

Міністерство освіти і науки України
Чорноморський національний університет імені Петра Могили

Невинський О. Г.

**ПРАКТИЧНІ ЗАНЯТТЯ ІЗ
ЗАГАЛЬНОЇ ТА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ
ЧАСТИНА II. НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**

Методичні вказівки

Випуск 416



Миколаїв – 2023

УДК 546(076)

H40

Рекомендовано до друку вченою радою Чорноморського національного університету імені Петра Могили (протокол № 3 від 14 квітня 2022 року).

Рецензент:

Ткаченко В. Г. – кандидат фармацевтичних наук, доцент кафедри фармацевтичної хімії та фармакогнозії Державного закладу «Луганський державний медичний університет»

H40

Невинський О. Г. Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II. Неорганічна хімія : метод. вказівки / О. Г. Невинський – Миколаїв : Вид-во ЧНУ ім. Петра Могили, 2023. – 164 с. – (Методична серія ; вип. 416).

«Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II. Неорганічна хімія» є логічним продовженням «Методичних вказівок ч. I. Загальна хімія». Методичні вказівки містять методики підготовки та проведення практичних занять: алгоритми лабораторних дослідів, що виконуються на кожному занятті практикуму; задачі, вправи і запитання для самостійної роботи різної складності. Для полегшення самостійної роботи студентів на початку кожної теми наведено короткий виклад найважливіших питань теорії.

У методичних вказівках поєднано теоретичний курс неорганічної хімії з основними положеннями біонеорганічної та геохімії, які охоплюють основні питання хімії елементів та їх сполук у живій та неживій природі. Наведено правила номенклатури хімічних елементів, простих і складних неорганічних речовин, визначено хімічні елементи біосфери, їх роль у біосистемах, розподіл найважливіших біогенних елементів в організмі людини та їх біологічну функцію.

У розділах методичних вказівок розглянуто загальну характеристику хімічних елементів за блокам (*s*-, *p*-, *d*-), фізичні, хімічні властивості, методи отримання та застосування їх сполук. Кожний розділ містить підрозділи, присвячені ролі елементів у природі, біологічних процесах та їх застосуванню в медицині, а також контрольні завдання різного типу та ступеня складності з прикладами розв'язання.

Призначені для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня вищої освіти спеціальності 226 «Фармація. Промислова фармація».

УДК 546(076)

ISSN 1811-492X

© Невинський О. Г., 2023
© ЧНУ ім. Петра Могили, 2023

ЗМІСТ

1. Передмова.....	5
2. Практичне заняття № 1. Хімічні елементи та їх класифікація. Людина і біосфера. Гідроген та його сполуки.....	7
3. Практичне заняття № 2. Загальна характеристика <i>s</i> -елементів. <i>s</i> -Елементи I A та II A груп. Лужні метали. Берилій, Магній і лужноземельні метали.....	22
4. Практичне заняття № 3. Загальна характеристика <i>p</i> -елементів. <i>p</i> -Елементи IIIA групи: Бор і Алюміній.....	39
5. Практичне заняття № 4. <i>p</i> -Елементи IVA групи: Карбон і Силіцій та підгрупа Германію.....	51
6. Практичне заняття № 5. <i>p</i> -Елементи V A групи: Нітроген, Фосфор та їхні сполуки.....	66
7. Практичне заняття № 6. <i>p</i> -Елементи VI A групи: Оксиген, Сульфур та їхні сполуки.....	78
8. Практичне заняття № 7. <i>p</i> -Елементи VII A групи. Галогени та їхні сполуки.....	91
9. Практичне заняття № 8. <i>d</i> -Елементи I B групи: Купрум, Аргентум, Аурум та їхні сполуки.....	102
10. Практичне заняття № 9. <i>d</i> -Елементи II B групи: Цинк, Кадмій, Меркурій та їхні сполуки.....	115
11. Практичне заняття № 10. <i>d</i> -Елементи VI B групи. Хром та його сполуки.....	125
12. Практичне заняття № 11. <i>d</i> -Елементи VII B групи. Манган та його сполуки.....	134
13. Практичне заняття № 12. <i>d</i> -Елементи VIII B групи. Елементи родини Феруму, їх сполуки.....	145
Додаток 1. Періодична система хімічних елементів (напівдовга).....	158
Додаток 2. Таблиця розчинності кислот, основ та солей у воді.....	159
Список рекомендованої літератури.....	160

ПЕРЕДМОВА

Загальна та неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих дисциплін у системі вищої фармацевтичної освіти, знання якої необхідні для плідної, творчої діяльності фахівців у галузі фармації. Вона є базовим предметом, з якого розпочинається вивчення основних хімічних дисциплін, передбачених навчальним планом для студентів спеціальності 226 «Фармація. Пр. оміслово фармація». Тому викладається студентам першого курсу денної форми навчання протягом двох семестрів. Програма дисципліни структурована на два блоки: I. «Загальна хімія» та II. «Неорганічна хімія».

Знання з неорганічної хімії дозволять майбутньому фахівцю оволодіти найсуттєвішими навичками якісного і кількісного прогнозування можливості перебігу хімічних реакцій та встановлення механізмів взаємодії неорганічних речовин, що використовуються в медичній та фармацевтичній галузях, а також їх біотрансформації в організмі людини.

У курсі неорганічної хімії студент повинен опанувати прийоми не просто механічного запам'ятовування тих чи інших закономірностей чи навіть властивостей хімічних речовин, а навчитись використовувати загальні закономірності, прогнозувати поведінку в хімічних реакціях простих речовин на підставі знань про будову атомів елементів, особливостей їх електронної структури, положення елементів в Періодичній системі; на підставі закономірностей хімічного зв'язку.

Метою викладання навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є формування наукового світогляду студентів,

розвиток у них сучасних форм теоретичного мислення та здатності аналізувати явища, формування умінь і навичок для застосування хімічних законів і процесів у майбутній практичній діяльності, грамотне використання хімічних речовин та матеріалів у фармацевтичній практиці.

Відповідно основним завданням цих вказівок є організувати і систематизувати самостійну роботу студентів під час вивчення хімії, формувати навички самостійної експериментальної роботи, здійснювати самоконтроль знань студентами з окремих тем і розділів, якісно опанувати теоретичний матеріал курсу, підготуватися до поточного і семестрового контролів та перевірки залишкових знань з цієї дисципліни.

З вище наведеного зрозуміло, яке важливе значення у вивченні курсу має хімічний експеримент. Він є джерелом набуття практичних знань, слугує основою для висування і перевірки гіпотез, засобом удосконалення компетенцій, одним зі способів контролю рівня навчальних досягнень студента, тобто дає змогу визначати рівень загальнопредметних компетентностей студентів. Тому до кожного практичного заняття підбрано і докладно описано алгоритм досвідів, виконання яких дозволяє простежити закономірності хімічних процесів, вплив різних факторів на ті чи інші явища, запам'ятати властивості речовин.

Матеріал методичних вказівок викладено таким чином, щоб у процесі навчання у студентів розвивався творчий підхід до практичних занять і самостійної роботи, що є запорукою формування вихідного рівня знань, необхідного для успішного опанування подальших хімічних та спеціальних дисциплін.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 1

Хімічні елементи та їх класифікація. Людина і біосфера.

Гідроген та його сполуки

Навчальна мета: отримати загальні відомості про біогенні елементи, взаємозв'язок між біологічною роллю біогенних *s*-, *p*-, *d*-елементів та формою знаходження їх в організмі. Закріпити знання про фізико-хімічні властивості Гідрогену та його сполук, вивчити властивості найважливіших сполук Гідрогену – водню, води та гідроген пероксиду.

Знати: вчення В. І. Вернадського про біосферу, загальні відомості про біогенні елементи, застосування біогенних елементів та їх сполук в медицині, властивості найважливіших сполук Гідрогену – водню, води та гідроген пероксиду.

Вміти: розвивати навички виконання лабораторного хімічного експерименту, ознайомитись з методами лабораторного отримання водню, його хімічними властивостями, дослідити окисно-відновні властивості перекису гідрогену.

I. Охорона праці та техніка безпеки під час роботи в хімічній лабораторії

Опрацювати інструкцію з охорони праці та техніки безпеки під час практичних занять у навчальній хімічній лабораторії (аудиторії 4–214, 4–210) кафедри фармації.

II. Теоретичні питання, що підлягають розгляду

Вчення В. Вернадського про біосферу і біогеохімію. Поняття про міграцію хімічних елементів. Зв'язок ендемічних захворювань з особливостями біогеохімічних провінцій.

Людина і біосфера. Ноосфера. Технічний прогрес і екологія.

Загальна характеристика елемента. Особливості положення в ПСЕ. Водень як проста речовина. Особливості поведінки Гідрогену в сполуках з сильно- і слабополярними зв'язками. Йони Гідрогену і гідроксонію. Реакції водню з киснем, галогенами, металами, оксидами. Характеристика і реакційна здатність зв'язку Гідрогену з іншими поширеними елементами.

Вода як важлива сполука Гідрогену, її фізичні та хімічні властивості. Аквакомплексі і кристалогідрати. Дистильована, очищена та апірогенна вода, одержання та застосування у фармації. Природні води, екологічні забруднення води, типи мінеральних вод.

Пероксид гідрогену. Будова молекули, одержання, кислотно-основні та окисно-відновні характеристики, використання в медицині і фармації.

III. Практична частина

3.1. Алгоритм лабораторної роботи

Експериментальне дослідження властивостей сполук

Гідрогену

Дослід 1. Електролітичне відновлення-окиснення води
(демонстраційний)

Матеріальне забезпечення: штатив з пробірками, електролізер з графітовими електродами, джерело постійного струму, розчини: лакмусу та натрію сульфату (0,1 н).

Принцип методу. В електролізері під дією постійного електричного струму на водні розчини окисневмісних солей лужних металів відбувається відновлення-окиснення води.

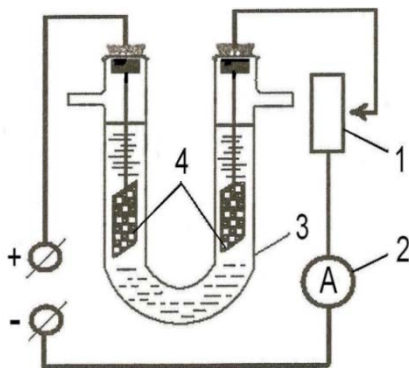
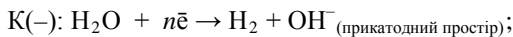


Рис. 1. Схема електролізера для відновлення-окиснення води: 1–реостат; 2–амперметр; 3–електролізер; 4–графітові електроди.

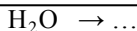
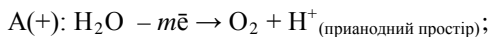
Електролізер складається з U-подібної трубки висотою 15–20 см з боковими отворами для відводу газів, електродами є графіто стержні, електролізер заповнюється розчином електроліту на 2/3 за об'ємом.

В електролізер (рис. 1.) налити 0,1 н розчин натрію сульфату, опустити в обидва коліна графітові електроди і увімкнути прилад у мережу постійного струму ($U = 36 \text{ В}$). Через 2 хв прилад вимкнути і до розчину біля електродів додати по 2–3 краплини розчину лакмусу. Увімкнути прилад знову і спостерігати виділення газів біля електродів та зміну забарвлення розчинів у приелектродних просторах.

Скласти рівняння електродних процесів та сумарне рівняння електролізу води, що відбуваються за схемами:



+



Визначити реакцію середовища біля катоду і аноду.

Зібрати гази, які виділяються при електролізі біля катоду та аноду у пробірки, відповідно до обраної схеми (рис. 2) .

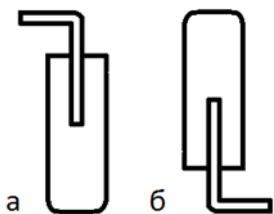


Рис. 2. Схема збирання газу: а – важчого за повітря, б – легшого.

До отворів обох пробірок піднести тліючу лучинку. Визначити, який газ підтримує горіння, а який згоряє з легким вибухом.

Матеріальне забезпечення до дослідів 2–4: штатив з пробірками,

спиртівка, піпетки, наважки порошків (або гранули) міді, заліза, цинку, магнію та алюмінію, розчини: хлоридної кислоти (0,5 н), натрію гідроксиду (0,5 н), калію йодиду (0,2 н), сульфатної кислоти (0,5 н та 2 н), гідроген пероксиду (3 %), крохмалю (1 %), калію перманганату (1 %), хром (III) нітрату (1 %), калію дихромату (0,5 н); купрум (II) оксид, діетиловий естер.

Дослід 2. Добування водню взаємодією активних металів із розчином кислоти

До шістьох пробірок покласти невеличкі наважки порошків (або гранулу) міді, заліза, цинку, магнію та алюмінію (останній у дві пробірки). Додати до перших п'яти по 1 мл 0,5 н розчину хлоридної кислоти. До шостої пробірки (з алюмінієм) додати 1 мл 0,5 н розчину лугу. Пробірку, в якій реакція відбувається повільно, бажано підігріти. До отворів пробірок по чергово піднести тліючу скипку, спостерігати.

Записати спостереження, зробити висновки щодо здатності металів відновлювати водень із розбавленого розчину кислоти. Написати рівняння реакцій.

Дослід 3. Добування водню взаємодією амфотерного металу із розчином лугу

До 2–3 мл розчину натрію гідроксиду додати 1–2 гранули алюмінію. Газ, що виділяється, зібрати у другу пробірку методом витіснення води, потім піднесіть до отвору пробірки з зібраним газом тліючу скипку, спостерігати. В якій ролі виступає водень у першій та другій реакціях?

Записати спостереження, зробити висновки щодо здатності алюмінію відновлювати водень із розбавленого розчину лугу. Написати рівняння реакцій.

Дослід 4. Відновні властивості водню

Пробірку, в якій міститься приблизно 0,5 г купрум(II) оксиду, закріпити у штативі з невеликим нахилом отвором донизу. Нагріти купрум(II) оксид і пропускати у пробірку водень, отриманий у досліді 1.

Записати спостереження, зробити висновки щодо відновних властивостей водню із розбавленого розчину лугу. Написати рівняння реакцій.

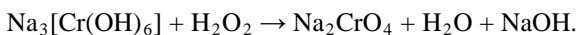
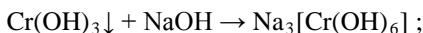
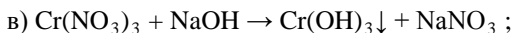
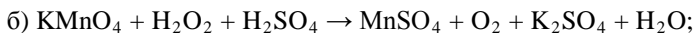
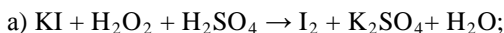
Дослід 5. Окисно-відновні властивості гідроген пероксиду

А. До 0,5 мл 0,2 н розчину калію йодиду, підкисленого кількома краплями 0,5 н сульфатної кислоти, додати 0,5 мл 3 % розчину гідроген пероксиду. Забарвлений розчин розбавити водою і додати 1–2 краплі крохмалю.

В. До 0,5 мл 1 % розчину калію перманганату, підкисленого кількома краплями 0,5 н сульфатної кислоти, додати 3 % розчин гідроген пероксиду до знебарвлення.

С. До 0,5 мл 1 % розчину хром (III) нітрату по краплях додати 0,5 н розчин натрій гідроксиду до розчинення осаду хром (III) гідроксиду. До одержаного розчину додати 0,5 мл 3 % розчину гідроген пероксиду.

Записати спостереження, зробити висновки щодо окисно-відновних властивостей гідроген пероксиду та скласти рівняння до дослідів із застосуванням методу електронно-іонного балансу відповідно до таких схем:

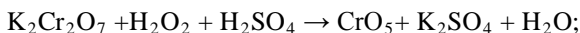


Дослід 6. Реакція якісного виявлення гідроген пероксиду

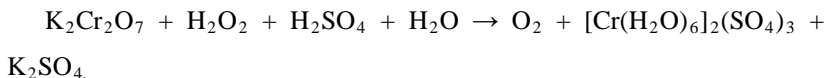
До 0,5 мл 3 % розчину гідроген пероксиду додати 0,5 мл 2 н сульфатної кислоти та 0,2–0,3 мл естеру. Перемішати та дати час на розшарування рідин. Потім по краплях додавати 0,5 н розчин калію дихромату. Звернути увагу на синє забарвлення естерного шару, яке обумовлено утворенням оксиду-дипероксиду хрому CrO_5 . Простежити за зміною забарвлення водного шару протягом декількох хвилин. Поясніть зміну забарвлення. Напишіть рівняння реакцій.

Записати спостереження, зробити висновки щодо якісного виявлення гідроген пероксиду та скласти рівняння до дослідів із застосуванням методу електронно-іонного балансу відповідно до таких схем:

а) утворення оксиду-дипероксиду хрому:



б) який розпадається у водному розчині з утворенням кисню і аквакомплексу хрому (III):



Підбити підсумки проведених експериментів і зроблених спостережень

3.2. Розв'язання розрахункових завдань

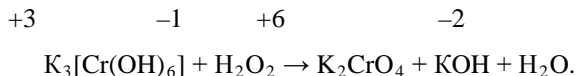
3.2.1. Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Скласти рівняння окисно-відновного процесу взаємодії гідроген пероксиду з калію гексагідрооксохромат (III) у лужному середовищі методом електронно-іонного балансу, визначити окисник та відновник.

Розв'язання

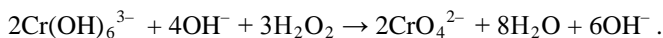
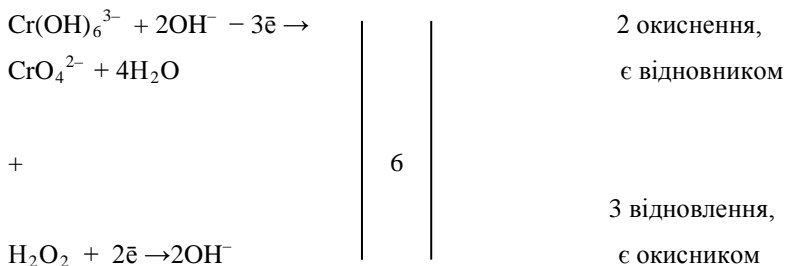
Гідрогену пероксид – сильний окисник як у кислому, так і в лужному середовищі. У кислому середовищі він відновлюється до H_2O , а у лужному – до OH^- .

1. Записують схему реакції. Визначають ступені окиснення (СО) елементів, з'ясовують, які елементи і як змінили свої СО:



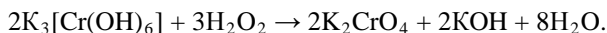
2. Записують електронно-іонні напівреакції, складають матеріальний і електронний баланс; при цьому визначають коефіцієнти у напівреакціях:

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія



Сумарне електронно-іонне рівняння складають як алгебраїчну суму відповідно лівих і правих частин напівреакцій.

3. Записують молекулярне рівняння реакції з визначеними коефіцієнтами:



4. Перевіряють матеріальний баланс у рівнянні, насамперед, за атомами Оксигену:

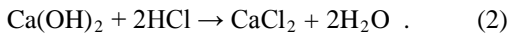
$$n(\text{O})_{\text{прав}} = 12 + 6 = 18; \quad n(\text{O})_{\text{лів}} = 8 + 2 + 8 = 18.$$

Приклад 2. На нейтралізацію розчину, який отримали взаємодією кальцію гідриду з водою, витратили розчин хлоридної кислоти об'ємом 43,67 мл з масовою часткою HCl 29,2 % ($\rho = 1,145$ г/мл). Який об'єм водню (н.у.) виділився при розкладі гідриду?

Розв'язання

Дано:	
$V(\text{HCl}) = 43,67$ мл	
$\omega(\text{HCl}) = 29,2\%$	
$\rho = 1,145$ г/мл	
$V(\text{H}_2) - ?$	

Рівняння реакцій, які відбуваються:



1. $v(\text{HCl})$, яку витратили на нейтралізацію Ca(OH)_2 – ?

$$m(\text{HCl}) = m_{\text{р-ну HCl}} \cdot \omega(\text{HCl}) = V_{\text{р-ну HCl}} \cdot \rho_{\text{р-ну HCl}} \cdot \omega(\text{HCl}) = 43,67 \\ \text{мл} \cdot 1,145 \text{ г/мл} \cdot 0,292 = \\ = 14,6 \text{ г.}$$

Звідси:

$$v(\text{HCl}) = m(\text{HCl}) / M(\text{HCl}) = 14,6 \text{ г} / 36,5 \text{ г/моль} = 0,4 \text{ моль.}$$

2. Об'єм водню (н.у.), що виділився при розкладі – ?

З рівнянь (1) і (2) є очевидним, що $v(\text{H}_2) = v(\text{HCl}) = 0,4$ моль.

Тобто при розкладі гідриду виділилось водню:

$$V(\text{H}_2) = V_{\text{м}} \cdot v(\text{HCl}) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,4 \text{ моль} = 8,96 \text{ л.}$$

Відповідь: виділилось 8,96 л водню.

Приклад 3. Розрахувати концентрацію іонів Гідрогену у 0,1 М розчині ціанводневої кислоти, для якої $K_{\text{д}} = 7,9 \cdot 10^{-10}$.

Розв'язання

Дано:

$$C_{\text{M}}(\text{HCN}) = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$K_{\text{д}}(\text{HCN}) = 7,9 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{H}^+] - ? \quad \text{pH} - ?$$

1. $[\text{H}^+] - ?$

З рівноваги $\text{HCN} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$ маємо $[\text{H}^+] = [\text{CN}^-] = C\alpha$.

За законом Оствальда $\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}}$, тоді

$$[H^+] = C_M \sqrt{\frac{K_d}{C_M}} = \sqrt{K_d \cdot C_M} = \sqrt{7,9 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-1}} =$$

$8,9 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

2. pH – ?

$$\text{pH} = -\lg [H^+] = -\lg 8,9 \cdot 10^{-6} = 5,05.$$

Відповідь: концентрація іонів Гідрогену у розчині складає $8,9 \cdot 10^{-6}$ моль/л, а pH = 5.

Приклад 4. Визначити константу і ступінь гідролізу для 0,1 M розчину K_3PO_4 . Константи дисоціації H_3PO_4 відповідно дорівнюють: $K_{d1} = 7 \cdot 10^{-3}$, $K_{d2} = 6 \cdot 10^{-8}$, $K_{d3} = 4 \cdot 10^{-13}$.

Розв'язання

Дано:

$$C(K_3PO_4) = 0,1 \text{ моль/л}$$

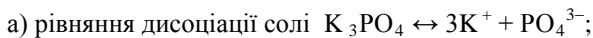
$$K_{d1} = 7 \cdot 10^{-3}$$

$$K_{d2} = 6 \cdot 10^{-8}$$

$$K_{d3} = 4 \cdot 10^{-13}$$

$$K_r - ?, \quad \beta - ?$$

1. Рівняння гідролізу солі за першим ступенем:



в) молекулярне рівняння гідролізу

$\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{KOH}; \quad \text{pH} > 7; \quad \text{лужне}$
середовище.

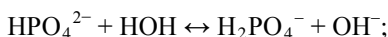
Гідроліз солі K_3PO_4 за першим ступенем пов'язаний з дисоціацією кислоти за третім ступенем ($\text{PO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+$) та $K_{\text{д3}}$. Тому константа гідролізу

$$K_{\text{г1}} = \frac{K_w}{K_{\text{д3}}} = \frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-13}} = 0,025,$$

де K_w – іонний добуток води.

$$\text{Ступінь гідролізу } \beta_1 = \sqrt{\frac{K_{\text{г1}}}{C_{\text{PO}_4^{3-}}}} = \sqrt{\frac{0,025}{0,1}} = 0,5 \text{ (50 \%)}.$$

2. Гідроліз солі K_3PO_4 за другим ступенем відбувається за рівняннями:



$\text{KHPO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{KOH}; \quad \text{pH} > 7; \quad \text{лужне}$
середовище.

Гідроліз солі K_3PO_4 за другим ступенем пов'язаний з дисоціацією кислоти за другим ступенем ($\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+$). Константа гідролізу

$$K_{\text{г2}} = \frac{K_w}{K_{\text{д2}}} = \frac{10^{-14}}{6 \cdot 10^{-8}} = 1,67 \cdot 10^{-7}.$$

$$\text{Ступінь гідролізу } \beta_2 = \sqrt{\frac{K_{\text{г2}}}{K_{\text{H}_2\text{PO}_4^-}}} = \sqrt{\frac{1,67 \cdot 10^{-7}}{0,1 \cdot 0,5}} = 1,84 \cdot 10^{-3}$$

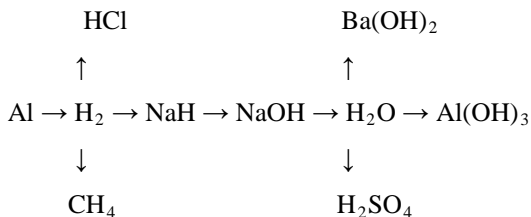
(0,184 %).

Гідроліз солі K_3PO_4 за третім ступенем не відбувається, тому що гідроксидіони взаємодіють з утвореною кислотою і перешкоджають утворенню кислоти.

Відповідь: $\beta_1 = 50 \%$, $\beta_2 = 0,184 \%$; $K_{r1} = 0,025$, $K_{r2} = 1,67 \cdot 10^{-7}$.

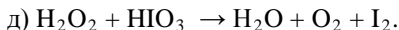
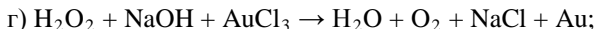
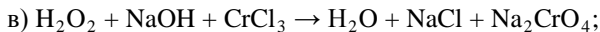
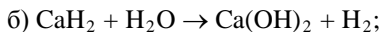
3.2.2. Завдання для самостійного розв'язання

1. Навести рівняння реакцій, що лежать в основі таких послідовних перетворень:



Реакції, які відбуваються у водних розчинах, навести у молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченій).

2. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронного або електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції:



3. Після вибуху 200 мл суміші водню та кисню (за н.у.) залишилось ще 20 мл газу, що підтримує горіння. Обчислити масові частки газів у складі вихідної суміші.

4. Скільки літрів водню (за температури 32 °С і атмосферного тиску 106,6 кПа) виділиться при взаємодії 1 кг цинку з хлоридною кислотою?

5. Водень, одержаний при розчиненні 6,5 г цинку в хлоридній кислоті, змішали з киснем, що виділився при повному розкладі 0,2 моль гідрогену пероксиду. Яку масу води можна добути з приготовленої газової суміші?

6. Обчислити об'єм водню (н.у.), який потрібно витратити на відновлення 64,2 г MoO_3 до металу.

7. Визначити, які з наведених солей підлягають гідролізу: CoSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, CH_3COONa , Na_2SO_4 . Указати рН розчину. Відповідь підтвердити рівнянням реакцій у молекулярній та іонній формах.

8. Написати рівняння реакцій гідролізу солі KHCO_3 . Визначити константу гідролізу цієї солі, якщо $K_d = 4,5 \cdot 10^{-7}$. Розрахувати ступінь гідролізу в 0,1 М розчині KHCO_3 .

9. Визначити, з якими з перелічених речовин буде взаємодіяти HCl : ZnO , Cl_2O_7 , SrO , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Rb_2O , Cl_2O , CaO , $\text{Co}(\text{OH})_2$, ClO_2 , H_3PO_4 ? Навести відповідні рівняння реакцій, назвати продукти реакцій.

10. У медичній практиці використовують 3 %-ий водний розчин гідроген пероксиду, а також 30 %-ий розчин H_2O_2 («пергідроль»). Обчислити об'єм води, який слід додати до 10 мл 30 %-го розчину H_2O_2 , щоб отримати 3 %-ий розчин? Густина розчинів прийняти такої, що дорівнює 1 мг/л.

11. Обчислити масову частку H_2O_2 у розчині, якщо із 100 мл цього підкисленого розчину повністю прореагував 0,01 моль KMnO_4 .

IV. Питання для самоконтролю

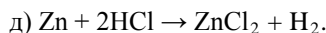
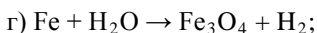
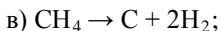
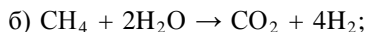
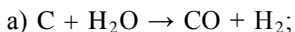
1. Пояснити, чому в атмосфері Землі дуже мало водню?
2. У чому особливості розміщення гідрогену в періодичній системі, як це пов'язано з будовою атома гідрогену.
 - 2.1 У чому властивості водню подібні до властивостей лужних металів, і в чому вони відрізняються?
 - 2.2 У чому схожість між воднем та галогенами і в чому відмінність?
3. Чи може водень при взаємодії з іншими елементами виступати в ролі окисника? Пояснити двоїстий окисно-відновний характер властивостей водню. Наведіть приклади.
4. Які властивості має гідроген у ступенях окислення +1 і -1, окислювальні чи відновні? Навести рівняння реакцій, які це підтверджують.
5. Які особливості хімічної будови молекули гідроген пероксиду? Як вони впливають на властивості цієї сполуки?
6. До якого класу реакцій відноситься реакція розкладу гідроген пероксиду? Які висновки можна зробити з цього?
7. Які окисно-відновні властивості має гідроген пероксид? Навести приклади відповідних реакцій.
8. На підставі уявлень про будову молекули води, пояснити, чому ця речовина має аномально високі температури плавлення та кипіння? Навести рівняння реакцій за участю води – гідролізу та гідратації.

V. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант № 0

Тестові завдання

1. Водень має широке застосування у хроматографічному аналізі фармпрепаратів. Яку з наведених реакцій використовують у лабораторії для його одержання:



2. Гідроген у сполуках виявляє такі можливі ступені окиснення:

а) 1, 0;

б) -1, 0, +1;

в) -1, +1, 3;

г) -1, 0;

д) +1, 0.

