

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
МИКОЛАЇВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ АГРАРНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

Факультет агротехнологій

Кафедра ґрунтознавства та агрохімії

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт для здобувачів вищої освіти ступеня «бакалавр» спеціальності 181 «Харчові технології» денної форми навчання

Миколаїв

2018

УДК 546

314

Друкується за рішенням науково-методичної комісії факультету агротехнологій Миколаївського національного аграрного університету від 12.04. 2018 р., протокол № 8

Укладач:

В.В. Ісаєва – асистент кафедри ґрунтознавства та агрохімії , Миколаївський національний аграрний університет

Рецензенти:

С.С. Крамаренко – доктор біологічних наук, доцент, професор кафедри генетики, годівлі тварин та біотехнологій, Миколаївський національний аграрний університет;

М.В. Пасічник – кандидат технічних наук, доцент кафедри хімії, Миколаївський національний університет ім. В.О.Сухомлинського.

©Миколаївський національний
аграрний університет, 2018

ЗМІСТ

Передмова.....	4
Класи неорганічних сполук.....	5
Класи неорганічних сполук. Розв'язок задач.....	7
Об'ємне визначення еквівалента металу.....	8
Стехіометричні закони хімії.....	11
Хімічна кінетика та хімічна рівновага.....	12
Будова атому.....	15
Хімічний зв'язок.....	16
Реакції іонного обміну.....	18
Гідроліз солей.....	20
Встановлення концентрації кислот і лугів титруванням	22
Властивості розчинів.....	24
Розчини. Розв'язок задач.....	26
Окисно-відновні реакції.....	27
Основи електрохімії.....	29
Властивості елементів I та II груп.....	31
Властивості елементів III та IV групи.....	32
Властивості елементів V групи.....	34
Властивості елементів VI групи.....	36
Властивості елементів VII груп.....	37
Властивості феруму та його сполук	39
Комплексні сполуки.....	40
Рекомендована література.....	43

ПЕРЕДМОВА

Загальна та неорганічна хімія є базовою дисципліною, необхідною для формування фундаменту знань та практичних навичок спеціаліста у галузі харчових технологій, є основою для вивчення професійно орієнтованих та спеціальних дисциплін. Метою вивчення дисципліни є оволодіння знаннями про властивості, способи одержання та застосування хімічних елементів та їх сполук, формування навичок виконання хімічного експерименту.

На лабораторних заняттях здобувачі вищої освіти поглиблюють теоретичні знання і оволодівають навичками та технікою хімічного експерименту. Ретельне виконання хімічних дослідів дає можливість переконатись у правильності того чи іншого теоретичного положення. Пропоновані методичні рекомендації видані з метою надати допомогу при виконанні робіт із загальної та неорганічної хімії здобувачами вищої освіти I курсу спеціальності «Харчові технології». Методичні рекомендації містять теоретичні питання і задачі, на які необхідно звернути увагу при підготовці до заняття а також опис експериментальної частини заняття та порядок виконання практичної частини.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Контрольні питання для перевірки знань

1. Які сполуки називають кислотами, їх хімічні властивості?
2. Складіть схему перетворень $Zn(OH)_2 \rightarrow ZnOHNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2$
3. Опишіть принципи номенклатури основних класів неорганічних сполук
4. За якими принципами класифікують оксиди, основи, солі та кислоти.
5. З якими речовинами, формули яких наведено, може взаємодіяти кальцій оксид: HCl , $NaOH$, H_2O , CO_2 , H_2SO_4 , MgO ? Напиши рівняння можливих реакцій.
6. Як здійснити наступні перетворення: $SO_2 \rightarrow K_2SO_3 \rightarrow KHSO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow CaSO_3 \rightarrow Ca(HSO_3)_2$?
7. У двох пробірках (без етикеток) містяться тверді речовини. Відомо, що це кальцій оксид і ферум(III) оксид. Як визначити, де яка речовина?
8. Для отримання 6.2 г фосфору електролітичним способом використали кальцій фосфат, що містить 30% домішок. Знайти масу кальцій фосфату.
9. Запропонуйте не менше трьох способів отримання сульфату магнію. Складіть рівняння реакцій в молекулярному вигляді, вкажіть тип реакцій.
10. Складіть чотири рівняння відомих тобі типів реакцій, в яких вода є або вихідним реагентом, або кінцевим продуктом.
11. Розділіть речовини за відповідними класами і дайте їм назви.
 $CaCO_3$, Ag_2O , Na_3PO_4 , HCl , $LiOH$, $Fe(OH)_3$, SO_2 , H_2SiO_3 , $CuSO_4$, $Ba(OH)_2$, ZnS , Al_2O_3 , P_2O_5 , HNO_3 , H_2SO_3 , $Cr(OH)_3$.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід № 1. Добування оксидів

На дно сухої пробірки помістіть трохи основного карбонату купрум(II) (малахіту) і нагрівайте в полум'ї до тих пір, поки сіль не перетвориться в

чорний порошок. Зверніть увагу на виділення пари води на стінках пробірки. Запишіть рівняння реакції розкладу малахіту. Коли пробірка вистигне, розділіть її вміст на 2 частини. В одну з пробірок прилийте розведену сульфатну кислоту, а в другу - розчин їдкого натру. Обережно нагрійте вміст пробірок. Що спостерігаєте? Запишіть рівняння реакцій. Зробіть висновок щодо способів добування оксидів.

Дослід 2. Добування гідроксидів.

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

б). В одну пробірку налейте 1-2 мл розчину ферум хлориду (III), а в другу - розчин солі нікелю. В кожному з пробірок налейте 1-2 мл розчину їдкого натру. Що спостерігаєте? Запишіть спостереження і рівняння реакцій. Зробіть висновок про добування гідроксидів металів, оксиди яких розчинні і нерозчинні у воді.

Дослід 3 Амфотерні гідроксиди та їх властивості.

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

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

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. РОЗВ'ЯЗОК ЗАДАЧ

1. Напишіть формули ангідридів наступних кислот: H_2SO_3 , HClO_3 , HBrO , H_2MnO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Дайте назву кислот і їх ангідридів.
2. Які оксиди можна одержати при нагріванні таких речовин: H_2SiO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, NaHCO_3 ? Дайте назву вихідним речовинам і одержаним оксидам.
3. Які солі можна одержати, якщо мати у своєму розпорядженні CuSO_4 , AgNO_3 , K_3PO_4 , BaCl_2 ? Напишіть рівняння реакцій і дайте назву одержаним солям.
4. Вугілля масою 6 г спалили. Утворений карбон(IV) оксид пропустили крізь розчин барій гідроксиду. Яка маса утвореного осаду?
5. Фосфор(V) оксид масою 7,1 г розчинили у воді. Яка маса калій оксиду може вступити в реакцію з утвореною кислотою?
6. Спалили сірку масою 3,2 г. Утворений оксид розчинили у воді. Яка маса натрій гідроксиду провзаємодіє з утвореним розчином?
7. Для відновлення 15,7 кг Cr_2O_3 використано 5 кг Al . Яка кількість Cr утворилася при цьому? Які вихідні речовини є у надлишку?
8. Який об'єм кисню вступає у реакцію з FeS_2 в процесі спалювання 1 тонни сірчистого колчедану, що містить 45% Сульфуру; скільки утворюється при цьому: SO_2 ?
9. При прожарюванні 1,56 г суміші цинк карбонату і цинк оксиду отримали 1,34 г цинк оксиду. Обчислити склад вихідної суміші (у відсотках до маси).
10. Прожарили суміш, яка складається із 24 г силіцій (IV) оксиду і 28,8 г магнію. При обробці одержаної маси розчином хлоридної (соляної) кислоти виділилося 6,72 л водню (н.у.). Обчислити кількість силіцію, що утворилася.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3

ОБ'ЄМНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ЕКВІВАЛЕНТА МЕТАЛУ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Дайте визначення поняттю хімічного еквівалента речовини. Покажіть зв'язок між еквівалентом, атомною масою, молекулярною масою та валентністю.

