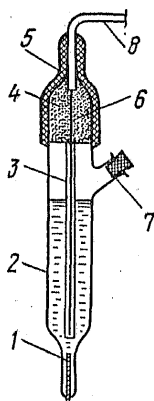


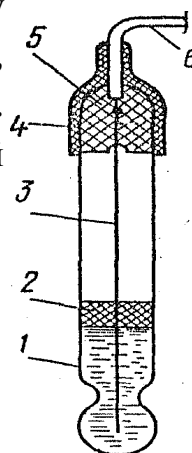
Рис. 3. Схема хлоросрібного електрода: 1 — азбестова нитка;

- 2 — корпус з насиченим розчином KCl ; 3 — азбестовий гніт;
- 4 — хлорид срібла; 5 — пластмасова кришка; 6 — срібний дріт;
- 7 — отвір з гумовою пробкою для заливки розчину KCl ; 8 — дріт.

Скляний електрод – трубка 1, кінець якої виготовлений у вигляді кульки з тонкого скла спеціального складу, електропровідність якого більша, ніж у звичайного скла. Посудина містить кислий буферний розчин, у який занурений металічний дріт 3, який створює контактний напівелемент.

Рис. 4. Схема скляного електрода: 1 — корпус з буферним розчином; 2 — парафін; 3 — контактний напівелемент;

- 4 — пластикова кришка; 5 — гумова пробка; 6 — дріт.



Завдяки високому вмісту оксиду натрію в склі, з якого виготовлений скляний електрод, можлива заміна йонів натрію на протони із розчину. На поверхні електрода встановлюється рівновага, яка обумовлена дифузією йонів натрію із скла у розчин і йонів гідрогену із розчину в скло. Оскільки склад розчину всередині скляного електрода і досліджуваного розчину, в який занурений електрод, різний, то виникає певна різниця потенціалів, залежна від рН розчину.

Потенціал скляного електрода E є логарифмічною функцією концентрації йонів гідрогену:

$$E = E^0 - K \cdot pH,$$

де K — стала; E^0 — стандартний потенціал, який залежить від сорту скла, складу розчину в кульці і температури.

Електрорушійна сила електровимірювального ланцюга E_X (див. рис. 2) визначає рН досліджуваного розчину. Згідно поданої схеми

$$E_X = U + IR,$$

де I - сила струму, що проходить через опір R , пропорційна ЕРС і, отже, рН розчину.

Для перемішування аналізованого розчину використовують магнітну мішалку, а в розчин вкидають магніт (металева пластина, заплавлена у пластмасову чи скляну оболонку). Електроди приєднані до рН-метра. На лицьовій панелі приладу «рН-340» (рис. 5) розташовані ручки 6, за допомогою яких проводиться калібровка і перевірка приладу по рідинах з відомим значенням рН, ручка вибору виду роботи 2, ручка вибору діапазонів вимірювання 3, ручка встановлення температури 4, ручка перемикання розбігу шкали приладу 5. Значення рН визначається за шкалою вимірювального приладу 1.

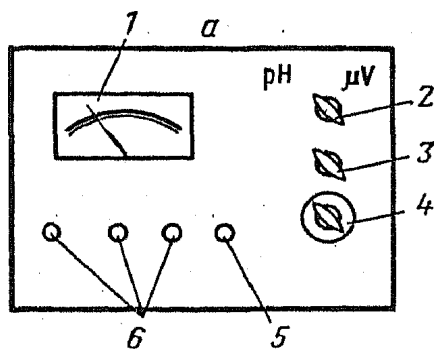


Рис. 5. Лицьова панель рН – метра «рН – 340»

Лабораторна робота 9

Колориметричне визначення рН і проведення гідролізу солей

1. *Визначення рН дистильованої води.* Краплю води нанести на смужку індикаторного паперу і порівняти її колір з еталоном.
2. *Вивчення гідролізу солей.*
 - а) За допомогою універсального індикатора виміряти рН розчинів хлориду натрію і нітрату калію. Зробити висновок про те, чи відбувається в даних розчинах процес гідролізу;
 - б) за допомогою універсального індикатора виміряти рН 0,1 М розчинів Na_2CO_3 і NaHCO_3 ; порівняти результати і зробити висновок щодо повноти протікання гідролізу;
 - в) за допомогою універсального індикатора виміряти рН 0,1 М розчинів FeCl_2 і FeCl_3 та обґрунтувати більшу глибину гідролізу однієї із солей;
 - г) виміряти рН 0,1 М розчинів Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 і NaH_2PO_4 ; зробити висновок щодо повноти гідролізу, вказати процеси, які проходять при розчиненні Na_2HPO_4 у воді, які рівноваги мають місце у розчині, в якому напрямі зміщені рівноваги.
3. *Вивчення зміщення рівноваги гідролізу.* До розчину FeCl_3 додати розчин Na_2CO_3 . Яка сполука випадає в осад, яка виділяється у вигляді газу?
4. *Розчинення речовин у продуктах гідролізу.* В пробірку налити 2 мл концентрованого розчину AlCl_3 і опустити у розчин гранулу цинку (попередньо оброблену розчином хлоридної кислоти для зняття з поверхні оксидної плівки і ретельно промиту дистильованою водою). Що спостерігається? Розчин нагріти до кипіння. Який газ виділяється?

Визначення рН розчинів солей за допомогою рН-метра

Виміряти рН 0,1 М розчинів NaCl , MgCl_2 , AlCl_3 .

Виконання роботи. В електрохімічну комірку налити приблизно по 30 мл кожного з розчинів (по черзі), попередньо промивши її дистильованою водою (тричі) і сполоснувши розчином, рН якого вимірюють (кулька скляного електрода повинна бути повністю занурена в досліджуваний розчин).

Порядок роботи з рН-метром. Прилад, настроєний і відкалібрований за стандартними розчинами, включити в електромережу і прогріти 30 хв (це робить інженер на початку заняття).

Ручку виду робіт встановити у положення «рН», ручку переключення розбігу шкали – в положення «15 рН», ручний термокомпенсатор – на задану температуру. Для проведення точного вимірювання рН ручку розбігу шкали

встановити у положення «3 рН», а перемикач меж вимірювань – на діапазон, що відповідає рН досліджуваного розчину (при цьому вся шкала стрілочного приладу буде дорівнювати 3 рН). Привести в дію магнітну мішалку. Зняти покази за шкалою вимірювального приладу.

Слід пам'ятати, що електроди не повинні тривалий час залишатися сухими, інакше прилад буде давати невірні покази.

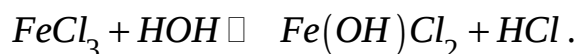
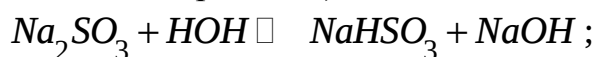
Лабораторна робота 10

Чинники, які впливають на ступінь гідролізу солей

А. Вплив сили кислоти і основи, які утворюють сіль

В одну пробірку внести на кінці шпателя кристали сульфату натрію, в іншу – карбонату натрію, вставити скляні палички, налити до 1/3 об'єму пробірок дистильованою водою і перемішати. На індикаторний папір нанести скляною паличкою по краплі кожного розчину (можна додати в кожную пробірку по краплі фенолфталеїну). Зробити висновок щодо ступеня гідролізу солей і концентрації гідроксид-іонів у розчині.

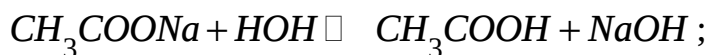
Аналогічні дослідження провести з $MgCl_2$ і $FeCl_3$ (можна додати в кожную пробірку по краплі метилового червоного)



У випадку $MgCl_2$ і $FeCl_3$ зробити висновок щодо концентрації H^+ . Записати рівняння гідролізу в йонно-молекулярній формі.

Б. Вплив температури

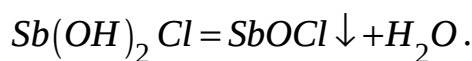
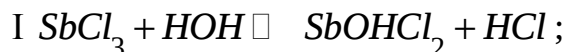
В пробірку з кристалами ацетату натрію долити дистильовану воду на 1/2 об'єму пробірки і перемішати, додавши 1 краплю розчину фенолфталеїну. Нагріти вміст пробірки на киплячій водяній бані. Про що свідчить збільшення інтенсивності малинового забарвлення? Як зміщується рівновага гідролізу ацетату натрію при охолодженні пробірки? Чим пояснюється вплив температури на глибину перебігу реакції гідролізу?



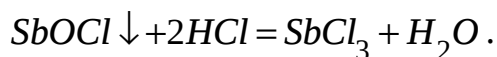
В. Вплив розбавлення і концентрації йонів гідрогену

Виконання роботи. В пробірку внести 2 – 3 краплі розчину хлориду стибію (III) і поступово по краплинах додавати воду до утворення білого осаду

$SbOCl$, який утворюється на другій стадії гідролізу із $Sb(OH)_2Cl$ внаслідок відщеплення води:



Концентрацію яких йонів слід збільшити, щоб запобігти гідролізу $SbCl_3$?
Додати по краплинах розчин хлоридної кислоти – осад розчиняється:



Лабораторна робота 11

Буферні розчини та їх властивості

А. Ацетатний буферний розчин

За допомогою універсального індикатора визначити pH дистильованої води. В дві пробірки внести по 10 крапель дистильованої води; в одну пробірку додати одну краплю 0,1 М розчину HCl , в другу – одну краплю 0,1 М розчину $NaOH$, перемішати розчини скляними паличками і знову визначити pH .

В дві пробірки налити по 10 крапель ацетатного буферного розчину, попередньо вимірявши pH ; додати по краплині 0,1 М розчини HCl (в одну з пробірок) і $NaOH$ (в іншу), перемішати. Як вплинуло на величину pH додавання сильної кислоти і сильної основи до дистильованої води і до буферного розчину? Написати механізм дії ацетатного буфера.

Б. Аміачний буферний розчин. В пробірку налити по 2 мл 0,1 М розчинів NH_4Cl і NH_4OH . Виміряти pH буферної суміші універсальним індикаторним папірцем.

Розчин розділити на 3 частини: в одну додати краплю 1 М розчину HCl , в другу – краплю 1 М розчину $NaOH$, в третю – дистильовану воду (розбавляють приблизно в 10 разів); в усіх пробах виміряти pH . Зробити висновок щодо властивостей буферних систем.

В. Вплив розбавлення на концентрацію гідроген-іонів фосфатної буферної суміші.

В склянку налити 24,2 мл розчину 1/15 М розчину гідрофосфату натрію Na_2HPO_4 , додати 175,8 мл 1/15 М розчину дигідрофосфату калію KH_2PO_4 і ретельно перемішати. Поряд поставити склянку з 200 мл дистильованої води. В обидві склянки додати по 8 краплин 0,1%-го розчину метилоранжу.

До води по краплинах додавати 0,01 М розчин лугу, з бюретки, доки забарвлення не стане таким, як у склянці з буферною сумішшю.

Із буферної суміші відібрати в третю, четверту і п'яту склянки 50, 25 і 15 мл відповідно. Потім відібрати ще 10 мл. Отже, в першій склянці залишиться 100 мл буферної суміші.

Аналогічно поступити і з розчином лугу в другій склянці.

В усі склянки долити дистильованої води до 100 мл. Згодом у ці склянки долити по стільки краплин індикатора, щоб на 100 мл розчину припадала така ж кількість крапель, як у першій і другій склянці. Перемішати. Порівняти ступінь зміни забарвлення в міру розбавлення в розчинах розбавленого лугу і в розчинах буферної суміші.

Буферна суміш, на відміну від розчину лугу, при розбавленні зберігає забарвлення (воно практично не змінюється), що вказує на те, що з розбавленням мало змінюється концентрація гідроксид-іонів, яка обумовлює забарвлення індикатора.

В. Вплив співвідношення концентрацій гідрофосфату натрію і дигідрофосфату калію на рН фосфатної буферної суміші.

Матеріали ті ж самі, що і в попередньому досліді, лише замість метилоранжу використовують 0,1%-й розчин індикатора нейтрального червоного (нейтральрот), який змінює колір від червоного до янтарно-жовтого в інтервалі рН 6,8-8,4.

В одну склянку налити 0,95 мл розчину Na_2HPO_4 , в другу – 12,1 мл цього розчину, у третій – 61,2 мл, у четвертій – 96,9 мл, а потім і усі склянки долити розчин KH_2PO_4 до 100 мл. Ретельно перемішати суміші скляними паличками і додати до них по три краплі розчину індикатора. При цьому утворюється гама відтінків, яка визначається різною концентрацією протонів (величиною рН).

Г. Вплив концентрації фосфатної буферної суміші на буферну ємність при додаванні кислоти та лугу.

В склянку місткістю 200 мл налити 67,3 мл розчину Na_2HPO_4 і додати 42,7 мл розчину KH_2PO_4 і ретельно перемішати скляною паличкою, 10 мл цього розчину відібрати піпеткою і перенести в другу склянку, додавши згодом дистильовану воду до 100 мл. Перемішати. Отримані розчини буферної суміші мають однаковий склад, але концентрація компонентів у другому розчині в 10 разів менша, ніж у першому.

В обидві склянки додати по 5 краплин розчину метилоранжу і титрувати по черзі розчини 0,1 М розчином хлоридної кислоти до стійкого червоного забарвлення.

Порівняти об'єми кислот, витрачені на титрування обох розчинів. Звернути увагу на те, що для доведення pH до однакового значення в склянці з меншою концентрацією буферної суміші треба було значно менше кислоти, хоч початкове значення pH (колір та інтенсивність забарвлення розчинів після додавання індикатора) і об'єми розчинів були однакові.

Аналогічно вивчити вплив на буферну ємність розчину лугу, використавши індикатор фенолфталеїн, який в інтервалі pH від 8,2 до 10,0 переходить від безколірного в малиновий; титрантом буде 0,1 М розчин $NaOH$. Висновки аналогічні попереднім.

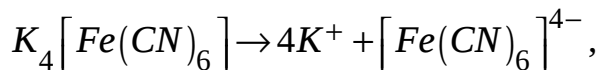
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Дати визначення кислот і основ згідно йонної теорії Арреніуса, протонної теорії Бренстеда та Лоурі. Вказати переваги останньої.
2. Що таке константа дисоціації слабких електролітів? Що вона характеризує? Як пов'язана із ступенем дисоціації та концентрацією слабого електроліту в розчині?
3. Що характеризує йонний добуток води? Його фізичний зміст.
4. Обчислити концентрацію H^+ та pH 1 М розчинів кислот та основ: HCl , HF , $NaOH$, NH_4OH .
5. Що таке гідроліз солей? Які типи солей зазнають гідролізу? Навести приклади.
6. Які з наведених солей (Na_2SO_4 , $CuCl_2$, NH_4Cl , $Fe_2(SO_4)_3$, CH_3COONa) зазнають гідролізу? Скласти йонно-молекулярні рівняння реакцій для солей, що гідролізують, і вказати pH середовища.
7. Розчин якої солі – карбонату чи гідрокарбонату натрію має більш лужне середовище? Відповідь обґрунтувати.
8. Які чинники сприяють гідролізу?
9. Розмістити кислоти в порядку зменшення їхньої сили: HCl , CH_3COOH , HNO_2 , HF , HCN .
10. Навести приклади буферних систем і пояснити механізм їх дії.
11. Солі алюмінію і феруму (III) використовують в якості коагулянтів для очистки води. Їх дія ґрунтується на процесі гідролізу. Написати рівняння гідролізу і вказати способи забезпечення повноти його проходження.

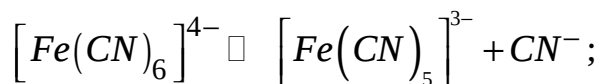
Тема 7. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ ТА ЇХ ВЛАСТИВОСТІ

Комплексні сполуки – це окремий клас хімічних сполук, які мають певну просторову будову, і в яких центральний атом утворює з лігандами координаційний зв'язок.

Комплексні сполуки здатні дисоціювати як сильні електроліти на зовнішню і внутрішню сферу:



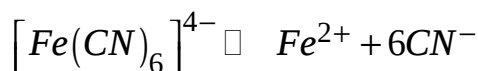
та як слабкі електроліти (ступенево):



.....



Для кожної стадії дисоціації є ступенева константа нестійкості; загальна константа нестійкості, яка описується рівновагою, дорівнює добутку ступеневих констант:



$$K_n = \frac{[Fe^{2+}][CN^-]^6}{[Fe(CN)_6]^{4-}}.$$

Обернена величина називається загальною константою стійкості комплексу:

$$K_{cm} = \frac{[Fe(CN)_6]^{4-}}{[Fe^{2+}][CN^-]^6}.$$

Чим більша константа стійкості, тим стійкіший комплекс. Стійкість комплексів залежить як від їх будови: кількості лігандів, ступеню окиснення центрального атома, природи ліганда, так і від зовнішніх чинників: рН, йонної сили розчину, температури тощо.

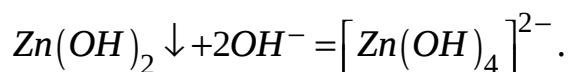
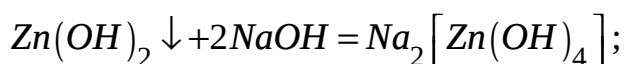
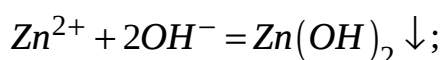
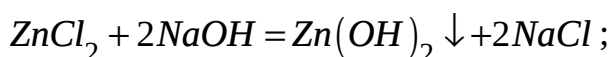
Лабораторна робота 12

Одержання комплексних сполук і вивчення їх властивостей

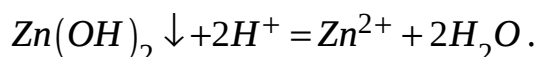
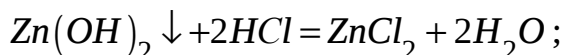
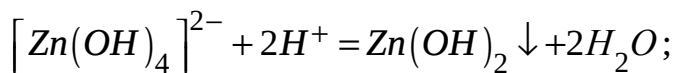
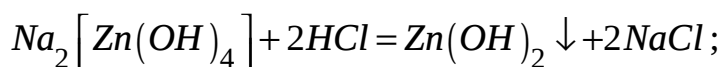
1. Проби кристалогідратів $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $NiSO_4 \cdot 6H_2O$, $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ нагріти в тиглі. Одержані безводні солі охолодити і прилити до них трохи води. Спостерігати зміну кольору.

Безводні солі при взаємодії з водою утворюють знову кристалогідрати, які можна розглядати як аквакомплекси $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$; $[Ni(H_2O)_6]^{2+}$; $[Co(H_2O)_6]^{2+}$.

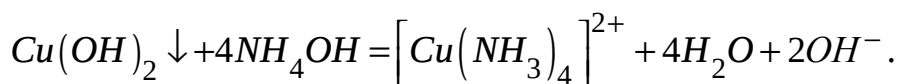
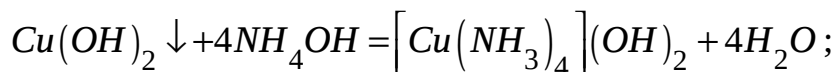
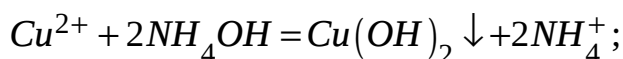
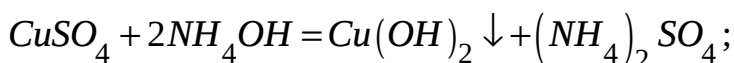
2. До розчинів солей Co^{2+} , Pb^{2+} , Zn^{2+} , Sn^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} додати розчин лугу до осадження гідроксидів, які розчиняються в надлишку розчину $NaOH$. При цьому утворюються розчинні у воді гідроксокомплекси: $[Co(OH)_6]^{4-}$, $[Pb(OH)_4]^{2-}$, $[Sn(OH)_4]^{2-}$, $[Zn(OH)_4]^{2-}$, $[Al(OH)_4]^{-}$, $[Cr(OH)_6]^{3-}$.



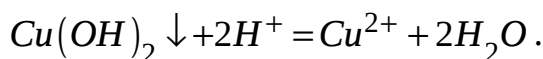
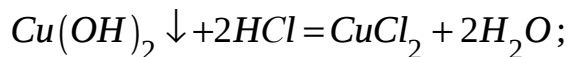
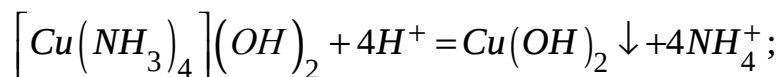
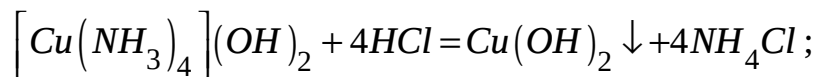
Обережно, по краплинах, при перемішуванні додати до розчинів гідроксокомплексів розбавлену хлоридну чи сульфатну кислоту до появи осаду і подальшого його зникнення:



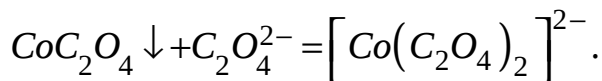
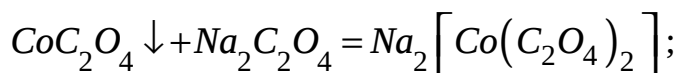
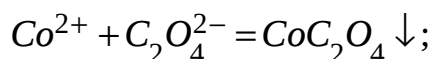
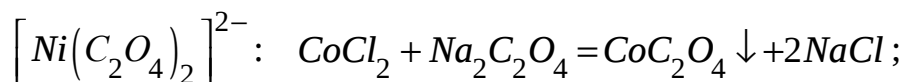
3. До розчинів солей Cu^{2+} , Ni^{2+} , Zn^{2+} прилити розчин аміаку до утворення малорозчинних гідроксидів і концентрований розчин аміаку до зникнення осаду, що пояснюється утворенням комплексних сполук $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$, $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$.



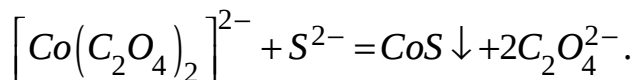
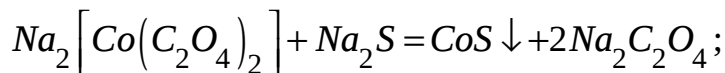
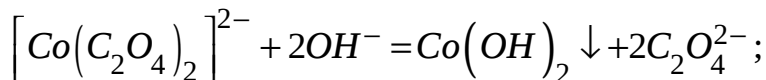
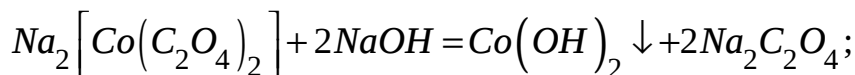
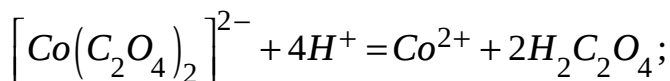
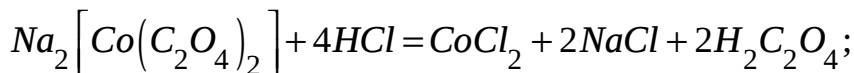
До розчинів амінокомплексів додати по краплинах при перемішуванні хлоридну кислоту до появи осадів і подальшого зникнення:



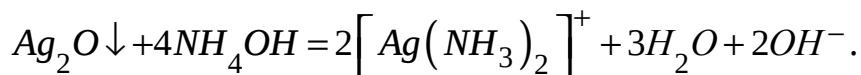
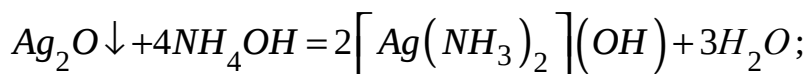
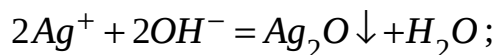
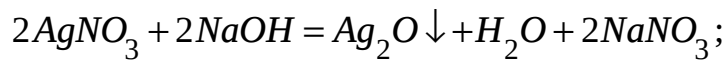
4. До розчинів солей Co^{2+} , Ni^{2+} по краплинах додати розчин оксалату натрію. Осаджуються малорозчинні оксалати, які розчиняються в надмірі $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ з утворенням комплексних йонів складу $\left[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_2 \right]^{2-}$ та



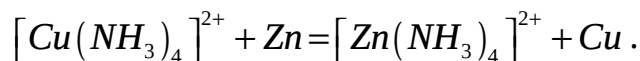
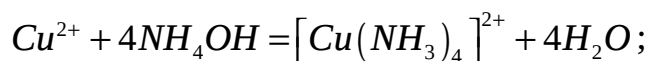
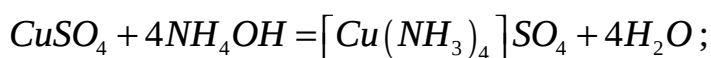
Розділити розчин оксалатних комплексів Co^{2+} і Ni^{2+} на три частини. В одну додати розчин хлоридної кислоти, в другу – розчин лугу, в третю – розчин сульфідну натрію. Пояснити візуальні зміни, що відбуваються при цьому.



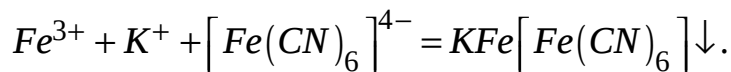
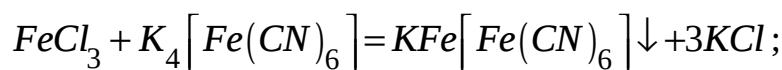
5. Змішати по кілька краплин розчинів $AgNO_3$ і NH_4OH . До чорного осаду Ag_2O додати концентрований розчин аміаку – утворюється комплекс $[Ag(NH_3)_2]NO_3$:



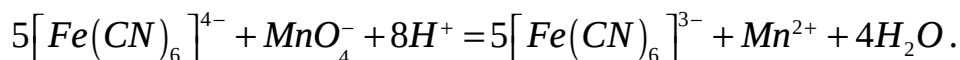
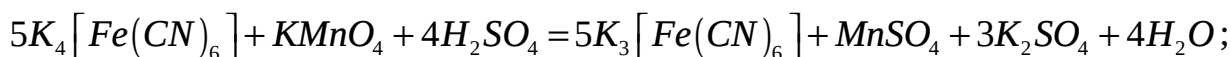
6. До розчину $CuSO_4$ додати концентрований розчин аміаку до утворення комплексу Cu^{2+} волошкового кольору, а потім опустити у пробірку шматочок металічного цинку. Що спостерігається?



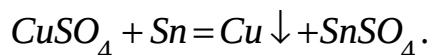
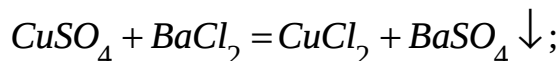
7. До розчинів солі Fe^{3+} додати кілька крапель розчину гексаціаноферату(II) калію (жовта кров'яна сіль) і спостерігати утворення осаду. Аналогічну реакцію провести і з розчином солі Cu^{2+} :



8. В пробірку налити розбавлений розчин $KMnO_4$, підкислити H_2SO_4 і додати розчин гексаціаноферату (II) калію. Що спостерігається? Записати рівняння реакції, враховуючи, що $Fe(II)$ окиснюється $KMnO_4$ до $Fe(III)$:



9. В дві пробірки налити по 0,5 мл розчину $CuSO_4 \cdot 5H_2O$; додати в одну розчин $BaCl_2$, в іншу внести шматочок металічного олова і спостерігати виділення на його поверхні металічної міді.



Отримати сульфат тетрамінкупрум (II): в пробірку з 0,5 мл розчину $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ по краплинах додавати 25 %-й розчин аміаку при перемішуванні

до утворення осаду гідроксосульфату купруму і подальшого його розчинення внаслідок утворення $[Cu(NH_3)_4]SO_4$.

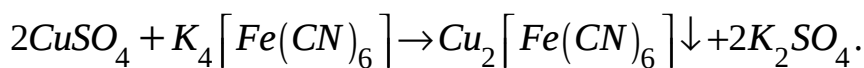
Розчин розділити на дві пробірки: в одну додати $BaCl_2$, в іншу металічне олово. Чи спостерігаються аналогічні явища, як у випадку $CuSO_4 \cdot 5H_2O$?

10. Одержання внутрішньокмплесних сполук.

В три пробірки внести по 3 краплі розчину хлориду феруму (III). Одну залишити як контроль. В дві інші додати по 3 краплі розчину лугу. До осаду $Fe(OH)_3$, що утворився, додати в одну пробірку 12 – 15 крапель 1 М розчину оксалатної кислоти $HOOC - COOH$, в другу – стільки ж 1 М розчину цитратної кислоти $H_2C(COOH) - CH(OH)COOH$. В усі три пробірки внести по 1 – 2 краплі 0,01 М розчину роданіду калію, який з йонами Fe^{3+} утворює комплекс $Fe(SCN)_3$ криваво-червоного кольору. Чи в усіх пробірках спостерігається забарвлення?

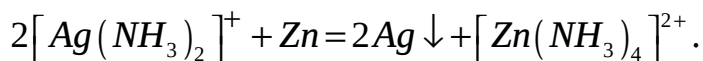
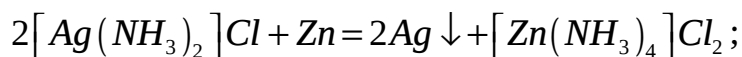
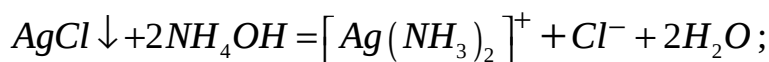
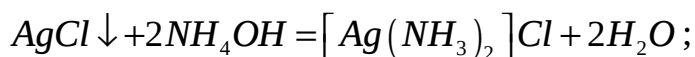
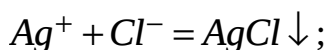
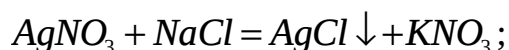
11. Кмплесні сполуки в реакціях обміну.

В пробірку з 4 – 5 краплями розчину $CuSO_4$ додати такий же об'єм розчину $K_4[Fe(CN)_6]$, спостерігаючи утворення осаду червоно-коричневого кольору



12. Кмплесні сполуки в окисно-відновних реакціях.

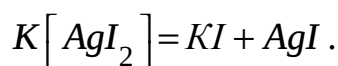
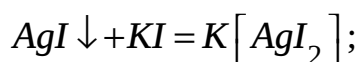
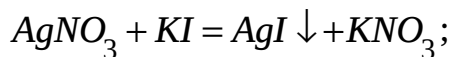
До 4 – 5 крапель розчину $AgNO_3$ додати розчин $NaCl$ до утворення білого осаду, а потім 25 %-й розчин аміаку до зникнення осаду. Додати в розчин гранулу металічного цинку. Що при цьому відбувається?



13. Руйнування кмплесних сполук різними способами.

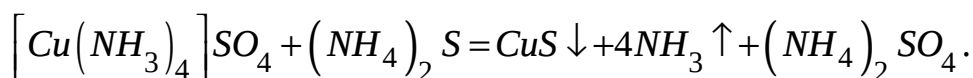
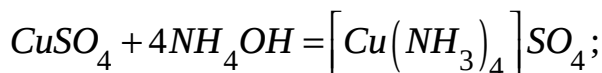
а) Розбавлення розчину.

Внести в пробірку 2 краплі розчину нітрату аргентуму і додати по краплинах при струшуванні розчин йодиду калію до появи жовтого осаду AgI і подальшого його розчинення завдяки утворенню комплексу. До одержаного розчину додати кілька краплин води. Чому знову з'являється осад?



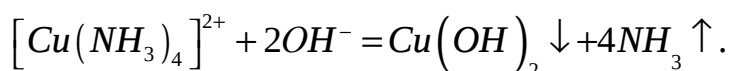
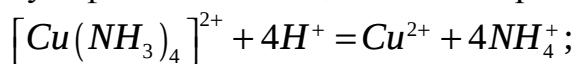
б) Осадження комплексоутворювача.

Отримати комплекс $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ дією концентрованого розчину аміаку на $CuSO_4$. До волошкового розчину комплексу додати кілька краплин розчину сульфиду натрію чи амонію. Чим пояснити появу чорного осаду?



в) Зміна pH розчину.

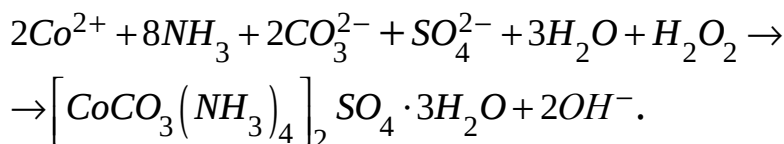
Одержати розчин $[Cu(NH_3)_4]SO_4$. Розчин розділити навпіл, додавши до однієї частини розчин сульфатної кислоти, до іншої – розчин лугу:



Лабораторна робота 13

Одержання комплексної сполуки $[CoCO_3(NH_3)_4]_2SO_4 \cdot 3H_2O$

Вихідними речовинами є: $CoSO_4 \cdot 7H_2O$, NH_4OH , 25 %-й водний розчин, $(NH_4)_2CO_3$, H_2O_2 , 30 %-й розчин. Синтез описується хімічною реакцією:



Кількість синтезованого продукту вказує викладач. Необхідну для синтезу кількість солі кобальту розрахувати за рівнянням реакції.