3. У медичній практиці для лікування захворювань, що супроводжуються ацидозом, має застосування натрій гідрогенкарбонату. До якого типу солей відноситься ця сполука:

а) середня сіль;

б) кисла сіль;

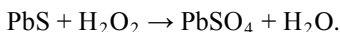
в) основна сіль;

г) оксосіль;

д) змішана сіль .

Розрахункові завдання

4. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронного або електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.



5. Обчислити об'єм водню (н.у.), який виділиться в результаті гідролізу 4,56 г MgH_2 .

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 2

Загальна характеристика s-елементів. s-Елементи I А та II А груп. Лужні метали. Берилій, Магній і лужноземельні метали

Навчальна мета: ознайомитись з фізичними та хімічними властивостями лужних і лужноземельних металів та їх сполук, а також із застосуванням їх важливіших сполук в медицині й фармації.

Знати: загальну характеристику, поширення в природі, методи одержання, фізичні та хімічні властивості елементів I А та II А групи, а також їх сполук; біологічну роль лужно- та лужноземельних металів та лікарські засоби на основі їх сполук.

Вміти: інтерпретувати та класифікувати основні типи іонної, кислотно-основної і окисно-відновної рівноваги та хімічних процесів для формування цілісного підходу до вивчення хімічних та біологічних процесів.

I. Теоретичні питання, що підлягають розгляду

Загальна характеристика s-елементів I А групи. Поширення в природі. Біологічна роль елементів у мінеральному балансі організму. Макроелементи, їх вміст у організмі. Іонофори та їх роль у мембранному перенесенні іонів Калію і Натрію.

Металічний стан лужних металів. Відмінність Літію від інших лужних металів. Взаємодія з простими і складними речовинами. Бінарні сполуки лужних металів: гідриди, оксиди, пероксиди, супероксиди, озоніди. Гідроксиди лужних металів, солі та їх властивості, застосування. Хімічні основи застосування сполук Літію, Натрію і Калію в медицині.

Загальна характеристика. Відновні властивості простих речовин елементів. Порівняльна характеристика властивостей берилію, магнію та кальцію. Характер взаємодії простих речовин з водою, розчинами кислот та основ.

Берилій. Хімічна активність. *sp*-Гібридизація атомних орбіталей Берилію. Амфотерність берилію, його оксиду та гідроксиду. Аква- та гідроксокомплекси Берилію. Розчинність у воді та гідроліз солей Берилію. Подібність Берилію з Алюмінієм (діагональна подібність), її причини.

Магній. Оксид та гідроксид Магнію. Розчинність солей Магнію у воді та їх гідроліз. Йон Магнію як комплексоутворювач. Хлорофіл.

Лужноземельні метали. Загальна характеристика. Фізико-хімічні властивості та характеристика найважливіших сполук. Основний характер оксидів та гідроксидів. Розчинність гідроксидів та солей у воді. Реакції виявлення катіонів Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} .

Сполуки Кальцію в кістковій тканині, подібність йонів Кальцію і Стронцію, ізоморфне заміщення (проблема стронцій-90). Токсичність Берилію і Барію. Біологічна роль Кальцію та Магнію. Хімічні основи застосування сполук Магнію, Кальцію і Барію в медицині й фармації.

II. Практична частина

2.1. Алгоритм лабораторної роботи

Експериментальне дослідження властивостей сполук лужних, лужноземельних металів та Магнію

Матеріальне забезпечення: лабораторний штатив, штатив з пробірками, спиртівка, піпетки, фарфорова чашка, універсальний індикаторний папір, скляна паличка, вода дистильована, спиртовий

розчин фенолфталеїну, мармур, кристали натрію гідрогенкарбонату, натрію хлориду та натрію карбонату, розчини: магнію сульфату (0,5 н), натрію гідроксиду (0,5 н), 0 хлоридної кислоти (0,5 н), амонію хлориду (1 н), натрій гексанітристокобальту (III) (1 %), калій гексагідроксистибату (1 %), амоніаку (5 %), натрію гідрогенфосфату (0,2 н), кальцію хлориду, амоній хромату (1 %), етанової кислоти (1 %) та сульфатної кислоти (0,5 н).

Дослід 1. Взаємодія лужних, лужноземельних металів та магнію з водою

До трьох пробірок покласти невеличкі шматочки натрію (літію), кальцію та смужку магнієвої стрічки. Додати до кожної 1-2 мл води. Відмітити у якій з пробірок відбувається реакція за умов кімнатної температури. Пробірку з магнієм нагріти. Додати до пробірок по краплі фенолфталеїну. Спостерігати інтенсивне виділення газу та зміну забарвлення розчину. До отворів пробірок для визначення природи газу почергово піднести тліючу лучинку.

Записати спостереження, зробити висновки щодо здатності активних металів відновлювати водень із води. Написати рівняння реакцій.

Дослід 2. Термічний розклад натрію нітрату

До пробірки внести мікрошпатель натрію нітрату. Закріпити пробірку в штативі і нагрівати над полум'ям спиртівки до розплавлення солі та початку виділення бульбашок газу. Для визначення природи газу внести до пробірки тліючу лучину.

Записати спостереження, скласти рівняння реакції, зробити висновки.

Дослід 3. Забарвлення полум'я катіонами Натрію, Літію, Калію та Барію

Ніхромовий дріт промити хлоридною кислотою і прожарити у полум'ї спиртівки до повного знебарвлення полум'я. Занурити очищений дріт у пробірку з сіллю Натрію, витягти його і внести у зовнішню частину полум'я спиртівки. Відмітити колір забарвлення полум'я. Підготувати дріт і виконати аналогічні дослід з солями Літію, Калію та Барію.

Записати спостереження, скласти рівняння реакції, зробити висновки.

Дослід 4. Отримання кальцію оксиду та його гідратація

До 0,5 мл води покласти шматочок мармуру і додати краплю фенолфталеїну. Чи з'являється червоне забарвлення? Інший шматочок мармуру сильно прожарити у полум'ї спиртівки протягом 3–4 хвилин. Прожарений шматок перенести до фарфорової чашки з водою і додати краплю фенолфталеїну.

Записати спостереження, скласти рівняння реакції, зробити висновки.

Дослід 5. Отримання та властивості магнію гідроксиду

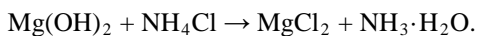
До 2 мл 0,5 н розчину магнію сульфату додавати по краплям 0,5 н розчин натрію гідроксиду до утворення білої суспензії магнію гідроксиду. Вміст пробірки розділити рівними порціями на три пробірки.

При перемішуванні приливати:

а) до першої 0,5 н розчин хлоридної кислоти до повного розчинення суспензії;

б) до другої – надлишок 0,5 н розчину натрію гідроксиду (але зміни відсутні – магнію гідроксид не проявляє амфотерних властивостей);

в) до третьої – 1 н розчин амонію хлориду. Розчинення у цьому випадку відбувається за рахунок зв'язування катіонами амонію гідроксид-йонів із розчину над осадом магнію гідроксиду у вигляді слабкої основи – амонію гідроксиду за схемою:



Записати спостереження, зробити висновки щодо властивостей магнію гідроксиду. Написати рівняння реакцій, що відбуваються.

Дослід 6. Гідроліз солей лужних металів

До трьох пробірок внести по декілька кристалів натрію гідрогенкарбонату, натрію хлориду та натрію карбонату. Додати до кожної по 2 мл дистильованої води. Перемішувати до повного розчинення. Індикаторною смужкою встановити реакцію середовища.

Записати спостереження, зробити висновки щодо здатності солей натрію підлягати гідролізу. Написати рівняння реакцій гідролізу, що відбуваються, у молекулярній та іонно-молекулярній формах.

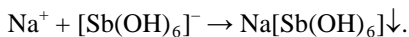
Дослід 7. Реакції якісного виявлення катіонів елементів I А та II А груп

а) якісна реакція на катіон K^+

До 0,5 мл нейтрального розчину солі Калію додати 0,5 мл 1 % розчину натрій гексанітритокобальту (III) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Через одну-дві хвилини спостерігати утворення жовтого осаду $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

б) якісна реакція на катіони Na^+

До 0,5 мл нейтрального розчину солі Натрію додати 0,5 мл 1 % розчину калій гексагідроксостибату $K[Sb(OH)_6]$, який з солями натрію утворює білий кристалічний осад натрій гексагідроксостибату:



Появу осаду прискорити тертям скляною паличкою по внутрішній поверхні пробірки, охолоджуючи останню водою.

До утвореного осаду додати надлишок 0,5 н розчину натрію гідроксиду до повного розчинення осаду за схемою:



в) якісна реакція на катіони Mg^{2+}

До 0,5 мл розчину магнію хлориду додавати краплями 5 % розчин амоніаку до випадіння осаду магнію гідроксиду. До новоутвореного осаду додавати краплями 1 н розчин амонію хлориду до повного розчинення осаду. До одержаного розчину додавати краплями 0,2 н розчин натрію гідрогенфосфату до утворення осаду магнійамонійфосфату $MgNH_4PO_4$.

Відмітьте колір та кристалічну структуру утвореного осаду.

з) якісна реакція на катіони Ca^{2+}

До 0,5 мл розчину кальцію хлориду додавати краплями 1 % розчин амоній хромату $(NH_4)_2C_2O_4$ до утворення осаду. Вміст пробірки розділити на дві частини: до однієї додати 0,5 н розчин хлоридної кислоти, до другої – 1 % розчин CH_3COOH . Спостерігати.

д) якісна реакція на катіони Ba^{2+}

До 0,5 мл розчину барію хлориду, додавати краплями 0,5 н розчин H_2SO_4 до утворення осаду. Вміст пробірки розділити на дві частини; до однієї додати 0,5 н розчин хлоридної кислоти, до другої – 1 % розчин CH_3COOH . Спостерігати.

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

Записати спостереження, зробити висновки щодо аналітичних властивостей катіонів елементів I А та II А груп. Написати рівняння реакцій.

Підбити підсумки проведених експериментів і зроблених спостережень

2.2. Розв'язання розрахункових завдань

2.2.1. Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Вміст іонів K^+ у плазмі крові складає за нормального стану складає від 13,7 до 24,0 мг %. Обчислити молярну концентрацію іонів K^+ у плазмі крові (густина плазми 1,025 г/мл).

Розв'язання

Дано:

$$M_{K^+} = 13,7 \dots 24,0 \text{ мг \%}$$

$$\rho_{\text{плазми}} = 1,025 \text{ г/мл}$$

$$C_M(K^+) - ?$$

1. $V_{\text{плазми}} - ?$

$$V_{\text{плазми}} = m_{\text{плазми}} / \rho_{\text{плазми}} = 100 \text{ г} / 1,025 \text{ г/мл} = 96,7 \text{ мл} = 0,0967 \text{ л.}$$

2. $C_M(K^+) - ?$

$$C_M(K^+) = \frac{m_{K^+}}{M_{K^+} \times V_{\text{плазми}}} = (13,7 \dots 24,4) \cdot 10^{-3} \text{ г} / 39 \text{ г/м} \cdot 0,0976 \text{ л}$$
$$= (3,6 \dots 6,3) \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} = 3,6 \dots 6,3 \text{ ммоль/л.}$$

Відповідь: $C_M(K^+) = 3,6 \dots 6,3 \text{ ммоль/л.}$

Приклад 2. На підводних човнах для зв'язування карбон (IV) оксиду і регенерації кисню використовують натрій пероксид. Яку масу натрій пероксиду потрібно взяти, щоб підводний човен з 32 членами екіпажу протримався під водою дві доби, якщо кожному з членів екіпажу потрібно на добу щонайменше 660 л кисню?

Розв'язання

Дано:

$$V(\text{O}_2) = 660 \text{ л}$$

$$N = 32 \text{ люд.}$$

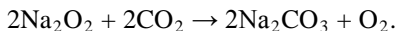
$$\tau = 2 \text{ доби}$$

$$m(\text{Na}_2\text{O}_2) - ?$$

Рівняння реакції: $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$.

1. $\nu(\text{O}_2)$, що вживає одна людина за добу – ?

$$x, \text{ г} \qquad \qquad \qquad 660 \text{ л}$$



$$78 \text{ г/моль} \qquad \qquad \qquad 22,4 \text{ л/моль}$$

$$\nu(\text{O}_2) = V(\text{O}_2) / V_M(\text{O}_2) = 660 / 22,4 = 25 \text{ моль.}$$

2. $\nu(\text{Na}_2\text{O}_2)$, що необхідна для забезпечення життєдіяльності 1 ос./добу, – ?

Відповідно до стехіометричних відносин, 1 моль O_2 одержують з 2 моль Na_2O_2 ,

$$\text{а } 25 \text{ моль } \text{O}_2 \quad - \quad \text{з } x \text{ моль } \text{Na}_2\text{O}_2.$$

$$\text{Звідси } \nu(\text{Na}_2\text{O}_2) = 50 \text{ моль.}$$

3. $m(\text{Na}_2\text{O}_2)_1$ на одну ос./добу –?

$$m(\text{Na}_2\text{O}_2)_1 = \nu(\text{Na}_2\text{O}_2) \cdot M(\text{Na}_2\text{O}_2) = 50 \text{ моль} \cdot 78 \text{ г/моль} = 3,9 \text{ кг.}$$

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

4. $m(\text{Na}_2\text{O}_2)$ для функціонування екіпажу протягом 2 діб – ?

$$m(\text{Na}_2\text{O}_2) = m(\text{Na}_2\text{O}_2)_1 \cdot N \cdot \tau = 3,9 \cdot 2 \cdot 32 = 249,6 \text{ кг} = 0,25 \text{ т.}$$

Відповідь: $m(\text{Na}_2\text{O}_2) = 0,25 \text{ т.}$

Приклад 3. Суміш солей барій сульфату та барій карбонату обробили хлоридною кислотою. При цьому отримали 60,6 г нерозчинного осаду та виділився газ, який при взаємодії з кальцій гідроксидом утворює 16,2 г кальцій гідрокарбонату. Обчислити відсотковий склад вихідної суміші солей.

Розв'язання

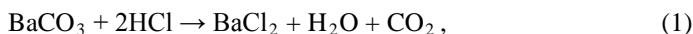
Дано:

$$m(\text{осаду}) = 60,6 \text{ г}$$

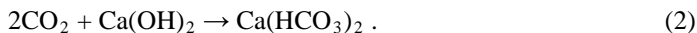
$$m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 16,2 \text{ г}$$

$$\omega(\text{солей}) - ?$$

Із суміші BaSO_4 та BaCO_3 під дією хлоридної кислоти розчиняється виключно барій карбонат за реакцією:



а газ, що при цьому виділяється, поглинається кальцій гідроксидом:



1. $m(\text{BaSO}_4) - ?$

Нерозчинний осад – це барій сульфат, тому маса його $m(\text{BaSO}_4) =$

$$m_{\text{осаду}} = 60,6 \text{ г.}$$

2. $v(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) - ?$

$$v(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) / M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 16,2 \text{ г} / 162 \text{ г/моль} \\ = 0,1 \text{ моль.}$$

3. $m(\text{BaCO}_3) - ?$

З реакцій (1) та (2) маємо:

$$v(\text{BaCO}_3) = v(\text{CO}_2) = 2 \cdot v(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ моль.}$$

Звідси $m(\text{BaCO}_3) = v(\text{BaCO}_3) \cdot M(\text{BaCO}_3) = 0,2 \text{ моль} \cdot 197 \text{ г/моль} = 39,4 \text{ г.}$

4. Відсотковий склад вихідної суміші – ?

Маса суміші солей барію дорівнює

$$m_{\text{суміші}} = m(\text{BaSO}_4) + m(\text{BaCO}_3) = 60,6 + 39,4 = 100 \text{ г.}$$

Тому:

$$\omega(\text{BaSO}_4) = (m(\text{BaSO}_4) / m_{\text{суміші}}) \cdot 100 \% = (60,6 \text{ г} / 100 \text{ г}) \cdot 100 \% = 60,6 \%$$

$$\omega(\text{BaCO}_3) = (m(\text{BaCO}_3) / m_{\text{суміші}}) \cdot 100 \% = (39,4 \text{ г} / 100 \text{ г}) \cdot 100 \% = 39,4 \%$$

Відповідь: $\omega(\text{BaSO}_4) = 60,6\%$; $\omega(\text{BaCO}_3) = 39,4\%$.

Приклад 4. При взаємодії наважки двовалентного металу масою 34,25 г з водою виділилось 5,6 л водню за н.у. Визначте метал.

Розв'язання

Дано:

$$m(\text{Me}) = 34,25 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) = 5,6 \text{ л}$$

Me – ?

Рівняння реакції:



де Me – невідомий метал.

1. $v(\text{H}_2) - ?$

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

$$v(\text{H}_2) = V(\text{H}_2) / V_M = 5,6 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,25 \text{ моль.}$$

2. $v(\text{Me}) - ?$

Стехіометричне співвідношення кількостей сполук згідно з рівнянням реакції складає:

$$v(\text{H}_2) : v(\text{Me}) = 1 : 1, \text{ тому } v(\text{Me}) = v(\text{H}_2) = 0,25 \text{ моль.}$$

3. $M(\text{Me}) - ?$

$$M(\text{Me}) = m(\text{Me}) / v(\text{Me}) = 34,25 \text{ г} / 0,25 \text{ моль} = 137 \text{ г/моль.}$$

У Періодичній таблиці знаходимо відповідний елемент з металічними властивостями. Це – елемент Барій, якому відповідає проста сполука – металічний барій.

Відповідь: у реакції брав участь метал барій.

Приклад 5. Скільки мілілітрів 12 %-го розчину натрій гідроксиду ($\rho = 1,135 \text{ г/мл}$) потрібно для приготування 210 мл 4,5 %-го розчину NaOH ($\rho = 1,05 \text{ г/мл}$)?

Розв'язання

Дано:

$$\omega(\text{NaOH})_{\text{вихідн}} = 12 \%$$

$$\rho(\text{NaOH})_{\text{вихідн}} = 1,135 \text{ г/мл}$$

$$\omega(\text{NaOH})_{\text{продукт}} = 4,5 \%$$

$$\rho(\text{NaOH})_{\text{продукт}} = 1,05 \text{ г/мл}$$

$$V(\text{NaOH})_{\text{продукт}} = 210 \text{ мл}$$

$$V(\text{NaOH})_{\text{вихідн}} - ?$$

1. m (210 мл розчину NaOH) – ?

$$m = V\rho = 210 \text{ мл} \cdot 1,05 \text{ г/мл} = 220,5 \text{ г.}$$

2. m (NaOH) у 220,5 г розчину – ?

$$100 \text{ г розчину} - 4,5 \text{ г NaOH};$$

$$220,5 \text{ г розчину} - x \text{ г NaOH};$$

$$x = (220,5 \cdot 4,5) / 100 = 9,9 \text{ г NaOH.}$$

3. m (12 %-го розчину NaOH), необхідна для приготування кінцевого розчину – ?

$$100 \text{ г } 12 \text{ \% -го розчину} - 12 \text{ г NaOH};$$

$$x \text{ г } 12 \text{ \% -го розчину} - 9,9 \text{ г NaOH};$$

$$x = (100 \cdot 9,9) / 12 = 82,8 \text{ г } 12 \text{ \% -го розчину NaOH.}$$

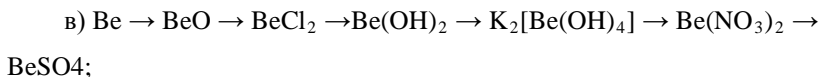
4. V (12 %-го розчину NaOH), необхідний для приготування кінцевого розчину – ?

$$V = m/\rho = 82,5 / 1,135 = 71,7 \text{ мл.}$$

Відповідь: для приготування кінцевого розчину необхідно 71,7 мл вихідного розчину.

2.2.2. Завдання для самостійного розв'язання

1. Навести рівняння реакцій, що лежать в основі таких послідовних перетворень:

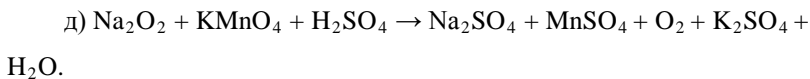
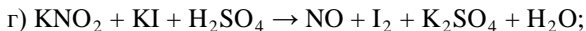
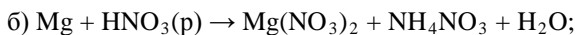
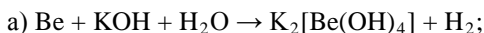


$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

д) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgH}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow$
 $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$

Реакції, які відбуваються у водних розчинах, навести у молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченій) .

2. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронного або електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.



3. Гарячий розчин калій гідроксиду реагує з хлором згідно з рівнянням

$3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} \rightarrow 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$. Обчислити масу KOH , яка потрібна для взаємодії з $0,8 \text{ м}^3$ хлору. Скільки кілограмів KClO_3 утворюється при цьому?

4. Із 3 г суміші CaCO_3 і MgCO_3 одержано 760 мл CO_2 (при 20°C та 100 кПа). Обчислити масовий склад вихідної суміші.

5. Обчислити об'єми розчинів натрію гідроксиду (масова частка натрію гідроксиду 30 %, густина 1,31г/мл) і ортофосфатної кислоти (масова частка ортофосфатної кислоти 35 %, густина 1,26 г/мл), які потрібні для одержання дигідрофосфату натрію масою 28,5 г?

6. При обробці 19 г суміші натрій карбонату та натрій гідроген

карбонату гідроген хлоридом виділилось 5,06 мл газу (при температурі 27 °С і тиску 740 мм рт. ст.). Які кількості речовин натрій карбонату і натрій гідроген карбонату було у вихідній суміші?

7. Суміш магнієвих і мідних ошурок масою 1,5 г обробили надлишком хлоридної кислоти. У результаті реакції виділився водень об'ємом 560 мл (н.у.). Визначити масову частку магнію в суміші.

8. Гідрогену сульфід об'ємом 4,48 л (н.у.) перепускали через розчин аргентуму нітрату об'ємом 148 мл (масова частка основної речовини 12 %, $\rho = 1,08$ г/мл). Обчисліть масу осаду, що утворився.

9. До 240 мл воді додали наважку металевого натрію масою 8,4 г. Обчисліть: а) масову частку речовини в одержаному розчині; б) об'єм розчину хлоридної кислоти з масовою часткою речовини 12,0 % ($\rho = 1,1$ г/см³), який потрібно витратити для повної нейтралізації одержаного розчину.

10. Скільки літрів водню (при 12 °С та 102,6 кПа) утворилось при взаємодії

10 г магнію з хлоридною кислотою?

11. Визначити масу кальцію, яка прореагувала з водою, якщо об'єм водню, що виділився при 25 °С і 99,3 кПа, дорівнює 480 мл.

12. Визначити масу літію, яку необхідно використати для приготування 250 г розчину літію гідроксиду з масовою часткою лугу 12,5 %.

13. Визначити, з якими з перелічених речовин буде взаємодіяти КОН: BeO, CaO, La(OH)₃, Li₂O, Cl₂O, NO₂, Mn₂O₇, BaO, Fe(OH)₂, HNO₃. Наведіть відповідні рівняння реакцій, назвіть продукти реакцій.

III. Питання для самоконтролю

1. Надати характеристику електронній будові зовнішнього енергетичного рівня елементів I A та II A групи.

2. Як змінюється хімічна активність у ряду літій-цезій? Чому? Якими хімічними реакціями це можна довести? В яких випадках літій має аномальну хімічну активність? Чому?

3. Порівняти хімічні властивості елементів підгрупи I A та II A. Вказати схожість та відмінність між елементами цих груп.

4. Яку будову мають пероксид натрію та надпероксид калію? Які ступені окислення має в цих сполуках Оксиген? Написати та розглянути рівняння реакцій цих сполук з карбон (IV) оксидом.

5. Як лужні метали реагують з водою та неметалами (воднем, азотом, вуглецем)? Як продукти реакцій з неметалами реагують з водою?

6. Як і чому змінюється активність елементів у ряду Берилій – Барій? Якими реакціями це можна показати? Як лужні метали реагують з водою та неметалами (воднем, азотом, вуглецем)? Як продукти реакцій з неметалами реагують з водою?

7. Як реагують s-елементи II A групи з водою, воднем, азотом, вуглецем? Наведіть продукти, що при цьому утворюються. Як ці сполуки реагують з водою?

8. Як змінюються основні властивості оксидів та гідроксидів елементів II A групи зі збільшенням порядкового номера елементу? Напишіть рівняння реакцій, що характеризують амфотерні властивості берилій оксиду та гідроксиду.

9. Чому властивості Берилію та Магнію відрізняються від властивостей Кальцію, Барію, Стронцію?

10. Пояснити, чому середовище розчину середніх солей Na_2CO_3 і K_2CO_3 лужне, а кислих солей NaHCO_3 і KHCO_3 – нейтральне.

11. Застосування якого з препаратів – NaHCO_3 або MgO – супроводжується меншими побічними ефектами при пониженні підвищеної кислотності шлунку?

12. Іони Барію токсичні для організму. Тоді чому при рентгенівському дослідженні шлункового тракту без побоювань внутрішньо застосовують контрастний засіб – барій сульфат?

13. У чому полягає біологічна роль s-елементів I A та II A груп?

14. Охарактеризувати основні шляхи застосування сполук s-елементів I A та II A груп у медичній практиці.

IV. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант № 0

Тестові завдання

1. Виберіть електронну формулу зовнішнього електронного шару атомів лужних металів:

а) ns^1 ; б) ns^2 ; в) ns^2np^1 ; г) ns^2np^2 .

2. Виберіть рядок хімічних елементів, що належать до лужноземельних металів:

а) Ca, Ba, Sr, Ra, Be, Mg; б) Ca, Sr, Ba; в) Ca, Ba, Be, Sr;
г) Ca, Be, Mg; д) Ca, Sr, Ba, Ra.

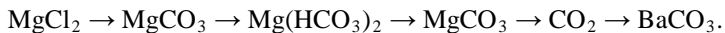
3. Препарат CaOCl_2 під назвою «хлорне вапно» використовують як:

а) в'язучий засіб; б) дезинфікуючий засіб; в) кровоспинний засіб;

г) жарознижувальний засіб; д) полівітамінний.

Розрахункові завдання

4. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Реакції, що відбуваються у водних розчинах, подати в іонно-молекулярній формі (повній та скороченій).

5. Визначте масу калію, яку необхідно використати для приготування 200г розчину калію гідроксиду з масовою часткою лугу 10 %.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 3

Загальна характеристика р-елементів. р-Елементи III А групи: Бор і Алюміній

Навчальна мета: узагальнити та систематизувати знання про р-елементи III А групи Бор та Алюміній, що належать до необхідних для нормальної життєдіяльності живих організмів хімічних елементів.

Знати: властивості сполук найпоширеніших представників III А групи, розглянути кислотно-основний характер оксиду та гідроксиду алюмінію.

Вміти: проводити дослідження та робити висновки на основі отриманих результатів.

I. Теоретичні питання, що підлягають розгляду

Загальна характеристика елементів III А групи. Електронна дефіцитність, її вплив на властивості елементів та їх сполук. Зміна стійкості сполук зі зміною ступеня окиснення +3 і +1 в групі.

Загальна характеристика Бору. Проста речовина та її хімічна активність. Бориди. Сполуки з Гідрогеном (борани), особливості стереохімії і природа зв'язку. Гідридоборати. Галогеніди Бору, гідроліз і комплексоутворення. Бор (III) оксид і боратні кислоти, рівновага у водному розчині. Борати як похідні різних простих і полімерних кислот Бору. Тетраборат натрію. Естери боратної кислоти. Борорганічні сполуки. Біологічна роль Бору. Антисептичні властивості боратної кислоти та її солей.

Алюміній. Загальна характеристика. Проста речовина та її хімічна активність. Амфотерність алюмінію, його оксиду та гідроксиду.

Алюмінати. Йон алюмінію як комплексоутворювач. Безводні солі Алюмінію і кристалогідрати. Особливості будови. Галогеніди. Гідрид алюмінію. Фізико-хімічні основи застосування Алюмінію та його сполук у медицині, фармації та косметології.

II. Практична частина

2.1. Алгоритм лабораторної роботи

Експериментальне дослідження властивостей сполук р-елементів III А групи

Матеріальне забезпечення: лабораторний штатив, штатив з пробірками, спиртівка, піпетки, фарфорова чашка, універсальний індикаторний папір, скляна паличка, вода дистильована, гранули алюмінію, спиртовий розчин фенолфталеїну, кристали ортоборної кислоти, етиловий спирт (96 %-ий), розчини: натрію гідроксиду (0,5 н та 2 н), хлоридної кислоти (0,5 н), сульфатної кислоти (0,5 н), нітратної кислоти (0,5 н), амонію хлориду (1 н), амоніаку (5 %), алюмінію сульфату (0,5 н), натрію карбонату (0,5 н), барію хлориду (0,5 н), насичений $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, алізарину.

Дослід 1. Взаємодія алюмінію з розведеними кислотами

У три пробірки налити по 0,5 мл 0,5 н розчинів кислот: у першу – хлоридної, у другу – сульфатної, у третю – нітратної (у *витяжній тязі*). У кожну пробірку внести по гранулі алюмінію. Відмітити, у якій з пробірок відбувається реакція за умов кімнатної температури. За необхідності нагріти пробірки на водяній бані. Спостерігати виділення газу. Що це за газ?

Записати спостереження, зробити висновки щодо здатності алюмінію взаємодіяти з розбавленими розчинами кислот. Написати рівняння реакцій.