2. Обчисліть еквівалентну масу речовин: H_2CO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, CaSO_3 , CH_3COOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, FeCl_3

3. У чому сутність закону еквівалентів? Обчисліть еквівалентну масу кобальту у його сполуці з сіркою, коли на 2 г кобальту доводиться 1,09 г сірки, валентність якої дорівнює 2.

4. При відновленні воднем 10,17 г оксиду двовалентного металу утворилося 2,25 г води. Обчислити еквівалентні маси оксиду та металу. Чому дорівнює атомна маса металу?

5. На нейтралізацію 1,64 г H_3PO_3 витрачено 1,6 г натрій гідроксиду. Обчислити еквівалент, еквівалентну масу і основність H_3PO_3 . На підставі розрахунку написати рівняння реакції.

6. На окиснення 3,24 г тривалентного металу витрачено 2,019 л кисню. Обчислити еквівалентну, молярну і атомну маси металу.

7. Знайти еквівалентні маси металу і сірки, якщо 3,24 г металу утворюють 3,48 г оксиду і 3,72 г сульфїду.

8. На нейтралізацію 2,94 г H_2SO_4 витрачено 1,68 г KOH . Обчислити еквівалентну масу і основність кислоти. На підставі розрахунку написати рівняння реакції.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

В поданій роботі еквівалент магнію визначається за кількістю водню, що витискується магнієм з розчину сульфатної кислоти. Прилад, в якому проводиться дослід, складається з бюретки 1, закріпленої вертикально в

штативі 2 (рис. 1). До нижнього кінця бюретки за допомогою резинової трубки 3 приєднана воронка 4, яка теж закріплена в штативі. До верхнього кінця бюретки через пробку з резиновою трубочкою приєднується пробірка 5. В бюретці знаходиться вода. Перед початком роботи

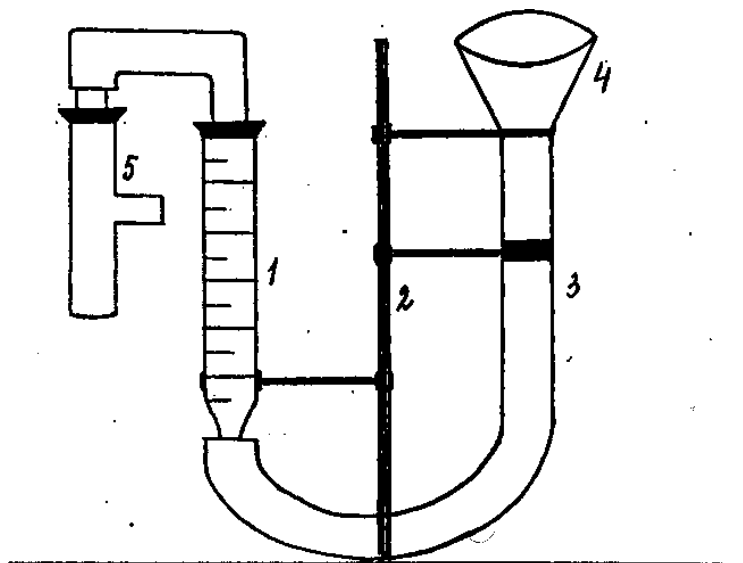


Рис.1 Прилад для вимірювання молярної маси еквівалента метала

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

Отримайте магній у лаборанта і запишіть його масу. Промийте пробірку водою і налейте в пробірку на 1/3 об'єму розчин розведеної сульфатної кислоти. Прикріпіть до внутрішньої стінки пробірки магній, завернутий в папір. Приєднайте пробірку до приладу таким чином, щоб не було контакту металу з кислотою. Відзначте і запишіть рівень води в бюретці (V_1). Відрахування виконуйте за нижнім меніском з точністю до 0,2 мл. Приведіть в контакт метал з кислотою. Водень, що виділяється внаслідок реакції витискує воду з бюретки 1 в воронку 4. Після закінчення реакції (весь магній розчиниться, розчин стане

прозорим) і пробірка вистигне до кімнатної температури запишіть рівень води в бюретці (V_2). Різниця ($V_2 - V_1$) буде дорівнювати об'єму виділеного водню.

Експериментальні дані запишіть в лабораторний журнал:

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

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

Обчислення молярної маси еквівалента магнію

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

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}; \frac{P_{H_2} V_{H_2}}{T} = \frac{P_0 V_{0(H_2)}}{T_0}; V_{0(H_2)} = \frac{P_{H_2} * V_{H_2} * T_0}{T * P_0}; \text{ де } V_{H_2} = V_2 -$$

V_1

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

$$\frac{m_{Mg}}{V_{0(H_2)}} = \frac{M_{E(Mg)}}{M_{E(H_2)}}; M_{E(Mg)} = \frac{m * 11200}{V_{0(H_2)}}$$

3. Порівняйте хімічний еквівалент металу, знайдений в досліді, з його теоретичним значенням. Обчисліть помилку досліді за формулою.

$$n\% = + / - \frac{M_{E_{теор}} M_{E_{експер}}}{M_{E_{теор}}} * 100$$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Які основні положення атомно-молекулярного вчення? Що означають поняття: елемент, атом, молекула, формульна одиниця, речовина?
2. Сформулюйте закон Авогадро та його наслідки. Що показує число Авогадро?
3. Напишіть рівняння Менделєєва – Клапейрона. Який фізичний зміст одиниці вимірювання універсальної газової сталої?
4. Що називається відносною густиною газу? Яка залежність між молекулярною масою газу та його густиною щодо водню, повітря?
5. За 17 °С та тиску 104,99 кПа маса 624 см³ газу становила 1,56 г. Обчисліть молекулярну масу газу.
6. Знайти молекулярну масу речовини, якщо маса 380 см³ її за 97 °С та тиску 98,66 кПа становила 1,9 г.
7. Маса 0,001 м³ газу за нормальних умов дорівнює 0,0021 кг. Обчислити мольну масу газу і його густину за повітрям.
8. Маса 0,005 м³ газу (0 °С, 101,33 кПа) дорівнює 1,25 г. Обчислити: а) мольну масу газу; б) масу однієї молекули газу.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Визначення кристалізаційної води в мідному купоросі.