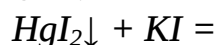
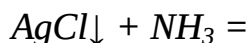
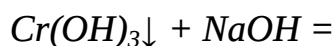
В конічну колбу місткістю 100 мл внести наважку кристалогідрату $CoSO_4 \cdot 7H_2O$, карбонат амонію і 25%-й водний розчин аміаку із розрахунку відповідно 10 г і 25 мл на 5 г $CoSO_4 \cdot 7H_2O$. Суміш перемішати до розчинення солей, за необхідності додати воду. До одержаного темно-фіолетового розчину додати 3 мл 30%-го пероксиду гідрогену і витримати розчин за кімнатної температури 15 – 20 хв; розчин стає криваво-червоним. Перелити його у чашку і упарити на водяній бані до 30 – 40 мл. В процесі упарювання поступово додати у розчин 5 г кристалічного $(NH_4)_2CO_3$.

Гарячий розчин фільтрувати на воронці Бюхнера (для очищення від оксиду кобальту, який може утворюватися за даних умов). Фільтрат перелити в хімічну склянку і упарити приблизно до 20 мл, після чого повільно охолодити в кристалізаторі з льодом або снігом.

Кристали відфільтрувати на лійці Бюхнера, підсушити, просмоктуючи повітря через осад на фільтрі 5 – 15 хв. Кристали зважити і розрахувати вихід продукту (у відсотках). Отриману речовину здати викладачу.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Дати визначення комплексних (координаційних) сполук.
2. Пояснити будову, написати дисоціацію як сильного електроліту, дисоціацію як слабого електроліту та вираз константи нестійкості комплексних сполук: $K_2[HgI_4]$; $[Ag(NH_3)_2]Cl$; $HgCl_2$.
3. Навести приклади комплексних сполук з моно-, ди- і полідентатними лігандами.
4. Навести способи одержання комплексних сполук та відповідні реакції.
5. Який вплив чинить на стійкість комплексів $K_4[Fe(CN)_6]$ та $K_3[Fe(SCN)_6]$ кислотність середовища? Відповідь обґрунтувати, написати відповідні рівняння реакцій.
6. Визначити ступінь окиснення центрального атома в координаційних сполуках і назвати їх за систематичною номенклатурою:
 $Fe(CO)_5$; $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$; $Na[Al(OH)_4(H_2O)_2]$; $[Cu(SCN)_2(NH_3)_2]$.
7. Хімічні властивості комплексних сполук.
8. Закінчити реакції одержання комплексних сполук:



9. В якій із наведених реакцій надмір осаджувача може викликати розчинення осаду, обумовлене утворенням комплексних сполук:



Дописати наведені вище рівняння і врівняти коефіцієнти.

10. Як себе поведитимуть у сильнолужному і аміачному середовищі такі фосфати: $CrPO_4$; $AlPO_4$; Ag_3PO_4 ; $Co_3(PO_4)_2$? Написати відповідні рівняння реакцій.

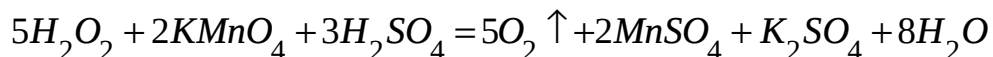
Тема 8. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Окисно-відновними реакціями називаються реакції, які супроводжуються передачею електронів від відновника до окисника.

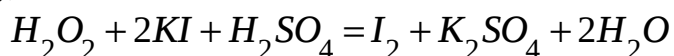
Окисники – це часточки (атоми, молекули, йони), які приєднують електрони і відновлюються ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, HNO_3).

Відновники – частинки, які віддаючи електрони, окиснюються (KI , H_2S , Mg).

Окремі речовини, в яких елемент має проміжну ступінь окиснення (H_2O_2 , $NaNO_2$, $Na_2C_2O_4$), можуть проявляти як окисні, так і відновні властивості:



(H_2O_2 – відновник);



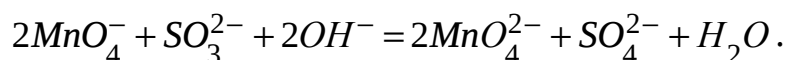
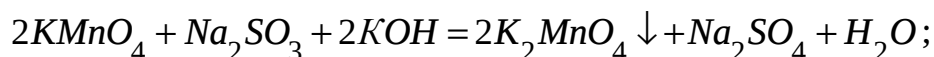
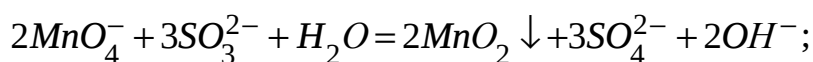
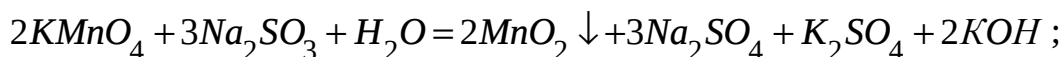
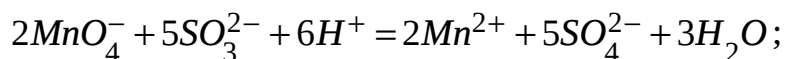
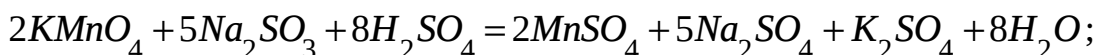
(H_2O_2 – окисник).

На проходження окисно-відновних реакцій впливає не лише природа реагуючих речовин, а і умови: температура, pH середовища, наявність конкуруючих реакцій за участю як вихідних речовин окисно-відновної взаємодії, так і її продуктів. При взаємодії $KMnO_4$ з Na_2SO_3 утворюється Na_2SO_4 , а $KMnO_4$ залежно від pH середовища відновлюється по-різному: в кислому – до Mn^{2+} , в нейтральному – до MnO_2 , в сильнолужному – до MnO_4^{2-} .

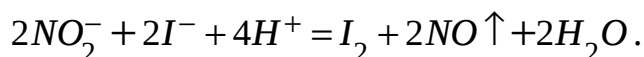
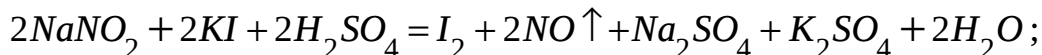
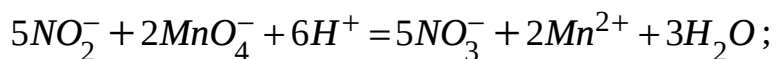
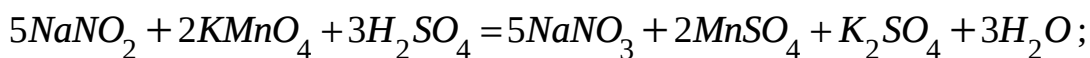
Лабораторна робота 14

Проведення окисно-відновних реакцій з участю різних речовин

1. В три пробірки налити розчин $KMnO_4$, в одну додати H_2SO_4 , в другу – трохи дистильованої води, в третю – розчин лугу, перемішати, а потім у кожную пробірку внести по краплях при перемішуванні розчин Na_2SO_3 . Перебіг реакції можна записати таким чином:

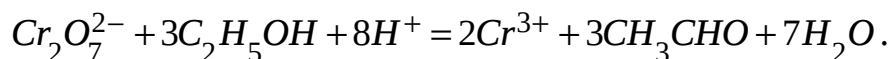
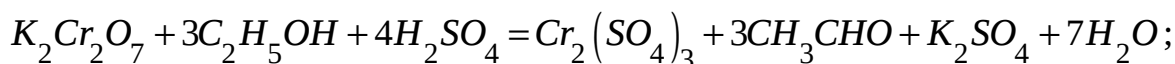


2. В дві пробірки налити розчин NaNO_2 , додати по кілька краплин H_2SO_4 (для створення кислого середовища), а згодом у першу пробірку внести розчин KMnO_4 , в другу – розчин KI . Зникнення забарвлення перманганату калію і поява жовто-коричневого кольору розчину при додаванні KI описують хімічні реакції:

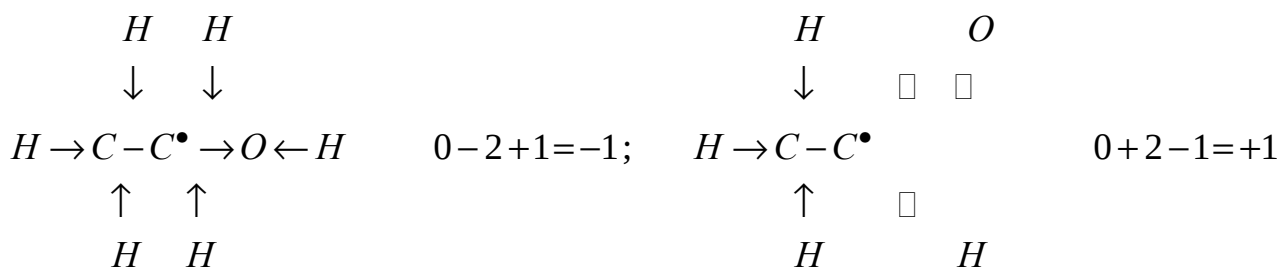


3. Органічні речовини в якості відновників. Відновлення дихромату калію етанолом.

В пробірку з 5 – 6 краплями розчину дихромату калію додати 2 – 3 краплі концентрованої сульфатної кислоти і 4 – 5 крапель етилового спирту. Відмітити зміну кольору розчину і появу специфічного «яблучного» запаху ацетальдегіду CH_3CHO :

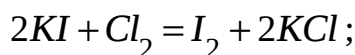


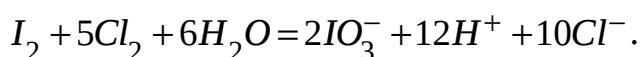
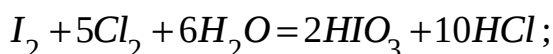
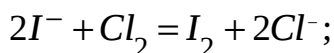
В молекулах етанолу і ацетальдегіду, графічні формули яких мають такий вигляд



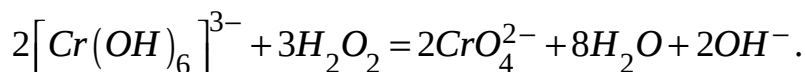
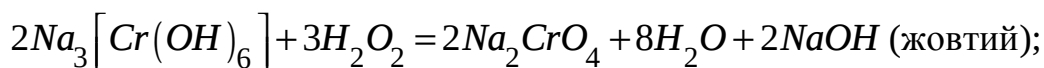
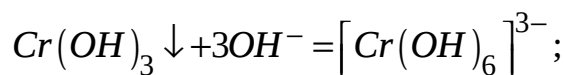
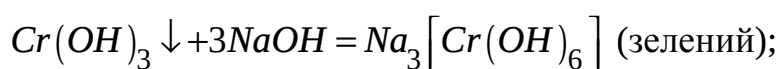
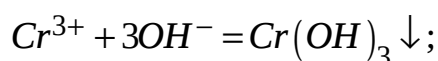
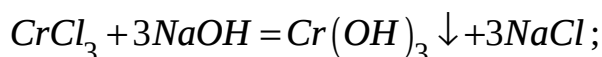
атоми карбону, відмічені $\bullet$, мають ступені окиснення відповідно -1 та +1.

4. В пробірку налити розчин йодиду калію, додати кілька краплин оцтової кислоти і бензол, щоб товщина його шару становила приблизно 5 мм, а потім по краплинах при інтенсивному перемішуванні хлорну воду до появи рожево-фіолетового забарвлення органічного шару, а потім зникнення. Йод, який виділився, погано розчиняється у воді, але добре у неполярному органічному розчиннику, який його екстрагує з водного розчину, набуваючи характерного забарвлення. За надміру хлору йод окиснюється до йодат-іонів IO_3^- і органічний шар стає безбарвним:





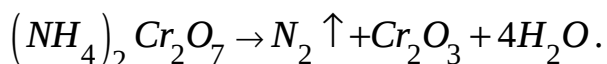
5. В пробірку налити розчин хлориду хрому (III) і додати по краплинах розчин лугу до появи і подальшого зникнення осаду. До одержаного розчину приливати розчин пероксиду гідрогену H_2O_2 і злегка нагрівати до зміни забарвлення розчину із зеленого на жовтий. Ці перетворення описують хімічні реакції:



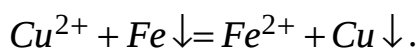
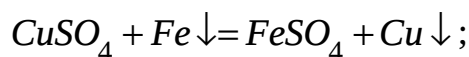
6. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції.

В суху пробірку внести невелику кількість дихромату амонію $(NH_4)_2Cr_2O_7$. Пробірку закріпити у пробіркотримачі і обережно нагрівати у полум'ї газового пальника до початку реакції (отвір пробірки повинен бути спрямований в сторону від себе і інших присутніх; дослід проводити під витяжною шафою), потім нагрівання припинити.

Чому цю реакцію називають «вулканчиком»? До якого типу окисно-відновних реакцій відноситься процес термічного розкладу дихромату калію? Чому не виділяється аміак?



7. У пробірку з розчином солі купрум(II) додати гранулу металічного цинку або залізні ошурки і залишити на деякий час. Які візуальні зміни спостерігаються? Цей процес називається *внутрішньою цементацією* і описується хімічною реакцією:



Де використовують процес цементації?

8. Реакція диспропорціонування хлору.

Внести в пробірку 5 крапель хлорної води і додати по краплинах розчин лугу до знебарвлення розчину:

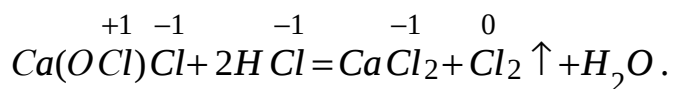


Лабораторна робота 15

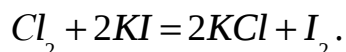
Визначення вмісту «активного» хлору в білильному вапні

Білильне вапно $Ca(OCl)Cl$ є змішаною сіллю хлоридної HCl і хлорноватистої $HClO$ кислот. Солі хлорноватистої кислоти (гіпохлорити), містять хлор у ступені окиснення +1 і проявляють сильні окисні властивості.

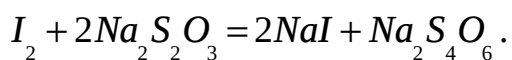
Вміст «активного» хлору (Cl^{+1}) у білильному вапні визначають, встановлюючи кількість хлору, що виділяється при його взаємодії з хлоридною кислотою:



Якщо в систему ввести йодид калію (у надлишку), то виділяється еквівалентна кількість йоду:



Кількість йоду, що виділився, визначається титруванням 0,05 М розчином тіосульфату натрію в присутності крохмалю, який з йодом дає сполуку синього кольору:



Встановивши об'єм розчину тіосульфату натрію, витраченого на титрування йоду, обчислити кількість еквівалентів йоду (і хлору), вміст хлору «активного» в наважці і масову частку «активного хлору» у білильному вапні.

Виконання роботи. В конічну колбу внести наважку (0,10 – 0,20 г) білильного вапна, зважену на аналітичних терезах, додати невелику кількість дистильованої води, 5 мл 2 М розчину хлоридної кислоти і ~ 0,5 г кристалічного йодиду калію. Колбу закрити пробкою і на 8 – 10 хв помістити у темне місце. Згодом у колбу додати 15 – 20 мл дистильованої води і відтитрувати стандартним розчином тіосульфату натрію до солом'яно-жовтого кольору, обумовленого наявністю невеликої кількості йоду, додати 1 мл 0,5 %-го розчину крохмалю і продовжити титрувати до зникнення синього кольору.

Обчислити вміст «активного» хлору в наважці і масову частку «активного» хлору в білильному вапні за формулами:

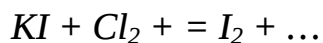
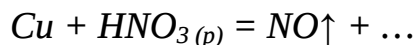
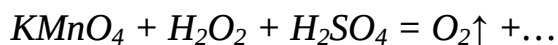
$$m(Cl) = M\left(\frac{1}{z}Cl\right) \cdot C\left(\frac{1}{z}Na_2S_2O_3\right) \cdot V(Na_2S_2O_3) = 35,5 \cdot 0,05 \cdot V(Na_2S_2O_3) = 1,775 \cdot V(Na_2S_2O_3);$$

$$w(Cl), \% = \frac{m(Cl)}{m_{вапна}} \cdot 100 = \frac{1,775 \cdot V(Na_2S_2O_3)}{m_{вапна} \cdot 1000^*} \cdot 100,$$

1000^* в знаменнику вводиться для перерахунку маси з грамів у міліграми, оскільки, якщо в чисельнику об'єм наведений у мілілітрах, розмірність маси буде у міліграмах.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

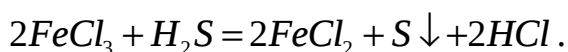
1. Що таке ступінь окиснення і як його визначають? Визначити ступінь окиснення елементів у сполуках: Mg_3P_2 , Cu_2S , $Ca(OCl)_2$, $(NH_4)H_2PO_4$, $KMnO_4$, $Fe(CrO_2)_2$, CH_3CHO .
2. Що таке окисник і відновник? Навести приклади найважливіших окисників і відновників.
3. Закінчити рівняння окисно-відновних реакцій і добрати коефіцієнти у схемах таких реакцій методом електронного балансу:



4. Перелічити типи окисно-відновних реакцій і навести конкретні приклади.
5. Як прогнозують напрямок перебігу окисно-відновних реакцій за значенням редокс-потенціалів?
6. Використовуючи таблицю стандартних окисно-відновних потенціалів, вказати, яка з систем є сильнішим окисником: MnO_4^- / Mn^{2+} ; $Cr_2O_7^{2-} / 2Cr^{3+}$; PbO_2 / Pb^{2+} .
7. Визначити, в якому напрямку за стандартних умов проходять реакції:

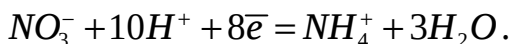
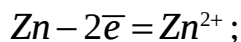


8. Обчислити константу рівноваги окисно-відновної реакції



9. В яких із наведених сполук манган виявляє і окисні і відновні властивості: $KMnO_4$, K_2MnO_4 , MnO , MnO_2 . Навести відповідні окисно-відновні реакції.

10. Наведені напівреакції перетворити на йонно-молекулярне рівняння і зазначити суму коефіцієнтів у ньому:



11. З яких напівреакцій складається наведена окисно-відновна реакція:



Написати для них рівняння Нернста.

Тема 9. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

Лабораторна робота 16

Дослідження залежності електрорушійної сили (ЕРС) гальванічного елемента від концентрації солі

Роботу виконати з гальванічним елементом $Pb, Pb^{2+} || Cu^{2+}, Cu$ (рис.7).

Виконання роботи. З вихідного $0,1M$ розчину $Pb(NO_3)_2$ приготувати два розбавлені розчини ($0,01M$ і $0,001M$). Піпеткою (обов'язково з гумовою



Рис.7. Схема гальванічного елемента:

1 – мідний електрод; 2 – розчин $CuSO_4$;

3 – сольовий місточок; 4 – свинцевий електрод;

5 – розчин $Pb(NO_3)_2$.

грушею, оскільки солі плюмбуму отруйні) відібрати 10 мл вихідного розчину, перенести його в чисту мірну колбу на 100 мл і довести об'єм дистильованою водою до риски, ретельно перемішати, закривши колбу пробкою. Аналогічно розбавити одержаний розчин ще в 10 разів.

В 4 хімічні склянки місткістю 50 мл налити по 10 – 20 мл $0,1 M$ розчину $CuSO_4$, концентрація якого в ході вимірювань не змінюється, в наступні 3 склянки – розчини $Pb(NO_3)_2$ в порядку збільшення концентрації ($0,001$, $0,01$ і

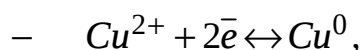
0,1 М). В розчин $CuSO_4$ занурити мідний електрод, свинцевий – у розчин $Pb(NO_3)_2$ найменшої концентрації. Напівелементи з'єднати сольовим місточком і виміряти електрорушійну силу (ЕРС) гальванічного елементу за допомогою високоомного мілівольтметра.

Не відключаючи мілівольтметр, перенести свинцевий електрод і відповідний кінець сольового місточка в більш концентрований розчин $Pb(NO_3)_2$ і знову виміряти ЕРС елемента. Потім виміряти ЕРС, помістивши свинцевий електрод в 0,1 М розчин $Pb(NO_3)_2$.

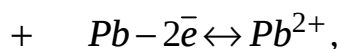
Після закінчення вимірювань прилад відключити, сольовий місточок помістити у розчин нітрату калію, помити склянки і сполоснути електроди.

ЕРС гальванічного елементу – різниця електродних потенціалів окисника і відновника, дорівнює різниці електродних потенціалів анода і катода. За значенням стандартних електродних потенціалів можна розрахувати стандартну ЕРС елемента.

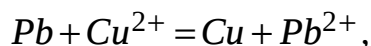
У випадку гальванічного елементу $Pb, Pb^{2+} || Cu^{2+}, Cu$ катодом буде мідний електрод, де відбувається процес електровідновлення:



свинцевий електрод виступає анодом, де проходить електроокиснення:



а сумарна реакція в гальванічному елементі виражається рівнянням



тобто відновником буде Pb , а окисником – Cu^{2+} .

Стандартна ЕРС гальванічного елементу складає:

$$E^0 = E^0_{Cu^{2+}/Cu} - E^0_{Pb^{2+}/Pb} = 0,337 - (-0,126) = 0,463 \text{ В}.$$

Якщо хімічна реакція в гальванічному елементі протікає оборотно, то зв'язок між ЕРС і зміною енергії Гіббса в окисно-відновному процесі за постійних температури і тиску може бути виражена співвідношенням

$$\Delta G = -nFE.$$

Використовуючи енергію Гіббса, можна обчислити константу рівноваги реакції, що відбувається в гальванічному елементі, з такого співвідношення:

$$\Delta G^0 = -19,15T \lg K.$$

Звідки
$$\lg K = -\frac{\Delta G^0}{19,15T} = \frac{nFE^0}{19,15T}.$$

За температури 298 К
$$\lg K = \frac{nE^0}{0,0592}.$$

Для кожного експериментально знайденого значення ЕРС розрахувати зміну енергії Гіббса, а за рівнянням Нернста обчислити $E_{експ.}^0$. При розрахунку (для кожної концентрації нітрату плюмбуму) необхідно використовувати активності йонів; коефіцієнти активності γ у водних розчинах $Pb(NO_3)_2$ з концентраціями 0,001; 0,01; 0,1 (за температури 25° С) становлять відповідно 0,88; 0,69; 0,37. Активність йонів дорівнює добутку загальної концентрації на коефіцієнт активності: $a = fC$.

Для редокс-пари Pb^{2+}/Pb рівняння Нернста має вигляд

$$E_{Pb^{2+}/Pb} = E_{Pb^{2+}/Pb}^0 + \frac{0,059}{2} \lg a_{Pb^{2+}} = -0,126 + 0,030 \lg a_{Pb^{2+}}.$$

Знайдене середнє значення ($E_{експ.}^0$)_{сер.} співставити зі значенням $E_{табл.}^0$, розрахованим за таблицею стандартних електродних потенціалів.

Результати вимірювань і розраховані дані записати в таблицю.

Таблиця. Результати вимірювання ЕРС свинцево-мідного гальванічного елемента за різної концентрації іонів Pb^{2+}

Т, К	$C_{Cu^{2+}}$, моль/л	$C_{Pb^{2+}}$, моль/л	Е, В	ΔG , Дж	$E_{експ.}^0$, В	$(E_{експ.}^0)_{сер}$, В	$E_{табл.}^0$, В	Похибка, %
298	0,1	0,001						
		0,01						
		0,1						

Розрахувати константу рівноваги реакції.

Побудувати графік залежності ЕРС від логарифму активності йонів плюмбуму і зробити висновок щодо відповідності одержаної експериментальної залежності рівнянню Нернста.

- Для вимірювання ЕРС гальванічного елемента використовується високоомний мілівольтметр, можна використати звичайні рН-метри (рН – 121; рН – 340; універсальний іономер ЭВ – 74 тощо).

Лабораторна робота 17

Визначення ЕРС гальванічного елемента. Напрямок окисно-відновних процесів. Електроліз водних розчинів

А. Складання мідно-цинкового гальванічного елемента (рис. 8).

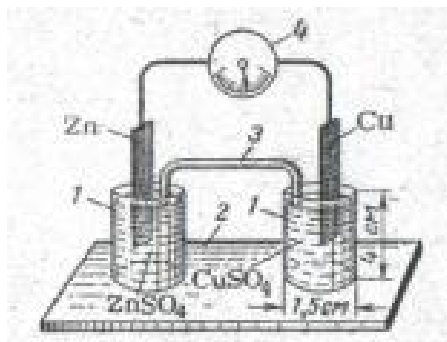


Рис. 8. Гальванічний елемент: 1 – мікростаканчик; 2 – підставка;
3 – електролітний місток; 4 – гальванометр.

Один з мікростаканчиків заповнити 1 М розчином сульфату цинку, другий – 1 М розчином сульфату купруму доверху і поставити їх в заглиблення на підставці та з'єднати електролітним місточком 3, заповненим сумішшю насиченого розчину хлориду калію і агар-агару. Занурити в розчин сульфату цинку вузьку цинкову пластинку, а в розчин сульфату купруму – мідну, з'єднати їх дзвонковим проводом із гальванометром 4. Спостерігати відхилення стрілки гальванометра, обумовлене появою електричного струму внаслідок різних значень стандартних електродних потенціалів електродів Zn^{2+}/Zn та Cu^{2+}/Cu .

Написати процеси, що відбуваються на електродах гальванічного елемента і сумарне хімічне рівняння, що забезпечує появу електричного струму. Вказати напрям переміщення електронів у зовнішньому ланцюзі і йонів у розчині. Обчислити ЕРС гальванічного елемента.

Б. Напрямок окисно-відновних процесів.

Визначити напрям окисно-відновної реакції:



Внести в пробірку по 2-3 краплі розчину сульфату хрому (III), стільки ж розчину сульфату калію і 1-2 краплі йоднової води. Чи спостерігаються візуальні зміни?

В другу пробірку внести по кілька крапель розчинів дихромату калію, сульфатної кислоти і йодиду калію. На що вказує зміна кольору розчину?

Написати рівняння напівреакцій окиснення і відновлення даної окисно-відновної реакції. Розглянути дану реакцію як процес, що протікає при роботі гальванічного елемента та визначити його ЕРС.

В. Корозія заліза.

Дві пробірки наполовину заповнити дистильованою водою, додати по 2-3 краплі 1М H_2SO_4 і гексаціаноферату (III) калію $K_3[Fe(CN)_6]$, який з йонами Fe^{2+} утворює сполуку $KFe[Fe(CN)_6]$ синього кольору. Розчини перемішати скляною паличкою.

В одну пробірку покласти залізну скрепку із шматочком цинку, в другу – із шматочком олова. Через кілька хвилин розчин почне синіти. Який з них?

Дати схему переходів електронів при корозії заліза, вкритого шаром цинку і олова.

Г. Електроліз водного розчину йодиду калію з інертними електродами.

Схема електролізера (U – подібної трубки) наведена на рис. 9.

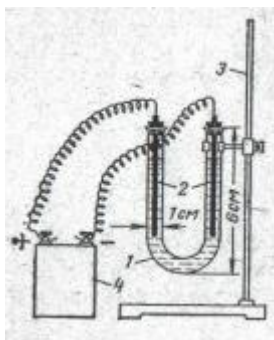


Рис. 9. Прилад для електролізу: 1 – U-подібна трубка; 2 – електроди; 3 – штатив; 4 – батарейка.

Електроди виготовити із графітового стержня простого олівця. Джерелом струму є батарейка кишенькового ліхтарика. Електроди перед дослідом ретельно промити водою.

Відмітити зміну кольору розчину біля катода і анода. Які процеси там відбуваються?

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Навести схему гальванічного елемента. Які процеси відбуваються на катоді і аноді? Що таке електричний струм? Який вид енергії переходить в електричну?
2. Написати процеси, що відбуваються при електролізі розплаву і розчину хлориду натрію?

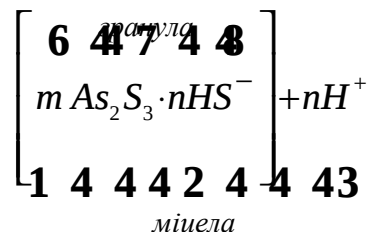
3. Що таке ряд напруг? Навести наслідки із ряду напруг.
4. Сформулювати закон Фарадея (закон електролізу) та навести його математичний вираз.
5. За наявності у водному розчині хлорид- та сульфат-іонів, у якій послідовності вони розряджаються на аноді? Написати рівняння електрохімічних процесів, що при цьому відбуваються.
6. Що таке процес рафінування міді? З якою метою він використовується?
7. Що таке електрорушійна сила гальванічного елемента? Від чого залежить її величина?
8. Які процеси відбуваються на катоді і аноді (інертних) при електролізі розчину йодиду калію?
9. Що таке стандартні окисно-відновні потенціали та як їх визначають?
10. Яким буде середовище біля катода і анода при електролізі водного розчину Na_2SO_4 ? Як це можна довести?

Тема 10. КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ

Серед дисперсних систем колоїдні розчини займають проміжне положення між суспензіями і істинними розчинами. Діаметр розподілених частинок в рідкій фазі колоїдного розчину коливається від 1 до 100 мкм. Колоїдні розчини можуть бути отримані двома різними методами: *дисперсійним* (зменшення величини часток більш грубих дисперсних частинок - суспензій) і *конденсаційним* (збільшенням величини частинок істинних розчинів, що мають молекулярну або йонну дисперсію речовин). Колоїдні розчини називаються *золями*. На відміну від істинних розчинів, колоїдні розчини є оптично неоднорідними системами, оскільки світлові промені в них піддаються розсіюванню. Завдяки тому, що розміри частинок колоїдного розчину однієї і тієї ж речовини коливаються в широких межах, забарвлення цих розчинів може бути різним.

Зважаючи на виключно високий ступінь дисперсності речовини, колоїдним розчинам притаманні всі явища, що відбуваються на поверхні розподілу двох фаз, особливо процес поглинання різних речовин (адсорбція). Одним з продуктів адсорбції з розчинів можуть бути молекули розчинника, зокрема, води. Колоїдні речовини, які адсорбують молекули розчинника, називаються *ліофільними* (клей, желатина, силіційова кислота); *ліофобні* колоїди не адсорбують молекул розчинника або поглинають їх у незначній кількості (сульфіди металів). Частинки колоїдного розчину, крім молекул розчинника,

можуть адсорбувати на своїй поверхні йони. Колоїди, які адсорбують позитивні йони, називаються *позитивними* (гідроксиди металів), ті, що адсорбують негативні йони - *негативними* (сульфіди металів). Колоїдні частинки з адсорбованими йонами називаються *гранулами*, а разом з йонами протилежного знаку ("протиіонами"), пов'язаними з гранулами, – *міцелами*. Якісний склад міцели сульфиду арсену може бути виражений таким чином:



Під дією електричного струму гранули рухаються до одного електроду, а протиіони до іншого. Рух колоїдних частинок під впливом електричного струму називається *електрофорезом*. Методом електрофорезу визначається знак заряду гранул у міцелах.

Колоїдні розчини – системи досить стійкі (вони можуть залишатися без зміни досить тривалий час). Відносна стійкість колоїдних систем визначається співвідношенням між силами тяжіння, що викликають укрупнення частинок, і силами відштовхування, які перешкоджають цьому процесу. Ефект відштовхування обумовлений електростатичними силами, що виникають між частинками, які несуть однойменний заряд. У ліофільних колоїдах укрупненню частинок заважає також сольватна оболонка молекул розчинника.

Нейтралізація електростатичних зарядів гранул викликає укрупнення частинок і утворення більш складних агрегатів; цей процес називається *коагуляцією*. Ліофільні колоїди при випаданні в осад захоплюють з собою відносно велику кількість розчинника, утворюючи желатиноподібну масу, так звані *студні* або *гелі*. Речовини, що викликають коагуляцію, називають *коагулянтами*, до яких відносяться різні електроліти. Колоїди називають *оборотними*, якщо осад, який випадає із колоїдного розчину при додаванні розчинника, може знову переходити в рідку фазу з утворенням золя. *Необоротні* колоїди при додаванні розчинника не переходять у рідку фазу, але можуть утворювати золь за наявності мізерних кількостей електроліту; це явище отримало назву *пептизації*.