Дослід 2. Взаємодія алюмінію з лугами

До 0,5 мл 1 н розчину натрію гідроксиду внести гранулу алюмінію. За необхідності нагріти пробірку на водяній бані. Спостерігати перебіг реакції з виділенням газу. Що це за газ?

Записати спостереження, зробити висновки щодо здатності алюмінію взаємодіяти з розчинами лугів. Написати рівняння реакції з утворенням натрію гексагідроксоалюмінату і водню.

За результатами перших двох дослідів зробити висновок про здатність алюмінію реагувати, як з кислотами, так і з лугами (тобто про його амфотерність).

Дослід 3. Взаємодія алюмінію з водою

Пробірку з 2 мл води, нагріти її в полум'ї спиртівки і опустити у гарячу воду гранулу алюмінію, що залишилася після попереднього дослідів (та, що була у розчині лугу). Спостерігати виділення бульбашок газу. Що це за газ?

Записати спостереження, зробити висновки щодо активності алюмінію. Написати рівняння реакції.

Дослід 4. Добування та вивчення властивостей алюміній гідроксиду

а) добування алюміній гідроксиду:

У пробірку налейте 1 мл 0,5 н розчину алюміній хлориду і краплинами додавайте 5 % розчин амоніаку до утворення драглистого осаду білого кольору.

б) вивчення властивостей алюміній гідроксиду:

Свіжодобутий осад алюміній гідроксиду розділити на дві пробірки. У першу пробірку додавати краплями 0,5 н розчин хлоридної кислоти, до другої додати надлишок 2 н розчину натрію гідроксиду, домагаючись утворення в обох випадках прозорого розчину.

Розчинення осаду алюмінію гідроксиду в першій пробірці відбувається за рахунок зв'язування гідроксид-йонів йонами H_3O^+ і утворення аквакатіона алюмінію $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, у другій пробірці – за рахунок утворення тетрагідроксоалюмінат-йону.

Записати спостереження, зробити висновки щодо амфотерних властивостей сполук алюмінію. Написати рівняння реакції.

Дослід 5. Гідроліз солей алюмінію

а) гідроліз алюміній сульфату:

На смужку універсального індикаторного паперу нанести 1–2 краплі 0,5 н розчину алюмінію сульфату. По еталонній шкалі визначити рН середовища.

Записати спостереження, зробити висновок щодо гідролізу алюміній сульфату. Написати іонне та молекулярне рівняння реакції гідролізу, враховуючи, що гідроліз перебігає тільки за першим ступенем.

б) спільний гідроліз алюміній сульфату і натрій карбонату

До пробірки внести 0,5 мл 0,5 н розчину алюмінію сульфату та стільки ж свіжоприготованого 0,5 н розчину натрію карбонату. Спостерігати випадання драглистого осаду алюмінію гідроксиду і спінювання суміші внаслідок виділення газоподібного карбон (IV) оксиду.

Записати спостереження, зробити висновок щодо перебігу реакції гідролізу солі, утвореної катіоном слабкої основи та аніоном слабкої кислоти. Написати іонне та молекулярне рівняння реакції гідролізу.

Дослід 6. Якісна реакція на катіон Al^{3+}

До 0,5 мл розчину алюмінію хлориду додати 0,5 мл 5 % розчину амонію гідроксиду. Спостерігати утворення осаду. Написати рівняння реакції.

До утвореного осаду алюмінію гідроксиду додати кілька крапель алізарину і нагріти суміш до кипіння. Спостерігати появу червоного забарвлення.

Записати спостереження, зробити висновок щодо аналітичних властивостей катіону алюмінію.

Дослід 7. Реакція якісного виявлення ортоборної кислоти

До фарфорового тигелю внести декілька кристалів ортоборної кислоти, 0,5 мл сульфатної кислоти (насич.) та 0,5 мл етилового спирту. Перемішати суміш скляною паличкою та підпалити борноетиловий естер, який утворився. Спостерігати забарвлення полум'я.

Записати спостереження, написати рівняння реакції одержання борноетилового естеру, зробити висновок щодо аналітичних властивостей ортоборної кислоти.

Дослід 8. Одержання метаборатів барію

До 0,5 мл насиченого розчину $Na_2B_4O_7$ додати декілька крапель 0,5 н розчину $BaCl_2$. Описати спостереження. Написати рівняння реакцій.

Підбити підсумки проведених експериментів і зроблених спостережень

2.2. Розв'язання розрахункових завдань

2.2.1. Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. До водного розчину, що містить 32 г алюмінію хлориду, додали розчин, в якому міститься 33 г калію сульфідіду. Який склад осаду, що утворюється? Розрахувати його масу.

Розв'язання

Дано:

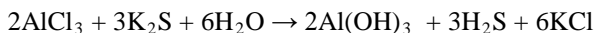
$$m(\text{AlCl}_3) = 32 \text{ г}$$

$$m(\text{K}_2\text{S}) = 33 \text{ г}$$

$$m(\text{осаду X}) = ?$$

У результаті змішування розчинів AlCl_3 та K_2S не утворюється Al_2S_3 , тому що ця сіль піддається у воді повному гідролізу.

Відбувається реакція:



Утворюється осад алюміній гідроксиду.

1. ν (реагента, що є в недостатці) – ?

$$\nu(\text{AlCl}_3) = \frac{m}{M} = \frac{32\text{г}}{133,5\text{г/моль}} = 0,24\text{моль}; \quad \nu(\text{K}_2\text{S}) = \frac{m}{M} = \frac{33\text{г}}{110\text{г/моль}} = 0,3\text{моль}$$

З рівняння реакції:

$$\frac{\nu(\text{AlCl}_3)}{\nu(\text{K}_2\text{S})} = \frac{2}{3} \Rightarrow \nu(\text{AlCl}_3) = \frac{2 \cdot \nu(\text{K}_2\text{S})}{3} = \frac{2 \cdot 0,3}{3} = 0,2\text{моль}$$

2. $\nu(\text{Al}(\text{OH})_3) - ?$

$$\frac{\nu(\text{Al}(\text{OH})_3)}{\nu(\text{K}_2\text{S})} = \frac{2}{3} \Rightarrow \nu(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{2 \cdot \nu(\text{K}_2\text{S})}{3} = \frac{2 \cdot 0,3}{3} = 0,2 \text{ моль}$$

3. m (осаду $\text{Al}(\text{OH})_3$) – ?

$$m(\text{Al}(\text{OH})_3) = \nu(\text{Al}(\text{OH})_3) \cdot M(\text{Al}(\text{OH})_3) = 0,2 \text{ моль} \cdot 78 \text{ г/моль} = 15,6 \text{ г.}$$

Відповідь: маса осаду $\text{Al}(\text{OH})_3 = 15,6 \text{ г.}$

Приклад 2. Сполука Бору з Флуором містить 84 % Флуору. Густина за повітрям дорівнює 2,34. Визначити молекулярну формулу сполуки.

Розв'язання

Дано:

B_xF_y

$\omega(\text{F}) = 29,2\%$

$D_{\text{пов}}(\text{B}_x\text{F}_y) = 2,34$

$\text{B}_x\text{F}_y - ?$

Позначимо склад сполуки формулою B_xF_y .

1. $M(\text{B}_x\text{F}_y) - ?$

$$M(\text{B}_x\text{F}_y) = D_{\text{пов}}(\text{B}_x\text{F}_y) \cdot M(\text{пов}) = 2,34 \cdot 29 = 67,9 \text{ г/моль}$$

2. $x : y - ?$

$x : y =$

$$\frac{\omega(\text{B})}{A(\text{B})} : \frac{\omega(\text{F})}{A(\text{F})} = \frac{0,16}{10} : \frac{0,84}{19} = 0,016 : 0,045 = \frac{0,016}{0,016} : \frac{0,045}{0,016} = 1 : 2,85 \approx 1 : 3$$

тобто елементарна формула сполуки – BF_3

3. Молекулярна формула – ?

$M(\text{BF}_3) = 10 + 19 \cdot 3 = 67$ г/моль, що збігається з величиною, визначеною експериментально. Тому формула BF_3 і є молекулярною формулою цієї сполуки.

Відповідь: молекулярна формула сполуки – BF_3 .

Приклад 3. До розчину алюміній сульфату об'ємом 0,5 л з концентрацією солі 1,2 моль/л додали 2 л розчину калій гідроксиду з концентрацією 2 моль/л. Визначте масу одержаного осаду.

Розв'язання

Дано:

$$V(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,5 \text{ л}$$

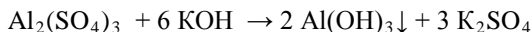
$$C(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1,2 \text{ моль/л}$$

$$V(\text{KOH}) = 0,5 \text{ л}$$

$$C(\text{KOH}) = 1,2 \text{ моль/л}$$

$$m(\text{осаду X}) = ?$$

Рівняння, за якими взаємодіють компоненти розчинів:



Осад гідроксиду алюмінію є амфотерною сполукою, тому розчиняється у надлишку KOH з утворенням розчинного калій тетрагідроксоалюмінату.



1. ν (реагентів) – ?:

$$\nu(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = V(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot C(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,5 \cdot 1,2 = 0,6 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{KOH}) = V(\text{KOH}) \cdot C(\text{KOH}) = 2 \cdot 2 = 4 \text{ моль.}$$

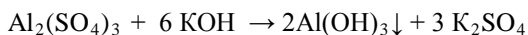
2. Який з компонентів суміші у недостатчі – ?

Так, для $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ стехіометричний коефіцієнт дорівнює 1, тому маємо: $0,6/1=0,6$. Для КОН отримаємо: $4/6=0,67$, що більше, ніж 0,6. Отже, КОН у незначному надлишку.

3. $\nu(\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow)$ – ?

Розрахунок продуктів першої реакції проводимо за $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:

0,6 моль 3,6 моль 1,2 моль



Надлишок КОН розраховуємо за різницею: $\nu(\text{KOH})_{\text{надл}} = 4 - 3,6 = 0,4$ моль.

4. $\nu(\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4])$ – ?

Ця кількість луку прореагує зі стехіометричною кількістю $\text{Al}(\text{OH})_3$:

0,4 моль 0,4 моль



Кількість осаду, що залишається, становить:

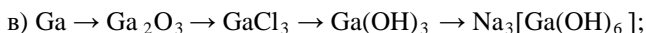
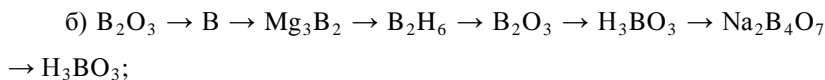
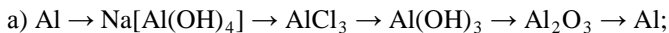
$\nu(\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow) = 1,2 - 0,4 = 0,8$ моль.

$m(\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow) = 0,8 \cdot M(\text{Al}(\text{OH})_3) = 0,8 \cdot 78 = 62,4$ г.

Відповідь: $m(\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow) = 62,4$ г.

2.2.2. Завдання для самостійного розв'язання

1. Навести рівняння реакцій, що лежать в основі таких послідовних перетворень:

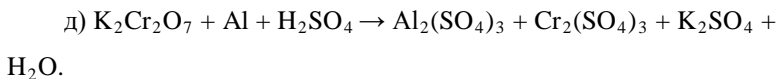
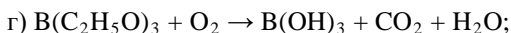
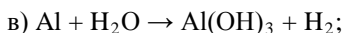
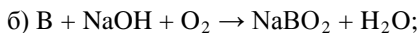
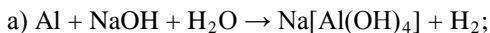


Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

г) $\text{Al}_4\text{C}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{NaAlO}_2$.

Реакції, які відбуваються у водних розчинах, навести у молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченій).

2. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.



3. При обробці натрій гідроксидом деякої кількості сплаву алюмінію з кальцієм виділилось 11,2 л водню за н.у. При взаємодії такої ж кількості сплаву з водень хлоридом виділилось 14 л водню. Визначити склад сплаву у відсотках.

4. Яка була маса $\text{Al}(\text{OH})_3$, якщо на його розчинення витратили 0,2 л розчину нітратної кислоти ($\omega = 30\%$, $\rho = 1180 \text{ кг/м}^3$)? Який об'єм 2,5 н розчину КОН необхідно витратити для розчинення цієї кількості $\text{Al}(\text{OH})_3$?

5. На наважку суміші ошурок алюмінію з міддю масою 12,5 г подіяли концентрованою нітратною кислотою. Виділився газ об'ємом 6,0 л. Знайдіть масові частки металів у суміші.

6. До 240 г розчину, з масовою часткою алюмінію нітрату 16,2 %, долили розчин, що містить калію гідроксид масою 42,5 г. Визначити склад і масу осаду.

7. Зразок солі, що з хлоридів вміщує виключно алюміній хлорид, масою 12 г обробили сульфатною кислотою. Гідроген хлорид, що виділювався, розчинили у воді і отримали 75 г 11,3 %-вого розчину. Визначити масову частку AlCl_3 у зразку.

IV. Питання для самоконтролю

1. Охарактеризувати будову атомів елементів III А групи. Написати електронні та електронно-графічні формули Бору та Алюмінію, які вони мають в основному та збудженому станах?

2. Які ступені окиснення характерні для сполук елементів III А групи? Як і чому змінюється стійкість сполук з вищим ступенем окиснення при переході від Бору до Талію?

3. Як можна пояснити різницю фізичних та хімічних властивостей бору та алюмінію? Порівняти властивості простих речовин. Проілюструвати їх відповідними рівняннями реакції.

4. Чому алюміній, як активний метал, не реагує з водою за нормальних умов? Чи можливо зберігати кислі продукти в алюмінієвому посуді? Пояснити.

5. Охарактеризувати кислотні властивості мета-, орто- та тетраборатної кислот на основі констант їх дисоціації.

6. Проаналізувати властивості оксидів та гідроксидів бору. Чим зумовлена здатність бору утворювати численні оксигеновмісні аніони?

7. Охарактеризувати кислотно-основні властивості оксидів, гідроксидів алюмінію, галію, індію та талію.

8. Як практично переконатися в амфотерності гідроксиду алюмінію? Чи властива амфотерність сполукам талію? Написати рівняння відповідних реакцій.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 4

p-Елементи IVA групи: Карбон і Силіцій та підгрупа Германію

Навчальна мета: закріпити знання про органогени – елементи IV А групи, що є складовими організму людини. Вивчити хімічні властивості сполук Карбону, Силіцію та ін., що входять до складу цілого ряду медичних препаратів.

Знати: будову, кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук елементів IV А групи, тому що знання хімічних властивостей цих елементів мають велике значення для вивчення інших дисциплін та практичної діяльності провізора.

Вміти: проводити хіміко-токсикологічні дослідження з метою діагностики у біологічних рідинах сполук підгрупи Германію.

I. Теоретичні питання, що підлягають розгляду

Загальна характеристика елементів IV А групи. Алотропія Карбону. Типи гібридизації атома Карбону і будова молекул, що містять Карбон. Біологічна роль Карбону і хімічні основи застосування його неорганічних сполук. Фізичні та хімічні властивості простих речовин. Активоване вугілля як адсорбент.

Карбон з від'ємним значенням ступеня окиснення. Карбідні активних та перехідних металів, їх властивості та застосування. Сполуки Карбону (II). Оксид Карбону (II), його кислотно-основні та окисно-відновні характеристики. Оксид Карбону (II) як ліганд, хімічні основи його токсичності. Сполуки Карбону (IV). Оксид Карбону (IV), хімія і природа зв'язку, рівновага у водному розчині. Карбонатна

кислота, карбонати і гідрогенкарбонати. Сполуки Карбону з галогенами і Сульфуром. Хлорид карбону (IV), карбоксидхлорид (фосген). Фізичні та хімічні властивості, застосування.

Силіцій. Загальна характеристика. Основна відмінність Силіцію від Карбону, відсутність π -зв'язків у сполуках. Біологічна роль. Силіциди. Сполуки з Гідрогеном (силани), їх окиснення і гідроліз. Оксигеновмісні сполуки Силіцію, оксид силіцію (IV). Силікагель, його використання. Силікатні кислоти. Силікати, їх розчинність і гідроліз. Застосування в медицині сполук Силіцію.

Елементи підгрупи Германію. Загальна характеристика. Стійкість сполук з Гідрогеном. Оксиди. Амфотерність оксидів. Оксигеновмісні сполуки, кислоти та солі. Германати, станати, станіти. Хімічні основи використання сполук Стануму та Плюмбуму в аналізі фармацевтичних препаратів.

II. Практична частина

2.1. Алгоритм лабораторної роботи

Експериментальне дослідження властивостей сполук р-елементів IV А групи

Матеріальне забезпечення: лабораторний штатив, апарат Кіппа, штатив з пробірками, спиртівка, піпетки, фарфорова ступка з пестиком, конічні колби об'ємом 250 мл, універсальний індикаторний папір, скляні палички, мармур, вода дистильована, активоване вугілля, подрібнене скло, гранули цинку, спиртовий розчин фенолфталеїну, кристали кальцій хлориду, купрум (II) сульфату і нікель (II) сульфату, етиловий спирт (96 %-ий), вапняна вода, розчини: метиленою сині, лакмусу, натрію гідроксиду (0,5 н, 2 н, 30 %), хлоридної кислоти (0,5 н,

2 н, густиною 1,2 г/мл), нітратної кислоти (30 %), амонію хлориду (1 н і насич.), натрію карбонату (0,5 н), натрій гідроген карбонату (0,5 н), натрію силікату (0,5 н і насич.), кальцій хлориду (0,5 н), купрум (II) сульфату (0,5 н), хром (III) сульфату (0,5 н), стануму (II) хлориду (0,5 н і насич.), плюмбуму (II) нітрату (0,5 н), феруму (III) хлориду (0,5 н), калію гексацианоферрату (III) (1 %).

Дослід 1. Одержання і властивості карбон (IV) оксиду

а) одержання CO_2 в апараті Кіппа

На дні середнього резервуара апарату Кіппа (рис. 3) є решітка, на якій розташовують шматочки мармуру. Через лійку у верхньому резервуарі заповнюють апарат хлоридною кислотою густиною 1,19 г/мл. Коли кран на газовідводній трубці закритий, кислота перебуває тільки у верхньому й нижньому резервуарах.

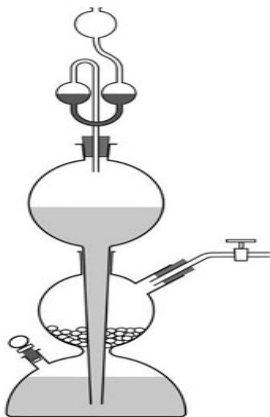


Рис. 3. Апарат Кіппа для отримання газів, зокрема CO_2 , у лабораторних умовах.

Як тільки відкрити кран, кислота потече з верхнього резервуару до нижнього й підійматиметься догори до рівня решітки середнього, на якій розташовані шматочки мармуру. У результаті почнеться реакція із мармуром, виділятиметься вуглекислий газ. Коли експеримент закінчений, кран слід закрити, і вуглекислий газ пересте виходити з апарату Кіппа. Тиск газу витісняє кислоту до верхнього резервуару доти, поки контакт кислоти й мармуру не припиниться. Виділення вуглекислого газу зупиниться.

Скласти рівняння реакції $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$

б) реакція водного розчину CO_2

Кінець газовідводної трубки опустити у пробірку з нейтральним розчином лакмусу, відкрити кран і пропустити CO_2 , що виділяється, через цей розчин. Відзначити зміну забарвлення лакмусу, визначити реакцію середовища.

Записати спостереження, зробити висновки щодо кислотних властивостей розчину карбон (IV) оксиду.

в) здатність підтримувати горіння

Наповнити карбон (IV) оксидом конічну колбу об'ємом 250 мл і перевірити повноту наповнення лучиною, що горить. У іншу конічну колбу помістити маленький шматочок вати, змоченої етиловим спиртом. Підпалити вату лучиною, що горить. Перелити CO_2 з першого стакану в стакан з ватою, що горить. Що відбувається?

Записати спостереження, зробити висновки щодо здатності CO_2 підтримувати горіння, враховуючи, що карбон (IV) оксид важчий за повітря і при вмісті його в повітрі близько 10 % виникає зупинка дихання. Написати рівняння реакції.

г) горіння магнію в атмосфері CO_2

Наповнити CO_2 колбу і внести до неї підпалену магнієву стрічку. Спостерігати за горінням магнію в атмосфері CO_2 .

Записати спостереження, зробити висновки щодо окиснювальних властивостей карбон (IV) оксиду. Написати рівняння реакції, в якій CO_2 відновлюється до вуглецю.

Дослід 2. Адсорбційні властивості активованого вугілля

До 0,5 мл розбавленого розчину метиленового синього додати 0,3–0,5 г активованого вугілля. Вміст пробірки перемішувати скляною

паличкою протягом кількох хвилин. Дати розчину відстоятися. Відмітити зміну його забарвлення.

Записати спостереження, зробити висновки щодо адсорбційних властивостей активованого вугілля.

Дослід 3. Утворення солей карбонатної кислоти та їх властивості

Карбонатна кислота H_2CO_3 – слабка двоосновна кислота. Написати рівняння її дисоціації за двома ступенями.

а) одержання кальцію карбонату

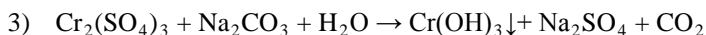
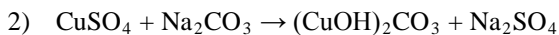
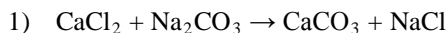
У пробірку з вапняною водою (розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$) пропустити карбон (IV) оксид із апарату Кіппа до утворення осаду кальцій карбонату. Після утворення осаду CaCO_3 продовжувати пропускати газоподібний CO_2 до розчинення осаду і утворення розчинного кальцій гідрогенкарбонату $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$:

Записати спостереження, зробити висновки щодо розчинності кальцієвих солей карбонатної кислоти. Написати рівняння реакцій утворення осаду CaCO_3 та його розчинення.

б) структура осадів солей карбонатної кислоти

У три пробірки налити по 0,5 мл 0,5 н розчинів кальцій хлориду, купрум (II) сульфату та хром (III) сульфату. До кожної з пробірок додати по краплях 0,5 н розчин натрій карбонату до утворення осадів. Відзначити колір осадів.

Написати рівняння реакцій в молекулярній і іонно-молекулярній формах згідно з такими схемами:



Пояснити, чому в другому і третьому випадках не утворюються середні карбонати?

в) гідроліз карбонатів і гідрокарбонатів лужних металів

Кілька крапель 0,5 н розчину натрій карбонату нанести на смужку універсального індикаторного паперу. Теж саме зробити з 0,5 н розчином натрій гідрогенкарбонату. Визначити рН розчинів.

Написати рівняння реакцій гідролізу цих солей в іонній та іонно-молекулярній формах.

Яка сіль більшою мірою піддається гідролізу: Na_2CO_3 або NaHCO_3 . Зіставити з даними рН розчинів і дати пояснення.

Дослід 4. Одержання силікатної кислоти

а) одержання гелю силікатної кислоти

До 0,5 мл насиченого розчину натрію силікату додати стільки ж 2 н розчину хлоридної кислоти. Перемішати вміст пробірки скляною паличкою. Відмітити утворення драглистого осаду (гелю) силікатної кислоти. Написати рівняння реакції.

б) одержання золю силікатної кислоти та перетворення його на гель

До 0,5 мл хлоридної кислоти густиною 1,2 г/мл додати стільки ж насиченого розчину натрію силікату. Утворений безбарвний розчин являє собою золь кремнієвої кислоти (колоїдний розчин). Обережно нагріти золь на полум'ї спиртівки. Спостерігти утворення гелю. Указати значення нагрівання в процесі перетворення золю на гель.

Дослід 5. Властивості солей силікатної кислоти

а) гідроліз амоній силікату

До 0,5 мл 0,5 н натрій силікату додати стільки ж насиченого розчину амоній хлориду, суміш ретельно перемішати.

Записати спостереження. Яка речовина випадає в осад? Написати рівняння реакції гідролізу солі в іонній та іонно-молекулярній формах.

б) витіснення силікатної кислоти H_2SiO_3 з її солей

У пробірку налити 0,5 мл 10 % розчину натрій силікату і пропустити через розчин газоподібний карбон (IV) оксид.

Записати спостереження. Яка речовина випадає в осад? Написати рівняння реакції утворення силікатної кислоти в молекулярній та іонно-молекулярній формах. Зробити висновок, яка з кислот – силікатна або карбонатна – є слабкішим електролітом.

в) отримання малорозчинних солей силікатної кислоти H_2SiO_3 (демонстраційний дослід!)

У три демонстраційні пробірки налити по 10 мл насиченого розчину натрій силікату і опустити в кожную з них по 2–3 кристали таких солей: кальцій хлориду, купрум (II) сульфату і нікель (II) сульфату. Через деякий час відзначити появу довгих ниток відповідних солей силікатної кислоти.

Записати спостереження. Написати рівняння одержання таких солей у молекулярній і іонно-молекулярній формах.

Дослід 6. Взаємодія подрібненого скла з водою (вилуження скла)

У фарфоровій ступці розтерти 1–2 г подрібненого тонкостінного скла. Невеличку кількість цієї дисперсії внести до пробірки. У пробірку додати 0,5 мл води і 1–2 краплі розчину фенолфталеїну. Відмітити забарвлення розчину.

Записати спостереження. Зробити припущення, що гідролізується натрію силікат. Написати рівняння реакції гідролізу солі в молекулярній та іонно-молекулярній формах.

Дослід 7. Амфотерні властивості стануму (II) та плюмбуму (II) гідроксидів

а) добування стануму (II) та плюмбуму (II) гідроксидів

У першу пробірку внести 1 мл 0,5 н розчину стануму (II) хлориду, у другу пробірку – 0,5 мл 0,5 н розчину плюмбуму (II) нітрату. До обох пробірок додавати краплями 2 н розчин натрію гідроксиду до утворення білого осаду, у першій пробірці драглистого, у другій – дрібнокристалічного.

б) вивчення властивостей стануму (II) гідроксиду

Свіжодобутий осад стануму (II) гідроксиду розділити на дві пробірки. У першу додавати краплями 30 % розчин нітратної кислоти (достатньо насичений щоб запобігти гідролізу), до другої додавати краплями 30 % розчин натрію гідроксиду, домагаючись утворення в обох випадках прозорого розчину.

б) вивчення властивостей плюмбуму (II) гідроксиду

Свіжодобутий осад плюмбуму (II) гідроксиду розділити на дві пробірки. У першу пробірку додавати краплями 30 % розчин нітратної кислоти, до другої додавати краплями 30 % розчин натрію гідроксиду, також домагаючись утворення в обох випадках прозорого розчину.

Записати спостереження, зробити висновки щодо кислотно-основних властивостей стануму (II) та плюмбуму (II) гідроксидів. Написати рівняння реакції у молекулярній та іонній формах, враховуючи, що в розчині кислоти зазначені катіони існують у вигляді

аква-, а у розчині лугу – у вигляді гідросокомплексу з координаційним числом 4.

Указати, у якого із гідроксидів $\text{Sn}(\text{OH})_2$ чи $\text{Pb}(\text{OH})_2$ більш виражені амфотерні властивості. Відповідь мотивувати.

Дослід 8. Окисно-відновні властивості сполук стануму (II)

а) стануму (II) хлорид як окисник (демонстраційний дослід!)

У хімічний стакан ємністю 50 мл додати насиченого розчину стануму (II) хлориду так, щоб можна було повністю занурити пластинку металічного цинку, яку слід підвесити на скляній паличці. Що спостерігається через п'ять хвилин на поверхні пластини?

Записати спостереження, зробити висновки щодо окиснювальних властивостей сполук стануму (II). Написати рівняння реакції.

б) стануму (II) хлорид як відновник

До 1 мл 0,5 н розчину феруму (III) хлориду додати 4–5 крапель 1 % розчину калію гексацианоферрату (III). Вміст пробірки розділити на дві пробірки. Одну пробірку залишити для контролю, а до другої додати 0,5 мл 0,5 н розчину стануму (II) хлориду. Відмітити характерну зміну забарвлення, що викликано утворенням осаду турнбуленової сині.

Записати спостереження, зробити висновки щодо відновних властивостей сполук стануму (II). Написати рівняння реакцій відновлення феруму (III) до феруму (II) і наступного утворення $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Підбити підсумки проведених експериментів і зроблених спостережень

2.2. Розв'язання розрахункових завдань

2.2.1. Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. У великому об'ємі води розчинили 500 молекул гідроген карбонату. Скільки аніонів утворюється у розчині кислоти, якщо вона дисоціює за таких умов за першим ступенем на 20 %, а за другим – на 1 %?