Фарфоровий тигель зважте на технохімічних терезах. Потім у тигель насипте 1-1,5 г розтертого в фарфоровій ступці порошку мідного купоросу, зважте і нагрійте до повного зневоднення солі. Коли сіль стане білою, тигель охолодіть в ексікаторі і зважте. Нагрівання й охолодження повторіть доти, доки не буде досягнуто сталої маси. При перегріванні білий порошок купрум (II) сульфату стає сіруватим, тому що збезводнена сіль розкладається на CuO і CO_2 . Дані досліду можна записати за такою формою: маса (в грамах) тигля m_1 , маса тигля з сіллю m_2 , маса тигля з сіллю після першого нагрівання m_4 , маса тигля з сіллю, доведеного до m_1 і маса втраченої води $m_6 = m_2 - m_5$ – сталої маси m_5 , маса солі до нагрівання $m_3 = m_2$.

На основі цих даних обраховують: а) процентний вміст безводного купрум (II) сульфату і води; б) кількість молів води, що припадає на один моль безводної солі; в) складають хімічну формулу кристалогідрату мідного купоросу. Кількість молів води n , що припадають на одну молекулу безводної солі кристалогідрату, обчислюють за даними досліду або за визначеним процентним складом солі.

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

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5

ХІМІЧНА КІНЕТИКА. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Що називається швидкістю хімічної реакції? Від чого залежить швидкість хімічної реакції?

2. Як формулюється закон діючих мас? Який фізичний зміст константи швидкості реакції?

3. Який стан системи називається станом хімічної рівноваги? Який фізичний зміст константи рівноваги реакції?

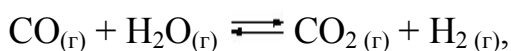
4. Що таке енергія активації реагуючих молекул? У якій залежності перебуває швидкість реакції від енергії активації?

5. Як формулюється принцип Ле-Шательє? Як впливає зміна концентрацій реагуючих речовин, температури та тиску на зсув хімічної рівноваги?

6. Напишіть вираз для константи рівноваги реакції $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ Як зміниться константа рівноваги зі збільшенням концентрації продукту реакції в 2 рази?

7. Дві реакції перебігають за 25°C з однаковою швидкістю. Температурний коефіцієнт швидкості першої реакції дорівнює 2,0, а другої – 2,5. Обчислити відношення швидкостей цих реакцій за 95°C .

8. Константа рівноваги гомогенної системи:



за певної температури дорівнює 1,0. Обчислити концентрації усіх реагуючих речовин на момент рівноваги, якщо початкові концентрації становили: $[\text{CO}]_0 = 0,1$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}]_0 = 0,4$ моль/л.

9. Використовуючи значення ентальпійних та ентропійних факторів у стандартних умовах, визначити температуру, при якій настає хімічна рівновага для реакції $\text{CaO}_{(k)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)} = \text{Ca}(\text{OH})_{2(k)}$



не залежать від температури, обчислити температуру, за якої константа рівноваги цієї реакції дорівнює 1,0.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації.

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації розглянемо на прикладі реакції взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$

Сірка, що виділяється внаслідок реакції викликає на початку досліду опалесценцію, а далі спостерігається помутніння розчину. За проміжок часу від початку реакції (момент зливання розчинів) до кінця реакції (помітне помутніння) можна судити про відносну швидкість реакції.

Візьміть 3 пробірки, пронумеруйте їх. В першу налейте 2 мл розчину натрію тіосульфату та 4 мл дистильованої води; в другу - 4 мл розчину натрій тіосульфату та 2 мл води; в третю - 6 мл розчину натрій тіосульфату. В три інші пробірки налейте по 3 мл 1н. розчину сульфатної кислоти.

Злийте по черзі попарно приготовлені розчини. Секундомір включайте в момент зливання розчинів. При появі опалесценції в пробірці виключіть секундомір і запишіть час утворення мути. Відносну швидкість реакції обчисліть як величину, обернену до часу, витраченому на утворення мути в розчині. Результати запишіть в таблицю.

Таблиця 1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин

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

За отриманими даними побудуйте графік залежності швидкості реакції ($1/t$) і від концентрації натрій тіосульфату.

Зробіть висновок щодо залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючої речовини.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6

БУДОВА АТОМУ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. У чому полягає суть періодичного закону Д.І. Менделєєва
2. Які квантові числа визначають стан електрона в атомі? Охарактеризуйте кожне з чотирьох квантових чисел.
3. Що таке енергія йонізації та енергія спорідненості до електрона? Які властивості атома вони характеризують?
4. Ізотопи.
5. Правила заповнення електронами атомних орбіталей: принцип Паулі, принцип найменшої енергії, правило Гунда.
6. Визначити до якої родини належить елемент, якщо його електронна формула закінчується так $\dots 3p^6 3d^5 4s^2$. Пояснити які властивості він має: металеві чи неметалеві.
7. Записати електронні формули атомів Si та Y.
8. Ядро атома елемента має 16 протонів і 16 нейтронів. Визначити: а) кількість електронів в атомі, б) порядковий номер елемента, в) атомну масу елемента. Записати електронну формулу атома і назвати елемент.
9. За електронною конфігурацією зовнішнього енергетичного рівня (валентними електронами) назвіть елемент і охарактеризувати його хімічні властивості. Наведіть приклади практичного використання даного елемента $3s^2 3p^1$

10. Охарактеризувати властивості елемента Вг та його сполук за планом: 1) електронна формула; 2) період; 3) група; 4) підгрупа; 5) родина; 6) метал чи неметал; 7) вищий ступінь окиснення; 8) формула вищого оксиду та його кислотно-основні властивості; 9) формула відповідної кислоти чи гідроксиду.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Зміна металічних властивостей атомів елементів

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

Дослід 2. Зміна неметалічних властивостей атомів елементів

У дві пробірки налейте окремо по 1 мл розчину калій йодиду і калій броміду. У першу додайте 1 мл бромної води, а у другу пробірку з розчином калій броміду – 1 мл хлорної води. Чи спостерігається зміна забарвлення розчинів? У висновку запишіть відповідні рівняння реакції. На прикладі елементів VII А групи зробіть висновок про зміну неметалічних властивостей в групах зверху вниз.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Контрольні питання для перевірки знань

1. Що таке хімічний зв'язок, яка природа утворення хімічного зв'язку?
2. Який хімічний зв'язок називається ковалентним? Який хімічний зв'язок називається ковалентним?
3. Що таке йонний зв'язок, які його властивості?

4. Що таке водневий зв'язок і які його разновидности?
5. Що таке металевий зв'язок і де він реалізується?
6. Визначити міру полярності хімічного зв'язку в молекулах, використовуючи таблицю відносних електронегативностей $\text{PH}_3, \text{GeH}_4, \text{P}_2\text{O}_5$
7. Вкажіть тип хімічного зв'язку в сполуках $\text{GaCl}_3, \text{CO}_2, \text{F}_2, \text{BeI}_2, \text{SiO}_2, \text{NO}$.
8. Визначити тип хімічного зв'язку у наступних сполуках: $\text{CO}_2, \text{BF}_3, \text{NH}_3, \text{SrBr}_2, \text{Cl}_2, \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{ClO}^-$. Для сполук із ковалентним полярним зв'язком визначити тип гібридизації.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Вплив природи хімічного зв'язку на здатність солей до гідролізу.

У окремі пробірки внести по 2 краплі розчинів ферум(II) сульфату і ферум(III) хлориду. За допомогою універсального індикатора визначити рН цих розчинів. За значеннями рН зробити висновок, яка сіль більше піддається гідролізу, враховуючи, що для солей, які гідролізується за катіоном, чим менше значення рН розчину тим сильніше гідролізується сіль, що пов'язане зі збільшенням ковалентності зв'язку між катіоном та аніоном. Ковалентність зв'язку між Fe^{3+} і Cl^- -йоном в молекулі FeCl_3 , є більшою в порівнянні з такою в молекулі FeSO_4 .