Лабораторна робота 18

Колоїдні розчини

А. Одержання і стабілізація суспензії крейди у воді.

Налити в дві пробірки до половини їх об'єму дистильовану воду, в одну з них додати 1 мл 0,5 %-го розчину желатини, а потім в обидві додати по мікрошпателю розтертої в порошок крейди та інтенсивно збовтати. Поставити пробірки в штатив і спостерігати за швидкістю розшарування суспензії. Яку функцію виконує желатина?

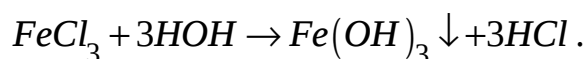
Б. Одержання і стабілізація емульсії бензолу у воді.

В дві пробірки налити до половини об'єму дистильовану воду, додати по 8 крапель бензолу і в одну з пробірок 10 крапель 1 %-го спиртового розчину мила. Пробірки закрити пробками, збовтати, і, поставивши в штатив, спостерігати за процесом розділення емульсії на шари.

Стабілізуюча дія мила пояснюється тим, що колоїдні часточки мила $R\text{-COONa}$ здатні до електролітичної дисоціації і при адсорбції на поверхні крапель бензолу після відщеплення йонів Na^+ набувають одноіменний заряд. Мило утворює плівку на поверхні крапель бензолу і запобігає злипанню їх, а також зменшує поверхневий натяг.

В. Одержання колоїдного розчину гідроксиду феруму (III).

В стакан місткістю 50 мл налити 20 мл дистильованої води, нагріти до кипіння і при перемішуванні скляною паличкою поступово ввести 30 крапель розчину FeCl_3 , знову нагріти і кип'ятити впродовж 1 – 2 хв. Відмітити колір золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$, що утворився в результаті гідролізу:



Г. Коагуляція золю гідроксиду феруму (III) електролітами.

Налити в три пробірки до половини їх об'єму одержаний у попередньому досліді гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$. По краплинах додати із бюреток при перемішуванні розчини з молярною концентрацією еквівалента 0,1 моль/л: в першу пробірку – NaCl , в другу – Na_2SO_4 , в третю – Na_2HPO_4 . Рахувати кількість крапель до появи каламуті чи осаду.

Як впливає заряд коагулюючого йона?

Д. Пептизація осаду гідроксиду феруму (III).

Внести в мікроколбу 20 крапель FeCl_3 і додавати по краплинах розчин аміаку до повного осадження $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Дати осаду осісти, злити з нього надосадкову рідину і двічі промити водою, щоразу перемішуючи осад. До промитого осаду додати 2 мл води, розмішати скляною паличкою і розділити одержану масу на 3 пробірки. Вміст однієї пробірки залишити без змін

(контроль), в другу додати 2 – 3 краплі 0,1 М розчину хлоридної кислоти, в третю – стільки ж насиченого розчину $FeCl_3$. Перемішати, поставити пробірки у штатив, а через 10 хв порівняти їх вміст і пояснити результати спостережень.

Е. Захист золю $Fe(OH)_3$.

В конічній колбі на 100 мл приготувати приблизно 50 мл колоїдного розчину $Fe(OH)_3$ (дослід В). Після охолодження гідрозоль налити піпеткою по 10 мл в 4 пробірки і поставити їх у штатив. Налити в бюретку 0,00125 М розчин сульфату натрію і додати з неї в кожен пробірку по 3 мл. Згодом додати 0,1%-й розчин желатини в усі пробірки в кількостях, вказаних нижче:

№ пробірки	1	2	3	4
Об'єм розчину желатини, мл	0,2	0,3	0,4	0,5

Вміст пробірок перемішати і через 5 хв знайти дві сусідні пробірки, в одній з яких рідина залишилась прозорою, в іншій з'явилась легка каламуть. В якому випадку желатина проявила свою захисну дію?

Ж. Визначення порогу коагуляції.

Порогом коагуляції називають найменшу концентрацію електроліту (в молях на 1 л золю), яка викликає коагуляцію.

Виконання роботи. Приготувати гідрозоль гідроксиду феруму (III): в конічній колбі на 200 мл нагріти до кипіння 150 мл дистильованої води і додати до неї по краплинах 10 мл 2 %-го розчину $FeCl_3$. Утворюється прозорий гідрозоль. Дати йому охолонути і налити в бюретку на 50 мл. В другу бюретку налити воду, в третю – 0,00125 М розчин Na_2SO_4 .

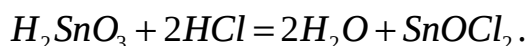
Приготувати 2 штативи з 5 пробірками в кожному і пронумерувати їх від 1 до 10. В усі 5 пробірок (1 – 5) в першому штативі налити по 5 мл гідрозолю $Fe(OH)_3$. В других 5 пробірках (6 – 10) приготувати розчин Na_2SO_4 різної концентрації, наливаючи воду і розчин Na_2SO_4 у таких співвідношеннях:

№ пробірки	6	7	8	9	10
Вода, мл	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5
Розчин Na_2SO_4 , мл	2,5	2,0	1,5	1,0	0,5

Приготовані розчини Na_2SO_4 влити у пробірки із золем в такому порядку: 1) з № 6 в № 1; 2) з № 7 в № 2; 3) з № 8 в № 3; 4) з № 9 в № 4; 5) з № 10 в № 5. Вміст кожної пробірки перемішати скляною паличкою і залишити на 10 хв. Відмітити пробірку, вміст якої найменш каламутний і розрахувати в ній концентрацію Na_2SO_4 (в молях на 1 л води), тобто поріг коагуляції золю $Fe(OH)_3$ даним електролітом.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Які розчини називаються колоїдними? Як можна їх отримати?
2. Що таке ліофільні (гідрофільні – для води) та ліофобні (гідрофобні – для води) колоїди? Навести приклади.
3. Що таке коагуляція золю? Як її можна викликати? В чому полягає коагуляційна очистка води солями алюмінію?
4. Як можна розділити молекули і колоїдні часточки? З якою метою проводять розділення?
5. Дати схему будови міцели йодиду аргентуму, якщо колоїдний розчин його був отриманий при додаванні розчину нітрату аргентуму до надлишку розчину йодиду калію. Гранула в цьому випадку несе негативний заряд.
6. Колоїдний розчин деякої речовини при додаванні електроліту не піддався коагуляції. Потім було додано спирт, що викликало коагуляцію. До якого типу колоїдів відноситься даний колоїд і яку дію спричиняє спирт?
7. При пептизації олов'яної кислоти хлоридною кислотою частково має місце наступний процес:



Оксихлорид стануму, який при цьому утворюється, розпадається на йони за таким рівнянням:



Електрофорезом встановлено, що гранули золю олов'яної кислоти переміщуються до катоду. Дати схему будови міцели олов'яної кислоти.

8. Що таке емульсія, суспензія, гель?
9. Яка з солей $NaCl$ чи Na_3PO_4 швидше спричинить коагуляцію золю $Fe(OH)_3$?
10. Застосування колоїдів.

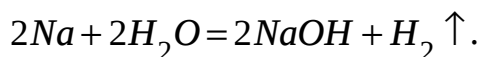
Тема 11. ЛУЖНІ МЕТАЛИ

Лужними металами називають елементи І групи головної підгрупи Періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва. Їх атоми на зовнішньому енергетичному рівні мають один електрон (ns^1), який легко віддають. Це найактивніші метали, які взаємодіють з багатьма неметалами, водою кислотами. Гідроксиди лужних металів – сильні основи (луги).

Лабораторна робота 19

Вивчення властивостей лужних металів

А. Взаємодія натрію з водою. (Груповий дослід; виконують під витяжною шафою в захисних окулярах!) У кристалізатор з водою додати кілька крапель фенолфталеїну. Пінцетом дістати невеликий шматочок металічного натрію, де він зберігається у склянці під шаром гасу, і висушити його фільтрувальним папером. Ножом відрізати шматочок металу розміром з сірникову головку і пінцетом перенести в кристалізатор з водою.

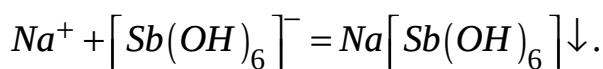
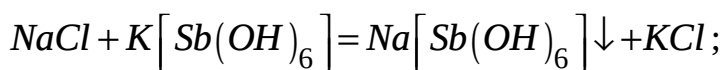


Чим пояснити появу забарвлення розчину?

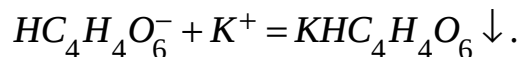
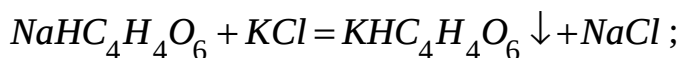
Б. Забарвлення полум'я газового пальника. Ніхромовий дріт очистити, промити розчином хлоридної кислоти і витримати у полум'ї газового пальника до зникнення кольору полум'я. По черзі його змочити розчинами солей літію, натрію і калію та внести у полум'я газового пальника, спостерігаючи за його кольором.

В. Отримання малорозчинних солей лужних металів.

1) В пробірку налити 0,5 мл розчину солі натрію і додати кілька крапель розчину гексагідроксоантимонату калію $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$, потерти стінки пробірки скляною паличкою для утворення центрів кристалізації і прискорення реакції:

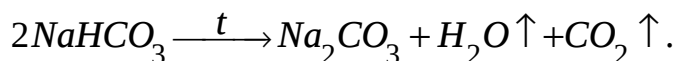


2) В пробірку налити 0,5 мл насиченого розчину солі калію і стільки ж розчину гідротартрату натрію $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$:



3) Добування карбонату натрію (груповий дослід) Невелику кількість гідрокарбонату натрію (питної соди) NaHCO_3 прожарити у порцеляновому тиглі на полум'ї газового пальника до повного виділення CO_2 . Добутий продукт розчинити у п'ятикратній (за масою) кількості води та залишити кристалізуватися за кімнатної температури. Який склад мають кристали?

Добування Na_2CO_3 з $NaHCO_3$ ґрунтується на їх різній термічній стійкості: Na_2CO_3 не руйнується при нагріванні, $NaHCO_3$ розкладається згідно реакції:



4) Гідроліз солей лужних металів. До трьох пробірок внести по кілька кристалів $NaCl$, $NaHCO_3$, Na_2CO_3 , розчинити у 2 -3 мл дистильованої води і додати по краплині розчину фенолфталеїну. В якій пробірці з'являється малинове забарвлення? Записати рівняння гідролізу.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Охарактеризувати лужні метали.
2. З якими елементами взаємодіють лужні метали? Написати відповідні реакції.
3. Які сполуки утворюють лужні метали з киснем? Охарактеризувати їх хімічні властивості.
4. Гідриди лужних металів та їх властивості.
5. Використання лужних металів.
6. Яких правил техніки безпеки слід дотримуватися при роботі з лужними металами? Як зберігають лужні метали?
7. Назвати способи одержання лужних металів.
8. Визначити величину осмотичного тиску 6 %-го розчину KOH , якщо уявна ступінь дисоціації 84 %, а питома вага за 20^0 C 1,05.
9. Яку кількість продуктів буде отримано при електролізі расплаву $NaOH$ струмом силою 0,2 А впродовж 5 годин?
10. Пояснити, чому $CsOH$ є сильнішим лугом, ніж KOH .

Тема 12. МАГНІЙ ТА ЛУЖНОЗЕМЕЛЬНІ МЕТАЛИ

Лужноземельними металами називають елементи II групи головної підгрупи: Ca , Sr , Ba , Ra ; Be і Mg до лужноземельних металів не відносяться. В не збудженому стані (ns^2) всі ці елементи проявляють нульову валентність; у збудженому (ns^1np^1) – вони двохвалентні. Легко віддаючи зовнішні електрони, лужноземельні елементи утворюють сполуки переважно з йонним зв'язком.

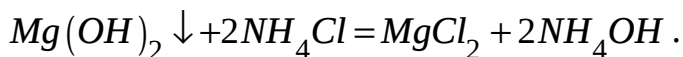
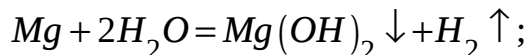
Ca , Sr , Ba розкладають воду з утворенням гідроксиду (сильної основи) і виділенням водню; взаємодіють з киснем (CaO , SrO_2 , BaO_2).

На відміну від солей лужних металів, більшість яких добре розчинна у воді, солі лужноземельних металів переважно нерозчинні.

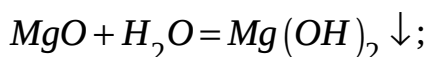
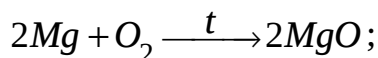
Лабораторна робота 20

Вивчення властивостей магнію та лужноземельних металів

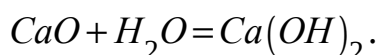
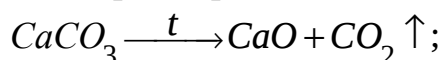
А. Взаємодія магнію з водою. В 2 хімічні склянки внести невелику кількість порошку магнію і влити в одну з них холодну, в іншу киплячу дистильовану воду. Спостерігати за ефектом. Згодом додати у склянку з холодною водою трохи хлориду амонію. Чим пояснити дію NH_4Cl ?



Б. Взаємодія магнію з киснем повітря. В металевій ложечці спалити трохи порошку магнію. Після охолодження продукти горіння розчинити у невеликій порції води, додавши краплину розчину фенолфталеїну.

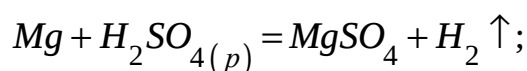
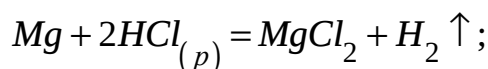


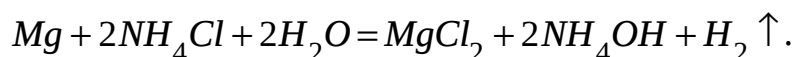
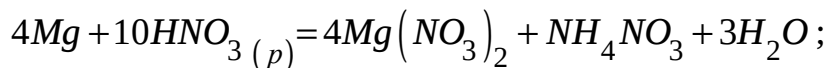
В. Добування оксиду та гідроксиду кальцію (негашеного і гашеного вапна). У муфельній печі за температури $800 - 900^\circ C$ прожарити у порцеляновому тиглі ~ 2 г карбонату кальцію впродовж 2 годин. Після охолодження муфеля вийняти щипцями тигель і охолодити в екзикаторі з б/в $CaCl_2$. Додати обережно воду по краплинах. Що спостерігається? Як називається цей процес? Додати фенолфталеїн.



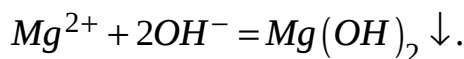
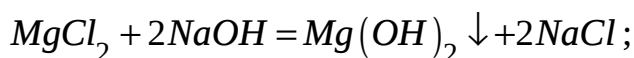
Г. Колір полум'я газового пальника. Чисту ніхромову пластинку чи дротик по черзі змочити солями Ca , Sr , Ba і внести у полум'я газового пальника. Спостерігати характерне забарвлення: жовтогаряче, карміново-червоне, жовто-зелене відповідно.

Д. Взаємодія магнію з кислотами та хлоридом амонію. В 4 пробірки покласти по невеликому шматочку магнію і додати розбавлені розчини хлоридної, сульфатної та нітратної кислот (під витяжною шафою) і спостерігати за ходом реакції. В останню пробірку налити розчин NH_4Cl , тримаючи у верхній її частині універсальний індикаторний папір, попередньо змочений водою. Чи змінюється його колір?

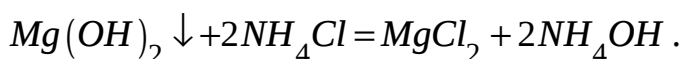
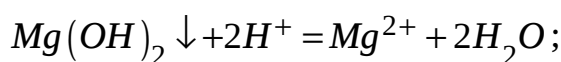
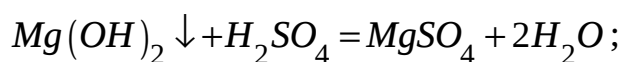
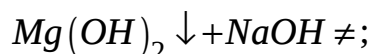




Е. Добування та властивості гідроксиду магнію. В пробірку внести 1 мл розчину солі магнію і додати розчин лугу до осадження гідроксиду:

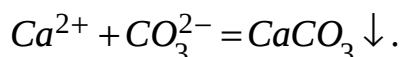
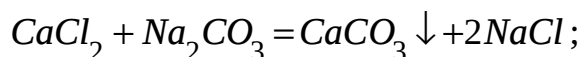
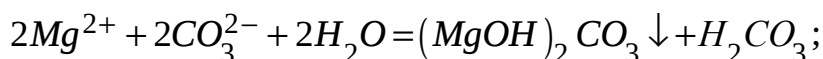
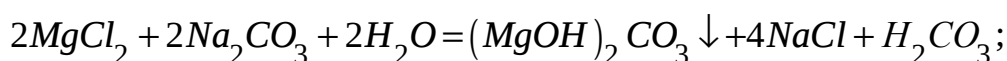


Одержану суспензію розділити на частини: до однієї додати надмір лугу, до другої – розбавлену сульфатну кислоту, до третьої – розчин хлориду амонію і нагріти до розчинення вмісту третьої пробірки. Яку дію чинить NH_4Cl ?

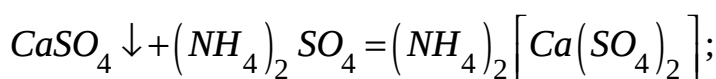
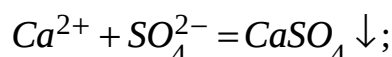
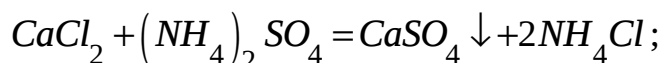


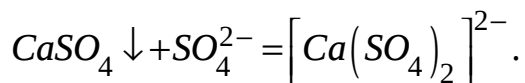
Є. Одержання малорозчинних солей магнію та лужноземельних металів.

1) Дія Na_2CO_3 . В три пробірки налити розчини солей магнію, кальцію, барію і додати розчин Na_2CO_3 . Спостерігати утворення білого осаду гідроксокарбонату магнію $(MgOH)_2CO_3$ та карбонатів $CaCO_3$ і $BaCO_3$. Чому продукти різні?

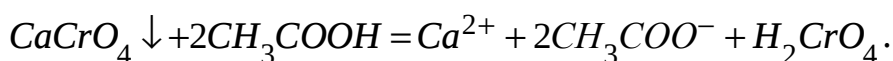
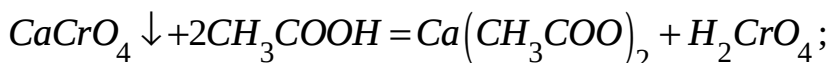
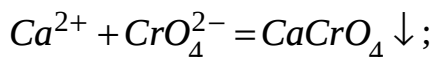
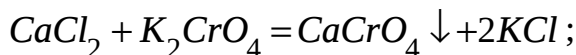


2) Дія $(NH_4)_2SO_4$ на солі кальцію і барію. В дві пробірки налити солі кальцію і барію і додати розчин сульфату амонію. У чому відмінність проходження реакцій? До осаду (каламуті) $CaSO_4$ додати надмір $(NH_4)_2SO_4$ – утворюється розчинна у воді комплексна сполука $(NH_4)_2[Ca(SO_4)_2]$:

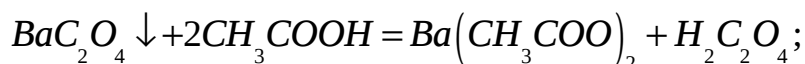
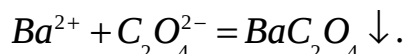
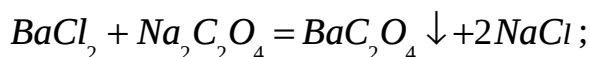




3) Дія K_2CrO_4 на солі кальцію і барію. В дві пробірки внести розчини солей і K_2CrO_4 . Спостерігати осадження малорозчинних хроматів. До осадів додати оцтову кислоту. Який із хроматів розчиняється? Порівняти добутки розчинності $CaCrO_4$ і $BaCrO_4$.

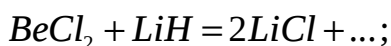


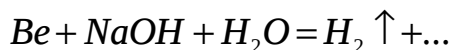
4) Дія $Na_2C_2O_4$ на солі кальцію і барію. В дві пробірки налити по 0,5 мл розчинів солей кальцію і барію і додати розчин оксалату натрію (чи амонію). Спостерігати утворення осаду. Додати в обидві пробірки оцтову кислоту. Який з оксалатів розчиняється?



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Дати загальну характеристику елементів II групи.
2. Які елементи II групи головної підгрупи не відносяться до лужноземельних металів?
3. Навести рівняння реакцій, які підтверджують амфотерний характер оксиду і гідроксиду берилію.
4. Отримання нітриду берилію і його взаємодія з водою. Як можна доказати, що одним з продуктів реакції є аміак?
5. Навести способи отримання *Be*, *Mg* та лужноземельних металів.
6. Яка з солей $BeCl_2$, $MgCl_2$, $CaCl_2$ гідролізує? Написати реакції гідролізу в молекулярній і йонно-молекулярній формах. Якою буде реакція середовища?
7. Закінчити рівняння реакцій і врівняти коефіцієнти:





8. Природні сполуки елементів II групи головної підгрупи.
9. Як змінюється розчинність сульфатів і гідроксидів у ряду *Be – Mg – Ca – Ba*?
10. Солей яких металів II групи багато у морській і прісній воді? Яким способом (хімічним та біологічним) на морському дні можуть формуватися осадові карбонатні породи?

Тема 13. ПІДГРУПА ХРОМУ: ХРОМ, МОЛІБДЕН, ВОЛЬФРАМ

Хром, молібден, вольфрам складають побічну підгрупу VI групи періодичної системи. Електронна будова атома $(n-1)d^4ns^2$. За багатьма властивостями вони відрізняються від елементів головної групи (*S, Se, Te*), проте між елементами обох підгруп є і схожість.

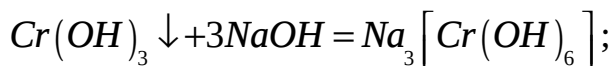
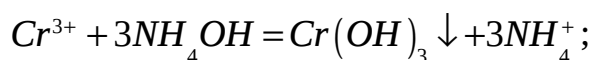
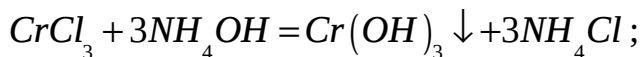
Атоми *Cr, Mo, W* мають на передостанньому енергетичному рівні чотири *d*-електрони, тому в нижчих ступенях окиснення їм притаманні властивості, типові для *d*-елементів, зокрема, схильність до комплексоутворення.

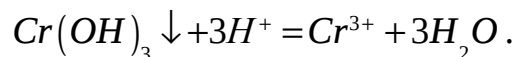
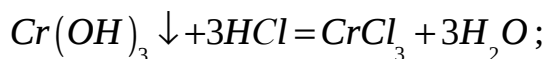
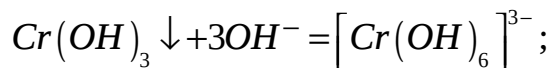
З іншого боку, при віддачі 6 електронів утворюються йони з електронною конфігурацією атома благородного газу, і йони Cr^{+6} , Mo^{+6} , W^{+6} є електронними аналогами S^{+6} , Se^{+6} , Te^{+6} . Тому сполуки зі ступенем окиснення +6 у елементів обох підгруп схожі за властивостями: кислотний характер оксидів EO_3 , сульфати Me_2SO_4 , хромати Me_2CrO_4 , молібдати Me_2MoO_4 , вольфрамати Me_2WO_4 . Найбільшу стійкість проявляють сполуки в ступенях окиснення елементів: *Mo* і *W* – (+6), *Cr* – (+3 і +6).

Лабораторна робота 21

I. Сполуки хрому

A. Добування та властивості гідроксиду Cr (III). Налити до пробірки 1 мл розчину солі хрому (III) та додати аміаку до утворення малорозчинного гідроксиду хрому. Розділити осад на дві частини, додати в одну – розчин лугу, в іншу – розчин кислоти. Спостерігати розчинення осаду в обох пробірках, що свідчить про амфотерний характер гідроксиду хрому (III):



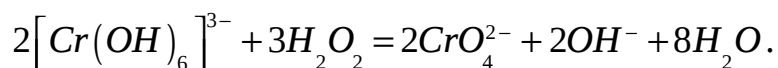
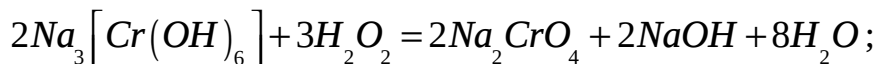


Б. Властивості солей Cr (III).

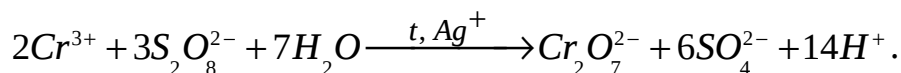
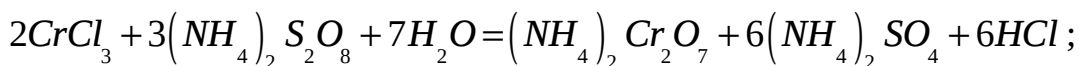
1) Гідроліз солі хрому в присутності Na_2CO_3 та без нього.

В дві пробірки налити по 0,5 мл солі хрому (III), розбавити водою приблизно в 10 разів і виміряти рН розчину за допомогою універсального індикаторного папірця. Згодом один із розчинів прокип'ятити, до другого додати кілька краплин Na_2CO_3 . Спостерігати візуальні зміни і зробити висновок щодо способів посилення гідролізу.

2) Окиснення солі *Cr (III)* пероксигідрогеном. До розчину солі хрому (III) додати надмір лугу, щоб утворився гідроксокомплекс $[Cr(OH)_6]^{3-}$ (хроміт), а потім розчин H_2O_2 . Суміш підігріти і спостерігати зміну забарвлення розчину.



3) Окиснення солі *Cr (III)* персульфатом амонію. В пробірку налити розчин солі *Cr (III)*, підкислити нітратною кислотою, додати 2 краплини розчину $AgNO_3$ і нагріти до зміни кольору розчину на жовтогарячий.

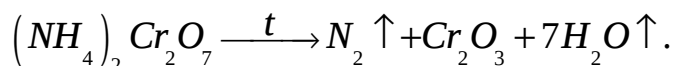


Зробити висновок щодо стійкості хроматів і дихроматів у лужному та кислому середовищах.

В. Властивості сполук Cr (VI).

1) Термічний розклад дихромату калію (під витяжною шафою).

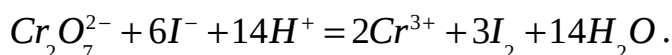
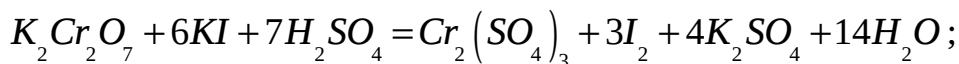
В суху пробірку внести кілька кристалів $(NH_4)_2Cr_2O_7$ і обережно нагріти:



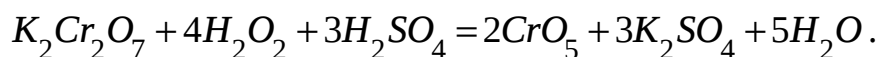
2) Окисні властивості *Cr (VI)*. В сухому порцеляновому тиглі змішати порошкоподібний $K_2Cr_2O_7$ і дрібний цукор. Поставити на азбестову сітку і нагріти. Пояснити явище, що відбувається (Робота виконується під витяжною шафою! Груповий дослід).

До підкисленого сульфатною кислотою розчину дихромату калію додати розчин йодиду калію і спостерігати за зміною кольору. Влити бензол, щоб він

утворив шар товщиною приблизно 5 мм і інтенсивно струсити. Йод, який утворився, переходить в органічний шар, забарвлюючи його у рожево-фіолетовий колір. Це явище вилучення одного з компонентів із водного розчину в органічний шар називається *екстракцією* і використовується з різною метою: концентрування, усунення впливу домішок, забезпечення стійкості речовини.



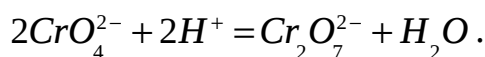
3) Одержання пероксиду хрому CrO_5 (надхромової кислоти H_2CrO_6). В пробірку налити приблизно 3 мл розчину H_2O_2 , підкислити H_2SO_4 і додати 1 мл суміші бензолу з ацетоном (4:1), а згодом 2 – 3 краплі розчину $K_2Cr_2O_7$. Спостерігати синє забарвлення верхнього органічного шару, обумовлене CrO_5 (H_2CrO_6).



4) Зміщення рівноваги хромат – дихромат у розчині. В пробірку налити розчин дихромату калію і додати розчин лугу до зміни забарвлення на жовте:

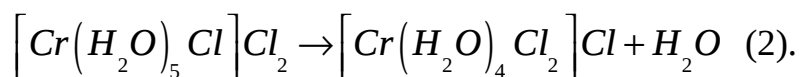
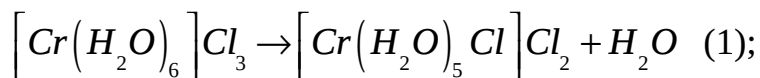


В другу пробірку налити розчин хромату калію і підкислити сульфатною кислотою. Спостерігати зміну забарвлення розчину.



5) Вивчення обміну молекул води в комплексі хлориду гексааквахрому(III) на хлорид-іони.

При нагріванні водних розчинів $CrCl_3$ відбуваються реакції:



В охолоджених розчинах повільно ідуть зворотні процеси. За протіканням вказаних реакцій можна слідкувати, вимірюючи електропровідність. Хлорид-іони, що входять у внутрішню сферу комплексу, не беруть участі в електролітичній дисоціації. Процеси, зворотні (1) і (2), за кімнатної температури ідуть повільно і рівновагу, що встановилася за підвищеної температури, можна «заморозити» швидким охолодженням розчину.

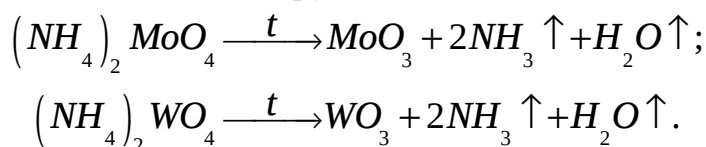
В цій роботі можна вивчити вплив на протікання реакцій (1) і (2) температури, концентрації $CrCl_3$, добавок неелектролітів (спирти, гліцерин, цукор, сечовина тощо).

Покласти до пробірки кілька кристаликів солі $Cr(III)$ та розчинити їх у холодній воді. Який колір має розчин? Нагріти розчин до кипіння. Чим пояснюється зміна кольору розчину?

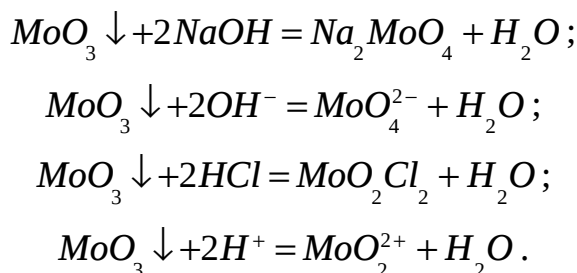
II. Сполуки молібдену і вольфраму

А. Одержання триоксиду вольфраму і молібдену та вивчення їх властивостей.

В порцеляновому тиглі прожарити $\sim 0,5$ г $(NH_4)_2MoO_4$, в іншому – таку ж кількість $(NH_4)_2WO_4$ до припинення виділення газу (його природу встановлюють внісши в отвір пробірки вологий індикаторний папірець і спостерігаючи за зміною його кольору):

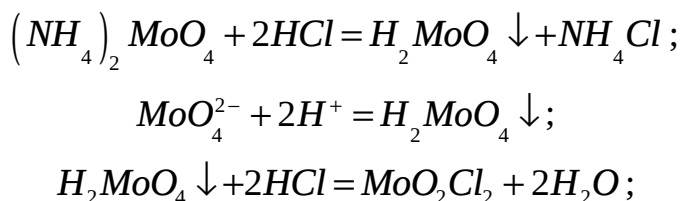


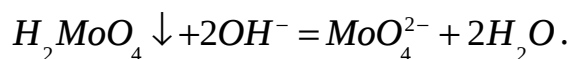
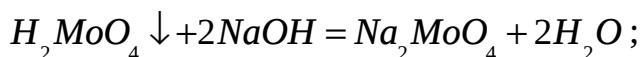
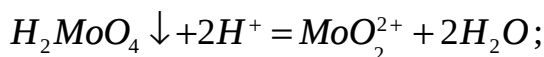
Після охолодження вміст кожного тигля перенести в дві пробірки; в одну додати розчин луку (40 %), в іншу – концентровану хлоридну кислоту. На що вказує розчинення оксидів $Mo(VI)$ і $W(VI)$?