Розв'язання

Дано:

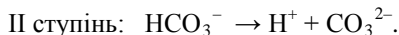
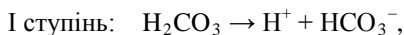
$$N(\text{H}_2\text{CO}_3) = 500$$

$$\alpha_{\text{дис1}} = 20\%$$

$$\alpha_{\text{дис2}} = 1\%$$

$$N(\text{аніонів}) - ?$$

У водному розчині слабка H_2CO_3 дисоціює ступінчасто:



1. $N(\text{HCO}_3^-) - ?$

$$\alpha_{\text{дис1}} = (N(\text{HCO}_3^-) / N(\text{H}_2\text{CO}_3)) \cdot 100 \%. \text{ Звідси}$$

$$N(\text{HCO}_3^-) = \alpha_{\text{дис1}} \cdot N(\text{H}_2\text{CO}_3) / 100 \% = 20 \% \cdot 500 / 100 \% = 100$$

2. $N(\text{CO}_3^{2-}) - ?$

За другим ступенем продисоціювало лише 1% від утворених іонів HCO_3^- :

$$\alpha_{\text{дис2}} = (N(\text{CO}_3^{2-}) / N(\text{HCO}_3^-)) \cdot 100 \%. \text{ Звідси}$$

$$N(\text{CO}_3^{2-}) = \alpha_{\text{дис2}} \cdot N(\text{HCO}_3^-) / 100 \% = 1 \% \cdot 100 / 100 \% = 1$$

Отже, в розчині маємо:

$$N(\text{HCO}_3^-) = 100 - 1 = 99$$

$$N(\text{CO}_3^{2-}) = 1$$

Сумарне число аніонів становить $N(\text{аніонів}) = 99 + 1 = 100$.

Відповідь: $N(\text{аніонів}) = 100$.

Приклад 2. Визначити рН 0,17 н розчину CH_3COOH , константа дисоціації якої дорівнює $1,75 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язання

Дано:

$$C_N(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,17 \text{ моль/л}$$

$$K_{\text{дис}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

рН – ?

1. α – ?

Для слабких електролітів

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{C}}; \alpha = \sqrt{\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{0,17}} = \sqrt{10^{-4}} = 10^{-2}$$

2. рН – ?

Визначаємо концентрацію катіонів гідрогену:

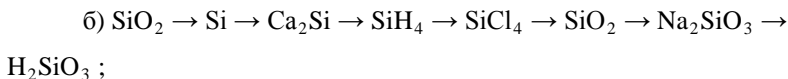
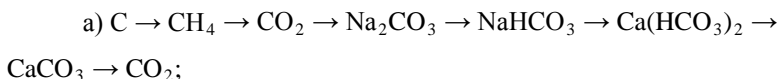
$$[\text{H}^+] = Cn\alpha = 0,17 \cdot 1 \cdot 10^{-2} = 0,17 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

$$\text{рН} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,17 \cdot 10^{-2} = 2,77.$$

Відповідь: рН розчину дорівнює 2,77.

2.2.2. Завдання для самостійного розв'язання

1. Навести рівняння реакцій, що лежать в основі таких послідовних перетворень:



в) $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SnO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2$;

г) $\text{PbO}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 \rightarrow \text{Pb} \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2$.

Реакції, які відбуваються у водних розчинах, навести у молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченій).

2. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронного або електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.

а) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{HCN} + \text{H}_2\text{O}$;

б) $\text{TiO}_2 + \text{C} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{TiCl}_4 + \text{CO}$;

в) $\text{KMnO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2$;

г) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{P} + \text{CO}$;

д) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Реакції, що відбуваються у водних розчинах, подати в іонно-молекулярній формі (повній та скороченій).

3. При хлоруванні метану CH_4 утворилося 250 мл пари хлороформу CHCl_3 . Знайти об'єм хлору (н.у.), необхідний для реакції, якщо вихід складає 90 %.

4. Обчислити об'єм 36 % розчину гідрогенфторидної кислоти (густина 1,12 г/мл), яка необхідна для розчинення 18,6 г силіцій (IV) оксиду.

5. Обчислити, яка кількість CH_4 виділиться в результаті гідролізу 16 г Al_4C_3 , що містить 10 % домішок, які не взаємодіють з водою.

6. Обчислити об'єм водню (н.у.), що виділився в результаті обробки розчином натрію гідроксиду суміші, добутої сплавленням 8,2 г магнію з 32,6 г силіцій (IV) оксиду.

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

7. На нейтралізацію 20 мл розчину суміші натрій карбонату та натрій гідрокарбонату використано 5 мл 1 н розчину натрій гідроксиду. Після випаровування утвореного розчину і висушування надлишку на повітрі до сталої маси одержано 2,86 г кристалогідрату $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Який склад суміші у відсотках?

8. Наважка вапняку масою 96 г з масовою часткою CaCO_3 92 % підлягла термічному розкладу. Обчислити масу солі, яка утворилась, при пропускання карбон (IV) оксиду, який одержали при розкладі вапняку, через розчин, що містить 7,2 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

9. Визначити рН 1 М розчину оксалатної кислоти $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($K_d = 5,6 \cdot 10^{-2}$).

10. Наважку кальцію карбонату масою 75,2 г обробили надлишком розчину хлоридної кислоти. Газ, який утворився, поглинули 34 %-ним розчином натрію гідроксиду ($\rho = 1,37 \text{ г/см}^3$) з утворенням натрію карбонату. Обчислити об'єм розчину, який витратили на поглинання газу.

11. При термообробці суміші кальцію оксиду масою 29,6 г з коксом (С) масою 40,5 г отримали кальцію карбід. Обчислити об'єм газу, що утвориться (за н.у.) при гідролізі CaC_2 .

12. Обчислити масу солі, яка утворилась при пропусканні карбон (IV) оксиду в масою 1,96 г крізь 45 мл розчину лугу з масовою часткою гідроксиду натрію 20 % і густиною 1,22 г/мл?

III. Питання для самоконтролю

1. Розглянути будову атомів та можливі валентні стани елементів IV А групи. Які ступені окиснення проявляють елементи в сполуках?

2. Охарактеризувати зміни радіуса атомів, енергії йонізації, електронегативності в ряду С – Pb. Проілюструвати на прикладі

оксидів елементів IVA групи перехід від неметалічних до металічних властивостей.

3. Як і чому в цьому ряду змінюється стійкість сполук з вищим ступенем окиснення?

4. Які прості речовини утворюють елементи IV А групи? Розгляньте їхні алотропні модифікації. Чим пояснюється властивість атомів Карбону сполучатися у довгі ланцюги?

5. Охарактеризувати хімічні властивості простих сполук елементів IV А групи. Як їх отримують у промисловості?

IV. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант № 0

1. Виберіть формулу речовини, водний розчин якої називають вапняною водою:

- а) $\text{Be}(\text{OH})_2$; б) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; г) $\text{Sr}(\text{OH})_2$;
д) CaCO_3 .

2. Виберіть формулу сполуки, яка утворюється при взаємодії кальцію карбіді з водою:

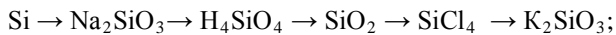
- а) C_2H_4 ; б) CH_4 ; в) C_2H_2 ; г) суміш C_2H_4 та C_2H_2 .

3. Виберіть твердження щодо забруднювача, який зв'язує гемоглобін сильніше за кисень:

- а) кислотний оксид; б) несолетворний оксид; в) основний оксид;
г) містить Карбон; д) виявляє властивості відновника і окисника.

4. Навести рівняння реакцій, що лежать в основі таких послідовних перетворень:

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія



Реакції, які відбуваються у водних розчинах, навести в молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченій).

5. При прожарюванні сухого вапняку масою 72,4 г втрата маси становила 32,6 г. Обчислити масову частку кальцію карбонату у вапняку.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 5

***p*-Елементи VA групи: Нітроген, Фосфор та їхні сполуки**

Навчальна мета: формування у студентів знань про фізико-хімічні закономірності процесів метаболізму за участі сполук біогенних *p*-елементів VA групи, що лежать в основі процесів життєдіяльності людини.

Знати: електронну структуру та електронегативність *p*-елементів VA групи, типові хімічні властивості *p*-елементів VA групи та їх сполук.

Вміти: володіти методикою проведення хімічних дослідів та якісного визначення форм *p*-елементів VA групи в біологічних рідинах.

I. Теоретичні питання, що підлягають розгляду

Загальна характеристика елементів VA групи. Нітроген, Фосфор, Арсен в організмі, їх біологічна роль, знаходження в природі та організмі.

Нітроген. Загальна характеристика. Сполуки з різними значеннями ступенів окиснення. Азот як проста речовина. Причини малої хімічної активності. Сполуки з від'ємним ступенем окиснення. Нітриди. Амоніак, кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, реакції заміщення. Похідні амоніаку. Йон амонію та його солі, кислотно-основні властивості, термічне розкладання. Кислотно-основна та окисно-відновна характеристики.

Сполуки Нітрогену з додатним ступенем окиснення. Оксиди Нітрогену. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Нітритна

кислота та нітрити, їх властивості. Нітратна кислота та нітрати, кислотно-основна та окисно-відновна характеристика. Механізм токсичної дії оксидів Нітрогену та нітратів.

Фосфор. Загальна характеристика. Сполуки Фосфору з позитивним значенням ступеня окиснення. Галогеніди, їх гідроліз. Оксиди, стереохімія і природа зв'язку, взаємодія з водою і спиртами. Ортофосфатна кислота та її йони; дигідрофосфати, гідрофосфати і фосфати, їх кислотно-основні властивості. Метафосфатна кислота, порівняння її з нітратною кислотою. Якісна реакція на фосфат-іон. Біологічна роль Фосфору та його сполук.

Елементи підгрупи Арсену. Загальна характеристика. Сполуки Арсену, Стибію та Бісмуту з Гідрогеном.

II. Практична частина

2.1. Алгоритм лабораторної роботи

Експериментальне дослідження властивостей сполук р-елементів IV А групи

Матеріальне забезпечення: лабораторний штатив, штатив з пробірками, спиртівка, піпетки, універсальний індикаторний папір, скляні палички, вода дистильована, кристали амонію хлориду та кальцій хлориду, розчини: лакмусу, натрію гідроксиду (0,5 н), хлоридної кислоти (0,5 н, густиною 1,2 г/мл), нітратної кислоти (30 %), сульфатної кислоти (2 н), амонію хлориду (1 н і насич.), кальцій хлориду (0,5 н), стануму (II) хлориду (0,5 н), 0,5М солі вісмуту (III), амоній молібдату (0,5 н), натрій дифосфату (0,5 н), натрій гідрофосфату (0,5 н), розчину калію йодиду (0,1 н), розчину калію

перманганату (0,1 н), розчину натрію нітриту (0,5 н), аргентум нітрату (0,1 н), амоніаку (25 %).

Дослід 1. Одержання і властивості амоніаку

У суху пробірку внести по мікрошпателью кристалів амонію хлориду та кальцію гідроксиду. Перемішати вміст пробірки скляною паличкою та обережно нагріти. Обережно понюхати газ, який утворюється при реакції.

До отвору пробірки піднести послідовно: вологу смужку червоного лакмусового паперу та скляну паличку, змочену концентрованою соляною кислотою. Відмітити, що відбувається в кожному випадку. Написати рівняння реакцій одержання амоніаку та його взаємодії з хлоридною кислотою. Це реакція якісного визначення катіону амонію.

Дослід 2. Відновні властивості амоніаку

До 0,5 мл 0,1 н розчину калію перманганату додати 0,2 мл розчину амоніаку з масовою часткою 25 %. Суміш трохи підігріти. Спостерігати зміну забарвлення розчину.

Записати спостереження, зробити висновки щодо відновних властивостей амоніаку. Скласти рівняння окисно-відновної реакції методом електронно-іонного балансу.

Дослід 3. Властивості солей амонію

У суху пробірку внесіть 1 мікрошпатель кристалів амонію хлориду, обережно нагрійте дно пробірки. Відмітьте утворення білого нальоту у верхній частині пробірки. Напишіть рівняння оборотної реакції термічного розкладу амонію хлориду.

Дослід 4. Окислювально-відновні властивості нітритів (Тяга!)

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

А. До 0,5 мл 0,1 н розчину калію йодиду додати такий же об'єм 2 н розчину сульфатної кислоти. Потім додати 2–4 краплі свіжоприготованого 0,5 н розчину натрію нітриту:



Скласти рівняння реакцій методом електронно-іонного балансу. Визначити окисник та відновник.

В. До 0,5 мл 0,1 н розчину калію перманганату, підкисленого 1–2 краплями 2 н розчину сульфатної кислоти, додати 2–4 краплі свіжоприготованого 0,5 н розчину натрію нітриту. Відмітити зникнення червоно-фіолетового забарвлення перманганат-іону:



Скласти рівняння реакцій методом електронно-іонного балансу. Визначити окисник та відновник.

Записати спостереження, зробити висновки щодо окислювально-відновну двоїстість нітритної кислоти та нітритів. Скласти рівняння реакцій методом електронно-іонного балансу.

Дослід 5. Властивості солей фосфатної кислоти

а) гідроліз солей фосфатної кислоти

На три смужки універсального лакмусового паперу нанести по 2–3 краплі 0,1М розчинів: на першу – натрію фосфату, на другу – натрію гідрофосфату, на третю – натрію дигідрофосфату. Визначити рН розчинів солей.

Записати спостереження, зробити висновки щодо гідролізу солей фосфатної кислоти. Написати іонні та молекулярні рівняння реакцій гідролізу (врахувати тільки перший ступінь гідролізу).

б) розчинність солей фосфатної кислоти

Налити в три пробірки по 0,5 мл розчину кальцій хлориду CaCl_2 . Додати в першу пробірку 0,5 мл розчину натрій фосфату, в другу – 0,5 мл розчину натрій гідрогенфосфату, в третю – 0,5 мл розчину натрій дигідрогенфосфату. Які кальцій фосфати є нерозчинними у воді? Написати іонно-молекулярні рівняння утворення нерозчинних кальцію фосфатів.

Порівняти розчинність осадів, що утворилися, в розбавлених хлоридної та оцтової кислотах.

Дослід 6. Якісні реакції на іони фосфатних кислот

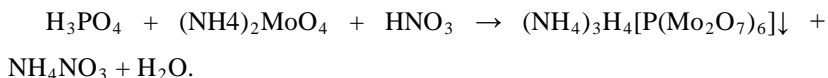
А. До 0,5 мл розчину натрій гідрофосфату Na_2HPO_4 краплями додати розчин аргентум нітрату AgNO_3 до утворення осаду за схемою:



Знайти коефіцієнти в молекулярному рівнянні реакції і записати рівняння в іонно-молекулярній формі.

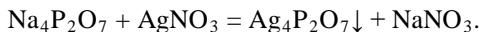
До осаду аргентум фосфату Ag_3PO_4 додати розчин розбавленої нітратної кислоти. Написати рівняння реакції розчинення осаду в кислоті: в молекулярному та іонно-молекулярному виді.

В. До 0,2 мл розчину амоній молібдату $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ додати 0,2 мл насиченої нітратної кислоти. До суміші додати 0,2 мл розчину натрій фосфату або фосфорної кислоти. Вміст пробірки перемішати скляною паличкою і нагріти до 40–50 °С.



Записати спостереження. Записати рівняння в іонно-молекулярній формі.

С. До 0,2 мл розчину натрій дифосфату $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ додавати краплями розчин аргентум нітрату до утворення осаду:



Записати спостереження. Розставити коефіцієнти в молекулярному рівнянні реакції і записати рівняння в іонно-молекулярній формі.

На основі дослідів (а, б, в) зробити висновок, як визначати наявність іонів фосфатних кислот у розчинах.

Дослід 7. Окисні властивості сполук вісмуту (III)

До 0,5 мл 0,5М розчину станум (II) хлориду додати краплями 2 н розчин натрію гідроксиду до утворення осаду $\text{Sn}(\text{OH})_2$ і подальшого його розчинення. До одержанного розчину додати 1 краплю 0,5М розчину солі вісмуту (III). Спостерігається утворення чорного осаду металічного вісмуту. Написати рівняння відповідних реакцій. Це є реакція якісного визначення катіона вісмуту (III).

Підбити підсумки проведених експериментів і зроблених спостережень

2.2. Розв'язання розрахункових завдань

2.2.1. Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Рідкий амоніак використовують у холодильних установках для створення штучного холоду. Встановіть його формулу, коли відомо, що масова частка Нітрогену дорівнює 82,35 %, а Гідрогену – 17,65 %.

Розв'язання

Дано:

$$\omega(\text{N}) = 82,35 \%$$

$$\omega(\text{H}) = 17,65 \%$$

$$\text{N}_x\text{H}_y - ?$$

Позначимо формулу амоніаку як N_xH_y , в якій співвідношення

$$x : y = \nu(N) : \nu(H)$$

Нехай $m(N_xH_y)$ дорівнює 100г, тоді в ній

$$m(N) = 82,35 \text{ г, а } m(H) = 17,65 \text{ г.}$$

$$M(N) = 14 \text{ г/моль, } M(H) = 1 \text{ г/моль.}$$

1. $\nu(N)$ та $\nu(H)$ в сполуці – ?

$$\nu(N) = \frac{82,35}{14 \text{ г/моль}} = 5,88 \text{ моль,}$$

$$\nu(H) = \frac{17,65}{1 \text{ г/моль}} = 17,65 \text{ моль;}$$

2. $x : y$ – ?

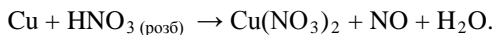
$$x : y = \nu(N) : \nu(H) = 5,88 : 17,65 = 1 : 3$$

Відповідь: формула амоніаку – NH_3 .

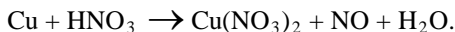
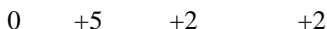
Приклад 2. Скласти рівняння реакції взаємодії розбавленої нітратної кислоти із міддю. Коефіцієнти визначити методом електронного балансу.

Розв'язання

1. Записують схему реакції:



2. Визначають ступені окиснення всіх елементів і з'ясовують, атоми яких елементів їх змінили, на цій підставі визначають, хто є окисником і відновником:



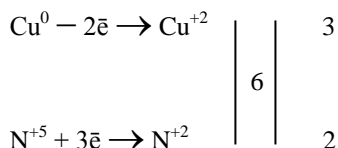
+5

+2

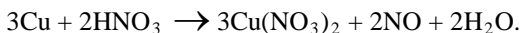
Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

N – окисник, який відновлюється до N; Cu⁰ – відновник, який окиснюється до Cu⁺².

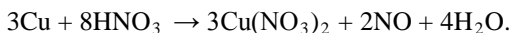
3. Визначають кількість електронів, що віддає відновник і кількість електронів, що приймає окисник. Для цього в окремих рядках складають схеми перерозподілу електронів, в яких кількість електронів, що віддаються або приймаються, визначають як різницю між ступенями окиснення елементів до та після реакції. Коефіцієнти біля окисника та відновника визначають шляхом поділення найменшого загального кратного обох чисел на кількість електронів у схемах:



4. Визначені коефіцієнти переносять до основної схеми перед формулами речовин, які безпосередньо беруть участь в окисно-відновному:



5. Після цього корегують коефіцієнти перед формулами речовин, що беруть участь у вторинних реакціях:

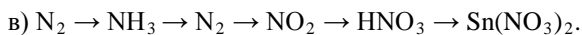
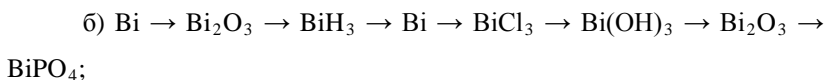
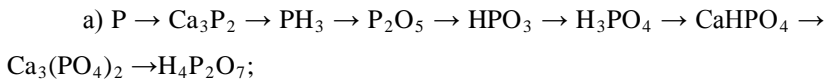


6. Підраховують баланс атомів Оксигену в обох частинах рівняння реакції:

$$n(\text{O})_{\text{прав}} = 8 \cdot 3 = 24; \quad n(\text{O})_{\text{лів}} = 18 + 4 + 2 = 24.$$

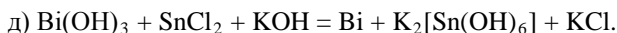
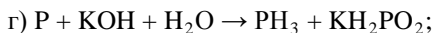
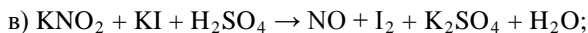
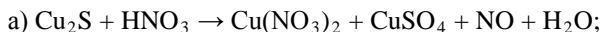
2.2.2. Завдання для самостійного розв'язання

1. Навести рівняння реакцій, що лежать в основі таких послідовних перетворень:



Реакції, які відбуваються у водних розчинах, навести у молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченій).

2. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронного або електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.



3. Знайти об'єм амоніаку (у перерахунок на н.у.), для синтезу якого за температури 450 °С і тиску 506,6 кПа було використано 2650 м³ водню.

4. Людина вдихає повітря, до складу якого входять (в об'ємних відсотках): 21 % кисню, 78 % азоту, 0,9 % аргону, 0,03 % вуглекислого газу та ін. Обчислити масу азоту, що потрапляє в легені людини в стані спокою за хвилину, якщо під час вдиху до них потрапляє 500 мл повітря, а кількість подихів складає 16 за хвилину.

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

5. Певну наважку суміші ошурок міді, заліза і золота обробили насиченою нітратною кислотою. У результаті виділилось 6,72 л газу (н.у.) та утворилося 8,55 г твердого залишку. При розчиненні такої ж наважки суміші у хлоридній кислоті виділилось 3,36 л газу (н.у.). Обчислити масову частку заліза у суміші.

6. Розчин калій нітрату певної концентрації об'ємом 300 мл випарили, утворений залишок висушили і прожарили до сталої маси. При прожарюванні виділилося 0,336 л газу (н.у.). Обчислити молярну концентрацію еквіваленту вихідного розчину солі.

7. До реактора помістили нітроген (II) оксид масою 45 г і кисень масою 25 г. Обчислити масу нітроген (IV) оксиду, що утворився. Визначити, який газ залишиться невикористаним і яка маса цього газу?

8. Обчислити масу амонію хлориду, що можна добути з амоніаку масою 45 г, і гідроген хлориду масою 96 г?

9. Через розчин, що містив 73,5 г ортофосфатної кислоти, пропустили амоніак об'ємом 20,2 л. Обчислити склад і маси солей, що утворилися.

10. До розчину, що містив 19,6 г ортофосфатної кислоти, додали розчин натрію гідроксиду об'ємом 50 мл з вмістом луку 10 %. Обчислити кількість речовини кожної із солей, що утворилися.

III. Питання для самоконтролю

1. У чому полягає біологічна роль *p*-елементів V A групи?

1. Розглянути особливості будови атому Нітрогену та його валентних станів порівняно з Фосфором.

2. Указати число валентних орбіталей та валентних електронів в атомах Нітрогену та Фосфору, основні ступені окиснення в сполуках та максимальну валентність.

3. Розкрити механізм утворення хімічного зв'язку в молекулі азоту з позицій методів валентних зв'язків, а також причини інертності молекулярного азоту.

4. У чому полягає здатність молекули амоніаку утворювати ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом.

5. Як змінюються властивості сполук у ряду амоніак – бісмутін? Відповідь аргументуйте.

6. Які реакції характерні для аміаку для фосфіну? Відповідь проілюструйте відповідними рівняннями реакцій.

7. Як реагує з металами нітратна кислота? Скласти рівняння реакцій взаємодії концентрованої та розведеної нітратної кислоти з магнієм та міддю.

8. Як змінюються кислото-основні властивості гідроксидів елементів V A групи?

9. Охарактеризувати основні шляхи застосування сполук *p*-елементів V A групи у медичній практиці та фармації.

IV. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант № 0

Тестові завдання

1. Виберіть твердження, яке характеризує особливість взаємодії нітратної кислоти з металами:

- а) концентрація кислоти та активність металу впливають на продукти реакції;
- б) магній та цинк у реакціях із цією кислотою утворюють оксиди;
- в) усі метали у реакціях із кислотою виділяють водень;
- г) мідь реагує тільки із сильно розбавленою кислотою.

2. Натрій дигідрогенфосфат є:

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

а) основною сіллю; б) нерозчинною основою; в) кислотою; г) лугом; д) кислотою сіллю.

3. Виберіть геометричну форму, яку має йон амонію:

а) тетраедр; б) трикутник; в) прямокутник; г) квадрат.

Розрахункові завдання

4. Записати рівняння реакцій перетворень: $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$. Реакції, що відбуваються у водних розчинах, подати в іонно-молекулярній формі (повній та скороченій).

5. Обчислити об'єм амоніаку (н.у.), який потрібно використати для добування амоній нітрату із 650 мл розчину нітратної кислоти з масовою часткою 14,5 % (густина розчину 1,08 г/мл).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 6

p-Елементи VIA групи: Оксиген, Сульфур та їхні сполуки

Навчальна мета: закріпити знання про органогени – елементи VI А групи, що є складовими організму людини. Вивчити хімічні властивості сполук Оксигену, Сульфуру та ін., що входять до складу цілого ряду медичних препаратів.

Знати: будову, кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук елементів VI А групи, тому що знання хімічних властивостей цих елементів мають велике значення для вивчення інших дисциплін та практичної діяльності провізора.

Вміти: проводити досліди на підтвердження хімічних властивостей сполук *p*-елементів VI А групи: Оксигену, Сульфуру тощо.

I. Теоретичні питання, що підлягають розгляду

Загальна характеристика елементів VI А групи. Оксиген. Загальна характеристика, поширення в природі, біологічна роль. Класифікація оксигеновмісних сполук та їхні загальні властивості. Бінарні сполуки: оксиди, пероксиди, супероксиди (надпероксиди), озоніди. Сполуки Оксигену з Флуором. Біологічна роль Оксигену, хімічні основи застосування кисню та озону у медицині і фармації.

Сульфур. Загальна характеристика. Біологічна роль Сульфуру (сульфгідрильні групи і дисульфідні містки в білках). Сірка як проста речовина, застосування у медицині. Сполуки Сульфуру з від'ємним ступенем окиснення. Гідрогенсульфід, кислотно-основні та окисно-

відновні властивості. Сульфідні металів і неметалів, їхня розчинність у воді та гідроліз. Якісна реакція на сульфід-іон.

Сполуки Сульфуру (IV) – оксид, хлорид, оксохлорид, сульфитна кислота, сульфіти та гідрогенсульфіти, їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Якісна реакція на сульфит-іон. Властивості тіосульфатів: реакції з кислотами, окисниками (хлором, йодом), катіонами металів, реакції комплексоутворення. Якісна реакція на тіосульфат-іон.

Сполуки Сульфуру (VI) – оксид, гексафторид, діоксохлорид, сульфатна кислота, сульфати, кислотно-основні та окисно-відновні властивості.

Хімічні основи застосування сполук Сульфуру в медицині, фармації, фармацевтичному аналізі. Селен і Телур. Загальна характеристика. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук. Біологічна роль Селену. Поняття про антиоксиданти.

II. Практична частина

2.1. Алгоритм лабораторної роботи

Експериментальне дослідження властивостей сполук р-елементів VI А групи

Матеріальне забезпечення: прилади та матеріали для досліду 1 практичного заняття № 1, лабораторний штатив, штатив з пробірками, спиртівка, піпетки, фарфорова чашка, універсальний індикаторний папір, скляна паличка, залізна ложечка, вода дистильована, сірка, червоний фосфор, стрічка магнію, спиртовий розчин фенолфталеїну, кристали калій перманганату, гранули цинку і міді, 0,5 н розчини солей: цинк сульфату, манган (II) сульфату, кадмій (II) нітрату,

плюмбум (II) нітрату і купрум (II) сульфату, амонію сульфїду або натрію сульфїду, натрій сульфїту, натрію тіосульфату, 1 % розчини KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Люголя і бромної води; скїпка.

Дослід 1. Одержання кисню

а) одержання кисню лабораторним способом.

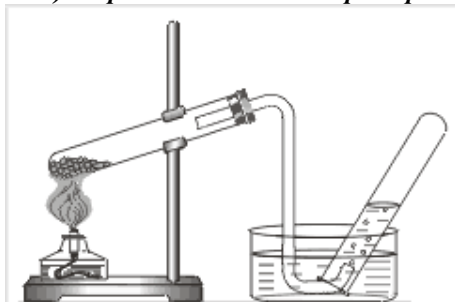
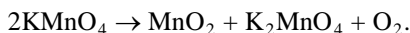


Рис. 4. Прилад для одержання кисню

У суху пробїрку помістити 1,5–2 г калій перманганату, затиснути пробїрку в лапці штативу під невеличким кутом (рис. 4), закрити корком з газовідвідною трубкою і нагріти :



Кисень, який виділяється, зібрати методом витіснення води у 4 пробїрки. Газ, який зібрано, перевірити – внести у першу пробїрку тїючу скїпку.

б) одержання кисню електролітичним способом

Здійснити шляхом електролізу води згідно з алгоритмом, наведеному у досліді 1 практичного заняття № 1. Кисень, який виділяється, зібрати методом витіснення води у 4 пробїрки.

Дослід 2. Окиснювальні властивості кисню

А. У залїзну ложечку покласти невеликий шматочок сірки, запалити його в полум'ї пальника і внести в пробїрку з киснем. Порівняти інтенсивність горіння сірки на повітрі і в кисні. Після спалювання влити в посуд небагато води, закрити пробїрку і добре

струснути, щоб розчинити продукт згорання сірки у воді. Визначити рН розчину. Зробіть висновок про властивості одержаного оксиду;

В. Проробити аналогічний дослід із червоним фосфором;

С. У пробірку з киснем внести попередньо запалену стрічку магнію, тримаючи її залізними щипцями (не дивіться довго на магній, що горить – це шкідливо для очей).

Записати спостереження, зробити висновки. Скласти рівняння реакцій методом електронного балансу.

Дослід 3. Одержання сульфідів металів

У п'ять окремих пробірок окремо налити по 0,5 мл розчинів таких солей: цинк сульфату, манган (II) сульфату, кадмій (II) нітрату, плюмбум (II) нітрату і купрум (II) сульфату. У кожен із пробірок по краплям додати розчин амонію сульфідів або натрію сульфідів до випадіння осадів. Записати молекулярні рівняння утворення відповідних сульфідів і відмітити колір осадів під формулами сульфідів металів у молекулярних рівняннях.