Дослід 2. Вплив характеру хімічного зв'язку на розчинність солей Аргентуму

У чотири пробірки налити по 1 мл розчину аргентум(I) нітрату, потім послідовно у кожену додати по 0,5 мл розчинів з $C_n=2,0$: калій йодиду, калій броміду, калій хлориду та калій флуориду. Зазначити, у яких пробірках утворилися осадки та якого вони кольору. Найменш розчинним із утворених осадків є аргентум(I) йодид внаслідок більшої ковалентності хімічного зв'язку між атомами аргентуму і йоду, що пояснюється збільшенням радіусу атомів від

Флуору до Йоду, а разом з цим і зростанням здатності до поляризації Йоду. Йонний зв'язок між атомами Аргентуму і Флуору у молекулі AgF пояснює причину помітної розчинності цієї сполуки у воді. У звіті написати рівняння відповідних реакцій.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8

РЕАКЦІЇ ІОННОГО ОБМІНУ

Контрольні питання для перевірки знань

1. Що називається ступенем іонізації (електролітичної дисоціації)?
2. Яка залежність існує між ступенем дисоціації та константою дисоціації слабкого бінарного електроліту в розведених розчинах?
3. Які існують ознаки перебігу йонних реакцій у розчинах?
4. Скласти рівняння електролітичної дисоціації наступних електролітів: HNO_3 ; H_2SO_4 ; KOH ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; ZnCl_2 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; KHCO_3 ; $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$.
5. Написати молекулярне і іонне рівняння розчинів нітрату срібла і хлориду натрію, гідроксиду натрію і соляної кислоти.
6. Написати молекулярне і іонний рівняння реакції взаємодії розчинів
 - а) $\text{CaS} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow$
 - б) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
 - в) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Змінення забарвлення індикаторів в залежності від середовища розчину.

Візьміть 3 пробірки, налейте в кожную з них по 2 мл дистильованої води. Додайте в кожную пробірку відповідно фенолфталеїн, метилоранж і

універсальний індикаторний папір. Спостерігайте забарвлення індикаторів в дистильованій воді, запишіть колір розчину в таблицю.

Візьміть 3 інші пробірки і налейте в кожну з них по 2 мл гідроксиду натрію. Додайте в кожну пробірку фенолфталеїн, метилоранж і індикаторний папір. Чому змінилось забарвлення фенолфталеїну та індикаторного паперу?

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

Таблиця 2 Змінення забарвлення індикаторів в залежності від середовища

Розчин	Забарвлення індикатору			Середовище	pH
	Фенофталеїн	метилоранж	Універсальн. індикатор. папір		
H ₂ O					
NaOH					
HCl					

Зробіть висновок про вплив середовища на забарвлення індикаторів.

Дослід 2. Іонні реакції з утворенням осаду.

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

Дослід 3. Іонні реакції з утворенням слабого електроліту.

До 1 мл розчину натрій карбонату обережно додайте 1 мл соляної кислоти. Спостерігайте виділення газу. Напишіть відповідні реакції у молекулярній, іонній, скороченій іонній формах

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9

ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Контрольні запитання для перевірки знань

1. Наведіть приклади розчинних у воді солей, середовище розчинів яких є нейтральним, кислим, лужним. Напишіть рівняння їх гідролізу в йонному вигляді.

2. Наведіть приклади солей, гідроліз яких відбувається: а) тільки за катіоном; б) тільки за аніоном; в) за катіоном і за аніоном одночасно. Напишіть рівняння їх гідролізу в йонному вигляді.

3. Як впливає додавання розчинів KOH , ZnCl_2 , Na_2S , соляної кислоти і твердого NaCl на гідроліз карбонату калію (гідроліз посилюється, послаблюється, впливу не спостерігається).

4. Як визначається наявність катіонів водню в розчині?

5. Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей KCN ; ZnSO_4 ; SbCl_3 . Вказати реакцію середовища, рН.

6. Визначити концентрацію йонів водню, гідроксид-йонів, рОН в розчині, рН якого дорівнює 7.2 (моль/л)

7. Як виявляється наявність гідроксид-іонів в розчині?

8. Написати ступінчасті рівняння реакцій гідролізу солі хлориду алюмінію (AlCl_3).

9. Наведіть приклади солей, гідроліз яких можливий: а) за одним; б) за двома; в) за трьома ступенями. Напишіть рівняння їх гідролізу в йонному вигляді.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Дослідження реакції середовища в розчинах солей.

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

В пробірки з розчинами, які не змінили свого забарвлення, додайте 2-3 краплі метилоранжу. Чому колір став рожевим? Поясніть відсутність зміни забарвлення метилоранжу в інших пробірках. Результати дослідів занесіть в таблицю

Таблиця 3 Змінення середовища розчину в залежності від гідролізу солей

№ п/п	Формула солі	Середовище розчинів			Яким лугом і кислотою утворена сіль	Висновок
		лужне	кисле	нейтральне		
1						
2						
3						
4						
5						
6						

Напишіть молекулярні, іонні і скорочені іонні рівняння реакцій гідролізу тих солей, які піддалися гідролізу. Для солі натрій карбонату визначте ступень гідролізу, концентрацію іонів Гідрогену та гідроксид-іонів при загальній концентрації солі 0,1 моль/л.

Дослід 2. Вплив температури на гідроліз солей.

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

температури на гідроліз солей. Визначте константу і ступень гідролізу солі (C=0,01M)

Дослід 3. Взаємодія металів з продуктами гідролізу солей.

В одну пробірку налейте 2 мл розчину алюміній хлориду, в другу - розчин натрій карбонату, в третю - розчин натрій хлориду. В кожен пробірку додайте зачищений алюміній і вміст пробірок нагрійте. Де спостерігається взаємодія алюмінію з розчином солі і чим це можна пояснити?

Складіть рівняння реакцій в молекулярній, іонній і скороченій іонній формі.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10

ВСТАНОВЛЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ КИСЛОТ І ЛУГІВ ТИТРУВАННЯМ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій, які приводять до утворення малорозчинних осадів чи газів: а) $Pb(NO_3)_2 + KI$; б) $NiCl_2 + H_2S$; в) $K_2CO_3 + HCl$; г) $CuSO_4 + NaOH$; д) $CaCO_3 + HCl$; е) $Na_2SO_3 + H_2SO_4$; ж) $AlBr_3 + AgNO_3$.

2. Навести два приклади гідролізу солей, реакція розчину яких буде: а) кисла; б) лужна; в) нейтральна. Для кожного прикладу написати рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах.

3. Чому розчин $NaHCO_3$ має слаболужне, а розчин $NaHSO_3$ – слабокислу реакцію?

4. Чим пояснити відмінність ступеня гідролізу в розчинах солей: $AlCl_3$ і $Al(CH_3COO)_3$; CH_3COONa і CH_3COONH_4 ?

5. При зливання водних розчинів $Cr(NO_3)_3$ і Na_2S утворюється осад хром (III) гідроксиду і виділяється газ. Скласти молекулярне та іонно-молекулярне рівняння реакції, що відбувається.