Б. Одержання молібденової і вольфрамової кислот та встановлення їх амфотерного характеру.

В дві пробірки налити розчини молібдату та вольфраму амонію і додати хлоридну кислоту до утворення осадів молібденової і вольфрамової кислот. Осади поділити на дві частини; до однієї додати розчин $NaOH$, до другої – розчин концентрованої HCl . Пробірки нагріти на водяній бані до розчинення осаду.





В. Відновлення сполук Mo(VI) і W(VI).

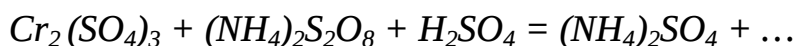
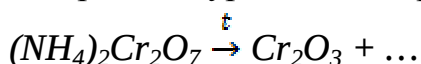
Налити у дві пробірки розчини молібдату і вольфрамату амонію, вкинути по гранулі металічного цинку і додати концентровану HCl . Спостерігати поступову зміну забарвлення, обумовлену відновленням $Mo(VI)$ і $W(VI)$ до нижчих ступенів окиснення.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Які ступені окиснення мають елементи підгрупи хрому? Які з них найхарактерніші для кожного елемента?
2. Навести способи одержання хрому, молібдену та вольфраму. Написати відповідні рівняння реакцій.
3. Які кислоти розчиняють металічний хром? Навести рівняння реакцій.
4. Закінчити рівняння реакцій та урівняти коефіцієнти:



5. Як змінюються кислотно-основні властивості в ряду оксидів: CrO_3 - MoO_3 - WO_3 ?
6. Написати два рівняння реакцій окиснення $Cr(III)$ в $Cr(VI)$ у кислому та лужному середовищах. Який колір мають в розчині хромат- і дихромат- іони?
7. Для якого хімічного елемента в ступені +6 більш притаманні окисні властивості? Навести приклади окисно-відновних реакцій.
8. Закінчити окисно-відновні реакції, урівняти коефіцієнти:



9. Способи одержання хромової, вольфрамової та молібденової кислот.
10. Одержання надхромової кислоти H_2CrO_6 та спосіб забезпечення її стійкості. Написати структурну формулу цієї сполуки.

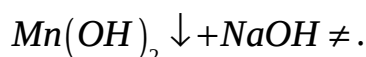
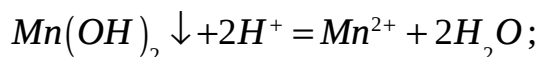
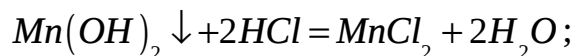
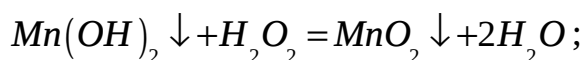
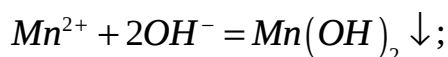
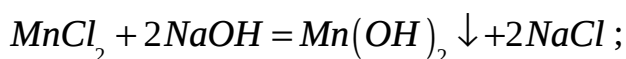
Тема 14. МАНГАН І ЙОГО СПОЛУКИ

Манган знаходиться у побічній підгрупі VII групи періодичної системи. Електронні оболонки атома мають будову $3d^5 4s^2$. Характерні ступені окиснення мангану: +2 (солі $Mn(II)$), +3 ($MnCl_3$), +4 (MnO_2), +6 (K_2MnO_4), +7 ($KMnO_4$). $KMnO_4$ – сильний окисник, причому залежно від pH середовища відновлюється до різних ступенів окиснення: Mn^{+2} (безбарвний) – у кислому середовищі; MnO_2 (малорозчинна сполука коричневого кольору) – у слабкокислому та нейтральному; MnO_4^{2-} (зелений) – у сильнолужному.

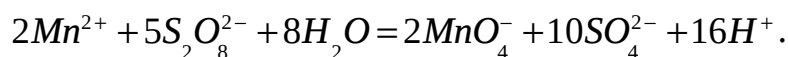
Лабораторна робота 22

Вивчення властивостей сполук мангану

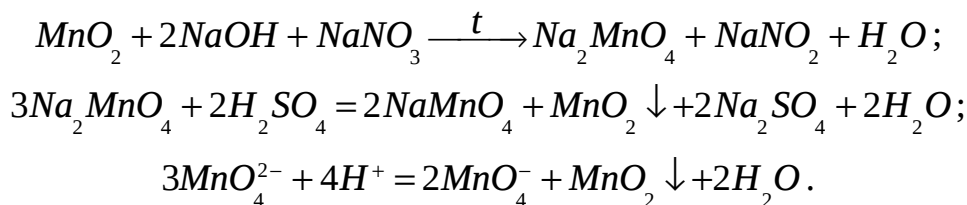
1) Одержання $Mn(OH)_2$ та вивчення його властивостей. До 1 мл розчину солі $Mn(II)$ додати розчин лугу. Утворений осад розділити на 4 частини: першу частину залишити, до другої додати кілька крапель H_2O_2 , до третьої – розчин кислоти, до четвертої – розчин лугу.



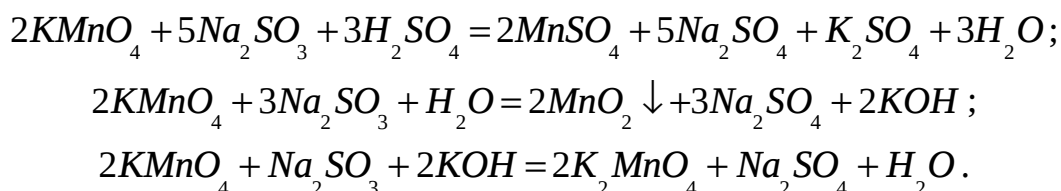
2) Окиснення $Mn(II)$. До підкисленого концентрованою нітратною кислотою розчину персульфату амонію додати 2 – 3 краплі розчину $Mn(NO_3)_2$, краплю розчину $AgNO_3$ і нагріти. Пояснити зміну забарвлення розчину чи появу осаду.



3) Одержання манганату калію K_2MnO_4 . (Груповий дослід. Працювати під витяжною шафою!) В порцеляновому тиглі сплавити суміш MnO_2 , $NaOH$, $NaNO_3$. Після охолодження тигля додати у нього трохи води і за допомогою скляної палички розчинити плав і перенести у пробірку. Надлишковий луг нейтралізувати сульфатною кислотою. Обґрунтувати зміну кольору розчину.



4) *Окисні властивості KMnO₄*. Налити у 3 пробірки по кілька крапель розчину *KMnO₄*; до першої додати *H₂SO₄*, до другої воду, до третьої – *NaOH*. В усі пробірки по краплинах внести розчин сульфіту натрію і спостерігати різні зміни:

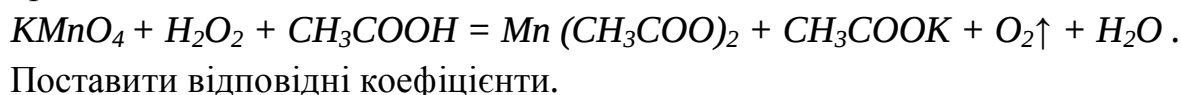


ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

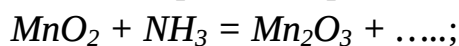
1. Навести електронну будову атома мангану. Які ступені окиснення може мати елемент?
2. Написати реакції взаємодії металічного марганцю з кислотами.
3. Які окисно-відновні властивості має *Mn (IV)*? Навести приклади у вигляді рівнянь реакцій.
4. Чому *KMnO₄* називають “речовиною - хамелеоном”? Відповідь обґрунтувати відповідними рівняннями реакцій.
5. Способи одержання *K₂MnO₄*. Що відбувається при розбавленні розчину *K₂MnO₄* та добавлянні кислоти?
6. При додаванні до солі *Mn (II)* розчину лугу утворюється білий осад гідроксиду мангану, який при стоянні змінює забарвлення на коричневе. Написати відповідні рівняння реакцій, які описують ці процеси.
7. Урівняти наведені нижче окисно-відновні реакції та вказати, до якого типу вони відносяться:



8. *KMnO₄* – отруйна речовина. Нижче наведена реакція, що використовується для знешкодження *KMnO₄* при потраплянні його в організм людини:



9. Закінчити рівняння реакцій:





Урівняти коефіцієнти. Указати, які властивості проявляє *Mn* (IV) в наведених реакціях.

10. Як змінюються кислотно-основні та окисно-відновні властивості оксидів в ряду: $\text{MnO}-\text{Mn}_2\text{O}_3-\text{MnO}_2-\text{MnO}_3-\text{Mn}_2\text{O}_7$?

Тема 15. ПІДГРУПА КУПРУМУ. ПІДГРУПА ЦИНКУ. РОДИНА ФЕРУМУ

Купрум, аргентум, аурум складають побічну підгрупу І групи періодичної системи Д. І. Менделєєва, атоми яких мають таку електронну будову: $(n-1)d^9ns^1 \rightarrow (n-1)d^{10}ns^0$ (проскок електрона з метою утворення стійкої структури). Елементи можуть мати ступені окиснення +1; +2; +3, причому +1 характерна для *Ag*, менше для *Cu*, *Au*; +2 – найхарактерніша для *Cu*, +3 – для *Au*.

Елементи підгрупи купруму досить інертні; в ряду напруг стоять після гідрогену, тому метали в кислотах-неокисниках (хлоридній, розбавленій сульфатній) не розчиняються. Більшість солей не розчинні у воді. Для сполук *Ag*, *Cu*, *Au* характерні реакції комплексоутворення.

Оскільки стандартні окисно-відновні потенціали редокс-пар Cu^{2+}/Cu ; Ag^+/Ag ; Au^{3+}/Au складають відповідно 0,337 В; 0,800 В; 1,498 В, то солі цих металів – сильні окисники; крім того, вони проявляють бактерицидну дію.

В лабораторному практикумі розглядаються тільки сполуки аргентуму і купруму та вільні метали – срібло та мідь. Рештки реакційних сумішей, що містять *Ag*, зливають у спеціальні склянки, що знаходяться у витяжній шафі.

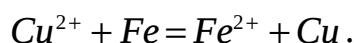
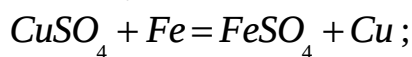
Лабораторна робота 23

Купрум і аргентум

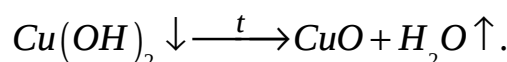
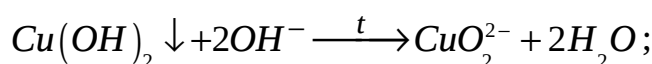
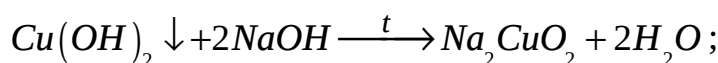
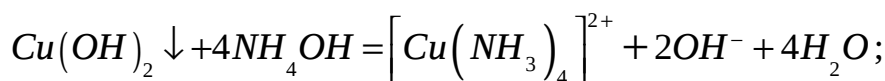
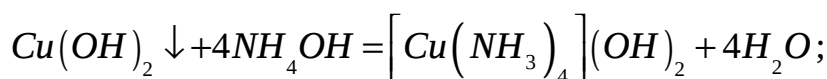
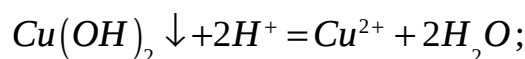
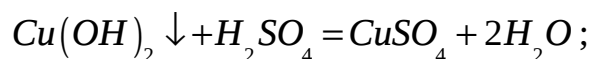
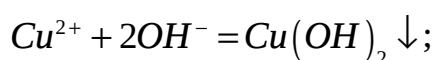
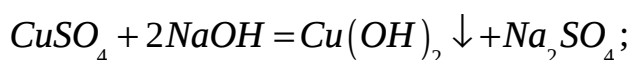
І. Вивчення властивостей купруму і його сполук

А. Взаємодія міді з кислотами. Внести в 6 пробірок мідні ошурки і додати розчини хлоридної, сульфатної та нітратної кислот (розбавлені і концентровані). Нагріти і спостерігати появу забарвлення розчину. Які реакції при цьому відбуваються?

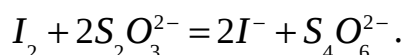
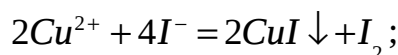
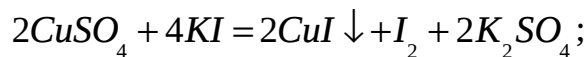
Б. Одержання металічної міді. В пробірку налити розчин $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ і вкинути залізний цвях. Спостерігати зміну кольору розчину і появу на поверхні цвяха коричнево-червоного нальоту міді:



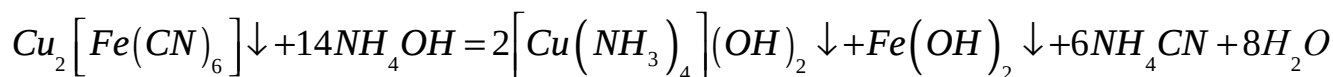
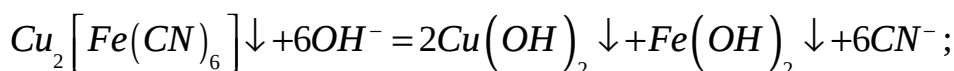
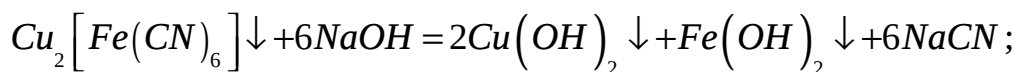
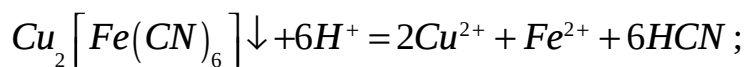
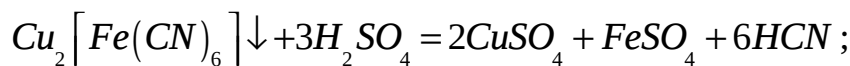
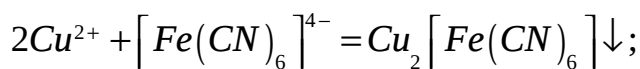
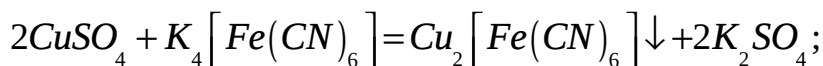
В. Одержання та властивості гідроксиду купруму (II). В пробірку налити розчин солі Cu(II) , додати розчин лугу до утворення малорозчинного гідроксиду Cu(OH)_2 . Осад розділити на 4 частини: першу нагріти, до другої додати розчин сульфатної кислоти, до третьої – концентрований розчин аміаку, до четвертої – розчин лугу і нагріти:



В. Окисні властивості Cu(II) . До розчину $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ додати розчин KI . Спостерігати появу каламуті і зміну кольору розчину. Суспензію розділити на дві частини: до однієї додати бензол і екстрагувати йод; до другої по краплинах додати розчин тіосульфату натрію, який реагує з йодом.



Г. Якісна реакція на Cu(II) . До розчину CuSO_4 додати розчин гексаціаноферату (II) калію; виділяється червоно-коричневий осад $\text{Cu}_2[\text{Fe(CN)}_6]$. Осад поділити на три частини і дослідити дію на нього сульфатної кислоти, лугу і аміаку:

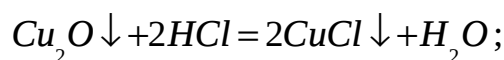
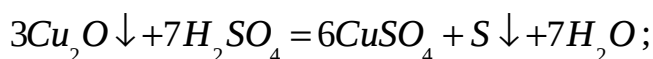
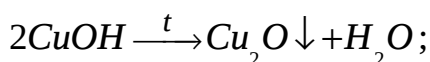
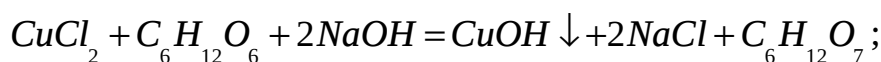
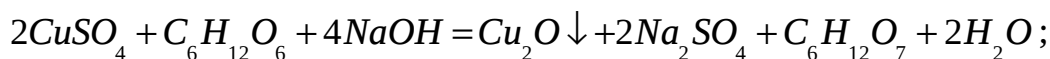


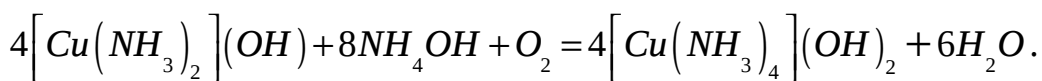
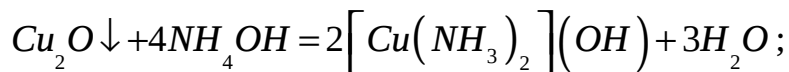
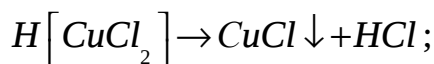
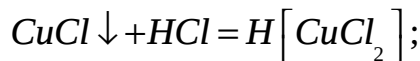
Д. Одержання та властивості гідроксиду і оксиду купруму(I). До розчину CuSO_4 чи CuCl_2 додати надмір луку та розчин глюкози. Суміш перемішати і нагріти. Спостерігати появу жовтогарячого осаду, який з часом переходить у червоно-коричневий. Глюкоза в цій реакції окиснюється до глюконової кислоти – $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_7$, відновлюючи при цьому Cu(II) до Cu(I) .

Осад оксиду купруму (I) розділити на три частини: в одну додати концентровану H_2SO_4 і нагріти. Які продукти реакції знаходяться в осаді і розчині?

До другої додати концентровану HCl і спостерігати утворення білого осаду CuCl , який розчиняється в надлишку кислоти з утворенням нестійкої комплексної кислоти $\text{H}[\text{CuCl}_2]$; при розбавлянні розчину водою вона руйнується і в осад випадає CuCl .

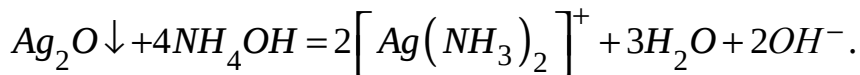
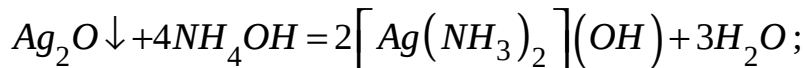
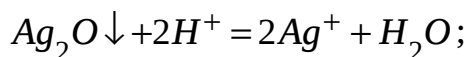
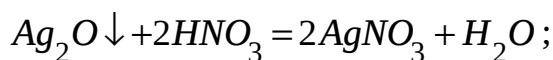
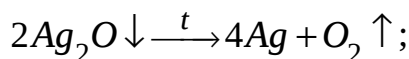
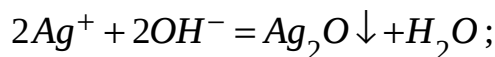
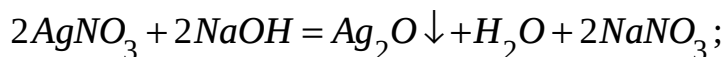
В третю пробірку додати концентрований розчин аміаку; Cu_2O при цьому переходить у безбарвний комплекс $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$, який при стоянні на повітрі (за надміру аміаку) переходить у комплекс $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, про що свідчить поява волошкового кольору розчину.



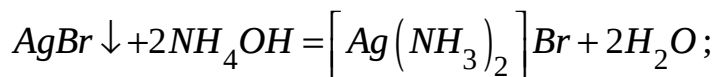
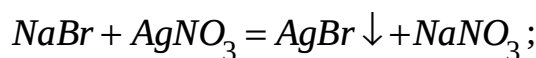
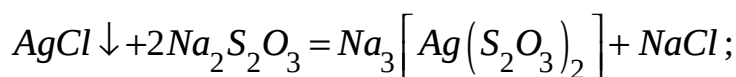
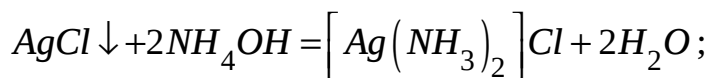
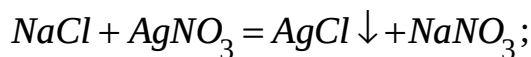


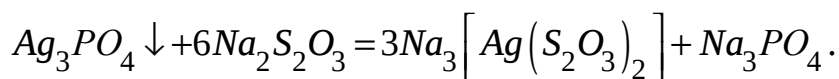
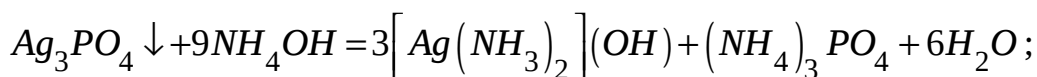
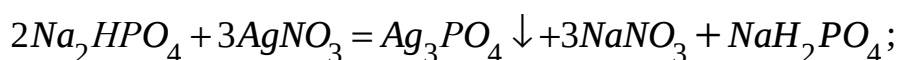
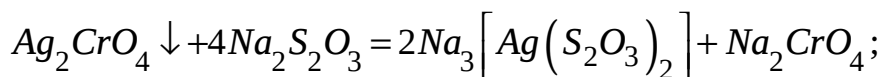
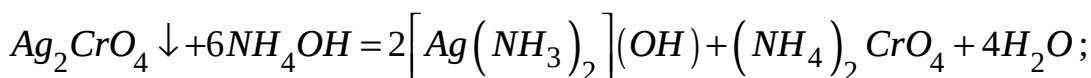
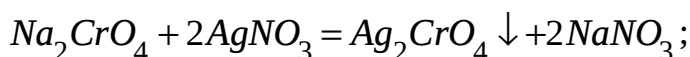
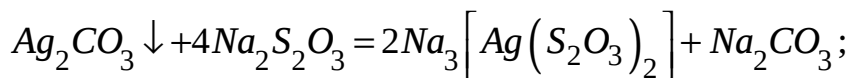
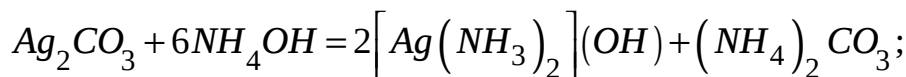
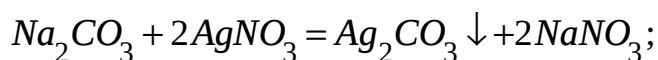
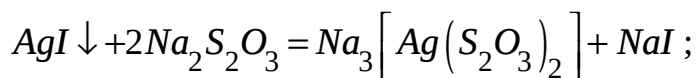
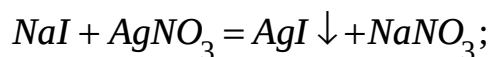
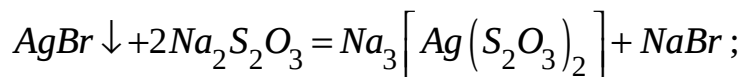
II. Вивчення властивостей сполук аргентуму.

А. Добування оксиду Ag_2O . До пробірки внести кілька краплин розчину $AgNO_3$ і надмір розчину лугу. Спостерігати утворення осаду Ag_2O . Осад розділити на три частини: одну нагріти, до другої додати розчин нітратної кислоти, до третьої – концентрований розчин аміаку.



Б. Одержання малорозчинних сполук аргентуму. В 6 пробірок внести по кілька крапель розчину $AgNO_3$ і додати по черзі розчини $NaCl$, $NaBr$, KI , Na_2CO_3 , Na_2CrO_4 , Na_2HPO_4 . Спостерігати утворення осадів і їх колір. Вміст кожної пробірки поділити навпіл: до однієї частини додати розчин аміаку, до іншої розчин тіосульфату натрію. Чи всі осадні розчиняються? Які чинники впливають на розчинення солей з утворенням амінокомплексів та тіосульфатних комплексів?





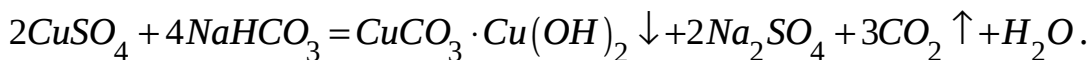
В. Окисні властивості Ag(I). Реакція срібного дзеркала. (Груповий дослід). До пробірки налити розчин $AgNO_3$ і по краплинах при перемішуванні додати розчин аміаку до утворення осаду і його подальшого розчинення; до утвореного розчину $[Ag(NH_3)_2]NO_3$ додати відновник – 10 %-й розчин глюкози. Пробірку опустити у склянку з киплячою водою. Через певний час внутрішня поверхня пробірки стає сріблястою від виділеного металічного срібла.

Після закінчення досліду шар срібла розчинити у нітратній кислоті (під витяжною шафою) і злити у склянку для залишків сполук $Ag(I)$.

Лабораторна робота 24

Одержання гідроксокарбонату купрум(II)

Основний карбонат купрум(II) отримують за реакцією:



Виконання роботи. У порцеляновій ступці ретельно змішати попередньо розтерті $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (25 г) і NaHCO_3 (19 г). Одержану суміш невеликими порціями внести при інтенсивному перемішуванні в 200 мл киплячої води. Оскільки внаслідок виділення CO_2 відбувається спінення розчину, наступну порцію внести після зникнення піни. Суміш кип'ятити 10 – 15 хв.

Після відстоювання осад промити декантацією, відфільтрувати на лійці Бюхнера, сушити між аркушами фільтрувального паперу, а потім у сушильній шафі за температури 80 – 100⁰ С до постійної маси. Зважити. Розрахувати вихід продукту у відсотках.

Лабораторна робота 25

Підгрупа цинку

Цинк, кадмій і ртуть – елементи ІІ групи побічної підгрупи періодичної системи Д.І. Менделєєва. Атоми мають по 2 електрони на зовнішньому електронному рівні і 18 на передостанньому $[(n-1)d^{10}ns^2]$. Це типові метали, проте менш активні, ніж елементи ІІ групи головної підгрупи. Активність в ряду $\text{Zn} - \text{Cd} - \text{Hg}$ зменшується. Катіони Me^{2+} утворюють всі елементи, Hg може мати ступінь окиснення +1 (у вигляді катіонів Hg_2^{2+}).

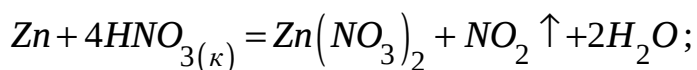
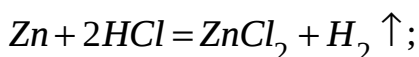
Гідроксиди $\text{Me}(\text{OH})_2$ малорозчинні у воді; $\text{Hg}(\text{OH})_2$ нестійкий, руйнується з утворенням основного оксиду HgO ; $\text{Zn}(\text{OH})_2$ і $\text{Cd}(\text{OH})_2$ мають амфотерний характер. Для цинку і кадмію характерна властивість – утворення комплексів. У воді розчинні нітрати, сульфати та ацетати цих елементів.

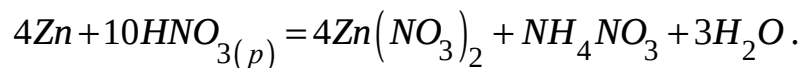
Сполуки кадмію і ртуті токсичні. Ртуть – єдиний метал, який знаходиться в рідкому стані, може потрапляти в організм людини через органи дихання і навіть через шкіру.

При виконанні лабораторної роботи розчини, що містять Hg^{2+} та Hg_2^{2+} , зливають у спеціальні склянки для залишків!

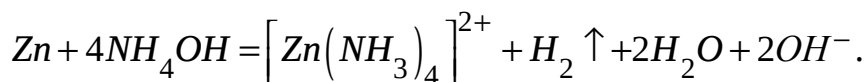
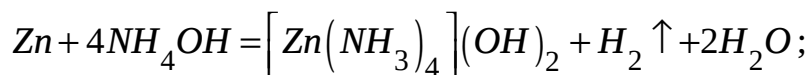
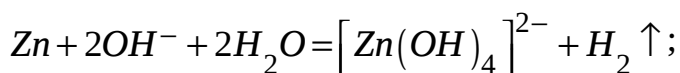
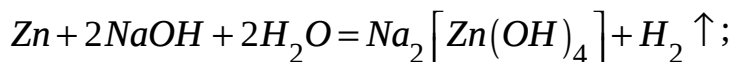
А. Способи розчинення металічного цинку. (Груповий дослід. Виконується під витяжною шафою).

1) Взаємодія цинку з кислотами. В 4 пробірки з цинковим пилом додати концентровані і розбавлені розчини хлоридної і нітратної кислот. Які газоподібні продукти реакції утворюються? Від чого залежить глибина відновлення нітрогену (V)?

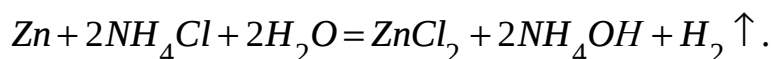




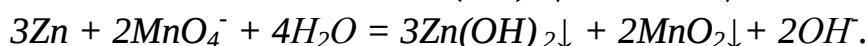
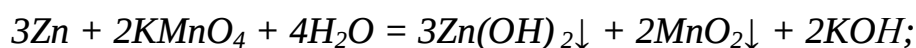
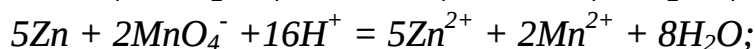
2) Взаємодія цинку з розчинами лугу та аміаку. Ці реакції ґрунтуються на здатності катіонів цинку утворювати гідроксокомплекси та амінокомплекси. До двох пробірок з цинковим пилом додати концентровані розчини NaOH і NH_4OH . Вміст першої пробірки обережно нагріти. Спостерігати виділення водню.



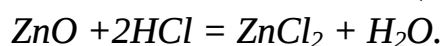
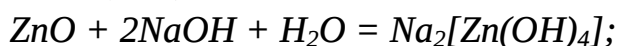
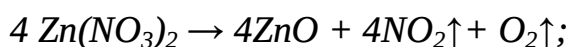
3) Взаємодія металічного цинку з розчином хлориду амонію. До пробірки внести невелику кількість цинкового пилю і додати концентрований розчин NH_4Cl . Як можна обґрунтувати проходження реакції?



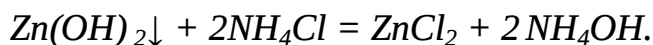
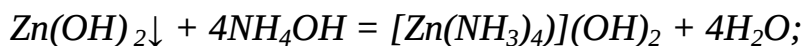
4) Окиснення цинку перманганатом калію. В пробірку з цинковим пилом додати розчин KMnO_4 , підкислений сульфатною кислотою. Спостерігати зміну забарвлення (за нестачі H_2SO_4 може утворитись білий осад $\text{Zn}(\text{OH})_2$ і бурий осад MnO_2 , якщо достатня кількість кислоти – розчин прозорий і безбарвний, оскільки утворюються сульфати цинку і мангану).



Б. Одержання оксидів цинку і кадмію термічним розкладом їх солей (під витяжною шафою). В дві сухі пробірки внести по кілька кристалів нітратів цинку і кадмію і обережно нагріти. Який з газів можна ідентифікувати за допомогою індикаторного папірця, змоченого водою і внесеного у верхню частину пробірки? Чи можна отримати HgO термічним розкладом $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$? Одержані оксиди розділити навпіл і вивчити їх кислотно-основні властивості, додаючи до однієї порції концентрований розчин NaOH , до другої – розбавлений розчин HCl чи H_2SO_4 .



В. Одержання гідроксидів цинку і кадмію та вивчення їх хімічних властивостей. У дві пробірки з розчинами солей цинку і кадмію додати (Обережно! По краплинах) розбавлений розчин лугу до утворення осаду. Вміст кожної пробірки поділити на 4 частини і вивчити відношення $Zn(OH)_2$ і $Cd(OH)_2$ до дії $NaOH$, HCl , NH_4OH і NH_4Cl (розчини реагентів додають до розчинення осадів).

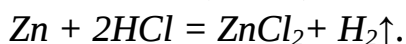
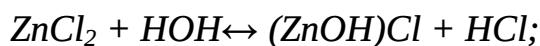


$Hg(OH)_2$ – нестійкий, вже в момент утворення при дії лугу на розчин солі руйнується до HgO і H_2O .

Г. Гідроліз солей.

1) За допомогою універсального індикаторного паперу визначити pH розчинів солей цинку, кадмію, ртуті. Записати реакції гідролізу в йонно-молекулярній формі.

2) До гарячого розчину хлориду цинку внести гранулу металевого цинку. Спостерігати виділення водню:



Д. Амінокомплекси цинку і кадмію. До розчинів солей додати концентрований розчин аміаку до утворення осаду гідроксидів металів і подальшого їх розчинення в результаті утворення амінокомплексів.