Порівняти добутки розчинності сульфідів металів, що утворюються при взаємодії солей вищезазначених металів з амоній сульфідом $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ і пояснити, чому при дії на ці солі розчином сірководню H_2S у воді деякі осадки не утворюються.

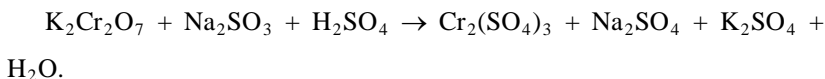
Дослід 4. Гідроліз сульфідів

Розчинити декілька кристаликів натрію сульфідів в 1 мл води. Додати в пробірку 2–3 краплі розчину фенолфталеїну. Відмітити появу забарвлення розчину.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакції гідролізу Na_2S за першим ступенем.

Дослід 5. Відновні властивості сульфідів

Налити в дві пробірки окремо по 0,5 мл розчину KMnO_4 і розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Розчини в пробірках підкислити 1–2 краплями сульфатної кислоти і додати в кожен пробірку по 1–2 мл розчину натрій сульфїту. Відмітити зміну забарвлення розчинів у пробірках:



Записати спостереження, зробити висновки. Скласти рівняння реакцій методом електронно-іонного балансу.

Дослід 6. Властивості сульфатної кислоти

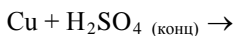
а) дія розведеної сульфатної кислоти на метали. На основі ряду напруги металів зробити висновок про можливість взаємодії цинку і міді з розбавленою сульфатною кислотою.

Підтвердити висновок дослідом. Для чого помістити в дві пробірки відповідно шматочок металічного цинку і шматочок мідної стружки, і додати по 0,5 мл розбавленої сульфатної кислоти. В якій із пробірок можна помітити виділення газу?

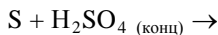
Записати спостереження, зробити висновки. Скласти рівняння реакцій методом електронного балансу.

б) дія концентрованої сульфатної кислоти на метали і неметали (Завдання виконується теоретично)

1. Скласти рівняння реакції взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з міддю та цинком.



3. Скласти рівняння реакцій взаємодії сірки і вуглецю з концентрованою сульфатною кислотою при нагріванні.



На основі розглянутих реакцій зробити висновки про окисно-відновні властивості насиченої сульфатної кислоти.

Дослід 7. Властивості натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

А. До 0,5 мл розчину натрію тіосульфату додати краплями 2 Н розчин сірчатної кислоти. Відмітьте утворення осаду сірки та виділення газу.

В. До 5–6 крапель розчину Люголя ($\text{KI} + \text{I}_2$) додайте краплями 0,5 Н розчин натрію тіосульфату до знебарвлення йодної води.

С. У пробірку з 3–4 краплями бромної води додати краплями розчин натрію тіосульфату до знебарвлення бромної води.

Записати спостереження, зробити висновки. Скласти рівняння реакцій методом електронно-іонного балансу.

Підбити підсумки проведених експериментів і зроблених спостережень

2.2. Розв'язання розрахункових завдань

2.2.1. Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Суміш, що складається з 5 л кисню та 5 л водню, вибухнула. Який об'єм рідкої води утворився? Який газ залишиться після вибуху? Розрахувати його об'єм.

Розв'язання

Дано:

$$V(\text{O}_2) = 5 \text{ л}$$

$$V(\text{H}_2) = 5 \text{ л}$$

$$V(\text{X})_{\text{залишок}} = ?$$

Рівняння реакції: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

1. Кількість речовини водню та кисню, що містяться у суміші, – ?

$$v(\text{H}_2) = v(\text{O}_2) = \frac{V(\text{газу})}{V_m(\text{газу})} = \frac{5 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,22 \text{ моль} ;$$

2. Об'єми речовин, що прореагували, – ?

З рівняння реакції співвідношення реагентів дорівнює: $V(\text{O}_2) : V(\text{H}_2) = 1 : 2$, тобто, щоб прореагував весь водень об'ємом 2,5 л (0,22 моль), достатньо:

$$V(\text{O}_2) = V(\text{H}_2) / 2 = 0,22 \text{ моль} / 2 = 0,11 \text{ моль кисню},$$

тобто половина кисню прореагує (2,5 л), а половина залишиться:

$$V(\text{O}_2)_{\text{залишок}} = 5 \text{ л} / 2 = 2,5 \text{ л}$$

3. Об'єм води, яка утворилась, – ?

$$\text{З рівняння реакції маємо: } v(\text{H}_2\text{O}) = v(\text{H}_2) = 0,22 \text{ моль}.$$

Звідси маса і об'єм води, що утворилась:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = v(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,22 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 4 \text{ г};$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / \rho(\text{H}_2\text{O}) = 4 \text{ г} / 1 \text{ г/мл} = 4 \text{ мл}.$$

Відповідь: утворилось 4 мл рідкої води, залишилось 2,5 л кисню.

Приклад 2. До розчину сульфатної кислоти, що містить гідроген сульфат масою 98 г, додали натрій гідроксид масою 60 г. Обчисліть масу середньої солі, що утворилася внаслідок цього.

Розв'язання

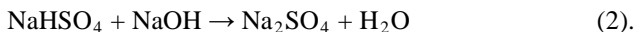
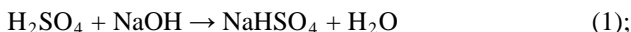
Дано:

$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г}$

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

$$\frac{m(\text{NaOH}) = 60 \text{ г}}{m(\text{середн. солі}) - ?}$$

Реакція перебігає в двох стадіях:



1. Вихідні $\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)$ та $\nu(\text{NaOH}) - ?$

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г} / 98 \text{ г/моль} = 1 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH}) = 60 \text{ г} / 40 \text{ г/моль} = 1,5 \text{ моль}.$$

2. $\nu(\text{NaHSO}_4) - ?$

Згідно з рівнянням реакції (I) сульфатна кислота надана в недостатці:

1 моль цієї речовини реагує з одним молем лугу з утворенням 1 моль кислій солі NaHSO_4 .

У залишку лишається $\nu(\text{NaOH})_{\text{залишк.}} = 1,5 - 1,0 = 0,5 \text{ моль}$.

3. $\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) - ?$

Згідно з рівнянням реакції (II) 0,5 моль NaOH взаємодіє з 0,5 моль NaHSO_4 , тим самим перетворює її в середню сіль Na_2SO_4 кількістю речовини 0,5 моль.

4. $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) - ?$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ моль} \cdot 142 \text{ г/моль} = 71$$

г.

Відповідь: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 71 \text{ г}$.

Приклад 3. Розчином сульфатної кислоти (реагент взятий у надлишку) обробили 1 кг технічного магнею карбонату. При цьому

виділилось 224 л вуглекислого газу за н.у. Визначити масову частку домішок у зразку технічного карбонату магнію.

Розв'язання

Дано:

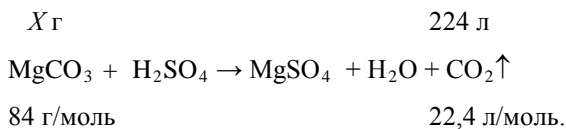
$$m(\text{MgCO}_3)_{\text{техн}} = 1 \text{ кг}$$

$$V(\text{CO}_2) = 224 \text{ л}$$

н.у.

$$\omega(\text{домішок}) - ?$$

Рівняння реакції:



1. $\nu(\text{CO}_2) - ?$

$$\nu(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_M = 224 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 10 \text{ моль.}$$

2. $\nu(\text{MgCO}_3) - ?$

Згідно з рівнянням реакції стехіометричне співвідношення $\nu(\text{MgCO}_3)$ до $\nu(\text{CO}_2)$ дорівнює 1 до 1. Тому кількість речовини чистого магній карбонату, що прореагує, дорівнює теж 10 моль.

3. $m(\text{MgCO}_3) - ?$

$$m(\text{MgCO}_3) = \nu(\text{MgCO}_3) \cdot M(\text{MgCO}_3) = 10 \text{ моль} \cdot 84 \text{ г/моль} = 840 \text{ г.}$$

4. $m(\text{домішок}) - ?$

$$m(\text{домішок}) = m(\text{MgCO}_3)_{\text{техн}} - m(\text{MgCO}_3) = 1000 \text{ г} - 840 \text{ г} = 160$$

г.

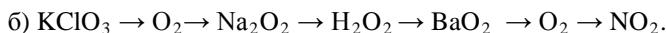
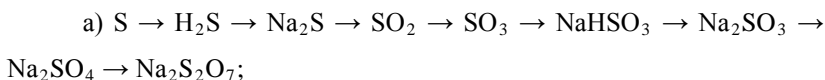
5. $\omega(\text{домішок у технічному зразку}) - ?$

$$\omega(\text{домішок}) = \frac{m(\text{домішок})}{m(\text{MgCO}_3)_{\text{техн}}} \cdot 100 \% = (1600/1000) \cdot 100 = 16 \%$$

Відповідь: масова частка домішок у зразку технічного карбонату магнію складає 16 %.

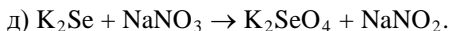
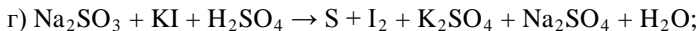
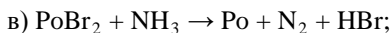
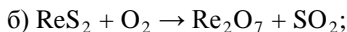
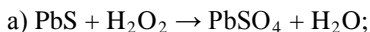
2.2.2. Завдання для самостійного розв'язання

1. Навести рівняння реакцій, що лежать в основі таких послідовних перетворень:



Реакції, які відбуваються у водних розчинах, навести у молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченій).

2. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронного або електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.



3. У результаті озонування певного об'єму кисню відбулося зменшення цього об'єму на 5 л (н.у.). Який об'єм кисню було взято для реакції? Скільки літрів озону утворилось?

4. Визначити масу калію перманганату, який потрібно розкласти, щоб добути кисень, необхідний для спалювання фосфору масою 4,7 г?

5. Розрахувати мінімальний об'єм повітря (н.у.) для спалювання 24 г ацетилену?

6. Сульфур (IV) оксид, що потрапляє в атмосферу при спалюванні сульфурвмісних речовин, частково перетворюється в сульфатну кислоту. Визначити кількість кислоти, яка утворюється з 4,2 моля SO_2 та 0,8 моль O_2 (кількість води не обмежена). Схема реакції така: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4$.

7. Розрахувати об'єм сульфур (IV) оксиду (н.у.), який можна одержати при дії 0,1 л 0,75 н. розчину H_2SO_4 на розчин K_2SO_3 .

8. Змішані 100 мл 20 %-го розчину сульфатної кислоти та 400 г 5,2 %-го розчину барій хлориду BaCl_2 . Визначити кількість утвореного осаду та концентрацію речовин, що перебувають у розчині після відокремлення осаду.

9. Після обробки сульфатною кислотою 0,8 г суміші цинку з цинк оксидом виділилося 224 см^3 водню (н.у.). Обчислити відсотковий вміст цинк оксиду у вихідній суміші.

10. Обчислити об'єм сульфур (VI) оксиду (н.у.), який потрібно розчинити в 600 мл води, щоб утворився 5 %-й розчин сульфатної кислоти.

11. До 100 мл 96 %-го розчину сульфатної кислоти ($\rho=1,835 \text{ г/см}^3$) дали 400 мл води. Для одержаного розчину знайти масову частку H_2SO_4 , молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту.

12. Через розчин натрію гідроксиду об'ємом 150 мл з масовою часткою 12 % і густиною $1,12 \text{ г/см}^3$ пропущено 4,5 л гідрогенсульфіду (н.у.). Яка сіль і якої маси при цьому утворилась?

13. Яка маса сульфур міститься у 1,4 кг мідного купоросу?

III. Питання для самоконтролю

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

1. Атомарний рівень організації речовин на прикладі атомів Оксигену та Сульфуру. Особливості положення елементів у періодичній системі.

2. Написати електронні формули атомів Оксигену, Сульфуру, Селену і Телуру; вказати валентні можливості.

3. Охарактеризувати явище алотропії для Оксигену.

4. Способи добування кисню.

5. Хімічні властивості кисню.

6. Описати найважливіші властивості сірководню: а) відновні властивості на прикладі реакцій взаємодії з йодом; калій перманганатом в кислому середовищі, з киснем; б) слабокислотні властивості сульфідної кислоти. Порівняти силу цієї кислоти з карбонатною кислотою; в) як можна виявити сірководень у повітрі та як його хімічно зв'язати?

7. Чому сульфур (VI) оксид і відповідна йому кислота характеризуються окисно-відновною двоїстістю? Показати цю властивість на прикладі реакцій з сірководнем і калій перманганатом.

8. Написати реакції взаємодії натрій тіосульфату з хлором, йодом, сульфатною кислотою, аргентум хлоридом

9. У чому полягає біологічна роль *p*-елементів VI А групи?

10. Охарактеризувати основні шляхи застосування сполук *p*-елементів VI А групи у медичній та фармацевтичній практиці.

IV. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант № 0

Тестові завдання

1. Чому дорівнює стехіометричний коефіцієнт перед формулою речовини, яка відновлюється в наведеній окисно-відновній реакції:

$\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}?$

а) 6; б) 7; в) 4; г) 1/2; д) 3.

2. Вкажіть гази, які можна сушити пропусканням через концентровану сульфатну кислоту:

а) хлороводень; б) амоніак; в) карбон (IV) оксид;
г) водень.

3. Виберіть твердження, яке описує реакцію, що відбувається при пропусканні суміші сульфур (IV) оксиду з киснем над каталізатором:

а) ступені окиснення елементів не змінюються; б) Сульфур окиснюється;
в) Сульфур відновлюється; г) Оксиген окиснюється.

Розрахункові завдання

4. Який об'єм кисню (н.у.) виділиться при повному термічному розкладі гідрогену пероксиду масою 8,6 г?

5. Яку масу алюмінію сульфіді можна добути з 15,4 г алюмінію і 26,2 г сірки?

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 7

p-Елементи VII А групи. Галогени та їхні сполуки

Навчальна мета: узагальнити та систематизувати знання про *p*-елементи VII А групи Хлору, Флуору, Брому та Йоду, що належать до необхідних для нормальної життєдіяльності живих організмів хімічних елементів.

Знати: електронну структуру та електронегативність *p*-елементів VII А групи, типові хімічні властивості сполук найпоширеніших представників VII А групи, зміну кислотних і окисно-відновних властивостей залежно від ступеня окиснення галогена, хімізм бактерицидної дії хлору і йоду.

Вміти: проводити дослідження та робити висновки на основі отриманих результатів, прогнозувати токсичність дії сполук *p*-елементи VII А групи.

I. Теоретичні питання, що підлягають розгляду

Загальна характеристика галогенів. Особливі властивості Флуору як найелектронегативнішого елемента. Прості речовини, їхня хімічна активність.

Сполуки галогенів з Гідрогеном. Розчинність у воді. Кислотні та окисно-відновні властивості. Йонні й ковалентні галогеніди, їх відношення до дії води, окисників та відновників. Галогенід-іони як ліганди у комплексних сполуках. Реакції виявлення галогенід-іонів.

Галогени з додатним значенням ступеня окиснення. Сполуки з Оксигеном і міжгалоїдні сполуки. Взаємодія галогенів з водою та водними розчинами лугів. Оксигеновмісні кислоти галогенів та їхні

солі. Будова і природа зв'язків. Стійкість у вільному стані і в розчинах, зміна кислотних і окисно-відновних властивостей залежно від ступеня окиснення галогена. Хлорне вапно. Хлорати, бромати і йодати. Біологічна роль сполук Хлору, Флуору, Броду та Йоду.

Поняття про хімізм бактерицидної дії хлору і йоду. Застосування хлорного вапна, хлорної води, препаратів активного Хлору, Йоду, а також фторидів, хлоридів, бромідів, йодидів у медицині, санітарії і фармації.

II. Практична частина

2.1. Алгоритм лабораторної роботи

Експериментальне дослідження властивостей сполук р-елементів VII А групи

Матеріальне забезпечення: штатив з пробірками, фарфоровий тигель, піпетки, універсальний індикаторний папір, пробірка з газовідвідною трубкою, синій лакмусовий папір; кристалічні: калію бромід, натрію хлорид, йод, кальцію гіпохлорит-хлорид (хлорне вапно); порошок цинку або алюмінію; розчини: хлоридної кислоти (конц.), сульфатної кислоти (конц., 50 %, 2 н), калію гідроксиду (0,5 н), калію йодиду (0,5 н), калію броміду (0,5 н), калію хлориду (0,5 н), калію роданіду (0,5 н), аргентуму нітрату (0,1 н), свіжоприготованого феруму (II) сульфату (0,5 н), амоніаку (10 %), хлорна вода, бромна вода, йодна вода, етанол (96 %).

Дослід 1. Властивості бромної води

А. До 0,5 мл бромної води додати краплями до знебарвлення свіжо-приготовлений розчин феруму (II) сульфату. Потім додати декілька

крапель 0,5 н розчину калію роданіду, щоб довести наявність в розчині іонів феруму (III).

В. Налити в пробірку 0,5 мл бромної води і додати в розчин невелику порцію порошку цинку або алюмінію і перемішати вміст скляною паличкою. Відмітити зміну забарвлення.

Записати спостереження, зробити висновки. Рівняння окисно-відновних реакцій скласти методом електронно-іонного балансу.

Дослід 2. Властивості йоду

А. У дві пробірки помістити декілька кристаликів йоду. В першу пробірку прилити 2–3 мл води і енергійно збовтати суміш в пробірці. Відмітити забарвлення розчину і зробити висновок про розчинність йоду у воді.

Добавити до цієї суміші декілька крапель насиченого розчину KI до розчинення йоду. Записати відповідне рівняння реакції.

У другу пробірку з йодом додати 1–2 мл етилового спирту. Відмітити колір розчину. Порівняти розчинність йоду у воді, розчині KI і в етиловому спирті.

В. Демонстраційний дослід (*Тяга!*)

У фарфоровій чашці перемішати невеликі порції порошку алюмінію і порошку йоду. До суміші добавити декілька крапель води (каталізатор). Відмітити ознаки хімічної реакції.

Записати спостереження, зробити висновки. Рівняння окисно-відновних реакцій скласти методом електронно-іонного балансу.

Дослід 3. Одержання гідрогенгалогенідів

А. У пробірку внести 0,5 г кристалів натрію хлориду, додати 0,2–0,3 мл концентрованої сульфатної кислоти, закрити пробірку корком з

газовідвідною трубкою та обережно нагріти. До отвору газовідвідної трубки послідовно піднести зволожений синій лакмусовий папір та скляну паличку, попередньо змочену в розчині амоніаку.

В. У пробірку внести 0,5 г кристалів калію броміду, додати 0,2–0,3 мл 50 % сульфатної кислоти, закрити пробірку корком з газовідвідною трубкою та обережно нагріти. До отвору газовідвідної трубки піднести зволожений синій лакмусовий папір.

Записати спостереження, зробити висновки. Скласти рівняння реакцій методом електронного балансу.

Дослід 4. Одержання оксигеновмісних сполук галогенів

В одну пробірку внести 0,5 мл бромної води, у другу – декілька кристалів йоду. В обидві пробірки додати 0,1 мл 0,5 н розчину калію гідроксиду та обережно нагріти. Спостерігати знебарвлення розчинів. Потім підкисліть розчини декількома краплями 2 н розчину сульфатної кислоти (контроль за індикаторним папіром). Відмітити зміну забарвлення розчинів.

Записати спостереження, зробити висновки. Рівняння окисно-відновних реакцій скласти методом електронно-іонного балансу.

Дослід 5. Властивості оксигеновмісних сполук галогенів (Тяга!)

А. До 0,5 мл насиченого розчину хлорного вапна додати краплями розчин калій йодиду. Відмітити зміну забарвлення розчину.

В. До 0,5 мл насиченого розчину хлорного вапна додати краплями розчин солі кобальту (II) (каталізатор). Пробірку нагріти. Який газ виділяється в цій реакції?

С. До 0,5 мл розчину калій хлорату додати 0,5 мл калій йодиду. Одержаний розчин солей підкислити розбавленим розчином

сульфатної кислоти. Що спостерігається? Яка речовина забарвлює розчин після реакції?

D. У пробірку внесіть 0,1–0,2 г хлорного вапна та 0,2 мл 2 н розчину сульфатної кислоти. Відмітьте колір газу, який виділився. Дослідіть його дію на папір, змочений розчином калію йодиду.

Записати спостереження, зробити висновки. Скласти рівняння реакцій методом електронно-іонного балансу.

Дослід 6. Властивості галогенід-іонів

У три пробірки налити по 0,5 мл розчинів KCl, KBr, KI. У кожен пробірку додати по декілька крапель розчину AgNO₃. Порівняти колір осадів в пробірках:

I пробірка _____ II пробірка _____ III пробірка _____

У пробірки з осадами додати по 0,5 мл розчину амоніаку. Відмити розчинність осадів:

I пробірка _____ II пробірка _____ III пробірка _____

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

Підбити підсумки проведених експериментів і зроблених спостережень

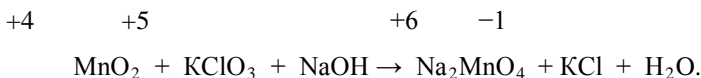
2.2. Розв'язання розрахункових завдань

2.2.1. Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Тверді хлорати – дуже сильні окисники. Калію хлорат у лужному середовищі у розплаві здатний окиснювати такий окисник, як манган (IV) оксид. Скласти рівняння окисно-відновного процесу методом електронно-іонного балансу, визначити окисник та відновник.

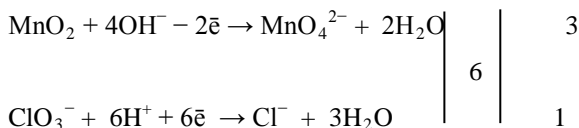
Розв'язання

1. Записують схему реакції, де вказуються вихідні речовини та продукти реакції; визначають ступені окиснення елементів; з'ясовують, які елементи і як змінили свої СО, на цій підставі визначають речовини, що є, відповідно, окисником та відновником:

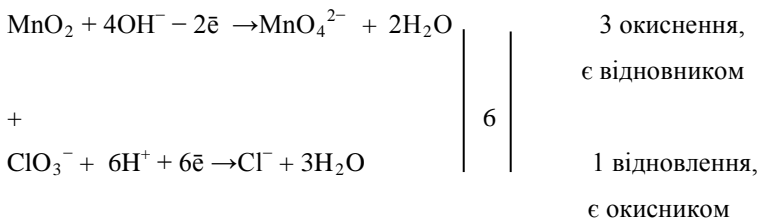


Іон ClO_3^- – окисник, який відновлюється до іону Cl^- ; речовина MnO_2 – відновник, який окиснюється до іону MnO_4^{2-} .

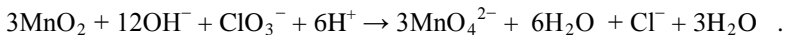
2. Записують електронно-іонні напівреакції, де вказують не лише окисник або відновник у вигляді іонів або молекул, які реально існують у розчині, але й молекули води, іони H^+ або іони OH^- , якщо вони беруть участь у процесі; складають матеріальний і електронний баланс; при цьому визначають коефіцієнти в напівреакціях поділенням найменшого загального кратного чисел відданих і прийнятих електронів на кількості електронів у напівреакціях:



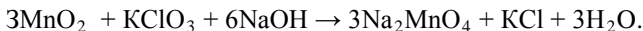
3. Записують сумарне електронно-іонне рівняння, як алгебраїчну суму відповідно лівих і правих частин напівреакцій з подальшим визначенням коефіцієнтів у вихідному рівнянні:



Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія



4. Записують молекулярне рівняння з визначеними коефіцієнтами:



5. Перевіряють матеріальний баланс у рівнянні, щоб кількості атомів, насамперед, атомів Оксигену, в правій і лівій частині рівняння збігались:

$$n(\text{O})_{\text{прав}} = 16 + 64 = 80; \quad n(\text{O})_{\text{лів}} = 40 + 16 + 8 + 16 = 80.$$

Приклад 2. Наважку сплаву міді з магнієм масою 9,38 г обробили надлишком хлоридної кислоти. При цьому виділилось 7,0 л газу (н.у.). Обчислити масові частки металів у сплаві.

Розв'язання

Дано:

$$m(\text{сплав Mg+Cu}) = 9,38\text{г}$$

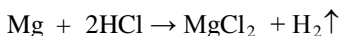
$$V(\text{газу}) = 7,0 \text{ л (н.у.)}$$

$$\omega(\text{Mg}) - ?, \quad \omega(\text{Cu}) - ?$$

З двох металів, що входять до складу сплаву, з хлоридною кислотою взаємодіє лише магній з видаленням водню:

Рівняння реакції:

$$X \text{ г} \qquad \qquad \qquad 7,0 \text{ л}$$



$$24,3 \text{ г/моль} \qquad \qquad \qquad 22,4 \text{ л/моль.}$$

1. $v(\text{H}_2) - ?$

$$v(\text{H}_2) = V(\text{H}_2) / V_M = 7,0 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 0,31 \text{ моль.}$$

2. $v(\text{Mg}) - ?$

Згідно з рівнянням реакції стехіометричне співвідношення $\nu(\text{Mg})$ до $\nu(\text{H}_2)$ дорівнює 1 до 1. Тому кількість речовини магнію в складі сплаву, що провзаємодіяв, дорівнює теж 0,31 моль.

3. $m(\text{Mg})$ – ?

$$m(\text{Mg}) = \nu(\text{Mg}) \cdot M(\text{Mg}) = 0,31 \text{ моль} \cdot 24,3 \text{ г/моль} = 7,53 \text{ г.}$$

4. $m(\text{Cu})$ – ?

$$m(\text{Cu}) = m(\text{сплаву}) - m(\text{Mg}) = 9,38 \text{ г} - 7,53 \text{ г} = 1,85 \text{ г.}$$

5. $\omega(\text{Mg})$ – ?, $\omega(\text{Cu})$ – ?

$$\omega(\text{Mg}) = (m(\text{Mg})/m(\text{сплаву})) \cdot 100 \% = (7,53/9,38) \cdot 100 \% = 80 \%.$$

$$\omega(\text{Cu}) = 100\% - \omega(\text{Mg}) = 100 \% - 80 \% = 20 \%.$$

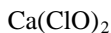
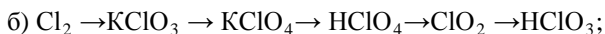
Відповідь: масові частки магнію та міді в сплаві відповідно складають 80 та 20 %.

2.2.2. Завдання для самостійного розв'язання

1. Навести рівняння реакцій, що лежать в основі таких послідовних перетворень:



FeBr_3 ;

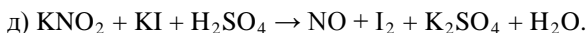
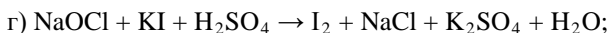
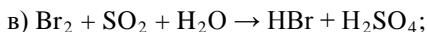
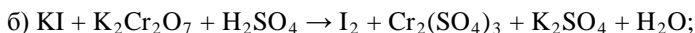


Реакції, які відбуваються у водних розчинах, навести у молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченій).

2. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронного або електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти,

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.



3. Як антисептичний засіб використовують 5 %-й розчин йоду, що містить також 2 % калію йодиду. Для приготування такого препарату використовують 95 %-й розчин етилового спирту та дистильовану воду у співвідношенні 1 : 1. Обчисліть масову частку води у розчині йоду.

4. Обчислити об'єм води, в якій можна розчинити 44,8 л гідроген хлориду (н.у.), щоб одержати розчин хлоридної кислоти з масовою часткою основної речовини 14,6 % та густиною 1,07 г/мл.

5. Наважку сплаву міді з магнієм масою 9,38 г обробили надлишком хлоридної кислоти. При цьому виділилось 7,0 л газу (н.у.). Обчислити масові частки металів у сплаві.

6. Обчислити рН 0,002 М розчину перхлоратної кислоти, якщо K_d ($HClO_4$) = $2,82 \cdot 10^{-8}$.

7. Обчислити рН 0,01 %-го розчину HI. Густину розчину прийняти за одиницю.

8. Обчислити масу осаду, що утвориться при взаємодії розчинів аргентум нітрату та барію броміду з вмістом солей 44 г та 51 г, відповідно.

9. Обчислити об'єм (н.у.) хлору, який використовується для знезараження води об'ємом 12,4 м³, якщо на кожен літр води

витрачається 0,5 мг хлору. Напишіть рівняння реакції взаємодії хлору з водою та поясніть, на чому базується знезаражуюча дія хлору.

10. Наважку кухонної солі масою 36 г, що містить 94 % натрію хлориду, обробили надлишком насиченої сульфатної кислоти. Обчислити об'єм гідрогену хлориду (н.у.), що при цьому виділився.

11. До розчину, в якому містилися калію хлорид і калію бромід, об'ємом 240 мл та масовою часткою сухого залишку 2,6 %, додали надлишок розчину аргентум нітрату. Внаслідок цього утворилося 10,39 г суміші аргентум хлориду і аргентум броміду. Обчислити масовий склад вихідної суміші солей і суміші, що утворилася.

III. Питання для самоконтролю

1. Скласти електронні формули галогенів укажіть валентні електрони та валентні орбіталі атомів галогенів, можливі ступені окиснення та приклади сполук з такими ступенями окиснення.

2. Указати, як змінюється між'ядерна відстань та енергія зв'язку в молекулах галогенів $F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2$. Чим це обумовлено?

3. Користуючись значеннями стандартних електродних потенціалів галогенів, указати, як змінюється їх окиснювальна активність.