6. Обчислити еквівалент кислоти, якщо на нейтралізацію 2,25 г її розчину витрачено 25 мл 0,25 н. розчину лугу
7. Обчислити вміст їдкового калі в 200 мл його розчину, якщо на нейтралізацію 10 мл цього розчину витрачено 25 мл 0,5 н. розчину кислоти.
8. Для нейтралізації 25 мл розчину лугу витрачено 20 мл 0,01 н. розчину кислоти. Обчислити нормальність розчину лугу.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Ретельно вимиту бюретку сполосніть розчином хлоридної кислоти, заповніть бюретку цим самим розчином вище нульової поділки, перевірте заповненість капіляра бюретки. Для приготування досліджуваного розчину лугу в мірну колбу місткістю 100 см³ піпеткою перенесіть 10 см³ розчину натрій гідроксиду концентрацією 1 моль/дм³, долейте дистильовану воду до мітки, розчин ретельно перемішайте. Для титрування приготуйте три конічні колби місткістю 200-250 см³. В кожну колбу піпеткою перенесіть 10 см³ приготовленого досліджуваного розчину NaOH, додайте 20 см³ дистильованої води (відміряють циліндром), 1-2 краплі метилоранжу. В окремій колбі приготуйте «свідок»- до 20 см³ дистильованої води додайте 1-2 краплі метилоранжу та 1-2 краплі хлоридної кислоти. Розчин набуває ледь помітного рожевого забарвлення. Розчин лугу титруйте розчином хлоридної кислоти, весь час перемішуючи вміст колби. Титрування припиніть, коли розчин змінить своє забарвлення від однієї надлишкової краплі HCl з жовтого на блідо-рожеве, що не зникає протягом хвилини. Аналізований розчин в кінці титрування і розчин «свідка» мають бути однакові за забарвленням. Титрування виконують декілька разів до отримання відтворюваних результатів. Визначте середнє значення об'єму кислоти, що витратили на титрування однієї аліквоти лугу.

Результати титрування внесіть до таблиці

№ дослідю	Об'єм NaOH, см ³	Молярна концентрація еквівалента кислоти, моль/ дм ³	Об'єм розчину кислоти, см ³	
			V	V _{сер.}
1				
2				
3				

Обчисліть молярну концентрацію еквівалента лугу $C(\text{NaOH}) =$

Обчисліть масу лугу в 100 см³ розчинут=

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 11

ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Що таке розчин? Яке значення мають розчини для сільського господарства та харчової промисловості ?
2. Концентрації розчинів.
3. Які розчини називають насиченими, ненасиченими, пересиченими?
4. Розчинність твердих, рідких та газоподібних речовин. Закон Генрі.
5. Буферні розчини, їх значення
6. В чому полягає закон Вант-Гоффа для розчинів? Колігативні властивості розчинів

7. До 3 л 10% розчину HNO_3 густина якого $1,054 \text{ г/см}^3$ додали 5 л 2% розчину тієї ж кислоти з густиною $1,009 \text{ г/см}^3$, Обчисліть процентну і молярну концентрації отриманого розчину.

8. Визначте молярну і нормальну концентрацію 47,7 розчинутригідрогенфосфатної кислоти, густина якого $1,315 \text{ г/см}^3$.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Приготування розчину натрій хлориду певної процентної концентрації.

Обчисліть, скільки грамів натрій хлориду і який об'єм (масу) води необхідно взяти для приготування 100 мл розчину заданої викладачем процентної концентрації. Густина води прийміть за 1 г/мл . На технохімічних терезах зважте з точністю $0,02 \text{ г}$ обчислену масу натрій хлориду. Обережно перенесіть сіль через воронку в мірну колбу, додайте дистильованої води (обов'язково нижче позначки) і перемішуючи, розчиніть сіль. Доведіть розчин дистильованої води до позначки (око повинно знаходитись на рівні нижнього меніску рідини), ретельно перемішайте розчин. Визначте молярну концентрацію еквівалента, масову частку та титр утвореного розчину .

Дослід 2. Приготування розчину натрій хлориду певної молярної концентрації еквівалента з початкового розчину методом розбавлення.

Отримайте у викладача завдання. Обчисліть кількість розчину, приготовленого в першій частині, та води, необхідні для приготування заданого розчину. Відмірте обчислений об'єм, влийте його в колбу і туди ж додайте обчислену кількість концентрованого розчину. Ретельно перемішайте вміст колби. Виміряйте ареометром густина приготовленого розчину і визначте за таблицею його концентрацію. Обчисліть помилку дослідів,

$$n\% = + / - \frac{C_{\text{експер}} - C_{\text{теор}}}{C_{\text{теор}}} * 100, \text{ де}$$

$C_{\text{теор}}$ – концентрація, обчислена в залежності від густини розчину за таблицею

$C_{\text{експер}}$ – концентрація, обчислена на основі експериментальних даних (кількості початкового розчину 1 води)

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 12

РОЗЧИНИ. РОЗВ'ЯЗОК ЗАДАЧ

Контрольні питання і задачі

1. У 450 г води розчинили 50 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Обчислити масову частку кристалогідрату та безводної солі у розчині.
2. Обчислити: а) відсоткову, б) C_M , C_N , C_m концентрації розчину H_3PO_4 , одержаного при розчиненні 18 г кислоти у 282 мл води, якщо густина розчину $1,031 \text{ г/см}^3$.
3. Скільки грамів 32%-ного розчину нітратної кислоти необхідно додати до 600 г 80%-ного розчину тієї самої кислоти, щоб одержати 64%-ний розчин?
4. Із 10 кг 20%-ного розчину при охолодженні виділилося 400 г солі. Чому дорівнює відсоткова концентрація охолодженого розчину?
5. У якій масі води необхідно розчинити 40 г калій броміду для одержання 4%-ного розчину?
6. Із 400 г 50%-ного розчину сульфатної кислоти випарували 100 г води. Чому дорівнює відсоткова концентрація цього розчину?
7. До 3 л 10%-ного розчину HNO_3 (густиною $1,054 \text{ г/см}^3$) додали 5 л 2%-ного розчину тієї самої кислоти (густиною $1,009 \text{ г/см}^3$). Обчислити відсоткову і молярну концентрації одержаного розчину, об'єм якого дорівнює 8 л.
8. Знайти масу NaNO_3 (в г), необхідну для приготування 300 мл 0,2 М розчину.

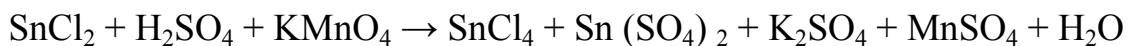
9. Масова частка хлоридної кислоти в розчині лікарського препарату 8,2 %.
10. Обчислити молярну концентрацію еквівалента хлоридної кислоти в цьому розчині (густина 1,1).
11. Яку масу натрій хлориду необхідно розчинити в колбі на 200 мл, щоб одержати 0,2 н. розчин?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 13

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Що таке окисник і відновник? Які елементи періодичної системи тільки відновники?
2. В яких випадках неметалічні елементи можуть виступати як окисники і як відновники? Наведіть приклад.
3. Які речовини називаються окисниками, а які відновниками? Наведіть приклади. Як розраховують еквіваленти окисників та відновників?
4. Методом електронного балансу розставити коефіцієнти у рівнянні окисно-відновної реакції: $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.
5. Методом електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.
- $$\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr};$$
- $$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{KCrO}_2 + \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}.$$
6. Як впливає середовище (кисле, нейтральне та лужне) на відновлення іону перманганату?
7. На основі електронної теорії поясніть суть процесів окиснення і відновлення.
- У рівнянні реакції розставити коефіцієнти методом електронного балансу:



8. Що таке окисно-відновна двоїстість? Які елементи володіють цією властивістю? Визначити ступінь окислення елементів у сполуках: $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, H_3PO_4 , HCl , HClO .