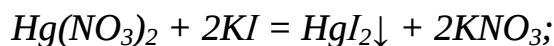
Вміст кожної з пробірок поділити навпіл: в одну частину додати по краплинах розчин хлоридної кислоти до утворення осаду гідроксиду, в іншу – розчин сульфиду натрію – випадають осад ZnS і CdS . Додати до отриманих сульфідів HCl . Чи відбувається їх розчинення?

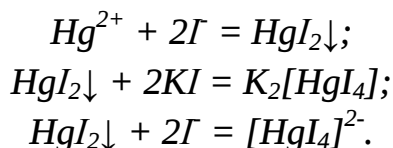
Е. Взаємодія солей ртуті (II) з розчином аміаку. До розчину солі $Hg(II)$ додати аміак до утворення осаду:



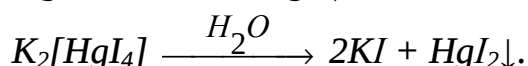
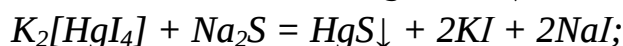
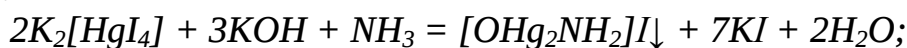
Сполуку, яка випадає в осад, називають «неплавким білим преципітатом», на відміну від «плавкого білого преципітату» $[Hg(NH_3)_2]Cl_2$, який утворюється лише в присутності NH_4Cl і плавиться без руйнування.

Ж. Одержання реактиву Несслера ($K_2[HgI_4] + KOH$) та вивчення його властивостей. До розчину $Hg(NO_3)_2$ додати розчин KI до розчинення осаду HgI_2 і утворення комплексу $K_2[HgI_4]$. Прилити 1 мл концентрованого розчину лугу.

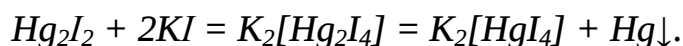
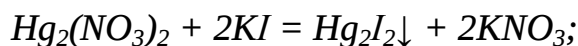




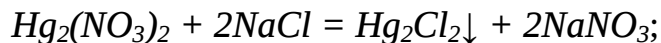
Розчин реактиву Несслера розділити на 4 частини; до першої внести краплю розчину солі амонію – утворюється червоно-коричневий осад основи Міллона $[\text{OHg}_2\text{NH}_2]\text{I}\downarrow$; до другої – сульфід натрію (випадає чорний осад HgS), до третьої – розчин AgNO_3 (спостерігати колір осаду), вміст четвертої пробірки розбавити водою до появи цегляно-червоного осаду HgI_2 внаслідок руйнування комплексу:



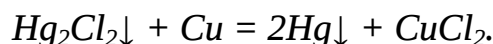
3. *Диспропорціонування сполук Hg(I) .* До розчину $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ додати порціями розчин KI до утворення осаду Hg_2I_2 і подальшого його розчинення – з'являється нестійкий комплекс $\text{K}_2[\text{Hg}_2\text{I}_4]$, який руйнується з виділенням металічної ртуті:



І. *Одержання каломелі Hg_2Cl_2 .* До розчину $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ додати кілька крапель розчину NaCl . Спостерігати утворення білого осаду:



До суспензії каломелі вкинути шматочок металічної міді і залишити на кілька хвилин. Спостерігати потемніння осаду в результаті виділення ртуті:

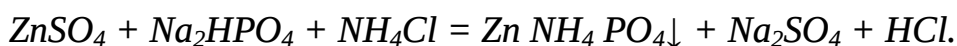


Обґрунтувати проходження даної реакції.

Лабораторна робота 26

Одержання цинкамонійфосфату

Цинкамонійфосфат випадає в осад при взаємодії сульфату цинку і гідрофосфату амонію (або натрію) в аміачному середовищі в присутності хлориду амонію:



Виконання роботи. 5 г $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ перенести у склянку місткістю 200мл і розчинити у 50 мл дистильованої води. Розраховані за рівнянням реакції наважки $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ і NH_4Cl (в півторакратному надлишку) розчинити в

40мл дистильованої води, додати кілька крапель концентрованого розчину аміаку і за постійного перемішування скляною паличкою злити розчини.

Осад, який утворився, сушити у сушильній шафі за температури $\sim 150^{\circ}\text{C}$ до постійної маси, охолодити, зважити. Розрахувати вихід продукту (у %).

Лабораторна робота 27

Родина феруму

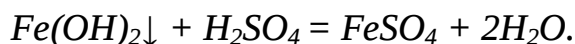
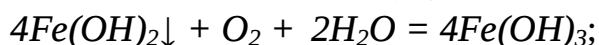
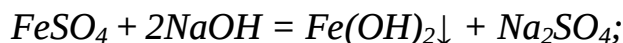
Залізо, кобальт, нікель – метали; будова зовнішніх електронних оболонок атомів відповідно $3d^6 4s^2$; $3d^7 4s^2$; $3d^8 4s^2$. Характерні ступені окиснення +2(солі Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+}), +3 (солі Fe^{3+} , оксиди, гідроксиди та комплекси Co^{3+} , Ni^{3+}). Солі Fe^{2+} та $\text{Fe}(\text{OH})_2$ легко окиснюються; $\text{Co}(\text{OH})_3$ і $\text{Ni}(\text{OH})_3$ – сильні окисники. Для Fe, Co, Ni, як і для більшості d-елементів, властиве утворення комплексів.

А. Залізо, ферум та його сполуки

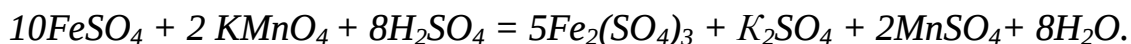
1. *Дія кислот на залізо.* В 6 пробірок внести трохи залізних ошурок і додати розбавлені і концентровані розчини хлоридної, сульфатної і нітратної кислот. Чому в окремих випадках реакція не проходить? Нагріти реакційну суміш. Навести відповідні рівняння реакцій.

2. *Корозія заліза.* В дві пробірки покласти по канцелярській скріпці, в одну з них закріпити цинкову, а в іншу – олов'яну пластинку, залити водою і додати по краплині розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (червона кров'яна сіль). Спостерігати, в якому розчині раніше з'являється синє забарвлення. Про що воно свідчить? Як впливають цинк і олово на корозію металу?

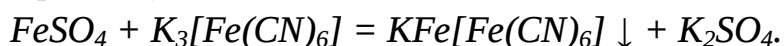
3. *Гідроксид феруму (II) та його властивості.* До розчину солі FeSO_4 додати розчин лугу. Отриманий осад поділити на 4 частини: одну залишити без змін, до другої додати H_2O_2 , до третьої – H_2SO_4 , до четвертої – NaOH . Спостерігати зміни і зробити висновок щодо окисно-відновних властивостей $\text{Fe}(\text{OH})_2$:



4. *Відновні властивості Fe(II).* В пробірку внести сіль $\text{Fe}(\text{II})$, H_2SO_4 і по краплинах додати KMnO_4 . Про що свідчить знебарвлення розчину перманганату калію? Які продукти відновлення $\text{Mn}(\text{VII})$ можуть утворитися?

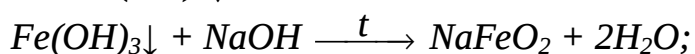
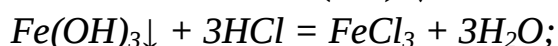
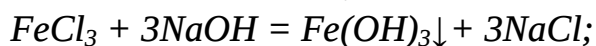


5. *Взаємодія солей Fe(II) з $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.* До розчину солі феруму (II) додати краплю розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$:

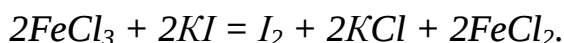


6. *Гідроксид феруму(III) та його властивості.* В 3 пробірки внести розчин феруму(III), додати розчин лугу. До отриманого осаду гідроксиду $Fe(OH)_3$ додати: в першу пробірку трохи HCl чи H_2SO_4 , в другу – концентрований розчин лугу і нагріти. Вміст третьої пробірки перенести у порцеляновий тигель, нагріти до видалення вологи, додати сухий карбонат чи гідроксид натрію і сплавити. Що при цьому спостерігається? Зробити висновок щодо кислотно – основних властивостей гідроксидів $Fe(II)$ і $Fe(III)$.

До сухого фериту натрію додати краплю розчину бром у і обережно нагріти. Розділити ферат на 2 частини і перемістити в пробірки, в одну додати розбавлений розчин H_2SO_4 (який газ при цьому виділяється?), в другу – розчин сульфиду натрію чи амонію. Які зміни відбуваються?

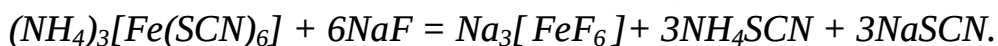


7. *Окисні властивості $Fe(III)$.* В пробірку з $FeCl_3$ додати кілька крапель розчину KI , бензол і інтенсивно збовтати. Органічний шар набуває рожево-фіолетового забарвлення в результаті екстракції йоду, що утворився внаслідок окиснення йодид – іонів:



8. *Одержання комплексів $Fe(III)$ та дослідження їх стійкості.*

а) До розчину $FeCl_3$ додати краплю HNO_3 і кілька краплин розчину роданіду амонію до появи криваво-червоного забарвлення комплексу $Fe(SCN)_3$, а згодом кілька крапель розчину NaF :



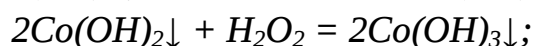
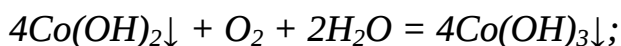
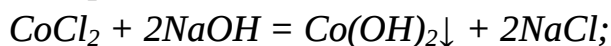
З того, що колір розчину зникає, який висновок можна зробити щодо стійкості тіоціанатних і фторидних комплексів $Fe(III)$?

Б. Кобальт, нікель та їх сполуки

1. *Одержання та вивчення властивостей гідроксидів $Me(II)$ і $Me(III)$.*

В одну пробірку налити розчин солі $Co(II)$, в іншу – солі $Ni(II)$ і додати розчин лугу до утворення малорозчинних гідроксидів $Co(OH)_2$ і $Ni(OH)_2$.

Кожен з осадів розділити на 4 частини: до першої частини додати концентрований розчин H_2O_2 (або бромну воду), до другої – розчин HCl , до третьої – розчин $NaOH$, до четвертої – концентрований розчин аміаку. Спостерігати за ефектами реакцій.

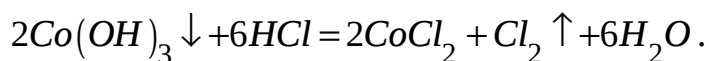




Осади $\text{Co}(\text{OH})_2$ і $\text{Ni}(\text{OH})_2$ при дії H_2O_2 окиснюються до $\text{Co}(\text{OH})_3$ і $\text{Ni}(\text{OH})_3$, про що свідчить зміна забарвлення. $\text{Co}(\text{OH})_2$ може повільно окиснюватись і киснем повітря.

На відміну від $\text{Fe}(\text{OH})_3$, гідрооксиди $\text{Co}(\text{III})$ і $\text{Ni}(\text{III})$ – сильні окисники. В цьому можна переконатися, додавши до пробірок, де вони знаходяться, концентровану HCl і обережно підігрівши (у витяжній шафі!). Який газ при цьому виділяється?

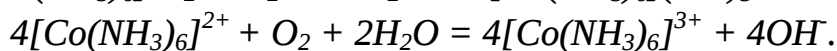
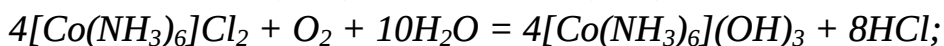
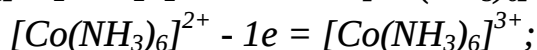
2. *Аквакомплекс кобальту (II).* До трьох пробірок внести по кілька кристалів CoCl_2 і додати в дві пробірки по 4 краплі води, а в третю стільки ж етанолу. Порівняти кольори розчинів. Згодом до першої пробірки додати кілька крапель концентрованого розчину HCl ; до другої – невелику кількість прожареного CaCl_2 (він має високу водовбирну здатність, переходячи в $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$); до третьої – 2-3 краплі води. Чим пояснити зміну кольору?



3. *Перетворення аквакомплексів Co (II) у хлоридні.* В пробірку налити приблизно 1 мл 15%-го розчину CoCl_2 і додати 40%-й розчин MgCl_2 . Спостерігати зміну забарвлення розчину, обумовлену перетворенням комплексних йонів $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ в йони $[\text{CoCl}_4]^{2-}$.

4. *Одержання тіоціанітних комплексів Co (II) і дослідження їх стійкості у воді і аміловому спирті.* До розчину солі $\text{Co}(\text{II})$, додати насичений розчин NH_4SCN . Зміна забарвлення обумовлена перетворенням комплексних йонів $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ у $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$, які у водних розчинах недостатньо стійкі. До розчину долити аміловий спирт і пробірку струсити. Верхній шар, що екстрагував комплекс, набуває волошкового забарвлення.

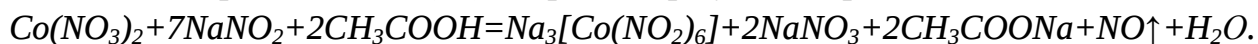
5. *Амінокомплекси кобальту (II) і кобальту (III).* До розчину солі $\text{Co}(\text{II})$ додати концентрований розчин аміаку до розчинення основної солі, яка спочатку утворилася. Розчин розділити на дві частини: одну залишити без змін, а до другої додати кілька краплин пероксигідрогену. Спостерігати зміну кольору розчину внаслідок окиснення $\text{Co}(\text{II})$ до $\text{Co}(\text{III})$. В першій пробірці теж поступово проходить окиснення киснем повітря.



Лабораторна робота 28

Одержання гексанітрокобальтату (III) натрію

Гексанітрокобальтат (III) натрію одержують за реакцією:

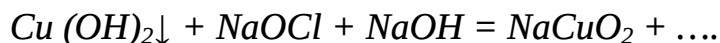
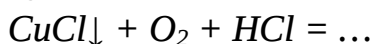
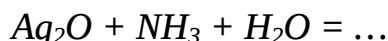
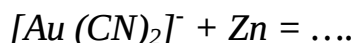


Виконання роботи (під витяжкою!). В склянці місткістю 100 мл при обережному нагріванні розчинити 7 г NaNO_2 в 7 мл води. В розчин внести 2,5 г кристалічного $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ і із крапельної лійки по краплинах додати 2,5 мл 50%-го розчину CH_3COOH . Суміш перемішати струшуванням. Після введення кислоти розчин перемішати ще 10 хвилин (якщо NaNO_2 містив домішки KNO_2 , то може утворитися малорозчинний $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$; в цьому разі розчин після закінчення реакції слід відфільтрувати).

До одержаного розчину прилити при перемішуванні 17 мл етанолу. Розчин з утвореним осадом залишити на 1 годину для остаточної кристалізації. Осад відфільтрувати на лійці Бюхнера, промити невеликою кількістю етанолу, сушити на повітрі на аркуші фільтрованого паперу, перемішуючи склянкою лопаточкою, і зважити. Розрахувати вихід продукту (у %).

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Способи переведення металів підгрупи купруму в розчин. Навести відповідні рівняння реакцій.
2. Властивості сполук Cu (I).
3. Закінчити рівняння реакцій:



4. До якого типу відноситься реакція взаємодії солі Cu (II) з йодидом калію? Які сполуки можна використати для переведення йодиду купруму (I) в комплекс?
5. Написати реакцію “срібного дзеркала”.
6. Способи одержання цинку, кадмію, ртуті.
7. Комплексні сполуки металів підгрупи цинку.
8. Які реакції відбуваються при взаємодії $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ зі SnCl_2 ? Які візуальні ефекти їх супроводжують?
9. Термічна та хімічна стійкість гідроксидів металів II групи побічної підгрупи. Їх кислотно-основні властивості.

10. Навести ступені окиснення металів родини феруму та приклади хімічних сполук. У вигляді яких сполук *Co (III)* і *Ni (III)* стійкі?
11. Які сполуки утворюються при додаванні до розчину солі *Fe (III)* розчину *KCN*: а) за малої концентрації *KCN*; б) за великої концентрації *KCN*? Написати відповідні рівняння реакцій.
12. Навести рівняння реакцій одержання оксоферату калію *K₂FeO₄* та підтвердження його окисної здатності.
13. Що відбувається при додаванні до розчину, що містить *K₄[Fe(CN)₆]*: а) розчину лугу; б) розчину кислоти; в) хлорної води?
14. Одержання *Fe(CO)₅* та його хімічні властивості (взаємодія з металічним натрієм (в рідкому аміаці); лугом (у спиртовому розчині); йодом).

Тема 16. КАРБОН, СИЛІЦІЙ, СТАНУМ, ПЛЮМБУМ

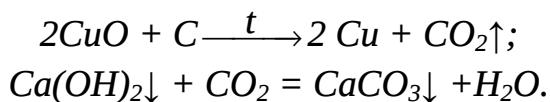
Карбон, силіцій, станум і плюмбум – елементи головної підгрупи IV групи періодичної системи, на зовнішній оболонці атомів яких міститься 4 електрони (ns^2np^2). Карбон і силіцій – неметали, для яких найхарактерніший ступінь окиснення +4 (для карбону існує і ступінь окиснення +2); станум і плюмбум – типові метали (+2, +4 – їх ступені окиснення , причому *Sn (II)* – сильний відновник, тоді як *Pb (IV)* – сильний окисник).

Вищі оксиди карбону і силіцію *CO₂* і *SiO₂* – ангідриди слабких кислот карбонатної *H₂CO₃* і силіцієвої *H₂SiO₃*. Для стануму і плюмбуму існують як оксиди *PbO* і *SnO*, так і діоксиди *PbO₂* і *SnO₂*. Оксиди і відповідні їм гідроксиди мають амфотерний характер. Гідроксиди *Sn (IV)* – це α – і β – олов'яні кислоти. *Pb₃O₄* – сіль *Pb₂PbO₄* свинцевої кислоти.

Лабораторна робота 29

Карбон, силіцій та їх сполуки

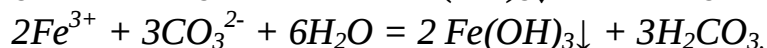
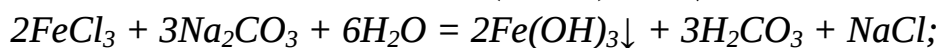
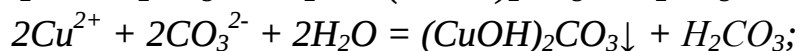
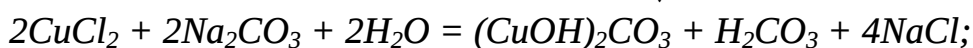
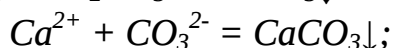
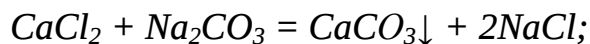
1. *Відновні властивості вуглецю.* (Груповий дослід виконується під витяжною шафою). Змішати приблизно рівні за масою кількості оксиду купруму (II) і порошкоподібного деревного вугілля. Перенести у суху пробірку, закріпити горизонтально в штативі, закрити пробкою із газовідвідною трубкою, яку занурити у розчин з вапняною водою. Суміш нагріти до припинення виділення газу. Спостерігати за змінами, що відбуваються у пробірках з реакційною сумішшю та вапняною водою:



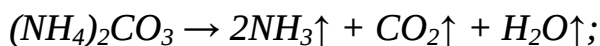
2. *Адсорбційна здатність активованого вугілля* (Груповий дослід).

У колбочці забарвити воду фіолетовим чорнилом або фуксином. Внести в неї подрібнене вугілля і збовтати впродовж хвилини, а потім відфільтрувати воду через паперовий фільтр в чисту колбу. Пояснити повне чи часткове знебарвлення розчину.

3. *Одержання карбонатів*. В пробірки налити по 1 мл розчинів солей, що містять катіони а) Ca^{2+} , Ba^{2+} ; б) Cu^{2+} , Ni^{2+} ; в) Cr^{3+} , Fe^{3+} і прилити до них розчин Na_2CO_3 . Спостерігати появу осадів. Чому карбонат натрію осаджує катіони групи а) – у вигляді карбонатів, групи б) – у вигляді гідрокарбонатів, групи в) – у вигляді гідрооксидів?

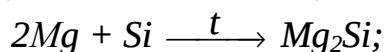
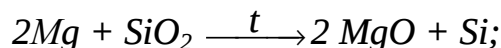


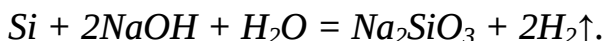
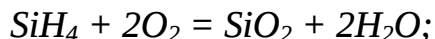
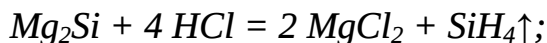
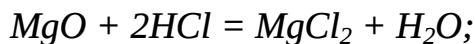
4. *Термічний розклад карбонатів*(Груповий дослід; виконується під тягою). В три сухі пробірки внести потроху сухих солей: $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, NaHCO_3 і $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Закрити пробкою з газовідвідною трубкою, яку занурити у склянку з вапняною водою $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Нагріти і спостерігати появу каламуті CaCO_3 у склянці:



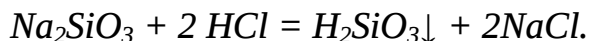
5. *Одержання кремнію і силанів* (Працювати під тягою в захисних окулярах! Груповий дослід). В ступці розтерти 1г порошкоподібного магнію і 4г SiO_2 . Суміш перенести у пробірку з тугоплавкого скла і під нахилом закріпити її в штативі. Сильно нагріти дно пробірки (до початку реакції), а потім нагрівання припинити. Суміш розжарюється за рахунок екзотермічної реакції. Продуктами реакції є кремній і силіцид магнію. Після проходження реакції пробірці дати охолонути, аморфний кремній відділити від MgO , обробляючи суміш 25 %-м розчином хлоридної кислоти.

Силіцид магнію з HCl утворює силани, які на повітрі самозаймаються і згорають із характерним потріскуванням. Оксид магнію розчинити в HCl , а бурий аморфний кремній відфільтрувати і промити водою. В пробірку внести аморфний кремній, додати розчин лугу. Виділяється водень.

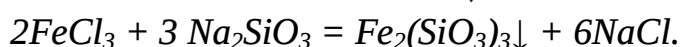
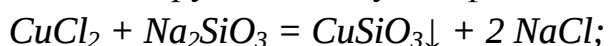




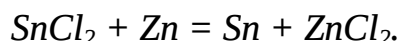
6. *Одержання силіцієвої кислоти.* В пробірку з силікатом натрію Na_2SiO_3 додати кілька краплин HCl – утворюється золь силіцієвої кислоти:



7. *Одержання нерозчинних силікатів («підводний сад»).* У хімічну склянку налити 100 мл 20% -го розчину силікату натрію і обережно опустити на дно кристалики хлоридів купруму, феруму (III), мангану (II), кобальту, нікелю і залишити, не збовтуючи на деякий час. У розчині утворюються химерні паростки різного кольору, що нагадують фантастичний підводний сад:

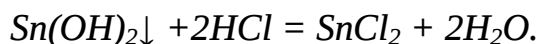
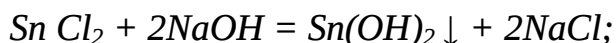


8. *Одержання олова.* До розчину SnCl_2 внести гранулу металічного цинку. Спостерігати виділення на її поверхні олова. Які ще метали можна використати в якості відновника?

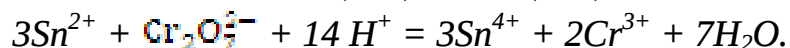
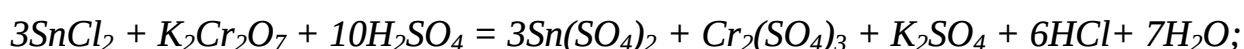
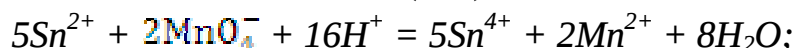
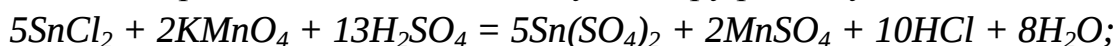


9. *Взаємодія олова з кислотами.* В 6 пробірок внести по шматочку металічного олова і додати розбавлені та концентровані розчини кислот: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . Якщо реакція не відбувається за кімнатної температури, суміш нагріти (під витяжною шафою!).

10. *Одержання гідроксиду Sn(II) та вивчення його кислотно – основних властивостей.* До розчину SnCl_2 по краплинах додати розбавлений розчин NaOH до появи осаду. Вміст пробірки розділити на 2 частини; до однієї додати надмір лугу, до другої – розбавлену хлоридну кислоту. Про що свідчить розчинення $\text{Sn}(\text{OH})_2$ в обох пробірках?



11. *Відновні властивості Sn(II).* В дві пробірки налити розчин SnCl_2 , підкислити H_2SO_4 ; в одну пробірку додати розчин KMnO_4 , до другої – розчин $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Спостерігати зникнення та зміну кольору розчину відповідно.

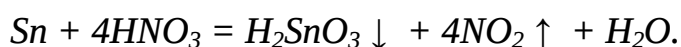


12. Одержання α – β – олов'яних кислот.

а) До розчину SnCl_4 долити водний розчин аміаку – утворюється білий осад α – олов'яної кислоти $\text{Sn}(\text{OH})_4$ або H_4SnO_4 . Осад розділити навпіл, до однієї частини додати луг, до іншої – хлоридну кислоту. Зробити висновок щодо амфотерного характеру α – олов'яної кислоти.

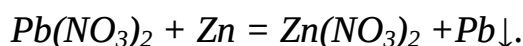


б) (Працювати під тягою!) У порцелянову чашку покласти гранулу металічного олова, влити 50%-й розчин нітратної кислоти і нагріти на водяній бані. Білий осад кілька разів промити декантацією водою, розділити на 4 частини і вивчити відношення утвореної β – олов'яної кислоти до розчинів кислот і лугу:

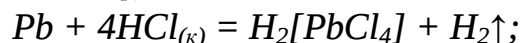
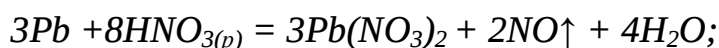


Зробити висновок щодо хімічної активності α – β – олов'яних кислот.

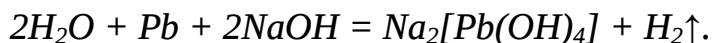
13. Добування свинцю витісненням цинком із розчинів його солей. Ознайомившись із положенням свинцю в електрохімічному ряду напруг, вибрати метал, здатний відновити йони Pb^{2+} (зокрема, Zn). До розчину солі плюмбуму додати гранулу металевого цинку. Спостерігати виділення свинцю на поверхні гранули:



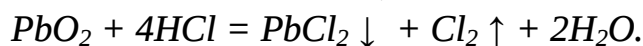
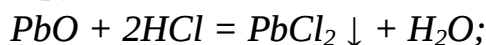
14. Взаємодія свинцю з кислотами (Груповою робота. Виконується у витяжній шафі!). В 4 пробірок внести невеликі шматки свинцю і додати розчини кислот: хлоридної і нітратної (концентровані і розбавлені). Якщо реакція не відбувається за кімнатної температури, реакційну суміш нагріти:



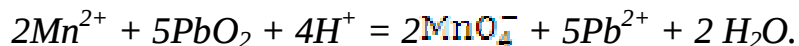
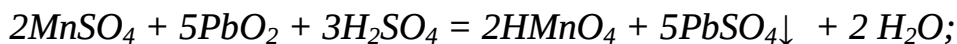
15. Взаємодія свинцю з розчином лугу. Шматочок металічного свинцю внести у пробірку, додати розчин лугу і нагріти на водяній бані:



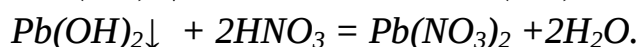
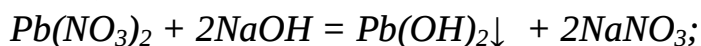
16. Оксиди плюмбуму. В 3 пробірки внести PbO , Pb_3O_4 , PbO_2 та налити розчин концентрованої HCl , нагріти. Чому в останніх двох пробірках відбувається виділення хлору?



17. Окисні властивості PbO_2 . До кількох крапель розчину $MnSO_4$ додати H_2SO_4 і внести трохи PbO_2 . Кип'ятити до зміни забарвлення вмісту пробірки. Які продукти окиснення Mn^{2+} можуть утворитися?

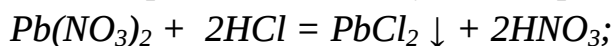


18. Одержання гідроксиду плюмбуму (II) та вивчення його кислотно-основних властивостей. До розчину солі $Pb(II)$ додати розчин лугу. Утворений осад гідроксиду розділити навпіл; до однієї частини додати надмір лугу, до іншої – розчин нітратної кислоти (чому не можна використовувати хлоридну або сульфатну кислоти?).

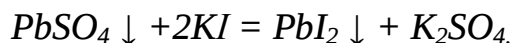
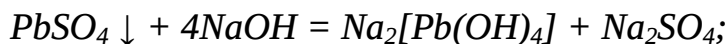
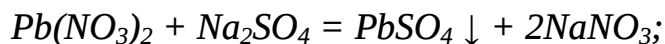


19. Одержання малорозчинних солей плюмбуму (II).

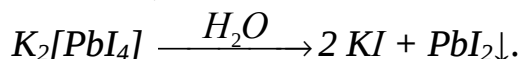
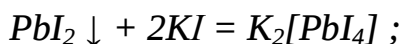
а) До розчину солі $Pb(II)$ додати розбавлений розчин HCl до утворення осаду $PbCl_2$. Осад розділити на 2 частини; вміст першої пробірки нагріти до зникнення осаду; до другої частини осаду додати концентровану HCl до його розчинення. Чим обумовлене розчинення осаду $PbCl_2$ при нагріванні?



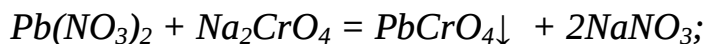
б) До розчину солі $Pb(II)$ додати розчин Na_2SO_4 . До осаду $PbSO_4$, який попередньо розділяють навпіл, додати концентрований розчин лугу (в одну пробірку) і розчин йодиду калію (в іншу пробірку). Які зміни відбуваються? Обґрунтувати зміну кольору осаду в другому випадку.

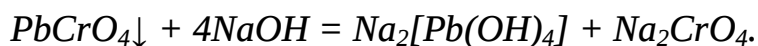
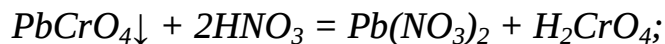


в) До розчину нітрату або ацетату плюмбуму додати розчин KI до утворення осаду PbI_2 . Осад розділити на 2 частини; вміст першої пробірки нагріти до розчинення осаду і охолодити під струменем води – спостерігати утворення золотисто-жовтих кристалів PbI_2 (реакція «золотого дощу»); до другої пробірки додати надмір йодиду калію до розчинення осаду, а згодом розчин розбавити водою і спостерігати утворення осаду.

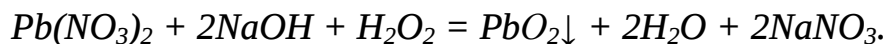


г) До розчину солі плюмбуму (II) додати розчин Na_2CrO_4 . Осад розділити навпіл, додаючи до однієї частини HNO_3 , до другої $NaOH$:





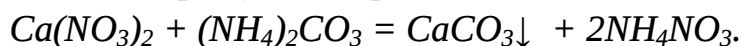
20. Відновні властивості Pb (II). До розчину солі Pb (II) додати надмір розчину лугу, а потім H_2O_2 до утворення коричневого осаду PbO_2 . Якщо осад не випадає, реакційну суміш нагріти на водяній бані:



Лабораторна робота 30

Одержання карбонату кальцію

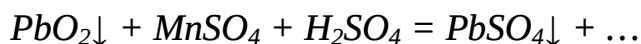
Карбонат кальцію отримують за реакцією:



Виконання роботи. В 10 мл дистильованої води розчинити 6г $Ca(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$. Наважку $(NH_4)_2CO_3$ (з надлишком 15%) розчинити в такому ж об'ємі води. Одержані розчини перенести у склянку з 20 мл дистильованої води при перемішуванні. Після відстоювання утвореного осаду $CaCO_3$ його відфільтрувати на лійці Бюхнера, промити кілька разів дистильованою водою для видалення нітрат-іонів і сушити осад до постійної маси у сушильний шафі за 110^0 С. Після охолодження продукт зважити і розрахувати його вихід (у %).