4. Навести порівняльну характеристику хімічних властивостей сполук галогенів з Гідрогеном:

4.1. Охарактеризуйте зміну кислотних властивостей у ряді $HF - HCl - HBr - HI$.

4.2. Охарактеризувати зміну відновних властивостей галогенід-іонів.

5. Охарактеризувати окисно-відновні властивості сполук галогенів з додатними значенням ступеня окиснення.

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

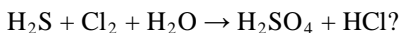
6. Охарактеризувати зміну кислотних та окиснювальних властивостей у ряді $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$.

7. Застосування хлорного вапна, хлорної води, препаратів активного Хлору, Йоду, а також фторидів, хлоридів, бромідів, йодидів у медицині, санітарії і фармації.

IV. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант № 0

1. Чому дорівнює стехіометричний коефіцієнт перед формулою речовини, яка відновлюється в наведеній окисно-відновній реакції



- а) 5; б) 2; в) 4; г) 1/2; д) 3.

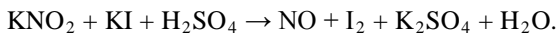
2. Виберіть рівняння реакції, яке перебігає за звичайних умов:

- а) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; б) $\text{Ca} + \text{HCl} \rightarrow \dots$; в) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{кінц.}) \rightarrow \dots$;
г) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; д) $\text{Ag} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$

3. Виберіть формулу речовини X, яка реагує згідно зі схемою реакції $\text{X} + \text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 2\text{HX}$:

- а) F_2 ; б) OF_2 ; в) F_2O_2 ; г) NOF .

4. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.



5. Обчислити рН 0,1 %-го розчину HCl . Густина розчину прийняти за одиницю.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 8

***d*-Елементи I B групи: Купрум, Аргентум, Аурум та їхні сполуки**

Навчальна мета: закріпити знання про *d*-елементи I B групи як біогенних елементів, що пов'язані з утворенням комплексних сполук. Вивчити хімічні властивості сполук Купруму, Аргентуму, Ауруму, що входять до складу цілого ряду медичних препаратів.

Знати: характеристики сполук Купруму, Аргентуму і Ауруму: їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості, здатність до комплексоутворення. Хімічні основи застосування сполук *d*-елементів I B групи як лікарських засобів і у фармацевтичному аналізі.

Вміти: проводити досліди на підтвердження хімічних властивостей сполук *d*-елементів I B групи: Купруму, Аргентуму, Ауруму.

I. Теоретичні питання, що підлягають розгляду

Загальна характеристика *d*-елементів, порівняльна характеристика елементів головних і побічних підгруп. Характерні особливості *d*-елементів: ступені окиснення, утворення комплексів, забарвлення катіонних та аніонних комплексів, участь в ОВР. Зміна кислотно-основних та окисно-відновних властивостей сполук зі зміною ступеня окиснення.

Загальна характеристика елементів I B групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин. Реакції з кислотами, киснем, галогенами.

Сполуки Купруму (I) і Купруму (II), їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості, здатність до комплексоутворення.

Комплексні сполуки Купруму (II) з амоніаком, амінокислотами, багатоатомними спиртами. Оксид і галогеніди Купруму (I). Комплексні сполуки Купруму (I) з хлоридами й амоніаком, природа забарвлення. Комплексний характер купрумвмісних ферментів, їх біологічна роль. Хімічні основи застосування сполук Купруму в медицині та фармації.

Сполуки Аргентуму, їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Здатність до комплексоутворення, комплексні сполуки з галогенід-йонами, амоніаком, тіосульфат-йонами. Бактерицидні властивості йонів Ag^+ . Хімічні основи застосування сполук Аргентуму як лікарських засобів і у фармацевтичному аналізі.

Аурум. Окиснення золота киснем за наявності ціанід-іонів. Відношення золота до «царської води» та селенатної кислоти. Сполуки Ауруму (I) і Ауруму (III), їх кислотно-основні та окисно-відновні характеристики, здатність до комплексоутворення. Застосування золота та сполук Ауруму у медицині й фармації.

II. Практична частина

2.1. Алгоритм лабораторної роботи

Експериментальне дослідження властивостей сполук d-елементів I B групи

Матеріальне забезпечення: штатив з пробірками, піпетки, спиртівка, ніхромовий дріт, гранули цинку та міді; розчини: хлоридної кислоти (0,5 н, конц.), сульфатної кислоти (0,5 н, конц., 2 н), нітратної (0,5 н, конц.), натрію гідроксиду (0,5 н), купрум (II) сульфату (0,5 н), купрум (II) хлориду (0,5 н), калію йодиду (0,5 н), калію броміду (0,5 н), натрію (калію) хлориду (0,5 н), натрію тіосульфату (0,5н), натрію

сульфіту (0,5 н), аргентуму нітрату (0,1 н), свіжоприготованого феруму (II) сульфату (0,5 н), натрію гідрогенкарбонату (насичен.), глюкози (4,5 %), амоніаку (10 %), крохмалю (1 %).

Дослід 1. Відношення міді до кислот (Тяга!)

У три пробірки внести по шматочку металічної міді та додати по 0,2–0,3 мл 0,5 н розчинів кислот: у першу – хлоридної, у другу – сульфатної, у третю – нітратної. В яких пробірках з'явилось блакитне забарвлення розчину?

Злити розведені кислоти, залишивши у пробірках шматочки металічної міді. Додати до них по 5–6 краплин концентрованих розчинів тих же кислот. Прослідкувати спочатку при кімнатній температурі, а потім при обережному нагріванні, в яких пробірках проходить хімічна реакція.

Записати спостереження, зробити висновки. Рівняння реакцій скласти методом електронного балансу.

Дослід 2. Відновлення купрум з розчинів його солей

До 0,5 мл розчину купрум (II) сульфату помістити гранулу цинку. Відмітити появу на поверхні металу червоно-коричневого нальоту. Користуючись рядом напруг металів, пояснити витіснення міді з розчину її солі металічним цинком.

Записати спостереження, зробити висновки. Рівняння реакцій скласти методом електронного балансу.

Дослід 3. Одержання основної солі купрум (II) сульфату, купрум (II) гідроксиду і купрум (II) оксиду

До 1 мл розчину CuSO_4 , додати краплями 0,5 н розчин натрію гідроксиду до появи осаду і ще надлишок – 3–4 краплі. Вміст пробірки

з добутим осадом поділити на дві частини. Вміст першої нагріти до кипіння. Звернути увагу на відсутність зміни осаду. Потім суміш у пробірці охолодити водопровідною водою, додати 0,5–1 мл розчину луѓу (до лужної реакції) і знову нагріти до кипіння. Утворений при цьому чорний осад розчинити в сульфатній або нітратній кислоті.

До суміші, що залишилась у першій пробірці, додати 5 н розчин натрію гідроксиду до повного розчинення осаду основної солі.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 4. Окиснювальні властивості сполук купрум (II)

А. До 1 мл розчину купрум (II) сульфату додати краплями розчин калію йодиду до утворення осаду купрум (I) йодиду та забарвлення вмісту пробірки в жовтий колір. Реакційну суміш поділити на дві пробірки.

До першої додати у декілько крапель 1 % розчину крохмалю та відмітьте появу синього забарвлення, яке свідчить про наявність у розчині йоду.

До другої додати розчин натрію сульфїту до знебарвлення. Потім – розчин амонїаку. Що спостерігається?

В. У пробірку внести 3–4 краплини розчину купрум (II) сульфату, додати 0,5 мл 0,5 н розчину натрію гідроксиду та 0,1–0,2 мл 4,5 % розчину глюкози. Суміш добре перемішати, а потім нагріти. Поясніть утворення жовтого осаду та його подальше перетворення у червоний осад.

Записати спостереження, зробити висновки. Рівняння окисно-відновних реакцій скласти методом електронно-іонного балансу.

Дослід 5. Гідроліз солей купруму

А. Дослідити лакмусовим папірцем розчини солей Купруму. Відмітити зміну кольору лакмусового папірця і скласти рівняння реакцій гідролізу.

В. До концентрованого розчину купрум (II) сульфату додати насичений розчин соди. Звернути увагу на утворення осаду $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ і виділення газу.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 6. Забарвлення полум'я солями купруму

Змочити ніхромовий дріт розчином купрум (II) хлориду, внести його у полум'я спиртівки. В який колір забарвлюється полум'я?

Записати спостереження, зробити висновки.

Дослід 7. Одержання амінокомплексу купрум (II)

До 0,5 мл розчину CuSO_4 краплями додати розчин амоніаку до утворення блакитного осаду сульфату гідроксоміді $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Продовжувати додавати розчин аміаку до повного розчинення осаду основної солі та утворення амінокомплексу тетраамінкупрум (II) сульфату $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 8. Відновлення аргентуму з розчинів його солей

Внести у 2 пробірки по 0,1 мл розчину аргентум нітрату та занурити у першу шматочок міді, у другу трохи порошку магнію. Відмітити утворення на поверхні обох металів срібного нальоту. У якій пробірці цей процес відбувається більш інтенсивно?

Записати спостереження, зробити висновки. Рівняння реакцій скласти методом електронного балансу.

Дослід 9. Властивості галогенідів аргентума

У три пробірки налити по 0,5 мл розчинів солей: натрій хлориду, калій броміду та калій йодиду. У кожну пробірку додати 1–2 краплі аргентум нітрату. Отримані осаді розділити на дві частини і дослідити розчинність отриманих галогенідів у розчинах амоніаку та натрію тіосульфату.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

Підбити підсумки проведених експериментів і зроблених спостережень

2.2. Розв'язання розрахункових завдань

2.2.1. Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Під час прожарювання кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ масою 10,0 г відбулося часткове видалення води. Визначте формулу добутого кристалогідрату, якщо його маса дорівнює 7,84 г.

Розв'язання

Дано:

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 10,0 \text{ г}$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}) = 16,2 \text{ г}$$

$$x - ?$$

Рівняння реакції:



де x – кількість молів води, що залишилися в складі 1 моль добутого кристалогідрату.

1. $\nu(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})_{\text{вихідн.}} - ?$

$$\nu(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) / M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 10 \text{ г} / 250 \text{ г/моль} = 0,04 \text{ моль}$$

2. $\nu(\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O})_{\text{утвор.}} - ?$

Згідно з рівняння реакції кількість речовини добутого кристалогідрату дорівнює $\nu(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})_{\text{вихідн.}}$, тобто $\nu(\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O})_{\text{утвор.}} = 0,04$ моль.

3. $\nu(\text{H}_2\text{O})$ у вихідному кристалогідраті – ?

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = 5\nu(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 5 \cdot 0,04 \text{ моль} = 0,2 \text{ моль.}$$

4. $m(\text{H}_2\text{O})_{\text{вид}}$ і $\nu(\text{H}_2\text{O})_{\text{вид}}$ – ?

Обчислюємо масу і кількість речовини води, видаленої з кристалогідрату:

$$m(\text{H}_2\text{O})_{\text{виділ.}} = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) - m(\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}) = 10,0 \text{ г} - 7,84 \text{ г} = 2,16 \text{ г};$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O})_{\text{виділ.}} = m(\text{H}_2\text{O})_{\text{виділ.}} / M(\text{H}_2\text{O}) = 2,16 \text{ г} / 18 \text{ г/моль} = 0,12 \text{ моль}$$

5. $m(\text{H}_2\text{O})_{\text{залиш.}}$ і $\nu(\text{H}_2\text{O})_{\text{залиш.}}$ – ?

Обчислюємо масу і кількість речовини води, що залишилася в кристалогідраті:

$$\nu(\text{H}_2\text{O})_{\text{залиш.}} = \nu(\text{H}_2\text{O}) - \nu(\text{H}_2\text{O})_{\text{вид}} = 0,2 \text{ моль} - 0,12 \text{ моль} = 0,08 \text{ моль.}$$

6. Коефіцієнт x – ?

$$X = \nu(\text{H}_2\text{O})_{\text{залиш.}} / \nu(\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O})_{\text{утвор.}} = 0,08 \text{ моль} / 0,04 \text{ моль} =$$

2

Відповідь: формула добутого кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Приклад 2. Суміш міді та алюмінію масою 20 г обробили розчином хлоридної кислоти, яку було взято у надлишку, при цьому виділилося 6,72 л газу за н.у. Визначити масові частки металів у суміші.

Розв'язання

Дано:

$$m_{\text{суміші}} = 20 \text{ г}$$

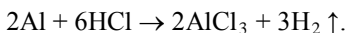
$$V(\text{H}_2) = 6,72 \text{ л за}$$

н.у.

$$\omega(\text{Al}) - ?$$

$$\omega(\text{Cu}) - ?$$

Суміш складається з двох компонентів, один з яких – активний метал алюміній, який реагує з хлоридною кислотою з відновленням водню згідно з рівнянням:



Другий компонент мідь є неактивним металом і з кислотою не реагує.

1. $v(\text{H}_2)_{\text{виділ}} - ?$

$$v(\text{H}_2)_{\text{виділ}} = V(\text{H}_2) / V_M = 6,72 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 0,3 \text{ моль}.$$

2. $v(\text{Al})$, який прореагував – ?

$$\text{Згідно з рівнянням реакції співвідношення } v(\text{Al}) : v(\text{H}_2)$$

дорівнює 2:3. Тому на відновлення 0,3 моль водню було витрачено 0,2 моль алюмінію.

3. $m(\text{Al})$ у суміші – ?

$$m(\text{Al}) = v(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 5,4 \text{ г}.$$

4. $\omega(\text{Al}) - ?$

$$\omega(\text{Al}) = (m(\text{Al}) / m_{\text{суміші}}) \cdot 100 \% = (5,4 \text{ г} / 20 \text{ г}) \cdot 100 \% = 27 \%$$

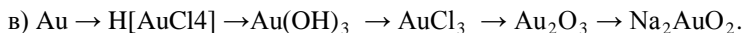
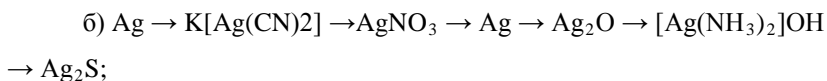
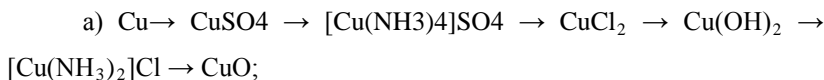
5. $\omega(\text{Cu}) - ?$

$$\omega(\text{Cu}) = 100 \% - \omega(\text{Al}) = 100 \% - 27 \% = 73 \%$$

Відповідь: $\omega(\text{Al}) = 27 \%$, $\omega(\text{Cu}) = 73 \%$.

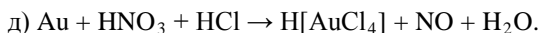
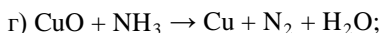
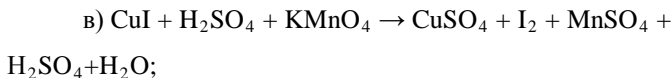
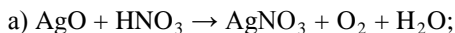
2.2.2. Завдання для самостійного розв'язання

1. Навести рівняння реакцій, що лежать в основі таких послідовних перетворень:



Реакції, які відбуваються у водних розчинах, навести у молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченій).

2. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронного або електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.



3. Для одержання осаду купрум (II) гідроксиду були використані розчини, що вміщували 5 г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ і 2,0 г NaOH . Який з реагентів взято у надлишку? Яка маса осаду, що утворився?

4. До 0,5 л розчину купруму (II) сульфату (густина розчину 1,09 г/мл) додали порошок магнію масою 24 г. Через деякий час металевий осад зібрали і висушили. Його маса становила 32 г. Визначте масову частку магнію сульфату в отриманому розчині.

5. Визначте масу осаду аргентум (I) броміду, якщо до розчину аргентум (I) нітрату (що у надлишку) додати 196 г 12 %-го розчину KBr ?

6. До 120 мл розчину купруму (II) сульфату (густина розчину 1,1 г/мл, масова частка розчиненої речовини 12 %) помістили 3,2 г залізних ошурок. Розрахуйте масову частку купруму (II) сульфату в розчині після завершення реакції.

7. Скільки потрібно витратити 24 %-го розчину нітратної кислоти (густина 1,21 г/мл) для розчинення наважки срібла масою 10,2 г?

8. Після розчинення у надлишку сульфатної кислот наважки суміші купрум (II) оксиду і цинк оксиду масою 9,43 г отримали 18,79 г безводних сульфатів купруму (II) і цинку. Визначте відсотковий склад вихідної суміші.

9. У результаті обробки певної наважки суміші ошурок міді, заліза і золота надлишком насиченої нітратної кислоті утворилося 6,72 газу (н.у.) та 8,55 г твердого залишку. При обробці такої ж наважки суміші розчином хлоридної кислоти виділилось 3,36 л газу (н.у.). Визначте відсотковий склад вихідної суміші.

10. Який об'єм розчину хлоридної кислоти, в якому масова частка HCl складає 4 % ($\rho = 1,06$ г/мл), необхідно додати до 0,5 л 0,02 н розчину AgNO_3 для повного осадження іона Ag^+ у вигляді AgCl ?

11. Змішали 100 г 13 %-го розчину аргентум нітрату та 100 г 13 %-го розчину натрій хлориду. Визначити масову частку осаду в утвореному розчині.

12. Пластинка ніколу масою 15 г занурена в розчин аурум (III) хлориду. Через деякий час її маса стала дорівнювати 15,651 г. Скільки аурум (III) хлориду вступило в реакцію?

III. Питання для самоконтролю

1. Охарактеризувати будову атомів *d*-елементів I B групи. Яку електронну конфігурацію мають вони в основному стані? Написати електронні формули атомів Купруму, Аргентуму та Ауруму. Які орбіталі в атомах купруму, аргентуму та ауруму є валентними?

2. Розглянути зміни атомних радіусів, енергій іонізації, спорідненості до електрону та електронегативності в ряду Cu – Au.

3. Які ступені окиснення характерні для елементів цієї групи? Навести приклади сполук, в яких реалізуються указані ступені окиснення.

4. Охарактеризувати відновні властивості простих речовин. Як вони змінюються у ряду Cu – Au? Написати рівняння реакцій, які перебігають при зануренні цинкової або залізної пластинки у розчин купруму (II) сульфату, мідної пластинки у розчин аргентуму нітрату.

5. Які властивості ауруму дозволяють віднести його до «благородних металів»? Розглянути відношення металів I B групи до кисню, галогенів, сірки.

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

6. Охарактеризувати відношення міді, срібла та золота до розбавлених та концентрованих розчинів кислот, лугів та солей.

7. Користуючись значеннями стандартних електродних потенціалів відповідних напівреакцій, охарактеризувати хімічну активність елементів у ряді $\text{Cu} - \text{Ag} - \text{Au}$ та окиснювальні властивості їх іонів Cu^{2+} , Ag^+ , Au^{3+} .

8. Скласти рівняння реакцій розчинення золота в концентрованій селенатній кислоті та «царській водці» (суміш концентрованих нітратної та хлоридної кислот). Підібрати коефіцієнти електронно-іонним методом.

9. Чим пояснюється утворення зеленого нальоту на мідних виробах та почорніння срібних предметів за тривалого перебування на повітрі? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

10. У чому полягає біологічна роль d -елементів I B групи?

11. Охарактеризувати основні шляхи застосування сполук d -елементів I B групи у медичній та фармацевтичній практиці.

IV. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант № 0

1. Виберіть твердження, яке відповідає властивостям срібла:

- а) реагує з концентрованою нітратною кислотою;
- б) взаємодіє з киснем з утворенням солей;
- в) реагує із солями більш активних металів;
- г) реагує із розчинами хлоридної та сульфатної кислот.

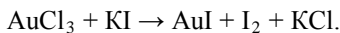
2. У комплексній сполуці складу $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ визначити заряд та координаційне число іона комплексоутворювача:

- а) 2+ і 4;
- б) 1+ і 2;
- в) 3- і 8;
- г) 2- і 6.

3. Виберіть електронну формулу атома Купруму:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$;
г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$; д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^1$.

4. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронного або електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.



5. Скільки потрібно витратити 20 %-го розчину нітратної кислоти (густина 1,18 г/мл) для розчинення наважки міді масою 7,2 г?

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 9

d-Елементи II В групи: Цинк, Кадмій, Меркурій та їхні сполуки

Навчальна мета: формування у студентів знань про роль *d*-елементів в організмі людини, розуміння фізико-хімічних закономірностей процесів метаболізму за участі сполук *d*-елементів II В групи, що лежать в основі процесів життєдіяльності людини.

Знати: кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук Цинку, Кадмію та Меркурію. Хімізм токсичної дії сполук Кадмію та Меркурію. Хімічні основи застосування сполук *d*-елементів II В групи в медицині та фармації.

Вміти: володіти методикою проведення хімічних дослідів та якісного визначення форм *d*-елементів II В групи в біологічних рідинах.

I. Теоретичні питання, що підлягають розгляду

Загальна характеристика елементів II В групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин.

Цинк. Загальна характеристика. Хімічна активність простої речовини. Кислотно-основна та окисно-відновна характеристика сполук Цинку. Солі Цинку, їх розчинність і гідроліз. Комплексні сполуки Цинку з аміаком, водою та гідроксид-іонами. Цинковмісні ферменти. Хімічні основи застосування сполук Цинку в медицині та фармації.

Кадмій та його сполуки порівняно з аналогічними сполуками Цинку.

Меркурій. Загальна характеристика; властивості, відмінні від Цинку та Кадмію: хімічна активність простої речовини, ковалентність зв'язків з м'якими лігандами, утворення зв'язків між атомами Меркурію. Окиснення ртуті сіркою та нітратною кислотою, взаємодія з ферум (III) хлоридом. Нітрати меркурію. Гідроліз. Основні солі. Сполуки Меркурію (I) і Меркурію (II), їхня кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Хімізм токсичної дії сполук Кадмію та Меркурію. Хімічні основи застосування сполук Меркурію в медицині та фармації.

II. Практична частина

2.1. Алгоритм лабораторної роботи

Експериментальне дослідження властивостей сполук d-елементів II B групи

Матеріальне забезпечення: штатив з пробірками, спиртівка, апарат Кіппа, шматочки мармура, піпетки, універсальний індикаторний папір, гранули цинку; розчини: хлоридної кислоти (0,5 н, 2 н), натрію гідроксиду (0,5 н, 2 н), цинк сульфату (0,5 н), кадмій сульфату (0,5 н), калію йодиду (0,5 н), гідраргірум (II) нітрату (0,5 н), амоніаку (10 %, конц.), вуглекислий газ.

Дослід 1. Відновні властивості цинку

У дві пробірки внести по 1 гранулі металічного цинку і додати по 0,5 мл 2 н розчинів: у першу – хлоридної кислоти, у другу – натрію гідроксиду. Другу пробірку обережно нагріти.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді, враховуючи, що в

розчинах кислот катіон цинку існує у вигляді аква-, а в розчинах лугів – у вигляді гідроксокомплексів з координаційним числом 4.

Дослід 2. Одержання та властивості гідроксидів цинку та кадмію

А. У дві пробірки внести по 0,5 мл розчину цинк сульфату та обережно додати по краплям 0,5 н розчин натрію гідроксиду до утворення осаду. Потім додати у першу пробірку 0,1–0,2 мл 0,5 н розчину хлоридної кислоти, а у другу – такий же об'єм 2 н розчину натрію гідроксиду.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді, враховуючи, що в розчинах кислот катіон цинку існує у вигляді аква-, а в розчинах лугів – у вигляді гідроксокомплексів з координаційним числом 4.

В. Аналогічний дослід провести з розчином кадмію сульфата.

Дослід 3. Гідроліз солей цинку та кадмію

А. На смужку універсального індикаторного паперу нанести по краплі розчинів сульфатів цинку та кадмію. Визначити рН розчинів солей.

В. До 0,5 мл розчину цинку сульфату додати по краплям 2 н розчин натрію гідроксиду до утворення осаду і його подальшого розчинення. Потім пропустити у цей розчин вуглекислий газ з апарату Кіппа.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 4. Комплексні сполуки цинку, кадмію та ртуті (II)

А. У дві пробірки, що вміщують по 0,5 мл розчинів сульфатів цинку та кадмію, додати краплями 10 %-й розчин амоніаку до

утворення осадів гідроксидів. Потім додати в обидві пробірки концентрований розчин амоніаку до розчинення осадів.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакцій комплексоутворення у молекулярному та іонному вигляді, враховуючи, що координаційне число цинку дорівнює 4, а кадмію – 6.

В. До 0,5 мл розчину гідраргірум (II) нітрату додати краплями розчин калію йодиду до утворення осаду. Відмітити колір осаду. Додати надлишок розчину калію йодиду до розчинення осаду.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакції одержання гідраргірум (II) йодиду та його розчинення з утворенням комплексної солі, враховуючи, що координаційне число гідраргірум (II) дорівнює 4.

Підбити підсумки проведених експериментів і зроблених спостережень

2.2. Розв'язання розрахункових завдань

2.2.1. Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Шляхом послідовних реакцій із зразка цинк сульфату одержано 0,876 г цинк дифосфату. Обчислити масу вихідної речовини.

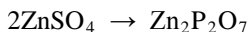
Розв'язання

Дано:

$$m(\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7) = 0,876 \text{ г}$$

$$m(\text{ZnSO}_4) - ?$$

Складаємо стехіометричну схему процесу і подальші розрахунки ведемо за нею:



1. $\nu(\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7) - ?$

$$\nu(\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7) = m(\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7) / M(\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7) = 0,876 \text{ г} / 304 \text{ г/моль} = 2,88 \cdot 10^{-3} \text{ моль.}$$

2. $\nu(\text{ZnSO}_4) - ?$

Із стехіометричної схеми видно, що для одержання 1 моль $\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7$ треба витратити 2 моль ZnSO_4 , а на $2,88 \cdot 10^{-3}$ моль $\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7$ потрібно x моль ZnSO_4 .

$$\text{Звідки } x = 2,88 \cdot 10^{-3} \cdot 2 = 5,76 \cdot 10^{-3} \text{ моль.}$$

3. $m(\text{ZnSO}_4) - ?$

$$m(\text{ZnSO}_4) = \nu(\text{ZnSO}_4) \cdot M(\text{ZnSO}_4) = 5,76 \cdot 10^{-3} \text{ моль} \cdot 161 \text{ г/моль} = 0,927 \text{ г.}$$

Відповідь: $m(\text{ZnSO}_4) = 0,927 \text{ г.}$

Приклад 2. При взаємодії суміші металевого цинку та цинку карбонату з хлоридною кислотою виділилось 6,72 л газу. Після спалювання утвореного газу у повітрі та конденсації водяної пари об'єм його зменшився до 4,48 л. Розрахувати масову частку цинку у вихідній суміші.

Розв'язання

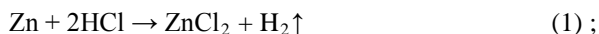
Дано:

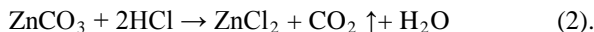
$$V(\text{газ})_{\text{виділ.}} = 6,72 \text{ л}$$

$$V(\text{газ})_{\text{залиш.}} = 6,72 \text{ л}$$

$$\omega(\text{Zn}) - ?$$

Під дією хлоридної кислоти на суміш перебігають реакції:





З газів, що виділились за цими реакціями підтримує горіння тільки водень: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.

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

Об'єм газової суміші зменшився на величину об'єму водню, який згорів (пара води була сконденсована), в залишку – об'єм CO_2 .

$$V(\text{CO}_2) = 4,48 \text{ л, а } V(\text{H}_2) = 6,72 - 4,48 = 2,24 \text{ л.}$$

2. $v(\text{CO}_2) - ?$ $v(\text{H}_2) - ?$

$$v(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_M = 4,48 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 0,2 \text{ моль};$$

$$v(\text{H}_2) = V(\text{H}_2) / V_M = 2,24 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 0,1 \text{ моль.}$$

3. $m(\text{Zn}) - ?$ $m(\text{ZnCO}_3) - ?$

Згідно зі стехіометрією реакцій (1) та (2):

$$v(\text{Zn}) = v(\text{H}_2) = 0,1 \text{ моль.}$$

$$v(\text{ZnCO}_3) = v(\text{CO}_2) = 0,2 \text{ моль.}$$

Тоді:

$$m(\text{Zn}) = v(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 65 \text{ г/моль} = 6,5 \text{ г};$$

$$m(\text{ZnCO}_3) = v(\text{ZnCO}_3) \cdot M(\text{ZnCO}_3) = 0,2 \text{ моль} \cdot 125 \text{ г/моль} = 25$$

г;

4. $m(\text{суміші}) - ?$

$$m(\text{суміші}) = m(\text{Zn}) + m(\text{ZnCO}_3) = 6,5 \text{ г} + 25 \text{ г} = 31,5 \text{ г.}$$

5. $\omega(\text{Zn}) - ?$

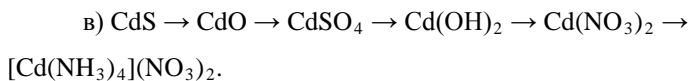
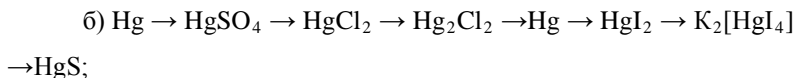
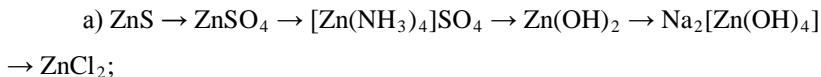
$$\omega(\text{Zn}) = (m(\text{Zn}) / m(\text{суміші})) \cdot 100 \% = (6,5 \text{ г} / 31,5 \text{ г}) \cdot 100 \% = 20,6 \%.$$

Відповідь: $\omega(\text{Zn}) = 20,6 \%$.