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

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

В пробірку налейте 1-2 мл розчину солі феруму (III) і 1 мл калій йодиду. Вміст пробірки розбавте водою до блідо-жовтого кольору і додайте каплю крохмалю. Поясніть змінення забарвлення розчину. Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, вкажіть окисник та відновник.

Дослід 2. Окисно-відновна двоїстість пероксиду водню

а) Відновні властивості H_2O_2

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

б) Окиснювальні властивості H_2O_2

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

Дослід 3. Окиснювальні властивості калій перманганату в різних середовищах.

У три пробірки налейте 1-2 мл калій перманганату. В першу пробірку додайте 4-5 крапель 2н. розчину сульфатної кислоти і по каплям приливайте розчин натрій тіосульфату до знебарвлення. В іншу пробірку додайте 4-5 крапель дистильованої води і по каплям приливайте розчин натрій тіосульфату до утворення темно-коричневого осаду.

В третю пробірку додайте 4-5 крапель концентрованого розчину лугу і приливайте розчин натрій тіосульфату до переходу малинового забарвлення в зелене. До яких продуктів відновлюється калій перманганат у кислому, нейтральному і сильнолужному середовищі? Запишіть рівняння окисно-відновної реакції для кожного випадку.

Дослід 4. Окиснювальні властивості калій біхромату.

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

Дослід 5. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції

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

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 14

ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. У чому полягає принцип роботи гальванічного елемента? Як визначити ЕРС гальванічного елемента?
2. Визначити величину електродного потенціалу металу Ni в розчині його солі з концентрацією $c_M = 0,05$ моль/дм³.
3. Наведіть формулу Нернста й покажіть, як визначається потенціал електрода, зануреного у розчин із певною концентрацією катіона металу в ньому?
4. Що таке паливні елементи?

5. Що називають електролізом? Чи відрізняються продукти за проведення електролізу розплаву і водного розчину?

6. Визначити анод та катод в наведеній схемі гальванічного елемента. Записати процеси на електродах та визначити електрорушійну силу елемента при стандартних умовах $Zn|ZnCl_2||CoCl_2|Co$.

7. Розрахувати електродний потенціал заліза в розчині його солі при концентрації $C_{Fe^{2+}} = 0,03$ моль/л .

8. Скласти рівняння процесів, що відбуваються при роботіCd-Нігальванічного елемента та визначити його напругу: $Cd|CdSO_4||NiSO_4|Ni$.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Вимірювання ЕРС гальванічного елемента

Складіть гальванічні елементи, зображені на схемах:

1. $Zn/ZnSO_4//CuSO_4/Cu$
2. $Zn/ZnSO_4//NiSO_4/Ni$
3. $NiSO_4/Ni//CuSO_4/Cu$

Для цього в склянки налейте 1 М розчини необхідних солей, вставте в них електроди з відповідного металу і з'єднайте стакани U- подібною трубкою, наповненою насиченим розчином калій хлориду. З'єднайте електроди з вимірювальною схемою. Замкніть ланцюг і зазначте напрямок струму. Запишіть електродні процеси, що відбуваються на катоді та аноді, складіть сумарне рівняння роботи гальванічного елемента. Обчисліть теоретичну величину ЕРС кожного елемента, користуючись значеннями стандартних електродних потенціалів.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 15

ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ-ПІГРУПИ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Як у промисловості добувають натрій, гідроксид натрію, магній? Наведіть рівняння відповідних окисно-відновних процесів.
2. Які продукти утворюються при взаємодії лужних металів з киснем? Яку будову має пероксид натрію? Чим можна пояснити велику відновну здатність лужних металів.
3. Поясніть, які хімічні властивості характерні для лужних металів і як вони змінюються в ряду літій – натрій – калій – рубідій – цезій.
4. Наведіть та поясніть рівняння реакцій добування оксиду натрію, оксиду літію.
5. Складіть рівняння реакцій, які потрібно провести для здійснення наступних перетворень: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.
6. Поясніть, як змінюються хімічні властивості основ у ряді $\text{Be}(\text{OH})_2$ – $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – $\text{Sr}(\text{OH})_2$ – $\text{Ba}(\text{OH})_2$; напишіть рівняння відповідних реакцій.
7. Складіть електронні і молекулярні рівняння реакцій: а) кальцію з водою; б) магнію з азотною кислотою, враховуючи, що окислювач набуває нижчу ступінь окислення.
8. Які сполуки магнію та кальцію застосовуються в якості в'язучих будівельних матеріалів? Чим обумовлені їх в'язучі властивості?
9. Як можна отримати карбід кальцію? Що утворюється при його взаємодії з водою? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
10. Як можна отримати гідроксиди лужних металів? Чому їдкі луги необхідно зберігати в добре закритому посуді?

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Властивості сполук натрію.

В дві пробірки налийте по 2 мл розчину карбонату натрію. До 1-ї додайте 1-2 мл розчину хлориду кальцію, до 2-ї – розчин хлориду барію. Випробуйте, чи розчиняються утворені осадки в розведених хлоридній та сульфатній кислотах.

Дослід 2. Одержання і властивості гідроксиду магнію

У пробірку наливають близько 2 мл розчину сульфату магнію, потім додають порціями розчин гідроксиду натрію. Утворюється біла суспензія гідроксиду магнію:

Суспензію розливають рівними порціями в три пробірки. У першу додають надлишок розчину гідроксиду натрію – зміни відсутні. Гідроксид магнію не проявляє амфотерних властивостей, реакція з надлишком лугу не відбувається.

У другу пробірку з суспензією додають розчин соляної кислоти до зникнення суспензії.

У третю пробірку, перемішуючи, додають розчин хлориду амонію до повного переходу гідроксиду магнію в розчин.

Дослід 3. Властивості оксиду кальцію.

До невеликої кількості оксиду кальцію додайте 5 мл води. Що спостерігається? Які властивості має продукт реакції та як це експериментально довести?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 16

ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВІІІ-ІV ГРУП

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Складіть електронні і молекулярні рівняння реакцій: а) алюмінію з розчином лугу; б) бору з концентрованою азотною кислотою.

2. Яка ступінь окислення найбільш характерна для олова і яка для свинцю? Складіть електронні і молекулярні рівняння реакцій олова і свинцю з концентрованою азотною кислотою,

3. Розгляньте будову атомів та можливі валентні стани елементів IV групи. Які ступені окиснення проявляють елементи в сполуках?

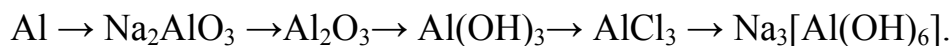
4. Який процес називається алюмінотермією? Складіть електронні і молекулярні рівняння реакції, на якій ґрунтується застосування терміта (суміш Al і Fe₃O₄).