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Як змінюються неметалічні властивості у елементів 4 групи головної підгрупи? Які сполуки з киснем вони утворюють? Як змінюються кислотно-основні властивості оксидів від карбону до стануму?
2. Способи отримання оксиду карбону (II) та його хімічні властивості.
3. Чому в скляному посуді не можна тримати розчин ортофосфорної кислоти, лугу, кальцинованої соди Na_2CO_3 ? Відповідь обґрунтуйте.
4. Одержання елементного силіцію, його хімічні властивості.
5. Одержання α - і β -олів'яних кислот.
6. Закінчити рівняння реакцій:



7. В двох пробірках знаходяться сухі карбонат натрію Na_2CO_3 і гідрокарбонат $NaHCO_3$. При нагріванні яка з речовин руйнується, виділяючи вуглекислий газ? Написати відповідне рівняння реакції.

8. Осадження силану та реакція горіння.

9. Способи одержання відповідних силікатів – «підводний сад».

10. Навести два рівняння реакцій, у яких $Sn(II)$ проявляє відновні властивості.
11. Пояснити, чому металічний свинець не розчиняється в розбавлених хлоридній та сульфатній кислотах?
12. Які реакції відбуваються при взаємодії оксидів PbO і PbO_2 з концентрованою хлоридною кислотою при нагріванні?
13. Кислотно-основні властивості гідроксиду плюмбуму (II).
14. Чим пояснити зникнення яскраво-жовтого осаду PbI_2 при нагріванні та при додаванні надміру розчину йодиду калію?

Тема 17. Р-елементи III групи (БОР, АЛЮМІНІЙ)

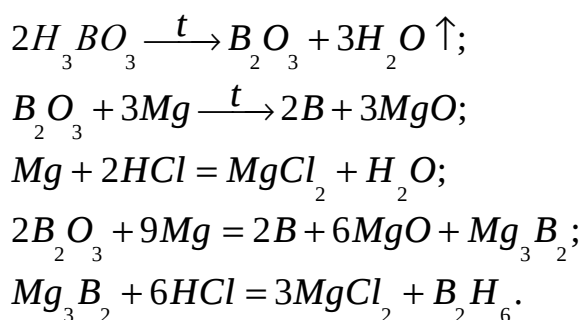
Лабораторна робота 31

Бор, алюміній та їх сполуки

I. Бор

А. Одержання аморфного бору алюмотермічним методом (Груповий дослід! Під тягою!). Залізний тигель з борною кислотою нагріти обережно, а потім на сильному вогні. Охолоджену масу розтерти в ступці, змішати з удвічі більшою кількістю порошку магнію.

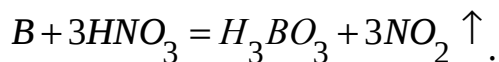
Суміш висипати в тигель і прожарити на пальнику (реакцію спостерігати крізь опущене скло витяжної шафи!). Охолоджену масу перенести в хімічну склянку і обробити розбавленим розчином хлоридної кислоти. Осад аморфного бору у вигляді коричневої маси відділити від рідини, промити і висушити.



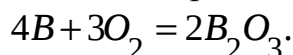
Б. Властивості бору

1) Взаємодія з лугом. До пробірки з невеликою кількістю бору додати 1 мл концентрованого розчину KOH і вміст пробірки нагріти.

2) Взаємодія з нітратною кислотою. У порцелянову чашку покласти трохи бору і додати 1 мл концентрованої HNO_3 та підігріти.



3) Горіння бору. Невелику кількість бору помістити в тигель і сильно нагріти в полум'ї газового пальника. Що при цьому спостерігається?



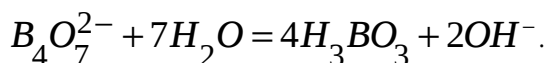
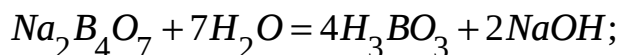
В. Одержання та властивості борної кислоти

1) Добування борної кислоти. В пробірку з 5-6 краплями розчину бури $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ внести 2-3 краплі концентрованого розчину сульфатної кислоти. Відмітити швидку появу осаду. Осад відфільтрувати за допомогою скляного фільтра, промити водою.

2) Невелику кількість борної кислоти внести в пробірку і додати воду. Перевірити розчинність H_3BO_3 і pH середовища за допомогою універсального індикаторного паперу.

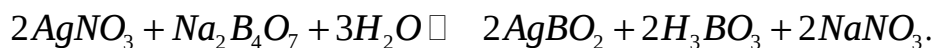
3) В полум'я газового пальника внести платиновий дріт, попередньо змочений у розчині H_3BO_3 . Якого кольору набуває полум'я?

Г. Гідроліз бури. В пробірку з 5-6 краплями нейтрального розчину лакмусу додати 3-4 краплі розчину бури і спостерігати зміну забарвлення розчину.

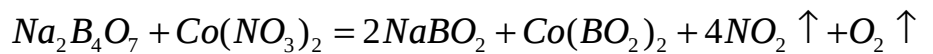


Д. Одержання малорозчинних боратів.

1) В 3 пробірки внести по 3-4 краплі насиченого розчину бури, додати по кілька краплин розчину: $AgNO_3$, $CuSO_4$, $AlCl_3$ і спостерігати за змінами, що відбуваються.



2) Розжарену петлю платинового дроту занурити в порошок бури і сплавити в прозору безбарвну кульку. Після охолодження змочити її розчином солі кобальту. Як змінюється колір?

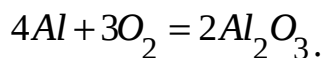


II. Алюміній

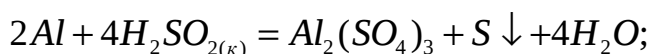
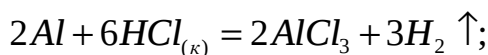
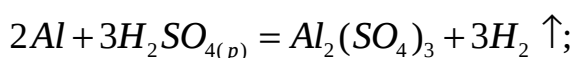
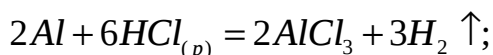
А. Виявлення оксидної плівки на поверхні алюмінію. В полум'ї газового пальника нагріти до плавлення алюмінієвий дріт, тримаючи його щипцями. Чому розплавлений метал не спадає з дроту?

Б. Властивості алюмінію. (Груповий дослід! Виконується під тягою!)

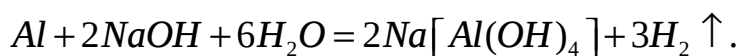
1) Відношення до дії кисню повітря. Алюмінієвий дріт очистити наждачним папером і опустити на 2 хв у розчин $HgCl_2$. Сполоснути водою, протерти фільтрувальним папером і залишити на деякий час, спостерігаючи за утворенням голчатого нальоту Al_2O_3 .



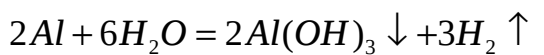
2) Відношення до дії кислот. В 6 пробірок покласти по шматочку алюмінієвої фольги і додати по 0,5 мл розбавлених і концентрованих розчинів хлоридної, сульфатної та нітратної кислот. Як інтенсивно відбуваються реакції за кімнатної температури та при нагріванні? Як доказати виділення того чи іншого газу?



3) Відношення до дії лугу. До алюмінієвої фольги додати 0,5 мл концентрованого розчину лугу і спостерігати за зміною інтенсивності реакції при нагріванні.



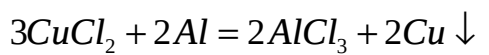
4) Відношення до води. Алюмінієву пластину чи дріт занурити у воду і нагріти. Оксидна плівка заважає прохолодженню реакції. Зняти її (як в досліді (1)) і знову внести і у воду.



Коли пластину витримують в розчині $Hg(NO_3)_2$ чи $HgCl_2$ утворюється амальгама.

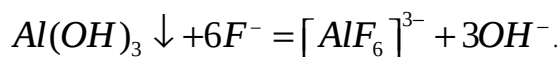
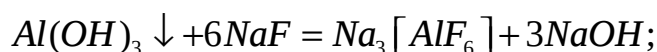
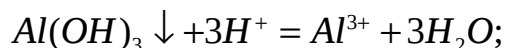
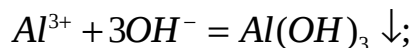
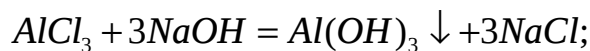
5) Вплив хлорид-іонів на корозію алюмінію. Хлорид-іони – активатори корозії. Їх присутність у розчині сприяє руйнуванню оксидної захисної плівки, в результаті чого корозія посилюється.

В дві пробірки покласти по шматочку алюмінію і додати в одну з них 5 крапель розчину сульфату купруму (II), в іншу стільки ж розчину хлориду купруму (II) і спостерігати за змінами, що відбуваються. В першій пробірці алюміній залишається практично без змін, тоді як у другій він швидко вкривається шаром металічної міді.



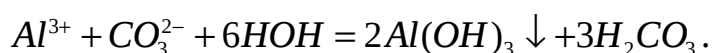
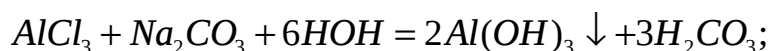
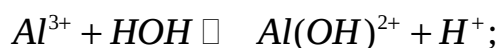
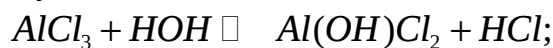
В. Одержання та властивості гідроксиду алюмінію.

В три пробірки внести по 3-4 краплі розчину солі алюмінію і додати розбавлений розчин лугу при перемішуванні до осадження білого осаду гідроксиду алюмінію. Згодом в одну пробірку додати розчин HCl чи H_2SO_4 , в другу – концентрований розчин $NaOH$, в третю – розчин NaF до розчинення осаду:



Д. Гідроліз солей алюмінію.

В 2 пробірки взяти по кілька краплин розчину солі алюмінію, додати по 2 мл дистильованої води. В першій пробірці визначити pH розчину за допомогою універсального паперу, в другу додати кілька крапель розчину Na_2CO_3 – спостерігається утворення осаду $Al(OH)_3$, оскільки карбонат-іони сприяють гідролізу Al^{3+} :



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Яким буде середовище у розчині бури $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$?
2. Що таке «перли бури» та як їх одержують? Написати відповідне рівняння реакції.
3. Завдяки чому алюміній не проявляє хімічну активність? Як можна зняти оксидну плівку на поверхні алюмінію?
4. Навести три рівняння реакцій розчинення гідроксиду алюмінію $Al(OH)_3$.
5. Як можна одержати борну кислоту H_3BO_3 ? Написати відповідні хімічні реакції. До яких типів вони відносяться?

6. Які реакції описують взаємодію металічного алюмінію з розбавленою та концентрованою сульфатною кислотою? Що виступає окисником в обох випадках? Навести відповідні рівняння реакцій.
7. Написати реакції взаємодії бору з парами води, киснем повітря, концентрованою нітратною кислотою.
8. Що таке алюмотермія? Які метали можна одержати методом алюмотермії? Написати відповідні хімічні реакції.
9. Що таке борани? Як їх одержують таякі хімічні властивості вони проявляють?
10. Написати реакції гідролізу хлориду алюмінію в молекулярній та в йонно-молекулярній формах. Яким буде рН середовища? Пояснити, чому в розчині не існують сульфід та карбонат алюмінію.
11. Який з йонів: SO_4^{2-} чи Cl^- більше сприяє корозії алюмінію? Як це можна довести?

Тема 18. СУЛЬФУР, НІТРОГЕН, ФОСФОР, БІСМУТ

Сульфур знаходиться в VI групі, головній підгрупі періодичної системи. На відміну від кисню, який знаходиться у цій же підгрупі ($2s^2 2p^4$) і може мати ступені окиснення 0 (O_2), -1 (H_2O_2), -2 (H_2O), сульфур відноситься до третього періоду ($3s^2 3p^4 3d$), тому має ступені окиснення крім 0, -2, ще і +4 та +6.

Сульфур може реагувати з воднем, киснем, металами. Водний розчин H_2S – слабка сульфідна кислота, SO_2 і SO_3 – ангідриди слабкої сульфідної і сильної сульфатної кислот. Сульфур в ступені окиснення -2 (H_2S , MeS) – сильний відновник; елементна сірка та сульфур у ступені окиснення +4 здатні проявляти як окисні так і відновні властивості; сульфатам (S(VI)) на відміну від концентрованої H_2SO_4 , окисна здатність не властива.

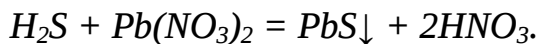
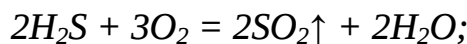
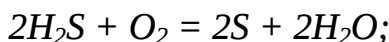
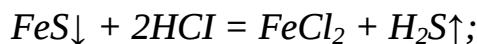
Лабораторна робота 32

Сульфур та його сполуки

Сірководень, гідрогенсульфід, сульфідна кислота, сульфід

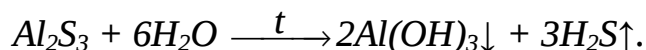
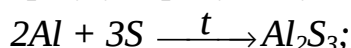
1) *Добування H_2S та його горіння* (Груповий дослід. Виконується під тягою). У пробірку внести кілька шматочків сульфиду феруму (II), додати 1 мл 10 %-го розчину HCl , закрити пробкою з газовідвідною трубкою, укріпити вертикально в штативі і нагріти; коли виділення сірководню стане інтенсивним, потримати над ним універсальний індикаторний папір, змочений водою, і папір, оброблений розчином солі плюмбуму. Чому змінюється їх забарвлення?

Згодом запалити H_2S і тримати над полум'ям універсальний індикаторний папір, а потім порцеляновий тигель. Обґрунтувати зміну кольору папірця і появу жовтого нальоту на чашці чи тиглі.

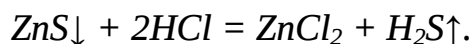
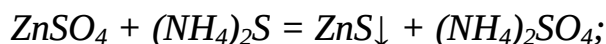


2) Одержання малорозчинних сульфідів металів

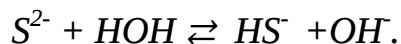
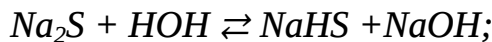
а) Змішати 0,5 г порошкоподібного алюмінію та 1,0 г дрібнозернистої сірки. Висипати суміш гіркою на металеву сітку та підпалити за допомогою стрічки магнію (під тягою!). Пояснити чому Al_2S_3 має сірководневий запах. Додати частину одержаного сульфиду у гарячу воду.



б) Додати до розчинів солей $Mn(II)$, $Cd(II)$, $Cu(II)$, $Zn(II)$ розчин сульфиду амонію. Звернути увагу на колір утворених осадів. До невеликих кількостей осадів додати 30 %-й розчин HCl . Який з осадів розчинився?



в) Гідроліз сульфиду натрію. Розбавити водою розчин Na_2S і додати краплю фенолфталеїну. На що вказує поява малинового забарвлення?



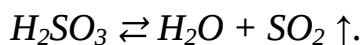
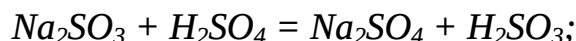
г) Відновні властивості сульфуру (-2). Розчин $KMnO_4$ підкислити H_2SO_4 і додати розчин Na_2S чи $(NH_4)_2S$. Про що свідчить знебарвлення розчину і поява каламуті?



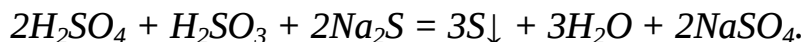
Кисневмісні сполуки сульфуру

1) Одержання сульфітної кислоти та вивчення її властивостей.

а) До кількох кристалів сульфіту натрію додати 2 мл розбавленої H_2SO_4 і обережно понюхати. На що вказує характерний запах? Розчин розділити на три частини.



б) Окисні властивості H_2SO_3 . До одержаного розчину H_2SO_3 додати кілька краплин розчину сульфиду натрію. Про що свідчить поява каламуті?



в) Відновні властивості H_2SO_3 . До одержаного розчину H_2SO_3 додати розчин $KMnO_4$ і спостерігати його знебарвлення.



г) Знебарвлення розчинів органічних барвників сульфитною кислотою. До дуже розбавленого розчину фуксину додати по краплинах розчин сульфитної кислоти, спостерігаючи його знебарвлення. В якому разі для процесів вибілювання краще застосовувати SO_2 , а не Cl_2 ?

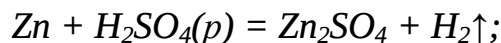
2) *Властивості сульфатної кислоти та її солей.*

а) Дегідратуючі властивості концентрованої H_2SO_4 . Складною паличкою, змоченою концентрованою H_2SO_4 , нанести рисунок на аркуш фільтрувального паперу, який потім потримати над полум'ям газового пальника. На що вказує почорніння рисунка?

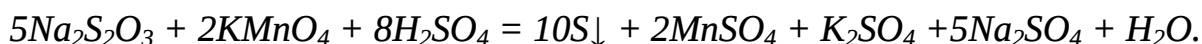
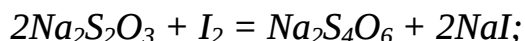
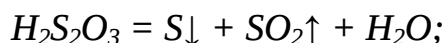
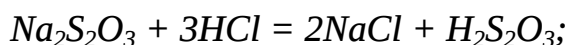
б) Дія концентрованої H_2SO_4 на неметали (Груповий дослід. Виконується під тягою). У пробірку з 0,5 мл концентрованої сульфатної кислоти внести шматочок вугілля і обережно нагріти. Що відбувається?



в) Дія сульфатної кислоти на метали. В 4 пробірки внести шматочки металу – в 2 – цинку, в 2 – міді, і додати в дві пробірки з Zn і Cu розбавлену кислоту, в дві – концентровану. Обґрунтувати дію розбавленої і концентрованої H_2SO_4 на цинк. Який хімічний елемент H_2SO_4 виступає окисником?



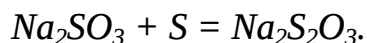
3) *Властивості тіосульфату натрію.* У три пробірки налити розчин $Na_2S_2O_3$; в першу пробірку додати хлоридну кислоту; в другу – розчин йоду; в третю – розчин $KMnO_4$ та H_2SO_4 . Обґрунтувати причину проявлення тіосульфатом натрію відновних властивостей.



Лабораторна робота 33

Одержання тіосульфату натрію

Одержання тіосульфату натрію ґрунтується на реакції:



Виконання роботи. В склянку місткістю 150-200 мл налити 20 мл дистильованої води і розчинити у ній наважку сульфату натрію, необхідну для одержання 0,1 моль $Na_2S_2O_3$. Наважку порошкоподібної сірки, взяту з 10 %-м надлишком від стехіометричної кількості, на годинниковому склі змочити кількома краплями етанолу і за допомогою скляної палички перенести її в розчин сульфату натрію, склянку поставити на азбестову сітку, нагріти розчин на полум'ї пальника і кип'ятити 10-15 хв, постійно перемішуючи скляною паличкою.

Отриману суспензію профільтрувати через складчастий фільтр, фільтрат зібрати у порцелянову чашку, в якій на азбестовій сітці на малому вогні упарити розчин при постійному перемішуванні до сироподібного стану. При охолодженні виділяються кристали (для прискорення кристалізації в розчин можна внести кристалик $Na_2S_2O_3$).

Кристали відфільтрувати під вакуумом, висушити між аркушами фільтрувального паперу і зважити. Розрахувати вихід продукту (у відсотках).

Лабораторна робота 34 ***Нітроген та його сполуки***

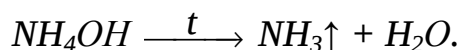
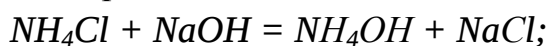
Нітроген – типовий неметал, який за електронегативністю поступається лише флуору та кисню.

Атом нітрогену має на зовнішній оболонці три неспарених електрони ($1s^2 2s^2 2p^3$), тому атоми утворюють дуже стійку двохатомну молекулу N_2 з трьома ковалентними зв'язками.

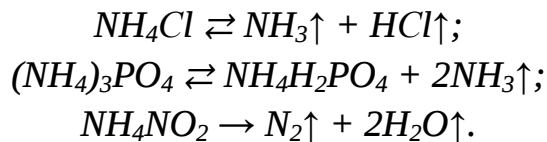
За підвищених температур азот реагує з металами (утворюючи нітриди), з воднем (продуктом взаємодії є аміак) та деякими іншими неметалами. Солі амонію термічно нестійкі. З киснем нітроген може утворювати кілька оксидів: N_2O , NO – несолетворні, NO_2 – ангідрид двох кислот – нітритної і нітратної. Нітрити більш термічно стійкі, ніж нітрати; проявляють як окисні, так і відновні властивості. Нітратна кислота – сильний окисник, тоді як нітрати ведуть себе як окисники лише за високих температур; при нагрівання нітрати розкладаються.

1) Добування і властивості аміаку та солей амонію

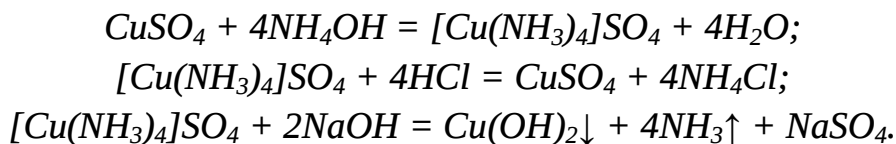
а) Добування аміаку. До розчину NH_4Cl додати розчин $NaOH$ і нагріти. Над верхньою частиною пробірки потримати універсальний індикаторний папірець, змочений водою. Про що свідчить зміна його кольору?



б) Термічна стійкість солей амонію (Груповий дослід. Виконується під тягою). В три сухі пробірки з термічно стійкого скла помістити невелику кількість хлориду амонію (сіль легкої кислоти HCl), фосфату амонію (сіль нелеткої кислоти H_3PO_4) і нітриту амонію (сіль кислоти-окисника HNO_2) і нагріти, тримаючи над пробіркою вологий універсальний індикаторний папірець. Обгрувати, чому продукти термічного розкладу різні.

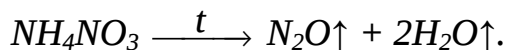


в) Одержання аміакатів. В дві пробірки налити розчини $CuSO_4$ і $NiSO_4$, додати розчин аміаку до появи, а згодом зникнення осаду. Вміст кожної пробірки розділити порівну; до однієї частини додати HCl , до другої $NaOH$. Пояснити причину руйнування комплексів.



2) Одержання оксидів нітрогену (I) (Під витяжкою)

а) Одержання N_2O («веселящего газу»). Не вдихати. Має наркотичну дію. Суху пробірку з нітратом амонію нагріти на полум'ї газового пальника.

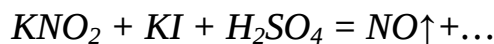


ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Охарактеризувати будову атомів шостої групи головної підгрупи періодичної системи Д. І. Менделєєва.
2. Одержання сірководню та його хімічні властивості. Написати відповідні рівняння реакцій.
3. Взаємодія сульфатної кислоти з металами, неметалами, оксидами та гідрооксидами металів, солями, органічними сполуками. Навести хімічні реакції. В яких із них H_2SO_4 проявляє кислотні, окисні, водовідбірні властивості?
4. Тіосульфат натрію: одержання, хімічні властивості, структурна формула, ступені окиснення атомів сульфуру.
5. Промислові та лабораторні способи одержання аміаку.
6. Можливі ступені окиснення нітрогену. Навести приклади сполук з відповідними ступенями окиснення. Які з них мають сильні відновні властивості, які – окисні? Відповідь обгрунтувати, навівши рівняння реакцій.

7. Написати реакції взаємодії розбавлених і концентрованих нітратної кислоти з цинком, свинцем, міддю. Від чого залежить ступінь окиснення нітрогену у відновлених продуктах $N(V)$?

8. Закінчити рівняння реакцій:



9. Навести промисловий спосіб одержання фосфору та опишіть хімічні властивості фосфору.

10. Що таке фосфін? Як можна його одержати? Які хімічні властивості він проявляє?

11. Як змінюються кислотно-основні властивості в ряду оксидів Al_2O_3 - Sb_2O_3 - Bi_2O_3 ? Який з елементів: *As*, *Sb* чи *Bi* в ступені окиснення +5 сильніше проявляє окисні властивості? Навести відповідні рівняння реакцій.

12. Взаємодія *As*, *Sb*, *Bi* з нітратною кислотою.

Тема 19. ГІДРОГЕН. ОКСИГЕН. ПЕРОКСИГЕН

Гідроген – перший хімічний елемент у періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва, його атом містить один єдиний електрон ($1s^1$), який він може віддавати, переходячи в протон H^+ (як лужні метали), може приєднувати 1 електрон, набуваючи від'ємного заряду H^- (в гідридах металів, зокрема CaH_2) (як галогени).

Газоподібний водень має екстремальні значення окремих фізико – хімічних властивостей (густина, теплопровідність, швидкість витікання із вузьких отворів, тощо) завдяки тому, що молекула H_2 найлегша і може рухатися з більшою швидкістю, ніж молекули інших газів ($V = \sqrt{M}$).

Водень – сильний відновник (в присутності каталізатора чи за підвищених температур). З повітрям водень утворює вибухові суміші, водень горить, тому з ним необхідно поводитися дуже обережно, уникаючи його контакту з відкритим вогнем.

Оксисен – елемент, який займає місце в головній підгрупі VII групи періодичної системи, де знаходиться і сульфур. Проте за відсутності *d*-оболонки ($2s^2 2p^4$) його атом позбавлений можливості мати збуджений стан і його ступені окиснення обмежуються: $-2(H_2O)$; $-1(H_2O_2)$; $0(O_2)$; $+2(OF_2)$.

Вільний кисень – сильний окисник, який реагує як з металами, утворюючи оксиди (MgO , CuO), так як з неметалами (SO_2 , CO_2). Найпоширеніша сполука гідрогену і кисену – вода (розчинник; реагент; з води шляхом її гідролізу добувають водень і кисень). Друга сполука *H* і *O* –

перексогодідроген H_2O_2 , яка може виконувати функції як окисника, так і відновника.

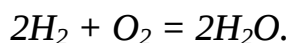
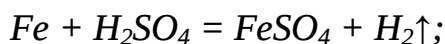
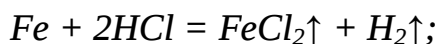
Оксиген, крім O_2 , має і трьохатомну сполуку O_3 – озон, окисні властивості якої ще яскравіше виражені, ніж у кисню O_2 .

Лабораторна робота 35

Гідроген, кисень, перексогодідроген, вода

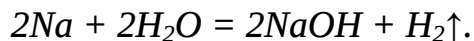
А. Гідроген. Лабораторні способи одержання гідрогену і його горіння.
(Груповий дослід. Виконується під тягою!)

1) Взаємодія металів з кислотами-неокисниками. В дві пробірки внести дрібку залізних ошурків, додати в одну пробірку розчин хлоридної кислоти, в іншу – розбавлену сульфатну. Пробірки закрити пробкою з короткою звуженою скляною трубкою. Коли реакція почне проходити бурхливо, до отвору трубки обережно піднести запалений сірник – чується «хлопок».

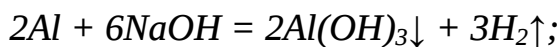


2) Взаємодія металів (лужних і лужноземельних) з водою. Вийняти пінцетом маленький шматочок металічного натрію з склянки, де він зберігається під шаром гасу, промокнути фільтром і покласти в ексикатор з водою. (Під тягою! В захисних окулярах).

Після припинення бурхливої реакції до води додати краплю фенолфталеїну. Про що свідчить поява малинового забарвлення?



3) Взаємодія металів з розчином лугу. (Виконується під тягою в захисних окулярах). В пробірку з шматочком алюмінієвої стружки (чи фольги) налити 1 мл концентрованого розчину лугу. Спочатку реакція йде повільно, а після того, як стружка розчиниться, бурхливо.



Б. Кисень. Лабораторні способи одержання O_2 . Властивості O_2

1) Одержання кисню термічним розкладом солей. (Під витяжною шафою!). В три сухі пробірки внести по кілька кристалів нітрату, хлорату та перманганату калію і обережно нагріти, закріпивши в штативі вертикально. У верхню частину внести тліючу скіпочку; під впливом кисню, що виділяється, вона яскраво розгоряється.

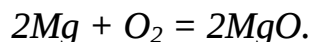




2) Одержання кисню нагріванням розчину пероксегідрогену. В пробірку налити 0,5 мл розчину H_2O_2 і обережно нагріти. Виділення O_2 перевіряють як у попередньому досліді.



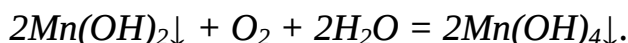
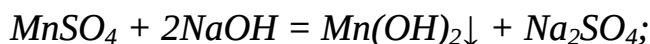
3) Взаємодія металів з киснем повітря. Пінцетом внести у полум'я газового пальника магнієву стрічку і спостерігати її горіння.



4) Взаємодія неметалів з киснем повітря. В металеву ложечку покласти шматочок сірки і внести у полум'я газового пальника. Спостерігати горіння.

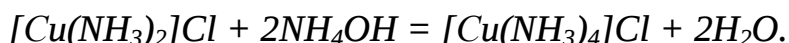
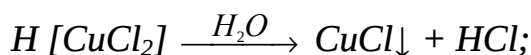
5) Окиснення киснем повітря в розчині.

а) В пробірку налити 0,5 мл солі Mn(II) і додати по краплинах розчин луку до утворення білого осаду Mn(OH)_2 . Залишити на деякий час, спостерігаючи потемніння внаслідок окиснення Mn(II) до Mn(IV) киснем повітря.



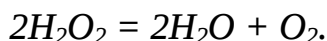
б) В пробірку покласти шматочок міді металічної, налити 0,5 мл розчину CuCl_2 і стільки ж концентрованої хлоридної кислоти і нагріти (під витяжкою!) до знебарвлення розчину. Розчин обережно злити і розбавити водою. Осаду, що утворився, дати осісти. Злити рідину, а осад розділити навпіл.

Одну частину осаду CuCl залишити у пробірці, щоб він контактував з повітрям і спостерігати за зміною кольору, до іншої частини додати концентрований розчин аміаку – утворюється безбарвний розчин $[\text{Cu(NH}_3)_2]^+$, який з часом окиснюється до $[\text{Cu(NH}_3)_4]^{2+}$ і набуває волошкового кольору.



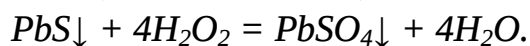
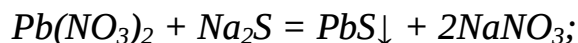
В. Пероксегідроген H_2O_2

1) Каталітичний розклад H_2O_2 . До пробірки з 0,5 мл H_2O_2 додати на кінчику шпателя порошок MnO_2 і спостерігати проходження реакції з виділенням бульбашок газу. Що це кисень, переконатися за допомогою тліючого сірника.

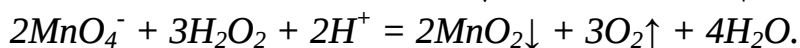
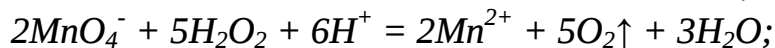
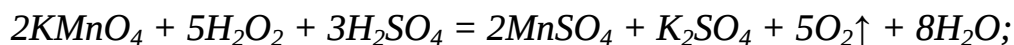


2) Окисні властивості H_2O_2 . В пробірку налити 0,5 мл розчину $\text{Pb(NO}_3)_2$ і додати такий же об'єм розчину Na_2S чи $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Спостерігати утворення

чорного осаду PbS . Додати до нього концентрований розчин H_2O_2 до переходу кольору з чорного в білий завдяки окисненню сульфїду плумбуму у сульфат.



3) Відновні властивості H_2O_2 . В пробірку налити 0,5 мл розчину $KMnO_4$, підкислити його сульфатною кислотою і по краплинах при перемішуванні додати H_2O_2 до знебарвлення розчину (за недостатньої кислотності середовища продуктом відновлення $Mn(VII)$, може бути не $Mn(II)$, а $Mn(IV)$ у вигляді бурого осаду MnO_2). Який газ виділяється?



РОЗРАХУНКОВО-ГРАФІЧНІ РОБОТИ

Тема 1. Основні хімічні поняття і закони.

*Будова атома (квантові числа, послідовність заповнення рівнів).
Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Спорідненість до електрона, типи зв'язку*

1. Визначити: а) кількість молей магнію в 0,486 г магнію; б) кількість молей сульфату алюмінію в 34,2 його; в) кількість молей води в одному літрі за 4°C і тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па (760 мм рт.ст.)

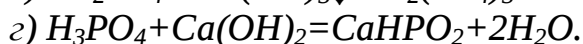
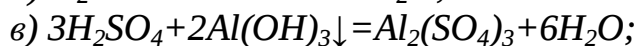
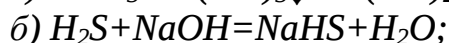
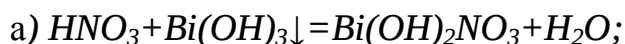
2. Виразити в молях і грамах: а) $6,02 \cdot 10^{21}$ молекул ацетилену C_2H_2 ; б) $2,00 \cdot 10^{23}$ молекул фосгену $COCl_2$

3. Чи однакова кількість молекул: а) в одному грамі водню і одному грамі кисню; б) в 1 моль водню і 1 моль кисню?