2.2.2. Завдання для самостійного розв'язання

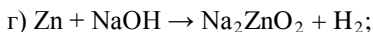
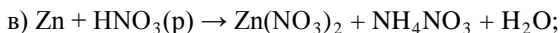
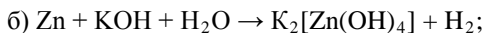
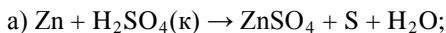
Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

1. Навести рівняння реакцій, що лежать в основі таких послідовних перетворень:



Реакції, які відбуваються у водних розчинах, навести у молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченій).

2. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронного або електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.



3. Пластину з металевого цинку занурили в розчин плюмбум (II) нітрату, при цьому маса пластини збільшилась на 7,1 г. Визначити кількість речовин кожного з металів, які брали участь у реакції.

4. Визначити масу технічного цинку, що містить 4 % домішок, необхідну для реакції з хлоридною кислотою, щоб одержати цинк (II) хлорид кількістю 21,6 г?

5. Під дією надлишку сульфатної кислоти на 2,1 г суміші купрум (II) оксиду і цинк оксиду утворилося 4,1 г безводних сульфатів

купрум (II) і цинку. Обчислити масовий склад вихідної суміші.

6. Під дією надлишку сульфатної кислоти на суміш масою 3,6 г, що містить цинк та мідь, помістили в надлишок розчину сульфатної кислоти. Виділилось 0,55 л водню (н.у.). Обчислити масовий склад вихідної суміші.

7. Визначити масу купрум (II) сульфату, що пішла на відновлення цинку, якщо цинкова пластинка масою 5,2 г занурена в розчин купрум (II) сульфату, після закінчення реакції набула масу 4,72 г.

8. На розчинення суміші цинку та цинк оксиду витратили 124,0 мл 20 % хлоридної кислоти (густиною 1,1 г/мл). Газ, що виділився, спалили і одержали 3,2 г води. Обчислити масу цинк оксиду в суміші.

9. При прожарюванні 1,56 г суміші цинк карбонату і цинк оксиду отримали 1,34 г цинк оксиду. Обчислити склад вихідної суміші (у масових частках).

III. Питання для самоконтролю

1. Охарактеризувати будову атомів *d*-елементів II В групи. Яку електронну конфігурацію мають вони в основному стані? Написати електронні формули атомів цинку, кадмію та ртуті. Які орбіталі в атомах цинку, кадмію та ртуті є валентними?

2. Проаналізувати характер зміни атомних радіусів, енергій іонізації, спорідненості до електрону та електронегативності в ряду Zn – Hg.

3. Які орбіталі в атомах елементів II Б групи можуть брати участь в утворенні хімічного зв'язку? Який тип зв'язку характерний для Zn, Cd і Hg у сполуках?

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

3. Які ступені окиснення характерні для елементів цієї підгрупи? Навести приклади сполук, в яких реалізуються указані ступені окиснення.

4. Охарактеризувати відновні властивості простих речовин. Як вони змінюються у ряду Zn – Hg? Що спільного та відмінного у хімічних властивостях цих металів? Чи буде взаємодіяти цинк з розчинами натрій хлориду та купрум (II) хлориду?

5. Охарактеризувати відношення цинку, кадмію та ртуті до розбавлених та концентрованих розчинів кислот, лугів та солей.

6. Користуючись значеннями стандартних електродних потенціалів відповідних напівреакцій, охарактеризувати хімічну активність елементів у ряді Zn – Hg та окиснювальні властивості їх іонів. Написати рівняння реакцій, які перебігають при зануренні алюмінієвої пластинки у розчин цинку (II) сульфату, залізної пластинки у розчин гідраргірису нітрату.

7. Як змінюють кислотно-основні та окисно-відновлювальні властивості оксидів та гідроксидів у ряду Zn – Hg? Написати рівняння реакцій, що характеризують амфотерні властивості цинку оксиду та гідроксиду.

8. У чому полягає біологічна роль *d*-елементи II В групи? Охарактеризуйте біологічну роль сполук цинку. Як на людину діє надлишок Cd та Hg? Які засоби дезактивації ртуті ви знаєте? На яких реакціях вони засновані?

9. Охарактеризувати основні шляхи застосування сполук *d*-елементів II В групи у медичній та фармацевтичній практиці.

IV. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант № 0

Тестові завдання

1. Меркурій гідроксид хлорид є:

а) основним оксидом; б) нерозчинною основою; в) основною сіллю;
г) лугом; д) кислотою сіллю.

2. Виберіть твердження, яке характеризує властивості цинк (II) гідроксиду:

а) розчиняється тільки в кислотах; б) розчиняється тільки в
лугах;

в) розчиняється тільки у воді; г) розчиняється в лугах і у
кислотах;

д) розчиняється в слабкосольових розчинах.

3. У комплексній сполуці складу $\text{Na}_2[\text{Cd}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ визначити заряд та координаційне число іона комплексоутворювача:

а) 2^+ і 6; б) 3^+ і 4; в) 3^+ і 6; г) 2^- і 4
д) 4^+ і 2.

Розрахункові завдання

4. Записати рівняння реакцій перетворень:



Реакції, що відбуваються у водних розчинах, подати в іонно-молекулярній формі (повній та скороченій).

5. При розчиненні зразка латуні (сплав міді з цинком) масою 5 г в 20 мл хлоридної кислоти з масовою часткою хлороводню 10 % (густиною $1,47 \text{ г/см}^3$) залишається 19,1 мл кислоти. Визначте масову частку міді у сплаві.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 10

d-Елементи VI В групи. Хром та його сполуки

Навчальна мета: формування у студентів знань про роль *d*-елементів в організмі людини, розуміння фізико-хімічних закономірностей процесів метаболізму за участі сполук *d*-елементів VI В групи, що лежать в основі процесів життєдіяльності людини.

Знати: здатність хрому та марганцю мати змінні ступені окислення, що пояснює їх активну участь в окисно-відновних процесах, теоретичні основи яких необхідні для вивчення таких дисциплін: органічної та аналітичної хімії, біохімії, фармакології та інших дисциплін; хімічні основи застосування сполук Хрому, Молібдену та Вольфраму у фармацевтичному аналізі та медицині.

Вміти: володіти методикою проведення хімічних дослідів та якісного визначення форм *d*-елементів VI В групи в біологічних рідинах.

I. Теоретичні питання, що підлягають розгляду

Загальна характеристика підгрупи. Хром, природні сполуки. Проста речовина та її хімічна активність. Карбоніл хрому.

Сполуки Хрому (II), кислотно-основна та окисно-відновна характеристика. Сполуки Хрому (III), кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон Cr^{3+} . Сполуки Хрому (VI) – оксид та дихроматна кислота, хромати та дихромати, кислотно-основна, окисно-відновна характеристика. Оксидаційні властивості хроматів та дихроматів

залежно від рН середовища, окиснення органічних сполук. Пероксосополуки Хрому (VI).

Молібден та Вольфрам, загальна характеристика, здатність до утворення ізополі- та гетерополікислот; окисно-відновні властивості сполук.

Біологічна роль Хрому та Молібдену. Хімічні основи застосування сполук Хрому, Молібдену та Вольфраму у фармацевтичному аналізі та медицині.

II. Практична частина

2.1. Алгоритм лабораторної роботи

Експериментальне дослідження властивостей сполук d-елементів II В групи

Матеріальне забезпечення: штатив з пробірками, спиртівка, піпетки, універсальний індикаторний папір, кристали: хром (III) сульфату, амоній дихромату; розчини: хлоридної кислоти (0,5 н, 2 н), сульфатної кислоти (0,5 н), натрію гідроксиду (0,5 н, 2 н), хром (III) сульфату (0,5 н), калію дихромату (0,5 н), калію йодиду (0,5 н), натрій сульфід (0,5 н), амоніаку (10 %), гідроген пероксиду (3 %); бромна вода, етиловий спирт (96 %).

Дослід 1. Одержання і властивості оксиду хрому (III)
(Демонстраційний дослід!)

А. Одержання хром (III) оксиду. Насипати на металевий лист гіркою невелику порцію порошку амоній дихромату $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. На вершину гірки капнути декілька крапель етилового спирту і підпалити. Відмітити ознаки хімічної реакції.

Записати спостереження, зробити висновки. Рівняння реакції термічного розкладу амоній дихромату скласти методом електронно-іонного балансу.

В. Відношення Cr_2O_3 до кислот та лугів. Невеликі порції хром (III) оксиду, що утворився, помістити у дві пробірки. В одну із пробірок додати 0,5 мл 0,5 н розчину сульфатної кислоти, в другу – розчин натрій гідроксиду.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння відповідних реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 2. Одержання і властивості хрому (III) гідроксиду

А. *Кислотно-основні властивості.* До 1 мл 0,5 н розчину хром (III) сульфату додати краплями 10 % розчин амоніаку до утворення осаду. Вміст пробірки поділити у співвідношенні 1:2 у дві пробірки. До осаду у першій додати 0,2–0,3 мл 0,5 н розчину хлоридної кислоти, у другу – 1 мл 2 н розчину натрію гідроксиду (продукт реакції зберігати для дослідів 2б).

Записати спостереження, зробити висновки щодо кислотно-основних властивостей одержаного осаду. Написати рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді, враховуючи, що при розчиненні $Cr(OH)_3$ в кислоті та надлишку лугу утворюються, відповідно, аква-та гідроксокомплекси хрому (III) з координаційним числом 6.

В. *Окисно-відновні властивості.* Вміст пробірки з розчином натрій гексагідроксохроміту (III), отриманому у попередньому досліді, поділити порівну у дві пробірки.

У першу пробірку додати надлишок бромної води до зміни забарвлення розчину.

У другу пробірку додати 0,5 мл 3 % розчину гідроген пероксиду.

Суміш нагріти до переходу забарвлення розчину з зеленого у жовтий.

Записати спостереження, зробити висновки щодо відновних властивостей хром (III) у цих реакціях. Рівняння реакцій окиснення $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ скласти методом електронно-іонного балансу.

Дослід 3. Гідроліз солей хрому (III)

А. До 1 мл води внести декілька кристаликів хром (III) сульфату. Перемішувати суміш скляною паличкою до розчинення кристалів. Визначити рН розчину хром (III) сульфату.

Записати рівняння гідролізу хром(III) сульфату (врахувати тільки перший ступінь гідролізу).

В. До 0,5 мл 0,5 н розчину хром (III) сульфату додати 0,5 мл 0,5 н розчину натрій сульфіді. Який осад утворюється при такій взаємодії?

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакцій гідролізу в молекулярному та іонному вигляді (для досліді 3(А) врахувати тільки перший ступінь гідролізу).

Дослід 5. Перехід хромату в дихромат

До 0,5 мл 0,5 н розчину калію дихромату додати краплями до появи змін кольору 0,5 н розчин лугу. Спостерігати. До новоутвореного розчину додати краплями до появи змін кольору 0,5 н розчин хлоридної кислоти.

До 0,5 мл 0,5 н калію розчину хромату додати краплями до появи змін кольору 0,5 н розчин хлоридної кислоти. До новоутвореного розчину додати краплями до появи змін кольору 0,5 н розчин лугу.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати іонні та молекулярні рівняння реакцій переходу хромату в дихромат та навпаки.

Дослід 6. Окиснювальні властивості сполук хрому (VI)

У три пробірки внести по 0,5 мл розчину калію дихромату і додати у кожен по 2–3 краплини 0,5 н розчину сульфатної кислоти. Після цього додати краплями до появи змін кольору у першу пробірку розчин калію йодиду, у другу – розчин натрію нітриту, у третю – розчин натрію сульфіту.

Записати спостереження, зробити висновки щодо окиснювальних властивостей хром (VI) у цих реакціях. Рівняння скласти методом електронно-іонного балансу.

Підвести підсумки проведених експериментів і зроблених спостережень.

2.2. Розв'язання розрахункових завдань

2.2.1. Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Визначити масу калій дихромату і об'єм розчину хлоридної кислоти (з масовою часткою гідроген хлориду 37 % і густиною 1,19 г/мл), що необхідні для одержання хлору об'ємом 13,45 л за н.у.

Розв'язання

Дано:

$$\omega(\text{HCl у розч.}) = 37 \%$$

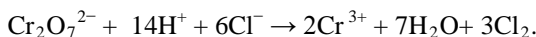
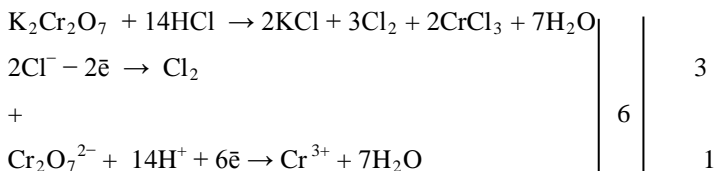
$$\rho(\text{р-ну HCl}) = 1,19 \text{ г/мл}$$

$$V(\text{Cl}_2) = 13,45 \text{ л за н.у.}$$

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) - ?$$

$$V(\text{р-ну HCl}) - ?$$

Реакція відбувається згідно з такими рівняннями:



1. $v(\text{Cl}_2) - ?$

$$v(\text{Cl}_2) = V(\text{Cl}_2) / V_M = 13,45 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 0,6 \text{ моль};$$

2. $v(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) - ?$ $v(\text{HCl}) - ?$

Згідно з рівняннями реакції стехіометричні співвідношення учасників реакції:

$v(\text{Cl}_2) : v(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) : v(\text{HCl}) = 3 : 1 : 14$. Тоді, якщо $v(\text{Cl}_2) = 0,6$ моль

$v(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,6 \text{ моль} / 3 = 0,2 \text{ моль}$; а $v(\text{HCl}) = 0,6 \text{ моль} \cdot 14 / 3 = 2,8 \text{ моль}$.

3. $m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) - ?$ $m(\text{HCl}) - ?$

$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = v(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,2 \text{ моль} \cdot 294 \text{ г/моль} = 58,8 \text{ г}$;

$m(\text{HCl}) = v(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 2,8 \text{ моль} \cdot 36,5 \text{ г/моль} = 102,2 \text{ г}$.

4. $V(\text{р-ну HCl}) - ?$

$$m(\text{р-ну HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{\omega(\text{HCl})} \cdot 100 \% = \frac{102,2 \text{ г}}{37\%} \cdot 100 \% = 276,2 \text{ г}.$$

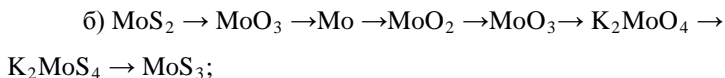
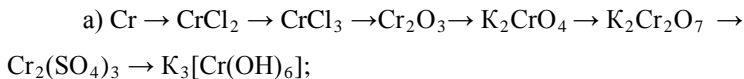
$V(\text{р-ну HCl}) = m(\text{р-ну HCl}) / \rho(\text{р-ну HCl}) = 276,2 \text{ г} / 1,19 \text{ г/мл} = 232,1 \text{ мл}$.

Відповідь: $m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 58,8 \text{ г}$; об'єм розчину $\text{HCl} = 232,1 \text{ мл}$.

2.2.2. Завдання для самостійного розв'язання

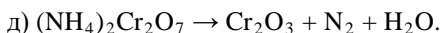
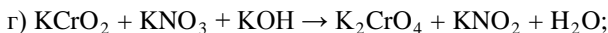
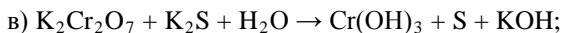
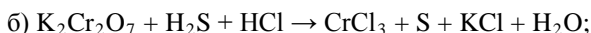
Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

1. Навести рівняння реакцій, що лежать в основі таких послідовних перетворень:



Реакції, які відбуваються у водних розчинах, навести у молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченій).

2. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронного або електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.



3. Наважки хрому (III) сульфату і калію гідроксиду масою по 40 г кожна по чергово розчинили у воді. Обчислити масу осаду, що утворився після закінчення реакції.

4. Обчислити масову частку хромової кислоти в розчині, що одержали при розчиненні наважки хрому (VI) оксиду масою 12,4 г у воді об'ємом 850 мл.

5. Які з перелічених солей підлягають повному гідролізу: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, Fe_2S_3 , Na_2S , $\text{Cr}(\text{CO}_3)_3$? Написати рівняння реакцій.

6. Обчислити масу хрому, яку можна одержати при відновленні

хрому (III) оксиду масою 85 г воднем, якщо масова частка домішок в ньому становить 5,4 %?

III. Питання для самоконтролю

1. Охарактеризувати будову атомів *d*-елементів VI В групи. Яку електронну конфігурацію мають вони в основному стані? Написати електронні формули атомів Хрому, Молібдену та Вольфраму. Які орбіталі в атомах цих елементів є валентними?

2. Які ступені окиснення характерні для елементів цієї групи? Навести по два приклади сполук цих елементів у характерних ступенях окиснення та охарактеризуйте їх.

3. Охарактеризувати відношення хрому, вольфраму та молібдену до кислот, лугів та води.

4. Як змінюються кислотно-основні властивості оксидів у ряду $\text{CrO} - \text{CrO}_3$? Навести реакції, що доводять амфотерність $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

5. Як змінюються кислотні властивості в ряду $\text{H}_2\text{CrO}_4 - \text{H}_2\text{WO}_4$?

6. Чому водні розчини дихромату лужного металу мають кислу реакцію? Як змінюється забарвлення такого розчину при додаванні лугу?

7. У чому полягає біологічна роль Хрому та Молібдену?

8. Охарактеризувати хімічні основи застосування сполук Хрому, Молібдену та Вольфраму у фармацевтичному аналізі та медицині.

IV. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант № 0

Тестові завдання

1. У комплексній сполуці складу $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ визначити заряд та координаційне число іона комплексоутворювача:

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 11

d-Елементи VII В групи. Манган та його сполуки

Навчальна мета: формування у студентів знань про роль *d*-елементів в організмі людини, розуміння фізико-хімічних закономірностей процесів метаболізму за участі сполук *d*-елементів VII В групи, що лежать в основі процесів життєдіяльності людини.

Знати: кислотно-основну та окисно-відновну характеристику, здатність до комплексоутворення сполук ряду Манган (II) – Манган (VII). Взаємозв'язок між біологічною роллю *d*-елементів VII В групи та формою знаходження їх в організмі. Хімічні основи застосування калію перманганату та його розчинів як антисептичного засобу та у фармацевтичному аналізі.

Вміти: володіти методикою проведення хімічних дослідів та якісного визначення форм *d*-елементів VII В групи в біологічних рідинах.

I. Теоретичні питання, що підлягають розгляду

Загальна характеристика елементів підгрупи Мангану. Манган. Хімічна активність простої речовини. Здатність до комплексоутворення (утворення карбонілів).

Сполуки Манган (II) та Мангану (III): кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон Mn^{2+} . Манган (IV) оксид, кислотно-основні та окисно-відновні властивості, вплив рН-середовища на окисно-відновні властивості. Сполуки Мангану (VI): манганати, їх утворення, термічна стійкість, диспропорціонування в розчині та умови стабілізації. Сполуки

Мангану (VII): оксид, перманганатна кислота, її солі, окисно-відновні властивості, продукти відновлення перманганатів за різних значень рН, окиснення органічних сполук, термічне розкладання. Біологічна роль Мангану. Хімічні основи застосування калію перманганату та його розчинів як антисептичного засобу та у фармацевтичному аналізі.

II. Практична частина

2.1. Алгоритм лабораторної роботи

Експериментальне дослідження властивостей сполук d-елементів VII B групи

Матеріальне забезпечення: штатив з пробірками, піпетки, спиртівка, скляна паличка, кристали манган (IV) оксиду та калію перманганату; розчини: хлоридної кислоти (0,5 н, конц.), сульфатної кислоти (0,5 н, конц., 2 н), нітратної кислоти (0,5 н), натрію гідроксиду (0,5 н, 2 н), ферум (II) сульфату (0,5 н), манган (II) сульфату (0,5 н), калію йодиду (0,5 н), манган (II) нітрату (0,5 н), амонію персульфату (0,5 н), гідроген пероксиду (10 %), розчину калію гексаціаноферату (II) $K_4[Fe(CN)_6]$ (1 %), аргентуму нітрату (0,1 н), амоніаку (10 %), хлорної води; скипка.

Дослід 1. Одержання та властивості манган (II) гідроксиду

У три пробірки внести по 0,5 мл розчину манган(II) сульфату, додати у кожен по 0,5 мл 0,5 н розчину натрію гідроксиду до утворення осаду. Відмітити його колір. Після цього у першій пробірці розмішати осад скляною паличкою та залишити стояти у штативі на деякий час. У другу пробірку налити 0,5 мл 0,5 н розчину розчину хлоридної кислоти, у третю–таку ж кількість 2 н розчину натрію гідроксиду.

Записати спостереження, відмітити, що відбувається з осадом в усіх трьох пробірках. Зробити висновки. Написати рівняння відповідних реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 2. Відновні властивості сполук манган (II)

А. У пробірку внести 0,2 мл розчину амонію персульфату, 0,2 мл 0,5 н розчину нітратної кислоти, 3–4 краплини розчину аргентум нітрату (як каталізатора) і додати 0,2 мл 0,5 н розчину манган (II) нітрату. Пробірку підігріти. Чому змінився колір розчину у пробірці?

В. До 0,5 мл 0,5 н розчину манган (II) сульфату додати 0,2 мл розчину лугу і 0,5 мл розчину гідроген пероксиду (масовою часткою H_2O_2 , яка дорівнює 10 %). Суміш нагріти до припинення виділення кисню внаслідок повного розкладу надлишку гідроген пероксиду.

Записати спостереження, зробити висновки щодо відновних властивостей сполук манган (II) у цих реакціях. Рівняння скласти методом електронно-іонного балансу.

Дослід 3. Гідроліз солей мангану (II)

На смужку універсального індикаторного паперу нанести 1–2 краплі 0,5 н розчину манган (II) нітрату. Визначити рН розчину.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакцій гідролізу в молекулярному та іонному вигляді (врахувати тільки перший ступінь гідролізу).

Дослід 4. Властивості манган (IV) оксиду

А. В пробірку помістити декілька кристаликів манган (IV) оксиду і додати 0,5 мл 2 н розчину сульфатної кислоти. До суміші додати 0,5 мл свіжоприготованого 0,5 н розчину ферум (II) сульфату. Закрити пробірку пробкою і струшувати суміш до повного розчинення

кристалів MnO_2 . В розчин, що утворився, додати 3–4 краплі розчину $K_4[Fe(CN)_6]$. Як змінилося забарвлення розчину? Який іон виявляється у розчині? Які властивості виявляє манган (IV) оксид в цій реакції?

В. Внести у пробірку декілька кристалів манган (IV) оксиду і додати 4–5 краплин концентрованої хлоридної кислоти.

Записати спостереження, зробити висновки щодо окиснювальних властивостей манган (IV) оксиду у цих реакціях. Рівняння скласти методом електронно-іонного балансу.

Дослід 5. Одержання та властивості манганат-іону

А. Прожарити у пробірці кристали калію перманганату. Газувату речовину, яка при цьому виділяється, визначити тліючою скипкою. Вміст пробірки охолодити та додати 2–3 мл води. Яка речовина зумовлює колір розчину і чому він швидко змінюється?

В. Прожарити у пробірці кристали калію перманганату. Охолодити та додати 0,5 мл 0,5 н розчину натрію гідроксиду. Яка речовина зумовлює колір розчину? Додати до цього розчину хлорної води.

Записати спостереження, зробити висновки. Рівняння скласти методом електронного та електронно-іонного балансу.

Дослід 6. Окиснювальні властивості перманганат-іону

До 0,5 мл 0,5 н розчину калію перманганату додати 3–4 краплини 2 н розчину сульфатної кислоти, потім краплями додавати свіжоприготований 0,5 н розчин ферум (II) сульфату до зміни забарвлення розчину.

Записати спостереження, зробити висновки щодо окиснювальних властивостей перманганат-іону. Рівняння скласти методом електронно-іонного балансу.

Дослід 7. Залежність окиснювальних властивості калій перманганату від рН середовища

У три пробірки внести по 0,5 мл розчину калію перманганату та додати по 3–4 краплини: у першу – 2 н розчину сульфатної кислоти, у другу – 2 н розчину натрію гідроксиду, у третю – води (тобто розчин залишити нейтральним). У всі три пробірки внести по 0,5 мл 0,5 н розчину калій йодиду. Вміст третьої пробірки трохи нагріти. Яка речовина забарвлює розчин в жовто-бурий колір в першій пробірці? Яка речовина забарвлює розчин в другій пробірці у зелений колір? Яка речовина випадає в осад у третій пробірці?

Записати спостереження, зробити висновки щодо зміни окиснювальних властивостей перманганат-іону залежно від рН середовища. Рівняння скласти методом електронно-іонного балансу.

Підбити підсумки проведених експериментів і зроблених спостережень

2.2. Розв'язання розрахункових завдань

2.2.1. Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Розчин манган (II) хлориду об'ємом 200 мл (масова частка розчиненої речовини 10 %, густина розчину 1,056 г/мл) обробили стехіометричною кількістю натрій гідроксиду. Через розчин із свіжо осадженим манган (II) гідроксидом пропустили повітря до повного окиснення Mn(II) до Mn(IV). Розрахувати об'єм повітря (н.у.), яке пройшло через реактор, якщо частка кисню у ньому складає 21 %.

Розв'язання

Дано:

$V(\text{р-ну MnCl}_2) = 200 \text{ мл}$

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

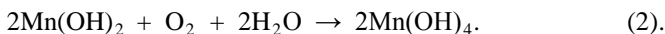
$$\omega(\text{MnCl}_2) = 10\%$$

$$\rho(\text{р-ну MnCl}_2) = 1,056 \text{ г/мл}$$

$$\varphi(\text{O}_2) = 21\%$$

$$V(\text{пов.}) \text{ за н.у.} - ?$$

У реакторі послідовно відбулися такі реакції:



1. $m(\text{MnCl}_2) - ?$

$$\begin{aligned} m(\text{MnCl}_2) &= V(\text{р-ну MnCl}_2) \cdot \omega(\text{MnCl}_2) \cdot \rho(\text{р-ну MnCl}_2) / 100 \% = \\ &= 200 \text{ мл} \cdot 1,056 \text{ г/мл} \cdot 10 \% / 100\% = 21,12 \text{ г}. \end{aligned}$$

2. $\nu(\text{MnCl}_2) - ?$

$$\nu(\text{MnCl}_2) = m(\text{MnCl}_2) / M(\text{MnCl}_2) = 21,12 \text{ г} / 126 \text{ г/моль} = 0,168$$

моль.

3. $\nu(\text{Mn(OH)}_2) - ?$

$$\text{Згідно з рівнянням (1) } \nu(\text{Mn(OH)}_2) = \nu(\text{MnCl}_2) = 0,168 \text{ моль}.$$

4. $\nu(\text{O}_2)$, який прийняв участь в окисненні – ?

$$\text{Згідно з рівнянням (2) } \nu(\text{O}_2) = 1/2 \nu(\text{Mn(OH)}_2) = 0,168 \text{ моль} / 2 = 0,084 \text{ моль}.$$

5. $V(\text{O}_2)$, який прийняв участь в окисленні – ?

$$V(\text{O}_2) = \nu(\text{O}_2) \cdot V_M = 0,084 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 1,9 \text{ л}.$$

6. $V(\text{повітря})$, що пройшов через реактор – ?

$$\varphi(\text{O}_2) = V(\text{O}_2) / V(\text{повітря}); \text{ звідси}$$

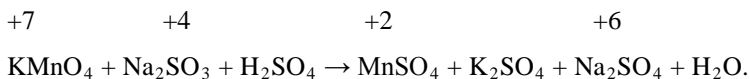
$$V(\text{повітря}) = \frac{V(\text{O}_2)}{\varphi(\text{O}_2)} \cdot 100 \% = \frac{1,9 \text{ л}}{21\%} \cdot 100 \% = 9,05 \text{ л}.$$

Відповідь: об'єм повітря 9,05 л.

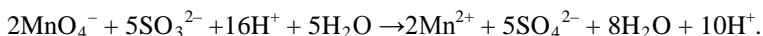
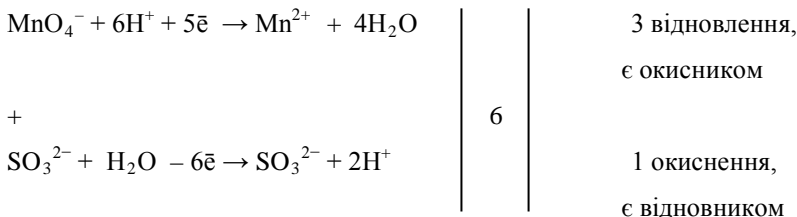
Приклад 2. Скласти рівняння окисно-відновного процесу взаємодії калій перманганату з натрію сульфітом у кислому середовищі методом електронно-іонного балансу, визначити окисник та відновник.

Розв'язання

1. Записують схему реакції. Визначають ступені окиснення (СО) елементів; з'ясовують, які елементи і як змінили свої СО:

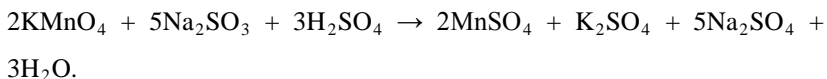


2. Записують електронно-іонні напівреакції, складають матеріальний і електронний баланс; при цьому визначають коефіцієнти в напівреакціях:



Сумарне електронно-іонне рівняння складають як алгебраїчну суму відповідно лівих і правих частин напівреакцій.