5. Охарактеризуйте будову атомів d-елементів IV групи. Яку електронну конфігурацію мають вони в основному стані?

6. Охарактеризуйте відношення металів IV Б групи до води, кислот, лугів та солей. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

7. Продемонструйте за допомогою рівнянь реакцій відновні властивості SnCl₂ і окиснювальні властивості PbO₂.

8. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



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

10. Як змінюються кислото-основні властивості гідроксидів елементів IV групи? Наведіть відповідні рівняння реакцій.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Амфотерність алюміній(III) гідроксиду

У пробірку наливають на 1/3 її об'єму розчин хлориду алюмінію або сульфату алюмінію. Потім невеликими порціями додають розчин аміаку до утворення драглистого осаду гідроксиду алюмінію

Розливають суспензію гідроксиду алюмінію рівними порціями в дві пробірки. У першу додають розчин соляної кислоти, в другу – гідроксиду калію, домагаючись утворення в обох випадках прозорого розчину. Описати спостереження і написати рівняння реакцій.

Дослід 2. Одержання гідроксиду плюмбуму(II) і дослідження його основно-кислотних властивостей

Взаємодією розчиненого ацетату плюмбуму(II) з гідроксидом амонію одержати в двох пробірках гідроксид плюмбуму(II). Відмітити колір осаду. Розчинити осад, додаючи в першу пробірку 2 н. азотну кислоту, а в другу – розчин луку. Написати рівняння реакцій одержання гідроксиду плюмбуму(II) і взаємодії його з кислотою і лугом в молекулярному і йонно-молекулярному вигляді.

Дослід 3. Одержання йодиду плюмбуму(II)

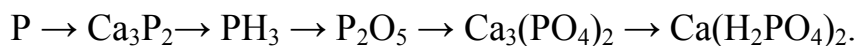
У пробірку наливають розчин ацетату плюмбуму(II), потім підливають до нього розчин йодиду калію до утворення яскраво-жовтого осаду йодиду плюмбуму(II). Розчинність йодиду плюмбуму(II) дуже сильно залежить від температури (0,076 % за 25°С і 0,3 % за 80°С), тому під час нагрівання і подальшого охолодження осад може бути перекристалізований. Для цього склянку з суспензією йодиду плюмбуму(II) нагрівають до повного розчинення осаду, а потім отриманий розчин швидко охолоджують. Випадають блискучі золотисті кристали йодиду плюмбуму(II).

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 17

ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ V ГРУПИ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Охарактеризуйте будову атомів d-елементів V групи. Яку електронну конфігурацію мають вони в основному стані?
2. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



3. Складіть графічні формули оксидів та кислот фосфору. Визначте валентність, координаційне число та ступінь окиснення фосфору в цих молекулах, а також основність кислот. Як у промисловості добувають фосфатну кислоту та фосфатні добрива?

4. Як реагує з металами нітратна кислота?

5. Охарактеризуйте відношення металів V Б групи до води, кислот, лугів та солей. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

6. Як змінюють кислотно-основні та окисно-відновлювальні властивості сполук елементів V групи?

7. Де у промисловості застосовуються сполуки елементів V Б групи?

8. На підставі електронних рівнянь складіть рівняння реакції фосфору з азотною кислотою, враховуючи, що фосфор набуває вищу, а азот ступінь окиснення + 4.

9. Поясніть будову молекули азоту. Чому ця речовина має низьку хімічну активність?

10. Чому азотна кислота може проявляти як окисні, так і відновні властивості? На підставі електронних рівнянь складіть рівняння реакцій HNO_2 : а) з бромної водою; б) з HI.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Добування амоніаку.

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

Дослід 2. Властивості нітратної кислоти.

а) в пробірку з 1 мл концентрованої нітратної кислоти опустіть мідний дріт (у витяжній шафі!). спостерігайте виділення бурого газу нітроген оксиду.

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

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

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 18

ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ VI ГРУПИ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Як змінюються радіуси, йонізаційні потенціали, спорідненість до електрона та електронегативність у ряду Оксиген – Полоній?

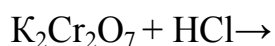
2. Охарактеризуйте властивості Оксигену. Чому вони відрізняються від властивостей інших елементів підгрупи?

3. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{SO}_2 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$;

4. Охарактеризуйте властивості сульфатної кислоти. Наведіть методи її добування. Де в промисловості застосовують сульфатну кислоту?

5. Які оксиди утворюються при прожарюванні хрому, вольфраму та молібдену на повітрі?

6. Закінчіть рівняння відповідних реакцій:



7. Як проявляє себе сірководень в окисно-відновних реакціях? Чому? Складіть електронні і молекулярні рівняння реакцій взаємодії розчину сірководню: а) з хлором; б) з киснем.

8. Розгляньте будову атомів та валентні стани елементів VI А групи.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Якісна реакція на сульфати.

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

Дослід 2. Властивості сульфатної кислоти.

а) у три пробірки налейте розбавленої сульфатної кислоти, додайте шматочки цинку, заліза, міді. Що відбувається в кожній з пробірок? Запишіть рівняння реакцій.

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

Дослід 3. Одержання і властивості гідроксиду хрому(III).

У пробірку наливають близько 2 мл розчину $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ і додають розчин аміаку до випадання сіро-зеленого осаду гідроксиду хрому(III). Осад ділять на дві частини. До однієї частини додають, перемішуючи, розчин гідроксиду калію до утворення прозорого зеленого розчину, що містить гексагідроксохромат(III)-йони. До іншої частини додають, перемішуючи, розбавлену сірчану кислоту до утворення сіро-фіолетового розчину. Запишіть рівняння реакції.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 19

ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ VII ГРУПИ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Які ступені окиснення проявляють галогени в сполуках? Які особливості валентних станів Флуору? Чому метали проявляють вищі ступені окиснення в сполуках з Флуором?

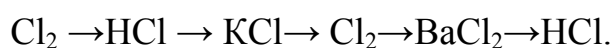
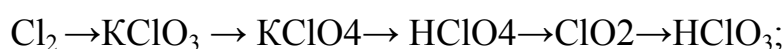
2. Напишіть рівняння реакцій взаємодії галогенів з водою та лугами.

3. Як змінюються окисні властивості галогенів при переході від фтору до йоду і відновні властивості їх негативно заряджених іонів? Чому?

4. Складіть електронні і молекулярні рівняння реакцій: а) $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} =$; б) $\text{KI} + \text{Br}_2 =$. Вкажіть окисник і відновник.

5. Які неорганічні сполуки Флуору, Хлору, Брому та Йоду використовуються в медицині? В яких ще галузях широко використовуються галогени та їхні сполуки?

6. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



7. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



8. Наведіть способи одержання мангану та його найважливіших сполук у промисловості.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

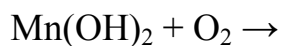
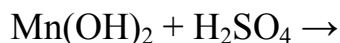
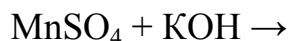
Дослід 1. Одержання і дослідження властивостей гідроксиду мангану(II)

У три пробірки внести по 2-3 краплі розчину сульфату мангану(II) і в кожну додати по 2-3 краплі розчину лугу; спостерігати утворення осаду $\text{Mn}(\text{OH})_2$, відмітити колір осаду. У першу пробірку додати 5-6 крапель сірчаної кислоти. Що відбувається з осадом? Вміст другої пробірки перемішати скляною паличкою – осад змінює забарвлення. У третю пробірку підлити 5-6 крапель бромистої води – забарвлення осаду також змінюється.