4. В електропечі з 20 кг технічного оксиду кальцію було одержано 16 кг карбїду кальцію CaC_2 . Процес описується рівнянням $CaO + 3C = CaC_2 + CO \uparrow$.

Визначити масову частку домішок в оксиді кальцію і теоретичний об'єм оксиду карбону(II) за температури 546 °C і тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па (1 Бар).

5. Визначити еквівалентні маси кислот і основ у наступних реакціях:



6. Який об'єм кисню, взятий за 300 °C і тиску $5,06 \cdot 10^5$ Па (5 Бар), витрачений на згорання 10 кг кам'яного вугілля до утворення оксиду карбону(IV) CO_2 , якщо у вугіллі міститься 94% карбону? Який об'єм за цих же умов займе виділений вуглекислий газ?

7. Який об'єм за тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па (760 мм рт.ст.) і температури 0° C займе 1 кг суміші газів, що мають склад (в мас. %):

а) 20% NO , 40% N_2 , 40% CO_2 ;

б) 20% C_2H_2 ; 40% CH_4 , 40% CO ?

8. Густина газів за повітрям дорівнює: а) 0,9; б) 2,45. Визначити масу 1 літра кожного газу.

9. Обчислити еквівалентні маси наступних елементів:

а) стануму, якщо при нагріванні 0,92 г металічного олова в струмені кисню утворюється 1,17 г оксиду стануму(IV); б) стануму, якщо при відновленні 1,17 г оксиду стануму (IV) воднем отримано 0,16 г води; в) магнію, якщо при нагріванні його в потоці кисню маса збільшилась на 66,7%; г) мангану, якщо при відновленні 2,17 г оксиду мангану(IV) алюмінієм утворилось 1,7 г оксиду алюмінію Al_2O_3 .

10. Дати визначення таких понять: атом, хімічний елемент, молекула, проста і складна речовина, ізотопи, алотропія та навести приклади.

11. Пояснити терміни: одиниця атомної маси, відносна атомна маса, відносна молекулярна маса, молярна маса, молярна маса еквівалента.

12. Сформулювати основні хімічні закони: закон збереження маси, закон сталості складу, закон еквівалентів, закон кратних відношень, закон Авогадро.

13. Яка кількість молей міститься в 1 кг Fe_2O_3 ? Визначити кількість молей атомів феруму і кисню в наважці

14. Визначити найпростішу формулу речовини, яка складається з 48,2% Fe, 10,4% C, 41,4% O.

15. Маса 2 л газу за нормальних умов складає 7,22 г. Обчислити:
а) молярну масу газу; б) масу 1 молекули в грамах; в) відносну густину за повітрям.

16. Обчислити масу 1,8л H_2S , якщо об'єм газу виміряний за температури $18^\circ C$ і тиску 98,64 кПа.

17. Які квантові числа використовує квантова механіка для характеристики енергетичного складу електрона в атомі? Що характеризує кожне квантове число і які значення приймає?

18. Сформулювати принцип Паулі, правило Гунда, правило Клечковського.

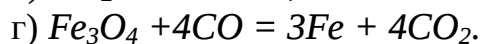
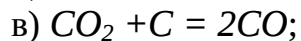
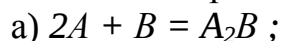
19. Написати електронні формули атомів кальцію і титану. До яких груп і підгруп вони відносяться?

20. Сформулювати періодичний закон Д.І. Менделєєва. Як змінюються властивості елементів у періодах і підгрупах? Де знаходяться найактивніші метали і найактивніші неметали?

Тема 2. Закономірності протікання хімічних процесів.

Термодинаміка (ΔH , ΔS , ΔG , екзо- і ендотермічні реакції). Хімічна кінетика (швидкість реакції, вплив умов, каталізатори та інгібітори). Хімічні рівноваги (оборотна і необоротна реакції, константа рівноваги, принцип Ле-Шательє)

1. Написати вирази швидкості реакцій:



Як зміняться швидкості реакцій а) і б) при збільшенні концентрації вихідних речовин вдвічі?

2. Як зміняться швидкості реакцій в прямому і зворотному напрямках при збільшенні об'єму системи в 2 рази за сталої температури: а) $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$; б) $2C + O_2 \rightleftharpoons 2CO$; в) $Fe_2O_3 + CO \rightleftharpoons 2FeO + CO_2$ ↑. Дати числову відповідь і вказати в кожному випадку, в якому напрямі зміститься рівновага.

3. Константа швидкості реакції $A + B \rightleftharpoons AB_2$ становить $2 \cdot 10^{-3}$ л/ (моль·с).

а) Яка швидкість v_1 вказаної реакції в початковий момент, якщо концентрації речовин A і B рівні і складають 0,4 моль/л ?

б) Яка буде швидкість v_2 цієї реакції через деякий проміжок часу t , якщо на цей момент утворюється 0,1 моль/л речовини AB_2 ?

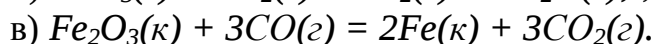
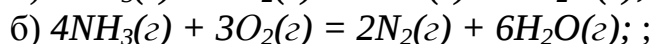
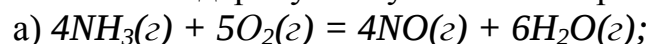
4. Обчислити температурний коефіцієнт швидкості реакцій, якщо за підвищення температури

а) від 10 до 50° С швидкість реакції збільшилась в 16 разів;

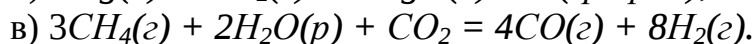
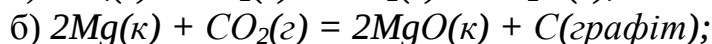
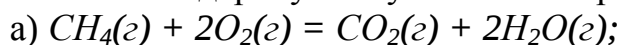
б) від 50 до 100° С швидкість реакції збільшилась в 1200 разів;

5. Чому ентальпія нейтралізації сильних кислот і основ однакова для різних кислот і основ, а ентальпія нейтралізації слабких кислот і основ залежить природи реагуючих речовин?

6. Обчислити стандартну зміну ентальпії в реакціях:



7. Обчислити стандартну зміну ентальпії в реакціях:

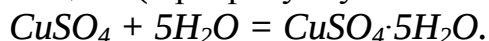


8. З даних по окисненню As_2O_3 киснем і озоном обчислити зміну ентальпії при переході 1 моль кисню в озон:



9. Обчислити ентальпію реакції $2Cu_2O + Cu_2S = 6Cu + SO_2$ за ентальпіями утворення речовин, які беруть участь в реакції.

10. Ентальпії розчинення у воді кристалогідрату $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ і безводного сульфату купруму (II) $CuSO_4$ становлять відповідно +11,7 кДж (+2,8 ккал) і -66,1 кДж (-15,8 ккал). Обчислити ентальпію приєднання 5 молекул води до $CuSO_4$ за реакцією (в розрахунку на 1 моль);



11. При досягненні рівноваги реакції



за деякої температури і тиску в об'ємі 0,5 л містилось HCl – 3, 65г,

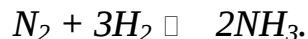
O_2 – 3,2 г; Cl_2 – 7,1 г; H_2O – 1,8 г. Обчислити константу рівноваги реакції і початкову концентрацію вихідних речовин у моль/л і г/л. Початкові концентрації хлору і води дорівнюють нулю.

12. Обчислити константу рівноваги реакції



якщо початкова маса KBr була 0,809 г, а до моменту рівноваги прореагувало 5%.

13. У посудину місткістю 0,5 л введено 0,5 моль водню і 0,5 моль азоту. За деякої температури до моменту рівноваги утворилось 0,03 моль аміаку. Обчислити константу рівноваги реакції одержання аміаку:



14. Визначити вихідні концентрації азоту і водню в моль/л і г/л, якщо при досягненні рівноваги системи $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$, якщо концентрації речовин були такими: азоту – 0,5 моль/л, водню – 0,3 моль/л, аміаку – 2 моль/л.

15. У посудині ємністю 0,5 л відбувається реакція:



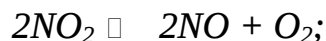
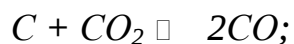
Обчислити константу рівноваги даної системи, якщо початкові кількості реагуючих речовин в даному об'ємі були наступними: CH_4 – 0,8 г, H_2O – 0,8 г, CO – 1,4 г, H_2 – 0,1 г і якщо до моменту рівноваги прореагувало 50% метану.

16. Визначити константу рівноваги реакції

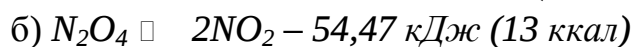
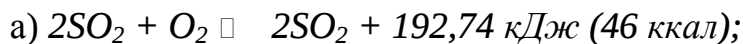


якщо за температури близько 500⁰ С рівноважна суміш містить: CO_2 – 4%, H_2 – 64%, H_2O – 16%, CO – 16%. Обчислити початкові концентрації CO_2 і H_2 у %.

17. Написати вирази констант рівноваги для реакцій:



18. У якому напрямі зміститься рівновага наступних оборотних реакцій:



при зниженні температури, при зниженні тиску?

19. Написати математичний вираз швидкості прямих реакцій та констант рівноваги для оборотних реакцій:



20. На скільки градусів слід підвищити температуру, щоб швидкість реакції збільшилася у 81 раз, якщо температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 3?

Тема 3. Розчини та їх властивості.

Розчини: типи, властивості, концентрація. Дифузія, осмос, закон Рауля, температура замерзання і температура кипіння

1. До 500 мл 28%-го розчину аміаку густиною 0,9 г/см³ додали 1 л води. Яка концентрація (в мас. %) і молярність аміаку в одержаному розчині?

2. Змішали 2 л 60%-ї сульфатної кислоти (густина 1,5 г/см³) з 3 л 14%-го розчину її (густина 1,1 г/см³). Знайти масову частку кислоти в одержаному розчині.

3. Скільки грамів $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ слід взяти для приготування розчинів:
- а) 400 мл 0,2 М розчину Na_2CO_3 ; б) 400 мл розчину Na_2CO_3 з молярною концентрацією еквівалентів $C(1/z) = 0,2$ моль/л?
4. Визначити масову частку (у %):
- а) розчину H_2SO_4 з $C(1/z) = 4,9$ моль/л густиною $1,15 \text{ г/см}^3$;
б) розчину HNO_3 з $C = 0,9$ моль/л густиною $1,03 \text{ г/см}^3$;
в) розчину $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ з $C(1/z) = 4$ моль/л густиною $1,21 \text{ г/см}^3$.
5. Визначити молярну концентрацію C , моль/л, і молярну концентрацію еквівалентів $C(1/z)$, моль/л, наступних розчинів:
- а) 70%-ї H_2SO_4 густиною $1,6 \text{ г/см}^3$;
б) 40%-го розчину NaOH густиною $1,4 \text{ г/см}^3$;
в) 20%-го розчину H_3PO_4 густиною $1,1 \text{ г/см}^3$.
6. В 2 л розчину міститься 0,1 моль слабого бінарного електроліту. З них 0,004 моль знаходиться у вигляді йонів. Обчислити константу дисоціації, ступінь дисоціації та ізотонічний коефіцієнт.
7. Константа дисоціації формиатної (мурашиної) кислоти за 18°C дорівнює $1,8 \cdot 10^{-4}$. Знайти ступінь дисоціації HCOOH за даної температури і концентрацію протонів H^+ в розчині з молярною концентрацією еквівалентів 0,04 моль/л. Виразити концентрацію йонів гідрогену в моль/л та в г/мл.
8. В п'яти ємкостях знаходяться ізольовано один від одного розчини: 1 М Na_3PO_4 , вода, 1 М Na_2SO_4 , 1 М цукру, 1 М NaCl . Ємкості спочатку одночасно нагрівають від 20°C , потім охолоджують від тієї ж температури. Розчин якої речовини а) закипить останнім; б) замерзне першим?
9. На осадження гідроксиду феруму(III) з 15 мл розчину FeCl_3 витрачено 10 мл 0,1 М розчину лугу. Обчислити концентрацію йонів Fe^{3+} в досліджуваному розчині в моль/л і в г/л.
10. Змішали розчини: Na_2S , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ і H_2SO_4 (надмір). Які реакції проходять? Написати йонно-молекулярні рівняння цих реакцій.
11. 60 г неелектроліту розчинено в 1500 г води. Розчин замерзає за $-1,86^\circ \text{C}$. Яка маса 1 моля розчиненої речовини? ($K_{\text{кр}}(\text{H}_2\text{O}) = 1,86^\circ \text{C}$).
12. При розчиненні 0,05 моль деякої речовини в 2,5 л води температура кипіння води збільшилась на $0,016^\circ \text{C}$. Показати, що розчинена речовина є електролітом. ($K_{\text{еб}}(\text{H}_2\text{O}) = 0,52^\circ \text{C}$).
13. Визначити молярну концентрацію бінарного електроліту, якщо його водний розчин починає замерзати за температури $-0,298^\circ \text{C}$, а уявна ступінь дисоціації дорівнює 60%.
14. Написати рівняння ступінчастої дисоціації сульфитної кислоти. В якому напрямі зміститься рівновага при додаванні хлоридної кислоти і гідроксиду натрію?
15. Визначити ізотонічний коефіцієнт та концентрацію нітрат-іонів у молях і грамах на 1 л в розчині $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ з $C(1/z) = 0,04$ моль/л, якщо уявна ступінь дисоціації солі дорівнює 64%.
16. Скільки кожної речовини потрібно взяти для приготування таких розчинів:

а) 1 л 0,25 М розчину $AlCl_3$; б) 1 л розчину $AlCl_3$ з $C(1/z)=0,25$ моль/л; в) 400мл 0,2 М розчину Na_2CO_3 із $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$?

17. Розрахувати активність йонів K^+ и SO_4^{2-} в 0,0170 М розчині K_2SO_4 .

18. Пояснити, чи однакові температури кипіння розчинів, що містять у 100 г води: а) 6 г гліцерину ($C_3H_8O_3$) і 6 г глюкози ($C_6H_{12}O_6$); б) 4,6 г гліцерину і 9 г глюкози; в) 0,01 моль гліцерину і 0,01 моль K_2SO_4 .

19. Обчислити молярну масу речовини, якщо відомо, що розчин, який у 200 г містить 5 г речовини, починає кристалізуватися за температури $-0,93^\circ C$.

20. Визначити ізотонічний коефіцієнт розчину $MgCl_2$, в 400 г якого розчинено 3,8 г усієї солі, що кристалізується за температури $-0,519^\circ C$. Чому дорівнює уявна ступінь дисоціації (коефіцієнт активності γ) цієї солі? ($K_{H_2O}=1,86$ К/моль).

Тема 4. Розчини електролітів.

Вода як розчинник. Закон розбавлення Освальда. Кисотно-основні взаємодії в розчинах. Кислоти і основи, $K_{дис}$. pH , індикатори, визначення pH

1. Обчислити концентрацію йонів Cl^- і Ca^{2+} в розчині хлориду кальцію з молярною концентрацією еквівалентів 0,3 моль/л. Виразити концентрації в моль/л та г/мл. Ступінь дисоціації солі прийняти рівною 70%.

2. Обчислити pH наступних розчинів, вважаючи, що хлоридна кислота HCl і гідроксид натрію $NaOH$ дисоціюють повністю: а) 0,1 М HCl ; б) 0,05 М HCl ; в) 0,2 М $NaOH$; г) 0,01 М $NaOH$; д) 0,1 М $HSCN$ (ступінь дисоціації прийняти 0,01%); е) 0,1 М NH_4OH (ступінь дисоціації прийняти за 1%).

3. pH одного розчину становить 3, другого 6. В літрі якого розчину концентрація йонів H^+ більше і в скільки разів?

4. Вказати реакцію середовища (кисла, нейтральна чи лужна) і знайти концентрацію H^+ і OH^- в розчинах (у моль/л), для яких pH рівна: а) 3; б) 9; в) 7; г) 1,6; д) 10,5.

5. Обчислити ступінь і константу дисоціації однокислотної основи $MeOH$ в розчині, якщо: а) $pH=8$; $C=0,001$ моль/л; б) $pH=10$; $C=0,01$ моль/л.

6. Обчислити pH буферних сумішей, приготованих змішуванням рівних об'ємів розчинів а) 0,1 М CH_3COOH і 0,01М CH_3COONa ; б) 0,2 М NH_4OH і 0,2 М NH_4Cl .

7. На скільки одиниць збільшиться чи зменшиться pH форміатної буферної системи ($HCOOH+HCOONa$): а) при збільшенні концентрації солі в 100 разів; б) при зменшенні концентрації солі в 10 разів?

8. Вивести закон розбавлення Оствальда. Що він характеризує?

9. Сформулювати термін «йонний добуток води». Чи може у водному розчині концентрація H^+ (H_3O^+) і OH^- дорівнювати нулю?

10. Що відбувається з йонною рівновагою води і ступенем її дисоціації при додаванні сильної кислоти або сильної основи? Як це вплине на концентрації H^+ і OH^- .

11. Які із вказаних нижче солей гідролізують і яка форма гідролізу (простий, ступінчастий, повний) матиме місце в кожному окремому випадку:

а) NaClO ; б) NaCl ; в) K_3PO_4 ; г) Al_2S_3 ; д) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$?

12. Написати йонно-молекулярні рівняння першої стадії гідролізу карбонату калію K_2CO_3 , фосфату натрію Na_3PO_4 , сульфату амонію $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. В якому випадку ступінь гідролізу найбільша, в якому – найменша? Відповідь обґрунтувати.

13. Написати молекулярні і йонно-молекулярні всіх ступенів гідролізу солей: а) сульфід натрію Na_2S ; б) хлориду алюмінію; в) сульфату феруму (III). Як можна збільшити і зменшити гідроліз кожної з цих солей? Чому ступінь гідролізу зменшується в кожній наступній стадії?

14. Розрахувати pH водного розчину з 0,01 М концентрацією розчиненої речовини: а) фосфатної кислоти; б) дигідрофосфату натрію; в) гідро фосфату натрію; г) тринатрійфосфату.

15. Обчислити молярну концентрацію одноосновної кислоти HA в розчині, якщо: а) $pH = 4$, $\alpha = 0,01$; б) $pH = 3$, $\alpha = 1\%$; в) $pH = 5,8$; $\alpha = 0,001$.

16. Яку реакцію повинні показати розчини NH_4NO_3 , KNO_3 , KCN , NH_4CN , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$? Вказати причину цього явища і написати відповідні рівняння реакцій.

17. Посилення чи пригнічення гідролізу NH_4Cl викличе додавання до розчину: а) кислоти; б) лугу; в) ціаніду калію?

18. Навести приклади часткового і повного гідролізу солей.

19. Вказати способи посилення і пригнічення гідролізу в розчинах солей Na_2CO_3 та AlCl_3 . Написати відповідні рівняння гідролізу та вказати середовище (кисле, лужне, нейтральне).

20. Скільки молей ацетатної кислоти ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$) міститься в 1 л розчину, pH якого дорівнює pH 0,1 М розчину вугільної кислоти ($K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$)?

Тема 5. Реакції осадження та окиснення-відновлення (ОВР).

Умови осадження і розчинення. Добуток розчинності. Процеси окиснення і відновлення, типи ОВР. Гальванічні елементи. Рівняння Нернста. Напрямок проходження ОВР. Корозія та захист від неї

1. В 1 мл насиченого розчину карбонату аргентуму міститься 0,032 мг Ag_2CO_3 . Обчислити добуток розчинності Ag_2CO_3 .

2. $DP_{\text{ZnS}} = 1,6 \cdot 10^{-24}$, $DP_{\text{CdS}} = 3,6 \cdot 10^{-9}$. При розчиненні якої із вказаних солей створюється в розчині більша концентрація сульфід-іонів і у скільки разів?

3. 0,2 г осаду сульфату плюмбуму промили 100 мл води. Який відсоток взятого осаду втрачений у промивних водах, якщо вважати, що промивна вода насичується PbS ? $DP(\text{PbSO}_4) = 1,6 \cdot 10^{-8}$.

4. Розчин хлориду кальцію містить 0,1 мг CaCl_2 в 1 мл. До даного розчину додали рівні об'єми:

а) 0,01М розчину Na_2SO_4 ; $DP(\text{CaSO}_4) = 6,3 \cdot 10^{-5}$;

- б) 0,01 М розчину Na_2CO_3 ; $ДР(CaCO_3) = 5 \cdot 10^{-9}$;
в) 0,01 М розчину $Na_2C_2O_4$; $ДР(CaC_2O_4) = 2,6 \cdot 10^{-9}$

Шляхом обчислення встановити, в яких випадках випадає осад? Для всіх солей вважати $\alpha = 1$.

5. Пояснити, чому при дії на розчини солей феруму (II) і мангану (II) сірководнем осад сульфідів не випадають, а при дії сульфиду амонію – випадають?

6. Чи випаде в осад $BaSO_4$ при зливанні рівних об'ємів $BaCl_2$ і Na_2SO_4 , що містять по 0,05 г/л кожної речовини? $ДР(BaSO_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$.

7. За деякої температури розчинність сульфиду стануму(IV) SnS_2 дорівнює $1,1 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Обчислити добуток розчинності SnS_2 .

8. Обчислити розчинність в моль/л і г/л хромату аргентуму Ag_2CrO_4 , якщо його добуток розчинності дорівнює $4 \cdot 10^{-12}$.

9. В 100 мл насиченого розчину $Fe(OH)_3$ міститься $2,0 \cdot 10^{-9}$ г речовини. Обчислити $ДР(Fe(OH)_3)$.

10. Скільки грамів $CaCO_3$ розчиняється в 1 л чистої води і в 1 л 0,1 М розчину Na_2CO_3 ? $ДР CaCO_3 = 5 \cdot 10^{-9}$. Вважати $\alpha(Na_2CO_3) = 1$.

11. Навести приклади сполук нітрогену, хлору і мангану, які можуть проявляти: а) тільки окисні властивості; б) тільки відновні властивості. Написати їх формули і по 2 рівняння реакцій на кожен приклад.

12. Підібрати коефіцієнти в рівняннях реакцій диспропорціонування:

- а) $HNO_2 = HNO_3 + NO \uparrow + H_2O$;
б) $TiCl_3 = TiCl_4 + TiCl_2$;
в) $KOH + Cl_2 = KCl + KClO + H_2O$;
г) $KOH + Cl_2 \xrightarrow{t} KCl + KClO_3 + H_2O$;
д) $K_2MnO_4 = KMnO_4 + MnO_2 \downarrow + KOH$;
е) $Se + KOH = K_2Se + K_2SeO_3 + H_2O$.

13. Визначити окисник і відновник та підібрати коефіцієнти в рівняннях реакцій окиснення-відновлення:

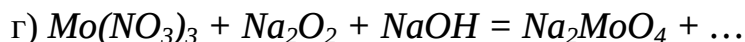
- а) $NH_4NO_2 = N_2 \uparrow + H_2O$;
б) $KClO_3 = KCl + O_2 \uparrow$;
в) $Pb(NO_3)_2 = PbO + NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$;
г) $(NH_4)_2Cr_2O_7 = Cr_2O_3 + N_2 \uparrow + H_2O$.

14. Підібрати коефіцієнти в рівняннях, де окисник або відновник є одночасно реакційним середовищем:

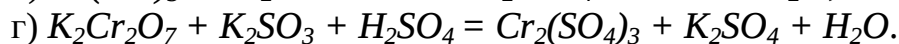
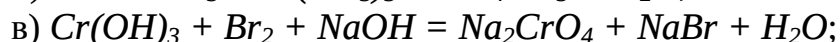
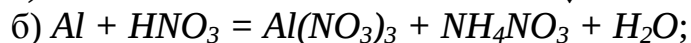
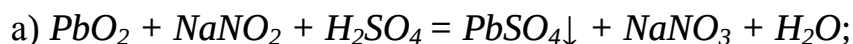
- а) $Mg + H_2SO_4(к) = MgSO_4 + H_2S \uparrow + H_2O$;
б) $Al + HNO_3 = Al(NO_3)_3 + N_2 \uparrow + H_2O$;
в) $PbS \downarrow + HNO_3 = Pb(NO_3)_2 + NO \uparrow + S \downarrow + H_2O$;
г) $K_2Cr_2O_7 + HCl(к) = CrCl_3 + Cl_2 \uparrow + KCl + H_2O$.

15. Вказати, окисником чи відновником виступають пероксиди в наведених нижче схемах реакцій. Закінчити рівняння і підібрати коефіцієнти:

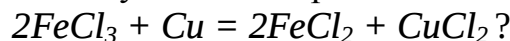
- а) $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + \dots$
б) $KI + H_2O_2 + H_2SO_4 = I_2 + \dots$
в) $K_2S_2O_8 + MnSO_4 + H_2O = MnO_2 \downarrow + \dots$



16. Обчислити еквіваленти окисника і відновника в реакціях, схеми яких наведені нижче:



17. Використовуючи значення стандартних окисно-відновних потенціалів, визначити, чи відбувається ця реакція:



18. Які процеси протікають при електролізі розчину NiSO_4 :

а) з інертним анодом;

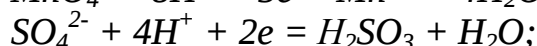
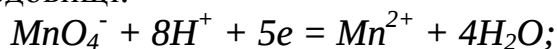
б) з нікелевим анодом?

19. Визначити теоретичний вихід міді, яка виділиться на катоді при пропусканні струму силою 4А впродовж 5 год через розчин CuSO_4 .

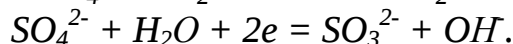
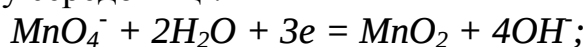
20. Скласти електрохімічні схеми і написати, які процеси відбуваються при роботі двох гальванічних елементів, в одному з яких мідний електрод виступає катодом, в другому анодом.

21. Навести стандартні окисно-відновні потенціали для напівреакцій:

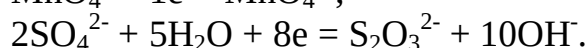
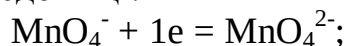
а) в кислому середовищі:



б) в нейтральному середовищі:



в) в лужному середовищі:



Вияснити термодинамічну можливість протікання реакцій між перманганатом калію і сульфідом натрію в різних середовищах. В якому з них окисні властивості KMnO_4 виражені сильніше?

Тема 6. Реакції комплексоутворення. Комплексні сполуки (КС).

Будова КС, стійкість, номенклатура. Хімічні властивості КС.

Застосування комплексоутворення і КС

1. Визначити ступінь окиснення і координаційне число комплексоутворювача в наступних комплексних сполуках і назвати їх: $\text{K}[\text{AuBr}_4]$; $\text{K}[\text{Cd}(\text{CN})_4]$; $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$; $[\text{Pb}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_5$; $\text{Na}_2[\text{FeNO}(\text{CN})_5]$.

2. Написати рівняння дисоціації в розчині комплексних іонів і виразити константу нестійкості наступних комплексних сполук: $K_3[Fe(CN)_6]$; $[Co(H_2O)_2(NH_3)_4]Cl_3$; $Na_2[MoF_6]$.

3. Які комплексні сполуки називаються хелатами? Навести два приклади.

4. Відомо, що із розчину комплексної солі $CoCl_3 \cdot 6NH_3$ нітрат аргентуму осаджує весь хлор, а із розчину $CoCl_3 \cdot 5NH_3$ лише 2/3 хлору. Написати координаційні формули цих солей і рівняння їх дисоціації.

5. Яка основа більш сильна: $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ чи $Cu(OH)_2$? Відповідь обґрунтувати.

6. Яка кислота сильніша: HCN чи $H[Ag(CN)_2]$? Чому?

7. Ступінь гідролізу якої солі більша: а) KCN чи $K[Ag(CN)_2]$; б) $ZnCl_2$ чи $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$? Відповідь мотивувати.

8. Який комплексоутворювач повинен давати більш міцні комплекси: а) Pt^{4+} чи Pt^{2+} ; б) Cu^{2+} чи Zn^{2+} ; в) Mg^{2+} чи Ni^{2+} ; г) Zn^{2+} чи Cd^{2+} ? Відповідь обґрунтувати.

9. Який комплекс стійкіший: а) $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ чи $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$; б) $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ чи $[Co(NH_3)_6]^{3+}$?

10. Існує дві комплексні сполуки кобальту однакового складу: $CoClSO_4 \cdot H_2O$. Розчин однієї солі дає осад з розчином $BaCl_2$, але не реагує з $AgNO_3$. Розчин іншої солі дає осад з $AgNO_3$, але не реагує з $BaCl_2$. Написати координаційні формули обох сполук.

11. Які типи реакцій характерні для комплексних сполук? Навести рівняння реакцій.

12. Дати визначення комплексних сполук. Які їх ознаки?

13. Написати в молекулярній і йонно-молекулярній формах рівняння обмінних реакцій, що відбуваються між:

а) $K_4[Fe(CN)_6]$ і $CuSO_4$;

б) $Na_3[Co(NO_2)_6]$ і $FeSO_4$;

в) $K_3[Fe(CN)_6]$ і $AgNO_3$,

маючи на увазі, що комплексні солі, які утворюються, нерозчинні у воді.

14. Знайти заряди комплексних часток і вказати серед них катіони, аніони і неелектроліти: $[Co(NH_3)_5Cl]$; $[Cr(NH_3)_4PO_4]$; $[Ag(NH_3)_2]$; $[Cr(OH)_6]$; $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$; $[Cu(H_2O)_4]$.

15. Константа нестійкості йона $[Ag(CN)_2]^-$ складає $1 \cdot 10^{-21}$. Обчислити концентрацію іонів Ag^+ в 0,05 М розчині $K[Ag(CN)_2]$, що містить крім того 0,01 моль/л KCN.

16. Встановити, в яких випадках відбудеться взаємодія між розчинами вказаних електролітів. Написати рівняння реакцій в молекулярній і йонно-молекулярній формах:

- а) $K_2[HgI_4] + KBr$;
- б) $K_2[HgI_4] + KCN$;
- в) $[Ag(NH_3)_2]Cl + K_2S_2O_3$;
- г) $K[Ag(CN)_2] + K_2S_2O_3$.

17. Розчин $CuSO_4$ утворює осад з розчинами $NaOH$ і $(NH_4)_2S$. Розчин $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ утворює осад лише з $(NH_4)_2S$. Пояснити цю відмінність, користуючись таблицями добутоків розчинності і констант нестійкості комплексів.

18. Користуючись таблицею констант нестійкості комплексів, визначити, в яких випадках відбудеться взаємодія між розчинами електролітів. Написати для цих випадків молекулярні та йонно-молекулярні форми рівнянь:

- а) $K_2[HgBr_4] + KCN$;
- б) $K_2[HgBr_4] + KCl$;
- в) $Na_3[Ag(S_2O_3)_2] + KCN$;
- г) $K[Ag(NO_2)_2] + NH_4OH$.

19. З яких валентнонасичених молекул складаються комплексні сполуки:

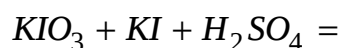
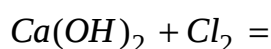
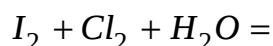
- а) $K_2[PdBr_4]$;
- б) $Ba_2[Co(OH)_6]$;
- в) $[Cr(NH_3)_3(H_2O)Cl_2]Cl$;
- г) $H[Co(H_2O)_2(CN)_4]$;
- д) $(NH_4)_2[Fe(SO_4)_2]$;
- е) $CS[AuCl_4]$?

20. Назвати комплексні солі:

- а) $[Pd(H_2O)(NH_3)_2Cl]Cl$;
- б) $K_2[Cu(CN)_4]$;
- в) $[Co(NH_3)_5SO_4]NO_3$;
- г) $[Pt(NH_3)_3Cl]Cl$;
- д) $K_4[Fe(CN)_6]$;
- е) $Na_2[PdI_4]$.

Тема 7. Гідроген. Галогени

1. Дописати наступні рівняння реакцій і проставити відповідні коефіцієнти:





2. З якими металами може реагувати хлоридна кислота? Чи впливає зміна концентрації цієї кислоти на характер реакцій з металами? Відповідь мотивуйте.

3. Написати формули оксидів хлору в ступені окиснення хлору +1, +3, +5, +7 і відповідних їм кислот. Дати назву кислот (і їх солей) та вказати як послідовно змінюються їх електролітична сила, стійкість, окиснювальна здатність.

4. Написати електронні формули атомів галогенів у нормальному та збудженому станах. Пояснити, чому *Cl*, *Br*, *I* можуть проявляти, крім -1, ще і ступені окиснення +1, +3, +5, +7, а фтор – лише -1.