3. Записують молекулярне рівняння реакції з визначеними коефіцієнтами:

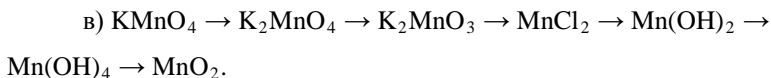
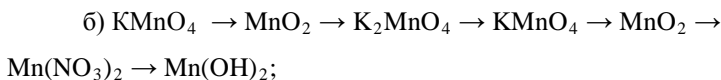
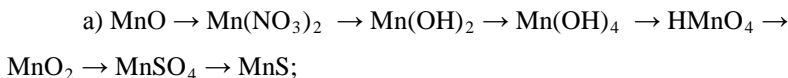


4. Перевіряють матеріальний баланс у рівнянні, насамперед, за атомами Оксигену:

$$n(\text{O})_{\text{прав}} = 8 + 15 + 12 = 35; \quad n(\text{O})_{\text{лів}} = 8 + 4 + 20 + 3 = 35.$$

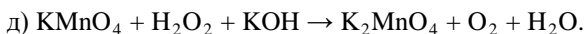
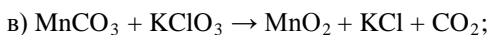
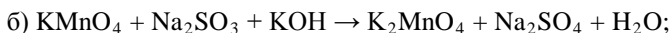
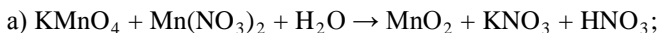
2.2.2. Завдання для самостійного розв'язання

1. Навести рівняння реакцій, що лежать в основі таких послідовних перетворень:



Реакції, які відбуваються у водних розчинах, навести у молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченій).

2. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронного або електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції:



3. Манган (IV) оксид втрачає при прожарюванні кисень, перетворюючись на Mn_3O_4 . Який об'єм кисню (приведеного до н.у.) виділиться з 0,5 кг технічного манган (IV) оксиду, що містить 12 % домішок?

4. Калію перманганат у сильно лужному середовищі окиснює натрію сульфід за рівнянням реакції: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow$

$2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Обчислити, яка маса K_2MnO_4 утворюється при окисненні 12,6 г Na_2SO_3 ?

5. Обчислити масу манган (IV) оксиду, необхідну для одержання 448 л хлору (н.у.) взаємодією його з необхідною кількістю хлоридної кислоти,

6. До 0,05 л розчину MnCl_2 ($\omega = 8\%$, $\rho = 1085 \text{ кг/м}^3$) додали 0,2 л розчину LiOH , масова частка якого 10% ($\rho = 1107 \text{ кг/м}^3$). Яка речовина взята в надлишку і в якій кількості вона залишиться?

7. Яку масу калій перманганату потрібно використати для одержання ферум (III) хлориду масою 72,8 г?

III. Питання для самоконтролю

1. Охарактеризувати будову атомів *d*-елементів VII В групи. Яку електронну конфігурацію мають вони в основному стані? Написати електронні формули атомів Mn, Re, Tc. Які орбіталі в атомах цих елементів є валентними?

2. Які ступені окиснення характерні для елементів цієї групи? Навести по два приклади сполук цих елементів у характерних ступенях окиснення та охарактеризуйте їх.

3. Охарактеризувати відношення Mn, Re, Tc до води, лугів, кислот.

4. Навести порівняльну характеристику кислото-основним властивостям гідроксидів (оксидів) мангану (II, IV, VII).

5. Указати зміну кислотно-основних властивостей у ряді:

$\text{MnO}-\text{Mn}_2\text{O}_3-\text{MnO}_2-\text{MnO}_3-\text{Mn}_2\text{O}_3$. Написати формули відповідних гідроксидів та назвіть їх за систематичною номенклатурою.

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

6. Написати формули іонів, які існують у водних розчинах мангану (II), мангану (VI) та мангану (VII). Дати їм назви за систематичною номенклатурою.

7. Як змінюються окиснювальні властивості KMnO_4 у різних середовищах? Як змінюється забарвлення розчинів у процесі відновлення KMnO_4 ?

8. У чому полягає біологічна роль Мангану?

9. Охарактеризувати хімічні основи застосування калію перманганату та його розчинів як антисептичного засобу та у фармацевтичному аналізі.

IV. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант № 0

Тестові завдання

1. Чому дорівнюють стехіометричні коефіцієнти перед формулами речовин K_2MnO_4 та MnO_2 в наведеній окисно-відновній реакції $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH}$?

- а) 2 та 3; б) 2 та 1; в) 3 та 1; г) 2 та 2;
д) 3 та 4.

2. Виберіть твердження, яке характеризує властивості манган (II) гідроксиду:

а) розчиняється тільки в кислотах; б) розчиняється тільки в лугах;

в) розчиняється тільки у воді; г) розчиняється в лугах і у кислотах;

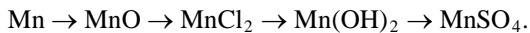
д) розчиняється в слабкосольових розчинах.

3. У комплексній сполуці складу $\text{Na}[\text{Mn}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ визначити заряд та координаційне число іона комплексоутворювача:

- а) 2^+ і 6; б) 3^+ і 4; в) 3^+ і 6; г) 2^- і 4;
 б) 4^+ і 4.

Розрахункові завдання

4. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Реакції, що відбуваються у водних розчинах, подати в іонно-молекулярній формі (повній та скороченій).

5. Калію перманганат масою 39,5 г піддали повному термічному розкладу. Яку масу магнію можна окислити одержаним киснем?

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 12

d-Елементи VIII В групи. Елементи родини Феруму, їх сполуки

Навчальна мета: формування у студентів знань про роль *d*-елементів в організмі людини, хімічні основи фармакологічної дії і застосування різних лікарських препаратів, які містять елементи VIII В групи, розуміння хімічної природи токсичної дії *d*-елементів групи Феруму і їх сполук.

Знати: кислотно-основну та окисно-відновну характеристику елементів родини Феруму та їх здатність до комплексоутворення, що обумовлює фізіологічне значення *d*-елементів VIII В групи і їх сполук (сполуки Феруму в організмі людини складають $1 \cdot 10^{-5}$ % маси, більша частина його знаходиться в еритроцитах, а також у ферментах дихання; Ферум бере участь в окисно-відновних процесах організму, в імунобіологічних реакціях); хімічні основи використання відновленого феруму та ферумвмісних препаратів у медицині.

Вміти: хімічно обґрунтувати якісні реакції і кількісно-аналітичні методи, які використовуються для аналізу лікарських препаратів, питної води та інших об'єктів, а також для медичних потреб.

I. Короткі теоретичні відомості

Загальна характеристика елементів родини Феруму. Характеристика елемента, його йонні стани, координаційні числа. Природні сполуки.

Залізо. Хімічна активність заліза, здатність до комплексоутворення. Сполуки Феруму (II) – кислотно-основна та окисно-відновна характеристики. Комплексні сполуки з ціанід- і тіоціанат-йонами,

диметилглюксимом, порфіринами. Гемоглобін і ферумвмісні ферменти, їхня біологічна роль. Сполуки феруму (III). Характеристика ферум (III) оксиду та гідроксиду. Ферум (III) хлорид та його гідроліз. Комплексні сполуки феруму (III). Низькоспінові та високоспінові комплексні солі Феруму. Якісні реакції на катіони феруму Fe^{2+} та Fe^{3+} . Сполуки Феруму (VI). Ферати, одержання та окисні властивості.

Хімічні основи використання відновленого заліза та ферумвмісних препаратів у медицині.

Кобальт та Нікол. Валентні стани. Хімічна активність. Найважливіші сполуки Кобальту (II), Кобальту (III) та Ніколу (II). Характеристика окисно-відновних властивостей. Гідроліз солей Кобальту (II) та Ніколу (II). Комплексні сполуки з ціанід-, тіоціанат- та фторид-іонами. Аквакомплекси. Аміакати. Кофермент B_{12} . Якісні реакції на катіони Co^{2+} та Ni^{2+} . Біологічне значення та застосування сполук Кобальту і Ніколу в медицині і фармації.

II. Практична частина

2.1. Алгоритм лабораторної роботи

Експериментальне дослідження властивостей сполук d-елементів VIII В групи

Матеріальне забезпечення: штатив з пробірками, піпетки, спиртівка, скляна паличка, кристали манган (IV) оксиду та калію перманганату; розчини: хлоридної кислоти (0,5 н, конц.), сульфатної кислоти (0,5 н, конц., 2 н), нітратної (0,5 н), натрію гідроксиду (0,5 н, 2 н), ферум (II) сульфату (0,5 н), манган (II) сульфату (0,5 н), калію йодиду (0,5 н), манган (II) нітрату (0,5 н), амонію персульфату (0,5 н),

гідроген пероксиду (10 %), розчину $K_4[Fe(CN)_6]$ (1 %), аргентуму нітрату (0,1 н), амоніаку (10 %), хлорної води, скипка.

Дослід 1. Реакція якісного визначення іонів ферум (II) та ферум (III)

А. У дві пробірки внести по 0,5 мл свіжоприготованого 0,5 н розчину ферум (II) сульфату і додати у першу пробірку 0,1 мл 0,5 н розчину калію гексаціаноферату (III) (розчину червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$), а у другу – таку ж кількість 0,5 н розчину калію гексаціаноферату (II) (розчину жовтої кров'яної солі $K_4[Fe(CN)_6]$). В якому випадку відбулась зміна кольору розчину?

В. У дві пробірки внести по 0,5 мл 0,5 н розчину ферум (III) хлориду і додати у першу пробірку 0,1 мл 0,5 н розчину червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$, а у другу – таку ж кількість розчину жовтої кров'яної солі $K_4[Fe(CN)_6]$. В якому випадку відбулась зміна кольору розчину?

С. До 0,5 мл 0,5 н розчину ферум (III) хлориду додати 0,1 мл 0,01 н розчину калію роданіду ($KSCN$). Відмітьте колір осаду.

Записати спостереження. Зробити висновки. Написати рівняння відповідних реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 2. Відновні властивості заліза (Тяга!)

А. У п'ять пробірок внести по 0,5 мл розчинів кислот: 2 н хлоридної, 2 н нітратної, 2 н сульфатної та концентрованих нітратної та сульфатної. До кожної пробірки внести по декілька залізних ошурок. Пробірку з концентрованою сірчаульфаною кислотою підігріти. Потім додати у всі розчини по 0,1 мл 0,5 н розчину калію гексаціаноферату (III). В яких пробірках та яким чином змінився колір

розчину?

В. У пробірку з концентрованою нітратною кислотою занурити добре зачищену пластинку з м'якої сталі. Що спостерігається? Потім витягти її з кислоти, добре промити водою та занурити у пробірку з розчином купрум сульфату. Для порівняння занурте у розчин купрум сульфату іншу пластинку з м'якої сталі.

Записати спостереження, зробити висновки щодо відновних властивостей сполук заліза у цих реакціях. Рівняння скласти методом електронного балансу.

Дослід 3. Окисно-відновні властивості сполук ферум (II) та ферум (III)

А. До 0,2 мл 0,5 н розчину калію дихромату внести 4–5 крапель 2 н розчину сульфатної кислоти та краплями додавати свіжоприготований 0,5 н розчин ферум (II) сульфату до зміни забарвлення з померанчового на зелене.

В. До 0,5 мл свіжоприготованого 0,5 н розчину ферум (II) сульфату додати 4–5 крапель 2 н розчину сульфатної кислоти та 0,3–0,5 мл 3 %-го розчину гідроген пероксиду. Потім додати по 0,1 мл 0,01 н розчину калію роданіду. Відмітити, в якій із пробірок міститься іон Fe^{+3} .

С. До 0,5 мл 0,5 н розчину ферум (III) хлориду додати 0,5 мл 0,5 н розчину калію йодиду. Визначте за забарвленням розчину утворену сполуку.

Записати спостереження, зробити висновки щодо відновних властивостей сполук ферум (II) та окиснювальних ферум (III) у цих реакціях. Рівняння скласти методом електронно-іонного балансу.

Дослід 4. Одержання гідроксидів ферум (II) та ферум (III), дослідження їх властивостей

А. До 1,5 мл свіжоприготованого 0,5 н розчину ферум (II) сульфату додати 1,0 мл 0,5 н розчину натрію гідроксиду до утворення зеленуватого осаду. Вміст пробірки поділити порівну у три пробірки. В одну пробірку додати краплями 2 н розчин хлоридної кислоти до розчинення осаду. До вмісту другої – 2 н розчин натрій гідроксиду. Охарактеризуйте кислотно-основні властивості ферум (II) гідроксиду. Вміст третьої пробірки перемішати скляною паличкою та залишити на повітрі до зміни кольору осаду.

Записати спостереження, відмітити, що відбувається з осадом в усіх трьох пробірках. Зробити висновки. Написати рівняння відповідних реакцій в молекулярному та іонному вигляді. Рівняння реакції окиснення ферум (II) гідроксиду киснем повітря у водному середовищі скласти методом електронно-іонного балансу.

В. До 1,0 мл 0,5 н розчину ферум (III) хлориду додати 0,5–1,0 мл 0,5 н розчину натрію гідроксиду до утворення осаду. Відмітьте колір осаду. Вміст пробірки поділити порівну у дві пробірки. В одну пробірку додати краплями 2 н розчин хлоридної кислоти до розчинення осаду. До вмісту другої – 2 н розчин натрій гідроксиду. Охарактеризуйте кислотно-основні властивості ферум (III) гідроксиду.

Записати спостереження, відмітити, що відбувається з осадом в обох пробірках. Зробити висновки. Написати рівняння відповідних реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 5. Гідроліз солей ферум (II) та ферум (III)

А. На дві смужки універсального індикаторного паперу нанести по 2–3 краплі 0,5 н розчинів ферум (II) сульфату та ферум (III) хлориду. Визначте рН розчинів.

Напишіть іонне та молекулярне рівняння реакцій гідролізу. Поясніть, чому катіон заліза (III) гідролізуються краще ніж катіон заліза (II).

В. До 0,5 мл 0,5 н розчину ферум (III) хлориду краплями додавати 0,5 н розчин натрій карбонату. Відмітити утворення осаду $\text{Fe}(\text{OH})_3$ та виділення газу.

Записати спостереження, зробити висновки. Написати рівняння реакцій гідролізу в молекулярному та іонному вигляді. У дослідах 5а та 5б врахувати тільки перший ступінь гідролізу.

Дослід 6. Одержання та дослідження властивостей гідроксидів кобальту (II) та нікелю (II)

А. До 1 мл 0,5 н розчину кобальт (II) сульфату додати краплями 2 н розчин натрію гідроксиду до утворення осаду синього кольору. Це є осад основної солі кобальту $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$. До нього додати надлишок розчину лугу до характерної зміни кольору, внаслідок утворення кобальту (II) гідроксиду. Вміст пробірки поділити порівну у дві пробірки. В одну пробірку додати 2 н розчин хлоридної кислоти до розчинення осаду. У другу пробірку додати 0,5 мл 3 %-го розчину гідроген пероксиду. Відмітити зміну кольору осаду.

В. У чотири пробірки внести по 0,5 мл 0,5 н розчину нікель (II) сульфату і додати по краплям 2 н розчин натрію гідроксиду до утворення осаду. Після цього додати по краплям у першу пробірку – 1 н розчин хлоридної кислоти, у другій пробірці розмішати осад скляною паличкою та залишити стояти у штативі на деякий час, у

третю пробірку додати 0,2 мл 30 %-го розчину амоніаку, у четверту – 0,5 мл 3 %-го розчину гідроген пероксиду.

Записати спостереження. Зробити висновки відносно кислотно–основних та окисно–відновних властивостей гідроксидів кобальту (II) та нікелю (II). Написати рівняння відповідних реакцій обміну в молекулярному та іонному вигляді. Рівняння окисно-відновних реакцій скласти методом електронно-іонного балансу. Порівняйте відновні властивості гідроксидів кобальту (II) та нікелю (II).

Дослід 7. Комплексні сполуки кобальту (II) та нікелю (II)

До 0,5 мл 0,5 н розчину кобальту (II) сульфату додати 0,5 мл 30 %-го розчину амоніаку до випадіння рожевого осаду гідроксиду кобальту (II) та його подальшого розчинення внаслідок утворення комплексної сполуки з координаційним числом кобальту (II), яке дорівнює 6. Відмітьте забарвлення розчину.

До 0,5 мл 0,5 н розчину нікелю (II) сульфату додати 0,2 мл 30 %-го розчину амоніаку та 0,1 мл 5 %-го спиртового розчину диметилглюксиму.

Записати спостереження. Зробити висновки. Написати рівняння відповідних реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

Підбити підсумки проведених експериментів і зроблених спостережень

2.2. Розв'язання розрахункових завдань

2.2.1. Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Обчислити масу ферум (II) сульфату, яка містилася у розчині, якщо на його окиснення до ферум (III) сульфату було

витрачено 49 см³ розчину калій дихромату з $C_H(K_2Cr_2O_7) = 0,1082$ моль/л.

Розв'язання

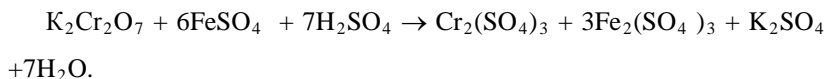
Дано:

$$V(\text{р-ну } K_2Cr_2O_7) = 49 \text{ мл}$$

$$C_H(K_2Cr_2O_7) = 0,1082 \text{ моль/л}$$

$$m(FeSO_4) - ?$$

Реакція окиснення ферум (II) сульфату до ферум (III) сульфату під дією калій дихромату відбувається за такою схемою:



Для розрахунків використовуємо формулу:

$$C_H(K_2Cr_2O_7) \cdot V(K_2Cr_2O_7) = C_H(FeSO_4) \cdot V(FeSO_4),$$

або
$$C_H(K_2Cr_2O_7) \cdot V(K_2Cr_2O_7) = \nu(FeSO_4).$$

Звідси

1. $\nu(FeSO_4) - ?$

$$\nu(FeSO_4) = C_H(K_2Cr_2O_7) \cdot V(K_2Cr_2O_7) = 0,1082 \text{ моль/л} \cdot 0,049 \text{ л} = 0,0053 \text{ моль.}$$

2. $m(FeSO_4) - ?$

$$m(FeSO_4) = \nu(FeSO_4) \cdot M(FeSO_4) = 0,0053 \text{ моль} \cdot 152 \text{ г/моль} = 0,8056 \text{ г.}$$

Відповідь: маса ферум (II) сульфату у розчині дорівнює 0,8056 г.

Приклад 2. Визначити об'єм водню (н.у.), який утвориться при взаємодії 12,4 г заліза, що містить 10 % домішок, з надлишком розчину хлоридної кислоти.

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

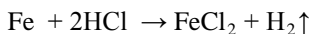
Дано:

$$m(\text{заліза з дом.}) = 12,4 \text{ г}$$

$$\omega(\text{домішок}) = 10\% = 0,1$$

$$V(\text{H}_2) \text{ за н.у.} - ?$$

Реакція взаємодії заліза з розчином хлоридної кислоти описується рівнянням:



1. $m(\text{Fe}) - ?$

$$m(\text{Fe}) = m(\text{заліза з дом.}) \cdot (1 - \omega(\text{домішок})) = 12,4 \text{ г} \cdot (1 - 0,1) = 11,16 \text{ г.}$$

2. $\nu(\text{Fe}) - ?$ $\nu(\text{H}_2) - ?$

$$\nu(\text{Fe}) = m(\text{Fe}) / M(\text{Fe}) = 11,16 \text{ г} / 55,9 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль.}$$

Згідно з рівнянням реакції стехіометричні співвідношення учасників реакції:

$\nu(\text{Fe}) : \nu(\text{H}_2) = 1 : 1$. Тоді, якщо $\nu(\text{Fe}) = 0,2$ моль, то, відповідно, $\nu(\text{H}_2) = 0,2$ моль.

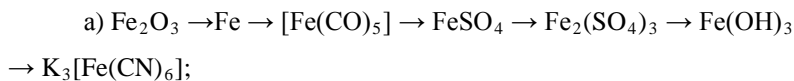
3. $V(\text{H}_2) - ?$

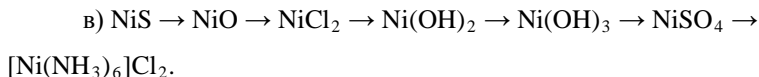
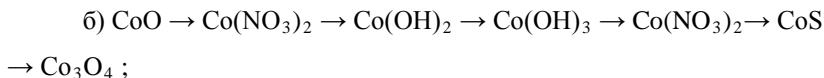
$$V(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot V_M = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л.}$$

Відповідь: об'єм водню (н.у.) дорівнює 4,48 л.

2.2.2. Завдання для самостійного розв'язання

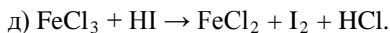
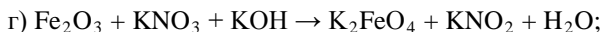
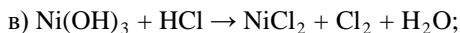
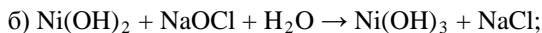
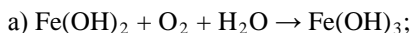
1. Навести рівняння реакцій, що лежать в основі таких послідовних перетворень:





Реакції, які відбуваються у водних розчинах, навести у молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченій).

2. У схемі окисно-відновної реакції, користуючись методом електронного або електронно-іонного балансу, визначити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.



3. Залізна пластинка була занурена у стакан з 400 мл 0,5 н розчину купрум (II) сульфату. Коли вона покрилася міддю, маса її збільшилася на 2,4 г. Обчислити концентрацію розчину купрум (II) сульфату після перебігу процесу.

4. Чадний газ надзвичайно отруйний. Для визначення його наявності застосовують 0,02 %-й розчин PdCl_2 . Папір, змочений цим розчином, за присутності в атмосфері СО чорніє. Обчислити масу наважки комплексної сполуки паладій (II) хлориду ($\text{H}_2[\text{PdCl}_4]$) для приготування 200 г 0,02 %-го розчину PdCl_2 .

5. Кристалогідрат ферум (III) нітрату $\text{Fe(NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ масою 60,6 г розчинили у воді масою 250 г. Визначити масову частку феруму (III) нітрату в одержаному розчині.

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

6. Обчислити об'єм (н.у.) хлору, що пішов на окиснення феруму (II) хлориду масою 12,3 кг?

7. Підкислений 0,02M розчин калію перманганату об'ємом 100 мл був знебарвлений розчином, в якому була розчинена наважка суміші солей феруму (II) сульфату та феруму (III) сульфату масою 20 г. Очислити масовий склад вихідної суміші солей феруму.

8. Наважку суміші ошурок заліза, ферум (III) оксиду та феруму (III) хлориду масою 9,1 г обробили розчином 14 %-ї хлоридної кислоти густиною 1,07 г/мл. Об'ємом витраченої на реакцію кислоти склав 54,3 мл. У результаті реакції було зібрано 1,12 л газу (н.у.). Обчислити масову частку феруму (III) оксиду в суміші.

III. Питання для самоконтролю

1. Охарактеризувати будову атомів *d*-елементів VIII В групи. Яку електронну конфігурацію мають вони в основному стані? Написати електронні формули атомів Феруму, Кобальту та Нікелю, а також представників родини платиноїдів. Які орбіталі в атомах цих елементів є валентними?

2. Які ступені окиснення характерні для Феруму, Кобальту та Нікелю? Навести по два приклади сполук цих елементів у характерних ступенях окиснення та охарактеризуйте їх.

3. Які ступені окиснення характерні для платиноїдів? Навести по два приклади сполук цих елементів у характерних ступенях окиснення та охарактеризуйте їх.

4. Як взаємодіє залізо, кобальт, нікель із розбавленими хлоридною, нітратною та сульфатною кислотами? Навести відповідні рівняння реакцій.

5. Розчини ферум (III) хлориду викликають коагуляцію білків, тому раніше їх використовували як кровоспинний засіб. На чому заснована їх коагулююча дія?

6. Які властивості платиноїдів та їхніх сполук знайшли застосування у медицині?

7. Навести кислотно-основну та окисно-відновну характеристику сполук Феруму (II).

8. Здатність Феруму (II) до комплексоутворення. Комплексні сполуки з ціанід- і тіоціанат-йонами, диметилгліоксимом, порфіринами. Гемоглобін.

9. Навести найважливіші сполуки Кобальту (II), Кобальту (III) та Ніколу (II). Дайте характеристику їх окисно-відновних властивостей.

10. У чому полягають хімічні основи використання відновленого Феруму та ферумвмісних препаратів у медицині.

11. Охарактеризувати біологічне значення та хімічні основи застосування сполук Кобальту і Ніколу в медицині і фармації.

IV. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант № 0

Тестові завдання

1. Чому дорівнює стехіометричний коефіцієнт перед формулою речовини, яка окиснюється в наведеній окисно-відновній реакції $\text{KClO}_3 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$?

- а) 1; б) 2; в) 6; г) 10;
д) 3.

2. Виберіть реакцію, у результаті якої можна одержати ферум (III) гідроксид:

- а) взаємодія металу з водою; б) взаємодія оксиду з водою;

Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія

- в) взаємодія солі з лугом; г) взаємодія солі з водою;
д) взаємодія металу з лугом.

3. У комплексній сполуці складу $\text{Na}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ визначити заряд та координаційне число іона комплексоутворювача:

- а) 2^+ і 6; б) 3^+ і 4; в) 3^+ і 6; г) 2^- і 4;
а) 4^+ і 2.

Розрахункові завдання

4. У схемі реакцій, користуючись методом електронного балансу, підібрати коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції.



5. Залізна пластинка була занурена у розчин купрум(II) сульфату. Коли вона покрилася міддю, маса її збільшилася на 3,0 г. Обчислити масу заліза, що перейшло у розчин.

Таблиця розчинності кислот, основ та солей у воді

Іони	H ⁺	Li ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Hg ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Bi ³⁺	Sb ³⁺	Sn ²⁺	Sn ⁴⁺	Sr ²⁺	
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
F ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Н	Н	Н	М	Н	М	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	М	М	М	М	М	М	М	М	М	М	Р
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	Р	М	М	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Р – розчинні; М – малорозчинні; Н – нерозчинні; «-» – розглядаються волюмо або не існують.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

Основна література

1. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / за заг. ред. Є. Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
2. Загальна та неорганічна хімія : навч. посіб. для студентів закл. вищ. освіти / за ред. Є. Я. Левітіна. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2019. 368 с.
3. Неорганічна хімія : лабораторний практикум / Є. Я. Левітін та ін. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2012. 148 с.
4. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Клюєва Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. Вінниця : Нова книга, 2003. 464 с.
5. Григор'єва В. В., Самійленко В. М., Сич А. М., Голуб О. А. Загальна хімія. Київ : Вища шк., 2009. 471с.
6. Неділько С. А., Попель П. П. Загальна й неорганічна хімія : задачі і вправи: навч. посібник . Київ : Либідь, 2001. 400 с.
7. Загальна хімія : підручник / О. І. Панасенко та ін. Запоріжжя : Запоріжський держ. мед. ун-т. 2016. 462с.

Допоміжна

1. Державна Фармакопея України / Державне підприємство «Науковий-експертний фармакопейний центр». 1-е вид. Харків : ПІРЕГ, 2001. 556 с.

***Практичні заняття із загальної та неорганічної хімії. Частина II.
Неорганічна хімія***

2. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовских В. М., Иванов С.В. Загальна та неорганічна хімія : У 2-х ч. Київ : Пед. Преса, 2002. Ч. I. 520 с.
3. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищ. навч. закладів. Київ–Ірпінь : ВТФ «Перун», 1998. 480 с.
4. Скопенко В. В., Григор'єва В. В. Найважливіші класи неорганічних сполук. Київ : Либідь, 1996. 152 с.
5. Основи загальної хімії. Хімія та екологія води : навчальний посібник / С. Ю. Кельїна та ін. Миколаїв : НУК, 2020 р. 280 с.
6. Збірник індивідуальних завдань з хімії : методичні вказівки / С. Ю. Кельїна, та ін. Миколаїв : УДМТУ, 2002 р. 128 с.
7. Марцинко О. Е., Сейфулліна І. Й. Неорганічна хімія : методичні вказівки до лабораторних занять і самостійної роботи . Одеса : Вид-во ТОВ «Удача», 2016 р. 80 с.

ДЛЯ НОТАТОК

Невинський Олександр Георгійович

**ПРАКТИЧНІ ЗАНЯТТЯ ІЗ
ЗАГАЛЬНОЇ ТА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ
ЧАСТИНА II. НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**

Методичні вказівки

Випуск 416

Редактор *А. Бурмус.*

Технічний редактор, комп'ютерна верстка *К. Гросу-Грабарчук*
Друк *С. Волинець.* Фальцювальньо-палітурні роботи *О. Мішалкіна.*

Підп. до друку 12.04.2023

Формат 60x84¹/₁₆. Папір офсет.

Гарнітура «Times New Roman». Друк ризограф.

Ум. друк. арк. 9,47. Обл.-вид. арк. 4,75.

Тираж 5 пр. Зам. № 6602.

Видавець і виготовлювач: ЧНУ ім. Петра Могили.

54003, м. Миколаїв, вул. 68 Десантників, 10.

Тел.: 8 (0512) 50–03–32, 8 (0512) 76–55–81, e-mail:

rector@chmnu.edu.ua.

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 6124 від 05.04.2018.