Описати дослід. Написати рівняння реакцій : а) одержання гідроксиду мангану(II); б) взаємодії $\text{Mn}(\text{OH})_2$ з сірчаною кислотою; в) окиснення його

киснем повітря (під час перемішування) з утворенням гідроксиду мангану (IV);

г) його окиснення бромистою водою з утворенням MnO_2 .



Дослід 2. Властивості галогенів

До розчину: а) бром, б) йоду у воді додайте розчин їдкового натра. Що спостерігається? Напишіть відповідні рівняння реакцій.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 20

ВЛАСТИВОСТІ ФЕРУМУ ТА ЙОГО СПОЛУК

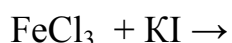
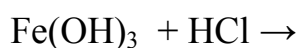
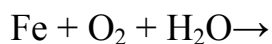
Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Які ступені окиснення характерні для заліза, кобальту та нікелю? Наведіть по два приклади сполук цих елементів у характерних ступенях окиснення та охарактеризуйте їх.

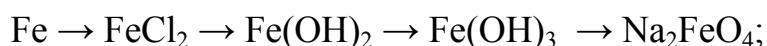
2. Як взаємодіє залізо, кобальт, нікель із хлоридною, нітратною та сульфатною кислотами? Як ці метали взаємодіють із водою та водними розчинами солей?

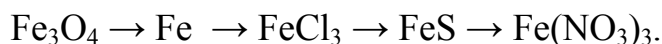
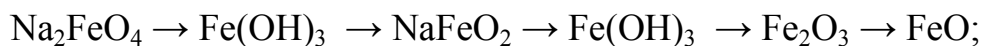
3. Охарактеризуйте способи одержання заліза та його найважливіших сплавів у промисловості.

4. Закінчить рівняння реакцій:



5. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:





6. Розчини заліза(III) хлориду викликають коагуляцію білків, тому раніше їх використовували в якості кровоспинного засобу. На чому заснована їх коагулююча дія?

7. Яке промислове значення та біологічну роль мають метали родини заліза?

8. Якими якісними реакціями розкриваються іони заліза в розчинах?

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Відношення заліза до кислот.

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

Дослід 2. Добування і властивості гідроксидів заліза.

До розчинів солей ферум 2 сульфату та ферум 3 хлориду додавайте луг до утворення осадів. Зазначте їх колір. Складіть відповідні рівняння реакцій.

Дослід 3. Окисно-відновні властивості феруму.

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

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

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 21

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Контрольні питання і задачі для перевірки знань

1. Які сполуки називаються комплексними? Наведіть приклади.

2. Визначте донор і акцептор у сполуках: $\text{K}[\text{BF}_4]$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

3. Види ізомерії комплексних сполук. Наведіть приклади ізомерів комплексних сполук.

4. Відомо, що з розчину солі $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ аргентум нітрат виділяє весь хлор, а з розчину $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ тільки $2/3$ його. Складіть координаційні формули цих солей і рівняння їх дисоціації.

5. Чи випаде осад аргентум галогеніду, якщо додати до 1 л розчину галогеніду 1 л 1 М розчин аміаку: а) $1 \cdot 10^{-5}$ моль KBr ; б) $1 \cdot 10^{-5}$ моль KI ; ДР $\text{AgBr} = 6 \cdot 10^{-13}$, ДР $\text{AgI} = 1,1 \cdot 10^{-16}$

6. Які комплексні сполуки називаються подвійними солями? Напишіть рівняння дисоціації солей $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ у водному розчині. У якому випадку випадає осад гідроксиду заліза (II), якщо до кожної з них прилить розчин лугу? Напишіть молекулярне та іонно-молекулярне рівняння реакції.

7. Назвіть найважливіші комплексні сполуки, що мають біологічне значення.

8. $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах.

9. Складіть координаційні формули наступних комплексних сполук срібла: $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$, $\text{AgNO}_2 \cdot \text{NaNO}_2$. Координаційне число срібла дорівнює двом. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах.

10. . Написати рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексної сполуки та вираз для константи нестійкості комплексного йона $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_3)_3]$, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Добування комплексних солей.

Налийте в пробірку 2 мл розчину мідного купоросу і додавайте краплями розчин амоніаку. Зразу ж випаде осад основної солі, а при наступному додаванні амоніаку осад розчиняється і утворюється темно-синій розчин

комплексної солі. Додайте до цієї солі розчин їдкого натру. Запишіть спостереження.

Дослід 2. Порівняння характеру дисоціації подвійних і комплексних солей.

Для визначення іонів феруму в солях $KFe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ і $K_3[Fe(CN)_6]$ до розчину цих солей додайте кілька крапель реактиву амоній роданіду. За наявності Fe^{3+} розчин стане червоним. Складіть схеми дисоціації даних солей.

Дослід 3. Руйнування комплексних іонів.

Приготуйте розчин аміаку міді, доливаючи надлишок NH_4OH до 1 мл $CuSO_4$ (до розчинення утвореного на початку осаду). Добутий розчин розділіть на дві частини: до першої додайте NH_4OH , до іншої - Na_2S . Що спостерігаєте? Поясніть результати дослідів.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Загальна хімія / О. І. Буря, М. Ф. Повхан, О. П. Чигвінцева, Н. М. Антрапцева. – Дніпропетровськ : Наука і освіта, 2002. – 307с.
2. Гирля Л. М. Методичні вказівки для контролю з неорганічної та аналітичної хімії (модуль 1,2) студентам 1 курсу агрономічного та зооінженерного факультету / Л. М. Гирля, Н. М. Абрамова. – Миколаїв : МДАУ, 2002. – 42 с.
3. Глінка М. Л. Загальна хімія / М. Л. Глінка. – К. : Вища школа, 1988. – 622 с.
4. Григор'єва В. В. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич. – К. : Вища школа, 1991. – 431с.
5. Корчинський Г. А. Хімія / Г. А. Корчинський. – Вінниця, 2002. – 527 с.
6. Неділько С. О. Загальна та неорганічна хімія. Збірник задач, навчальний посібник для вузів / С. О. Неділько, П. П. Попіль. – К. : Вища школа, 1991. – 249 с.
7. Романова Н. М. Загальна та неорганічна хімія / Н. М. Романова. – К. : Ірпінь, 1998. – 480 с.
8. Загальна та неорганічна хімія. Ч. 1 та Ч. 2 / Н. М. Степаненко, Л. Г Рейтер, В. М. Ледовських, С. В. Іванов. – К. : Педагогічна преса, 2000. – 783 с.
9. Полумбрик О. М. Окисно – відновні процеси : навчальний посібник / О. М. Полумбрик, О. І. Карнаухов, П. В. Федоренко. – К. : НУХТ, 2002. – 344 с.

Навчальне видання

Загальна та неорганічна хімія

Методичні рекомендації

Укладач:

Ісаєва Віра Володимирівна

Формат 60*84/ 16. Ум. друк. арк. 2.0

Тираж 15 прим.

Надруковано у видавничому відділі

Миколаївського національного аграрного університету

54020, м. Миколаїв, вул.. Георгія Гонгадзе, 9

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4490 від 20.02.2013