5. Як змінюється міцність хімічного зв'язку в ряду *HF-HCl-HBr-HI*? Чим це пояснюється? Як в цьому ряду змінюються кислотні та відновні властивості?

6. Написати схему рівноваги в розчині хлорної води. Дією яких речовин на хлорну воду можна переконатися, що в ній присутні вільний хлор та хлорид-іони? В якому напрямі зміниться хімічна рівновага при додаванні лугу?

7. Написати рівняння реакції одержання *HCl* трьома різними способами. Яка з наведених реакцій непридатна для одержання чистих *HBr*, *HI*? Чому? Написати рівняння відповідних реакцій.

8. Написати рівняння реакції, що відбувається при розчиненні фтору у воді. Чи можна приготувати «фторну» воду аналогічно «хлорній»?

9. Написати рівняння реакцій одержання вільних галогенів.

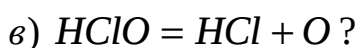
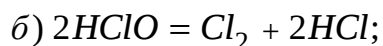
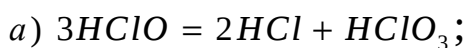
10. В якій ступені окиснення галогени можуть проявляти лише окисні властивості, лише відновні, як окисні, так і відновні? Написати відповідні рівняння реакцій.

11. При електролізі розчину хлориду калію у катодному просторі утворився гідроксид калію масою 56 г. Який об'єм хлору (н. у.) виділився на аноді? Записати електрохімічні процеси, що відбуваються на катоді і аноді.

12. Обчислити масу плавикового шпату, в якому масова частка *CaF₂* складає 80%, необхідну для добування фторидної кислоти масою 1 кг з масовою часткою 36%.

13. Визначити об'єм розчину сульфату мангану з $C(1/z)=0,4$ моль/л, необхідний для реакції у нейтральному середовищі з хлоратом калію (бертолетовою сіллю), який добули з хлору об'ємом 2 л (н. у.).

14. За яких умов розпад хлорноватистої кислоти *HClO* відбувається згідно з такими схемами:



15. Яка з кислот *HClO*, *HClO₂*, *HClO₃* чи *HClO₄* найсильніша? Відповідь обґрунтувати.

16. Які окисники можна використати для добування вільних галогенів з галогенідів? Написати рівняння відповідних реакцій.

17. Назвати нерозчинні хлориди та написати реакції їх одержання.
18. Написати реакції, які відбуваються в розчині йодиду калію при поступовому додаванні до нього хлорної води. Що спостерігається в бензольному шарі?
19. Поставити коефіцієнти і написати рівняння в молекулярній формі:
- а) $IO_3^- + SO_3^{2-} + H^+ = I_2 + SO_4^{2-} + H_2O$;
- б) $Br^- + MnO_4^- + H^+ = Br_2 + Mn^{2+} + H_2O$;
- в) $ClO^- + MnO_4^{2-} + H_2O = MnO_4^- + Cl^- + OH^-$.
20. Навести рівняння реакцій, в яких галогени виступають окисниками.

Тема 8. р-елементи VI групи.

Оксиген, H_2O_2 , O_3 , пероксиди, озоніди. Сірка, селен, телур; H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , $H_2S_2O_3$ і їх солі

1. Навести приклади взаємодії з киснем 4 елементів з утворенням наступних типів оксидів: а) кислотного; б) основного; в) амфотерного; г) несолетворного.
2. Написати рівняння реакцій одержання кисню із оксиду та солі.
3. Взаємодія водню з киснем проходить за рівнянням:

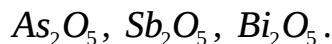
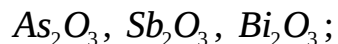
$$2H_2 + O_2 \leftrightarrow 2H_2O + 583 \text{ кДж.}$$
- В якому напрямі зміститься ця рівновага: а) при підвищенні тиску; б) при зниженні температури?
4. Написати реакції взаємодії H_2O_2 :
- а) з йодидом калію в присутності хлоридної кислоти;
- б) з хлором;
- в) з сульфідом свинцю за утворення сульфату свинцю.
- Окисником чи відновником виступає H_2O_2 в кожній з цих реакцій?
5. Дописати рівняння реакцій і розставити коефіцієнти:
- $H_2S + HNO_3(к) =$
- $K_2Cr_2O_7 + Na_2S + H_2SO_4 =$
- $Na_2SO_3 + Zn + HCl(р) =$
- $FeSO_4 + K_2S_2O_8 =$
6. Написати електронні формули атомів O , S , Se , Te в незбудженому і збудженому станах. Які ступені окиснення можуть мати S , Se , Te ?
7. В якій ступені окиснення сульфур може бути: а) лише окисником; б) лише відновником? Написати відповідні електронні формули. Навести приклади реакцій.
8. В яких ступенях окиснення сульфур може проявляти як окисні, так і відновні властивості? Написати відповідні рівняння реакцій.

9. Як змінюються відновні і кислотні властивості в ряду $H_2S - H_2Se - H_2Te$?
10. Написати рівняння реакцій гідролізу сульфідів: Na_2S і Al_2S_3 .
11. Скільки перманганату калію, що містить 4% домішок, слід узяти для добування 2,5 л кисню за температури $37^\circ C$ і тиску $1,0133 \cdot 10^5$ Па?
12. Чи вистачить для окиснення 3,1 г фосфору до оксиду фосфору P_2O_3 , кисню, добутого при взаємодії 8,7 г піролюзиту (MnO_2) з концентрованою сульфатною кислотою? Написати відповідні рівняння реакцій.
13. Який об'єм 24%-го розчину хлоридної кислоти ($\rho = 1,119$ г/см³) потрібно для нейтралізації розчину гідроксиду натрію, що утворився при гідролізі 7,8 г пероксиду натрію?
14. Який об'єм сірководню слід пропустити крізь розчин сульфату купруму(II) масою 200 г з масовою часткою $CuSO_4$ 8%, щоб повністю осадити Cu^{2+} у вигляді сульфіду купруму?
15. Який об'єм повітря, приведений до нормальних умов, потрібний для випалення 5 кг піриту, масова частка FeS_2 в якому складає 70%?
16. Обчислити об'єм сірководню, який необхідно пропустити (н.у.) крізь 100 мл підкисленого H_2SO_4 розчину перманганату калію з молярною концентрацією еквівалентів 0,12 моль/л для повного знебарвлення розчину. Обчислити масу осаду сірки. Написати відповідні рівняння реакцій.
17. Як розрізнити такі солі: Na_2S , Na_2SO_3 , $Na_2S_2O_3$, $Na_2S_2O_8$, Na_2SO_4 ? Написати рівняння реакцій.
18. Навести реакції одержання сірководню. Які процеси відбуваються:
 - а) при горінні H_2S (за нестачі та надміру повітря);
 - б) при пропусканні його через розчин солі купруму(II);
 - в) при проходженні крізь розчин $KMnO_4$?
19. Пояснити як в ряду $SO_2 - SeO_2 - TeO_2$ змінюються кислотні та окисно-відновні властивості.
20. Які властивості проявляє сульфїтна кислота H_2SO_3 (окисні чи відновні) при її взаємодії:
 - а) з магнієм;
 - б) з сірководнем;
 - в) з йодом?
 Написати рівняння реакцій.

Тема 9. р-Елементи V групи.

Нітроген і його сполуки. Фосфор і його сполуки. Арсен, стибій, вісмут

1. Який із вказаних нижче оксидів проявляє найбільш основні властивості? Який найбільш кислотні? Який із них є найсильнішим окисником, який найсильнішим відновником?



2. Написати в молекулярному і йонному вигляді рівняння реакцій:

а) отримання гідроксидів $As(III)$, $Sb(III)$, $Bi(III)$;

б) взаємодії цих гідроксидів з надлишком кислоти і лугу.

Які властивості проявляють вказані гідроксиди?

3. Написати емпіричні і графічні формули кислот: а) фосфорної і пірофосфорної; б) фосфористої і фосфорнуватистої, враховуючи, що перша двохосновна, а друга – одноосновна. Яка ковалентність фосфору у кожному випадку? Яка його ступінь окиснення?

4. Написати ряд рівнянь послідовних реакцій, які проходять при одержанні фосфору із фосфату кальцію (фосфориту).

5. Написати рівняння реакцій отримання азоту: а) відновленням нітрату калію залізом; б) термічним розкладом нітриту амонію; в) окисненням аміаку. В кожній реакції вказати окисник і відновник.

6. Враховуючи, що молекула азоту діаманітна, дати її електронну конфігурацію на базі методів валентних зв'язків та методу молекулярних орбіталей. Скільки зв'язків в молекулі N_2 і який їх характер?

7. Дією яких речовин на: а) азот; б) сіль амонію; в) нітратну кислоту; г) нітрид алюмінію можна отримати аміак? Написати відповідні рівняння реакцій.

8. Скільки зв'язків і який їх тип (ковалентний, йонний, донорно-акцепторний) в молекулі NH_3 та в йоні NH_4^+ ? Дати їх електронні схеми. Яка ковалентність нітрогену в йоні амонію?

9. Написати рівняння послідовних реакцій промислового способу отримання нітратної кислоти з аміаку.

10. Скільки треба взяти нітриту натрію та розчину хлориду амонію з масовою часткою NH_4Cl 25% ($\rho=1,07$ г/см³) для добування 3л азоту ($t=17^\circ C$, $\rho=756$ мм.рт.ст.)?

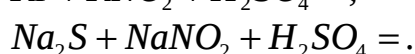
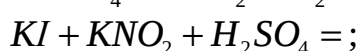
Відповідь: 10,10г; 29,3мл.

11. Нітрид металу масою 0,3565г реагує з водою. На нейтралізацію продуктів реакції витрачено 56,5 мл 0,5 М розчину хлоридної кислоти. Нітридом магнію чи кальцію є вихідна речовина?

12. Змішали 30 г хлориду амонію і 45 г гідроксиду кальцію. Який об'єм аміаку (н.у.) виділиться при їх взаємодії?

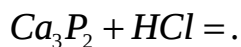
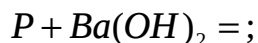
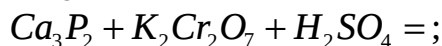
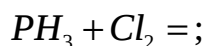
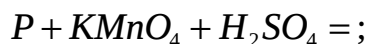
13. Який об'єм аміаку (л), виміряний за нормальних умов, потрібний для добування нітратної кислоти масою 2,5 г з масовою часткою HNO_3 58 %, якщо виробничі втрати цинку становлять 7 %?

14. Закінчити рівняння реакцій за участю нітритів:



15. Скласти рівняння термічного розкладу KNO_3 , $Cu(NO_3)_2$, $Hg(NO_3)_2$.

16. Які властивості фосфору, фосфінів та фосфідів проявляються в реакціях:



17. Яку кількість фосфору можна добути з 1,2 кг фосфату кальцію, якщо вихід продукту становить 70 %? Обчислити масу вугілля та піску, необхідні для цього.

18. Яку кількість ортофосфатної кислоти ($\omega=35\%$) можна добути з 3 т фосфориту, що містить 67 % фосфату кальцію?

19. 20мл розчину арсенату натрію з $C(1/z)=0,1$ моль/л додано до підкисленого розчину йодиду калію. Який об'єм розчину тіосульфату натрію з $C(1/z)=0,527$ моль/л необхідний для відновлення йоду, що виділяється? Розрахунки підтвердити рівняннями реакцій, що при цьому відбуваються.

20. Розрахувати масу сульфату бісмуту, який утворився: а) при окисненні 0,02 моля бісмуту сульфатною кислотою; б) при взаємодії 50 мл розчину бісмутату натрію з $C(1/z)=0,1$ моль/л з розчином солі хрому (III). Написати відповідні рівняння реакцій.

ТЕМА 10: p-елементи IV групи.

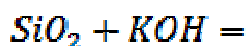
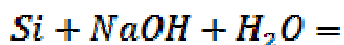
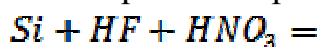
Карбон і його сполуки (карбіди, CO CO_2 , H_2CO_3 , HCN , $HCNO$, $HCNS$, CS_2). Силіційум (взаємодія з кислотами і лугами). Сполуки силіцію SiO_2 , SiH_4 , SiC_2 . Германій, станум, плюмбум (одержання простих речовин, взаємодія з H^+ і OH^- , кислотно-основні та окисно-відновні властивості)

1. Написати рівняння реакцій отримання оксиду карбону (II) трьома різними способами. Як звільнити CO від CO_2 в одному із способів?

2. Пояснити утворення потрійного зв'язку в молекулі CO : а) методом валентних зв'язків; б) методом молекулярних орбіталей. Привести відповідну енергетичну схему. Вказати кількість зв'язуючих і розрихляючих орбіталей. Яка кратність зв'язку в молекулі CO ?

3. Як буде проходити у водному розчині реакція взаємодії карбонату натрію з хлоридом кальцію, хлоридом купруму (II), хлоридом алюмінію? Написати рівняння реакцій.

4. Закінчити рівняння реакцій:





5. Як отримати із кварцевого піску: а) кремній; б) тетрафторид силіцію; в) силікат натрію? Написати відповідні рівняння реакцій.

6. Як взаємодіють германій, олово, свинець з хлоридною, сульфатною і нітратною кислотами? Написати рівняння реакцій, які при цьому відбуваються. В якому випадку розчинення свинцю практично повне?

7. Як змінюються: а) відновні властивості $Ge^{2+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}$; б) окисні властивості в ряду $Ge(IV), Sn(IV), Pb(IV)$? Вказати найбільш слабкий відновник і найбільш сильний окисник та написати електронні формули цих елементів у відповідному ступені окиснення.

8. Який елемент підгрупи германію і у якому ступені окиснення утворює гідроксид: а) найбільш основного характеру; б) найбільш кислотного характеру? Написати формули цих гідроксидів і довести їх амфотерний характер за допомогою двох реакцій.

9. При нагріванні суміші карбонату натрію та гідрокарбонату натрію її маса зменшилася до 15,9 г і при цьому виділилося 1,12 л вуглекислого газу. Обчислити масу вихідної суміші.

10. У 1300 г води розчинено 180 г каустичної соди $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. Густина одержаного розчину 1,16 г/см³. Обчислити: а) масову частку речовини (%) у перерахунку на безводну сіль; б) молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалентів, виходячи з кристалогідрату.

11. Який об'єм ацетилену можна отримати з карбіду кальцію, добутого при взаємодії коксу з 62 т негашеного вапна, що містить 80% оксиду кальцію?

12. При згорянні суміші силану SiH_4 та метану CH_4 виділяється газ, а маса твердих продуктів реакції становить 3 г. Після пропускання газоподібних продуктів крізь розчин $NaOH$ утворилася сполука з масою 15,9 г. Визначити об'ємний склад початкової суміші та об'єм кисню, витраченого на горіння газів. Написати рівняння реакцій, які при цьому відбуваються.

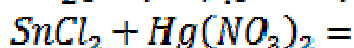
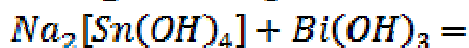
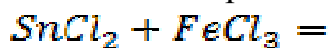
13. Який об'єм 2 М розчину $NaOH$ необхідно додати до 100 г 5%-го розчину хлориду стануму (II), щоб повністю перевести його у тетрагідроксостанат (II) натрію?

14. Який об'єм (за н.у.) оксиду нітрогену (IV) виділиться при обробці надлишком концентрованого розчину нітратної кислоти 50 г сплаву, що містить 70% міді і 30% олова?

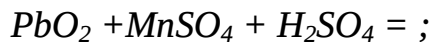
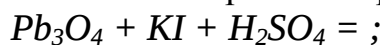
15. До 5 г сурику Pb_3O_4 додали 20 мл 60%-го розчину нітратної кислоти ($\rho = 1,37$ г/см³), нагріли, а отриманий розчин розбавили водою до 2 л. Обчислити масу осаду та молярну концентрацію еквівалентів розчину нітрату плюмбуму (II).

16. Які кислотно-відновні властивості мають оксиди та гідроксиди стануму та плюмбуму? Навести відповідні рівняння реакцій.

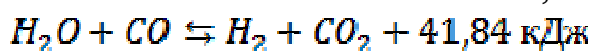
17. Закінчити рівняння реакцій:



18. Закінчити рівняння реакцій:



19. Як впливає на рівновагу реакцій: а) зниження температури; б) зниження тиску ?



20. Написати у молекулярній та йонно-молекулярній формах гідроліз Na_2CO_3 , NaHCO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

Тема 11. р-елементи III групи. s-елементи.

*Бор та алюміній (одержання, взаємодія з кислотами і лугами, сполуки).
Лужні метали (одержання, хімічні властивості, гідроксиди).
Лужноземельні метали (Ca, Sr, Ba) (хімічні властивості елементів та їх гідроксидів)*

1. Написати реакції одержання : а) бору з бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$; б) алюмінію з Al_2O_3 .

2. Які речовини утворюються при поступовому прожарюванні ортоборної кислоти ? Написати рівняння відповідних реакцій і назви отриманих сполук.

3. Які речовини утворюються

при взаємодії розчинів : а) $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NaOH}$; б) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{NaOH}$;

в) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$,

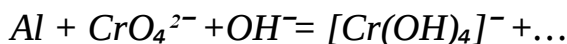
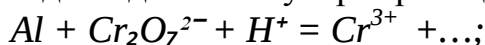
при сплавленні: а) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{B}_2\text{O}_3$; б) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{NiSO}_4$.

Написати відповідні рівняння реакцій.

4. Написати реакції взаємодії алюмінію: а) з розбавленими HCl , H_2SO_4 , HNO_3 ; б) з концентрованими HCl , H_2SO_4 , HNO_3 ; в) з водним розчином NaOH .

5. Гідроліз солей алюмінію . Як досягти повноти його проходження? Написати відповідні рівняння реакцій.

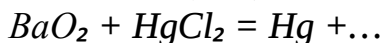
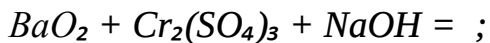
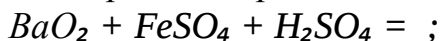
6. Закінчити вказані йонно-молекулярні реакції. Врівняти коефіцієнти і написати відповідні молекулярні реакції:



7. Як змінюються властивості гідроксидів у ряду : $\text{Be}(\text{OH})_2$ - $\text{Mg}(\text{OH})_2$ - $\text{Ca}(\text{OH})_2$ - $\text{Sr}(\text{OH})_2$ - $\text{Ba}(\text{OH})_2$?

8. Чому магній, який горить, не можна гасити водою? Написати відповідні рівняння.

9. Дописати рівняння реакцій:



Окисником чи відновником виступає в цих реакціях пероксид барію?

10. Написати рівняння взаємодії лужних металів з киснем повітря.

11. Скільки грамів бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ можна одержати, якщо до 12 г борної кислоти додати 200 мл 0,1 М розчину NaOH ?

12. При обробці суміші металів (срібла та алюмінію) розчином концентрованої нітратної кислоти утворилося 6,72 л (н.у.) газу. При обробці такої ж маси суміші надміром розчину гідроксиду натрію виділилось 6,72 л (н.у.) газу. Обчислити масові частки металів у суміші. Які реакції при цьому відбуваються?

13. 13,8 г суміші, що складається з кремнію, алюмінію та заліза, обробили при нагріванні розчином NaOH – при цьому виділилось 11,2 л газу (н.у.). При дії на таку ж масу суміші надміру хлоридної кислоти об'єм виділеного газу (н.у.) становив 8,96 л. Обчислити маси складників суміші.

14. Яка сіль утворюється, якщо крізь 0,25 л розчину гідроксиду натрію ($\rho = 1,438$ г/мл) з масовою часткою NaOH 40% пропустили оксид карбону (IV), добутий при спалюванні 20 л метану (н.у.). Обчислити масу добутої солі.

15. При обробці 5,94 г суміші поташу K_2CO_3 та кальцинованої соди Na_2CO_3 сульфатною кислотою добули 7,74 г суміші безводних сульфатів натрію та калію. Визначити склад вихідної та добутої суміші.

16. При переведенні у берилат хлориду берилію, що міститься в 300 г розчину, необхідно 50 мл 2 М розчину NaOH . Визначити масову частку берилію у вихідному розчині.

17. 500 мл води містить 40 мг гідрокарбонату кальцію та 12 мг сульфату магнію. Обчислити твердість води (ммоль екв/л).

18. Обчислити масу «вапняного молока» (гідроксиду кальцію), необхідну для пом'якшення 10 м^3 води, щоб зменшити її карбонатну твердість з 5 до 2,5 ммоль екв/л.

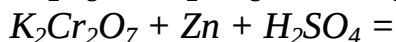
19. Твердість води, обумовлена присутністю сульфату магнію, становить 0,1 ммоль екв/л. Розрахувати масу карбонату магнію, що випаде в осад при обробці 200 мл цієї води карбонатом натрію.

20. Аналізом встановлено, що в 1 л води міститься 162,08 мг гідрокарбонату кальцію $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ та 73,16 мг гідрокарбонату магнію $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Чому дорівнює загальна карбонатна твердість води (у ммоль екв/л).

Тема 12. d-метали.

Підгрупа хрому (Cr, Mo, W). Родина феруму (Fe, Co, Ni). Підгрупа купрум (Cu, Ag, Au) (E^+ , E^{2+} , E^{3+} , взаємовідносини з кислотами, оксиди). Підгрупа цинку (Zn, Cd, Hg).

1. Скласти рівняння наступних реакцій:



2. Написати рівняння взаємодії дихромату калію з пероксигідрогеном H_2O_2 в кислому середовищі з утворенням пероксидної сполуки хрому $\text{Cr}(\text{O}_2)_2\text{O}$ і графічну формулу останньої.

3. Вказати, яка з кислот: H_2CrO_4 – H_2MoO_4 – H_2WO_4 найсильніша. Відповідь обґрунтувати.

4. Написати рівняння реакцій, в яких із сульфату мангану (II) одержують:

а) гідроксид мангану (III); б) оксид мангану (IV); в) манган(VII).

5. Написати рівняння реакцій взаємодії MnO_2 з: а) концентрованою хлоридною кислотою; б) концентрованою сульфатною кислотою.

6. Який із йонів: Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} характеризується більш сильними відновними властивостями? Навести приклади реакцій, в яких проявляється ця відмінність.

7. Як можна з металічного заліза одержати солі феруму (II) і феруму (III)? Написати рівняння реакцій. Як доказати, що це солі $\text{Fe}(\text{II})$ і $\text{Fe}(\text{III})$?

8. Яка за комплексних сполук кобальту більш стійка: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ чи $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$? Відповідь мотивувати і підтвердити величинами констант стійкості комплексних йонів.

9. Яка основа: $\text{Cu}(\text{OH})_2$ чи $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ проявляє більш основні властивості? Відповідь обґрунтувати.

10. За допомогою яких реакцій можна відрізнити катіони, які разом знаходяться в розчині: а) Zn^{2+} і Cd^{2+} ; б) Hg_2^{2+} і Hg^{2+} ? Написати рівняння відповідних реакцій.

11. 11,55 г суміші металів (хрому та міді) обробили хлоридною кислотою; при цьому утворилося 0,1 моль газу. До фільтрату додали надлишок гідроксиду натрію. Визначити масовий склад суміші. Написати рівняння реакцій.

12. При сплавленні дихромату калію з надлишком сірки одержали 50 г оксиду хрому (III). Обчислити масу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, яку було витрачено.

13. При сплавленні 3,35 г оксиду хрому (III) з бертолетовою сіллю KClO_3 одержали 5,75 г хромату калію. Визначити вихід (%) K_2CrO_4 .

14. Який об'єм розчину, що містить 14,7 г дихромату калію в 1 л, необхідний для окиснення 200 мл розчину сірководню з молярною концентрацією еквівалентів 0,1 моль/л в присутності розбавленої сульфатної кислоти?

15. Після нагрівання 11,6 л перманганату калію утворилося 10,42 г твердої суміші. Який максимальний об'єм хлору (н.у.) можна отримати дією на утворену суміш хлоридної кислоти з масовою часткою HCl 36,5 % ($\rho=1,187\text{г/см}^3$)? Який об'єм хлоридної кислоти витрачено? Які реакції проходять?

16. Обчислити масу феромангану (84 % Mn), яку необхідно взяти для добування 1 т марганцевої сталі, що містить 15 % Mn ?

17. Скільки необхідно піролюзиту (80 % MnO_2) та гідроксиду калію для добування манганату калію K_2MnO_4 шляхом сплавляння, з якого шляхом окиснення хлором можна добути 100 г перманганату калію?

18. У 200 мл розчину з концентрацією $CuSO_4$ 0,1 моль/л помістили залізну пластину масою 10 г. Визначити масу пластинки після закінчення реакції.

19. Який об'єм повітря витрачається при добуванні цинку масою 260 кг з цинкової обманки масою 1 т? Чому дорівнює масова частка сульфїду цинку в руді?

20. Визначити масову частку заліза в чавуні, якщо при обробці зразку масою 6 г розчином хлоридної кислоти виділився газ об'ємом 2,24л (н.у.). Скільки мілілітрів хлоридної кислоти ($\rho=1,09\text{ г/м}^3$) з масовою часткою HCl 18,25% прореагувало?

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Неорганічна хімія: лабораторний практикум з хімії елементів, навчально – методичний посібник для студентів I курсу хімічного факультету/ [уклад. Т.А. Ракитська, Т.В. Кокшарова, Г.П. Сохраненко, С.В. Курандо та ін.]; М-во освіти і науки; ОНУ ім. І. І. Мечникова – Одеса: Астропринт, 2008. – 136с.
2. Практикум по неорганической химии. – Под ред. А.Ф. Воробьева и С.И. Дракина. – М.: Химия, 1979 – 248с.
3. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. Изд. 5-е, перераб. и дополн. – М.: Химия, 1979. – 480с.
4. Степаненко О.М. Рейтер Л. Г., Ледовських В.М., Іванов С.І. Загальна та неорганічна хімія. У 2-х ч. Ч. I – 518с. Ч. II - ...с. – К.: Педаг. преса, 2002.
5. Хомченко І.Г. Загальна хімія. – К.: Вища школа, 1993. – 424с.
6. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – М.: Химия, 1979. – 336 с.
7. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 1998.– 743 с.
8. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. – М.: Химия, 1993. – 572 с.
9. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов/Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлянд и др. II изд.– М.: Высш. шк., 2000. – 560 с.
10. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. – М.:Высш. шк., 1988.– 303 с.
11. Музыченко В.П., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія: Підручник. – К.: Медицина, 2010. – 496 с.
12. Гіріна Н.П., Туманова І.В. Неорганічна хімія: Практикум. – К.: Медицина, 2012. – 176 с.
13. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навч. посібник. – К.: Знання, 2009. – 548 с.
14. Практикум по неорганической химии/ Л.В. Бабич, С.А. Балезин, Ф.Б. Гликина и др. – М.: Просвещение, 1991. – 320 с.
15. Рашкован Б.А. Лекційні та лабораторні дослідження з загальної і неорганічної хімії. – К.: Вища шк., 1971. – 228 с.

16. Деркач Ф.А. Практикум з неорганічної хімії. – Львів: Вид-во Львів. універ., 1962. – 448 с.
17. Иванова М.А., Кононова М.А. Химический демонстрационный эксперимент. – М.: Высш. шк., 1969. – 248 с.
18. Платонов Ф.П. Лекционные опыты и демонстрации по общей и неорганической химии. – М.: Высш. шк., 1976. – 327 с.
19. Левант Г.Е., Райцын Г.А. Практикум по общей химии. – М.: Высш. шк., 1961. – 278 с.
20. Практикум по общей химии. Изд. II, перераб. и дополн./Под ред. Е.М. Соколовской. – М.: Изд-во Моск. универ., 1973. – 287 с.

ЗМІСТ

Передмова	5
Правила техніки безпеки в хімічній лабораторії	5
Тема 1. Визначення молекулярної маси і еквіваленту складної речовини	7
Лабораторна робота 1 <i>Визначення еквівалента карбонату кальцію</i>	7
Лабораторна робота 2 <i>Встановлення формули кристалогідрату сульфату купрум</i>	9
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	10
Тема 2. ОСНОВНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПРОТІКАННЯ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ	10
Лабораторна робота 3 <i>Швидкість хімічних реакцій і хімічна рівновага</i>	10
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	14
Тема 3. АДСОРБЦІЯ. КАТАЛІЗ	15
Лабораторна роботи 4 <i>Адсорбція. Каталіз</i>	15
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	16
Тема 4. РОЗЧИНИ. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ	17
Лабораторна робота 5 <i>Концентрація розчинів і розчинність</i>	17
Лабораторна робота 6 <i>Електролітична дисоціація</i>	19
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	20
Тема 5. ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ	21
Лабораторна робота 7 <i>Добуток розчинності</i>	21
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	23
Тема 6. pH. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ. БУФЕРНІ РОЗЧИНИ	23
Лабораторна робота 8 <i>Вивчення гідролізу солей</i>	25
Лабораторна робота 9 <i>Колориметричне визначення pH і проведення гідролізу солей</i>	29
Лабораторна робота 10 <i>Чинники, які впливають на ступінь гідролізу солей</i>	30
Лабораторна робота 11 <i>Буферні розчини та їх властивості</i>	31
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	33
Тема 7. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ ТА ЇХ ВЛАСТИВОСТІ	34
Лабораторна робота 12 <i>Одержання комплексних сполук і вивчення їх властивостей</i>	34
Лабораторна робота 13 <i>Одержання комплексної сполуки</i>	39
$\left[\text{CoCO}_3 (\text{NH}_3)_4 \right]_2 \text{SO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	40

Тема 8. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ	41
Лабораторна робота 14 <i>Проведення окисно-відновних реакцій з участю різних речовин</i>	41
Лабораторна робота 15 <i>Визначення вмісту «активного» хлору в білильному ванні</i>	44
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	45
Тема 9. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ	46
Лабораторна робота 16 <i>Дослідження залежності електрорушійної сили (ЕРС) гальванічного елемента від концентрації солі</i>	46
Лабораторна робота 17 <i>Визначення ЕРС гальванічного елемента. Напрям окисно-відновних процесів. Електроліз водних розчинів</i>	49
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	50
Тема 10. КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ	51
Лабораторна робота 18 <i>Колоїдні розчини</i>	53
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	55
Тема 11. ЛУЖНІ МЕТАЛИ	55
Лабораторна робота 19 <i>Вивчення властивостей лужних металів</i>	56
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	57
Тема 12. МАГНІЙ ТА ЛУЖНОЗЕМЕЛЬНІ МЕТАЛИ	57
Лабораторна робота 20 <i>Вивчення властивостей магнію та лужноземельних металів</i>	58
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	60
Тема 13. ПІДГРУПА ХРОМУ: ХРОМ, МОЛІБДЕН, ВОЛЬФРАМ	61
Лабораторна робота 21 I. <i>Сполуки хрому</i>	61
II. <i>Сполуки молібдену і вольфраму.</i>	64
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	65
Тема 14. МАНГАН І ЙОГО СПОЛУКИ	66
Лабораторна робота 22 <i>Вивчення властивостей сполук мангану</i>	66
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	67
Тема 15. ПІДГРУПА КУПРУМУ. ПІДГРУПА ЦИНКУ. РОДИНА ФЕРУМУ	68
Лабораторна робота 23 <i>Купрум і аргентум</i>	68
Лабораторна робота 24 <i>Одержання гідрокарбонату купруму</i>	72
Лабораторна робота 25 <i>Підгрупа цинку</i>	
Лабораторна робота 26 <i>Одержання цинкамонійфосфату</i>	76
Лабораторна робота 27 <i>Родина феруму</i>	77
Лабораторна робота 28 <i>Одержання гексанітрокобальтату (III) натрію</i>	80
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	80
Тема 16. КАРБОН, СИЛІЦІЙ, СТАНУМ, ПЛЮМБУМ	81

Лабораторна робота 29 Карбон, силіцій та їх сполуки	81
Лабораторна робота 30 Одержання карбонату кальцію	86
Тема 17. Р-елементи III групи (БОР, АЛЮМІНІЙ)	86
Лабораторна робота 31 Бор, алюміній та їх сполуки	86
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	90
Тема 18. СУЛЬФУР, НІТРОГЕН, ФОСФОР, БІСМУТ	91
<i>Лабораторна робота 32. Сульфур та його сполуки. Сірководень, гідрогенсульфід, сульфідна кислота, сульфіди</i>	91
<i>Лабораторна робота 33 Одержання тіосульфату натрію</i>	93
<i>Лабораторна робота 34 Нітроген та його сполуки</i>	94
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	95
Тема 19. ГІДРОГЕН. ОКСИГЕН. ПЕРОКСИГЕН	96
<i>Лабораторна робота 35 Гідроген, оксисен, пероксогідроген, вода</i>	96
РОЗРАХУНКОВО-ГРАФІЧНІ РОБОТИ	99
СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ	122