

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ
ЧЕРКАСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ІМЕНІ БОГДАНА ХМЕЛЬНИЦЬКОГО**

Навчально-науковий інститут природничих наук



РОБОЧИЙ ЗОШИТ
З КУРСУ "ХІМІЯ НЕОРГАНІЧНА"

П.І.П студента, група

**Навчально-методичний посібник для студентів I курсу
за напрямком підготовки 6.040102 – Біологія
денної форми навчання**

Частина 2

Черкаси 2014

Навчально–методичний посібник для студентів I курсу за напрямком підготовки 6.040102 – Біологія денної форми навчання підготували: доц. О.А. Лут, доц. Бойко В.І., доц. О.П.Шевченко.

Навчально–методичний посібник затверджено на засіданні кафедри хімії (протокол № 5 від 25 . 01 .2014 р.)

Рецензенти:

Ю.А.Шафорост, к.х.н., доцент кафедри хімії Черкаського національного університету імені Богдана Хмельницького;

Л.Б. Ящук, к.х.н., доцент кафедри екології Черкаського державного технологічного університету.

В даний навчально-методичний комплекс включено програму теоретичного курсу з неорганічної хімії елементів, вказівки для самостійного вивчення матеріалу згідно, робочої програми, обсяг годин, що відводяться для його опрацювання. В посібник включені методрозробки до лабораторних робіт, які виконуються студентами в лабораторіях неорганічної хімії кафедри та вправи домашнього самостійного розв'язування, основні правила техніки безпеки при виконанні експериментальної частини роботи, зразки типових модульних контрольних робіт, перелік екзаменаційних питань, додатки, схеми характеристики елементів та їх сполук за положенням в Періодичній системі, що полегшують студентам здійснювати пошук необхідних довідкових даних, список літератури, який повинен забезпечити глибоке самостійне вивчення курсу хімія неорганічна.

Програма
з хімії неорганічної для студентів I курсу за напрямком підготовки
6.040102 – Біологія денної форми навчання ННІ природничих наук ЧНУ

Пояснювальна записка

Хімія неорганічна є базовим предметом з якого розпочинається вивчення основних хімічних дисциплін передбачених навчальним планом для студентів спеціальності – Біологія. Неорганічна хімія — галузь науки про хімічні елементи, їх прості та складні сполуки, а також закономірності перетворення цих речовин. Неорганічна хімія вивчає фізичні та хімічні властивості елементів і утворені ними прості та складні речовини.

Теоретичним фундаментом неорганічної хімії є періодичний закон і заснована на ньому періодична система хімічних елементів. Найважливіше завдання неорганічної хімії полягає в розробці та науковому обґрунтуванні способів створення нових матеріалів з потрібними для сучасної техніки властивостями.

В 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. Зокрема, це означає вміння прогнозувати в порівнянні температури топлення, кипіння, твердість чи забарвлення простих чи складних речовин; на підставі вивчення теорії розчинів вміння порівнювати силу кислот та основ; на підставі теорії електрохімії вміння оцінювати напрямок окисно-відновних процесів, підбирати для вирішення тієї чи іншої задачі відповідні окисники чи відновники. Вивчення хімії елементів збагачує студента значним багажем фактичного матеріалу. Важливим моментом є також навчити студента самостійно опановувати матеріал, використовувати основну та додаткову літературу для індивідуальної роботи над конспектом.

Таким чином, загальною метою викладання даного курсу є створення у студентів багажу фактологічного матеріалу з неорганічної хімії елементів, прийомів роботи в лабораторії з одержання та дослідження властивостей різних речовин, а також навиків роботи з хімічною літературою та мислення при аналізі тих чи інших процесів.

Вступ.

Поняття про хімічні елементи, їх класифікація за походженням, хімічними властивостями, будовою зовнішнього енергетичного рівня, поширенням у природі, значенням для організму. Місце неметалічних та металічних елементів у періодичній системі, особливості будови їх атомів. Поширення у природі. Алотропія. Значення озонового шару для життя організмів на Землі.

Водень. Положення Гідрогену в Періодичній системі. Одержання, основні фізичні та хімічні властивості. Сполуки Гідрогену з металами та неметалами. Відношення до води, кислот, окисників. Ізотопи Водню.

Оксиген. Загальна характеристика, поширення в природі, біологічна роль. Особливості електронної структури молекули кисню, хімічна активність. Триоксиген (озон), стереохімія і природа зв'язку. Хімічна активність у порівнянні з діоксигеном, якісна реакція. Значення озонового шару для життєдіяльності людини. Класифікація оксигеновмісних сполук та їхні загальні властивості. Бінарні сполуки: оксиди, пероксиди, супероксиди (надпероксиди), озоніди. Сполуки Оксигену з Флуором. Застосування Оксигену в медицині і фармації.

Вода: молекула (хімічна формула, електронна будова); основні фізичні властивості та хімічні властивості (взаємодія з металами, неметалами, оксидами, гідрідами, електролітична дисоціація, реакції гідратації, гідролізу, окисно-відновні властивості).

Металічні елементи та їхні сполуки. Положення металів у періодичній системі та особливості будови їх атомів. Кристалічна решітка металів, металічний зв'язок. Характерні властивості металів: тепло- і електропровідність, металічний блиск, механічна деформація. Способи одержання металів. Хімічні властивості металів: взаємодія з неметалами, водою, кислотами, лугами. Електрохімічний ряд напруг металів.

S-елементи. Загальна характеристика s-елементів IA групи. Поширення в природі. Біологічна роль елементів у мінеральному балансі організму. Металічний стан лужних металів. Відмінність Літію від інших лужних металів. Взаємодія з простими і складними речовинами. Бінарні сполуки лужних металів: гідріди, оксиди, пероксиди, супероксиди, озоніди.

Гідроксиди лужних металів, солі та їх властивості, застосування сполук Літію, Натрію і Калію в медицині.

Загальна характеристика елементів II-A групи. Зміна властивостей даних елементів в порівнянні з лужними металами. Мінерали цих елементів, вміст їх в організмі.

Взаємодія елементів II-A групи з киснем, утворення оксидів, пероксидів, супероксидів (надпероксидів) та взаємодія цих сполук з водою. Гідроксиди лужноземельних металів, амфотерність гідроксиду берилію. Гідріди лужноземельних металів та їхні відновні властивості. Взаємодія лужноземельних металів з водою. Солі лужноземельних металів: сульфати, галогеніди, карбонати, фосфати, кислі та основні солі, кристалогідрати. Біологічна роль s-елементів-металів у мінеральному балансі організму.

p-Елементи. Загальна характеристика елементів III-A групи. Електронна дефіцитність, її вплив на властивості елементів та їх сполук. Зміна стійкості сполук зі зміною ступеня окиснення від +1 до +3.

Загальна характеристика Бору. Проста речовина та її хімічна активність. Бориди. Сполуки з Гідрогеном (борани), особливості стереохімії і природа зв'язку. Боратний ангідрид і боратні кислоти, рівновага кислот у водному розчині. Тетраборат натрію. Біологічна роль Бору. Антисептичні властивості боратної кислоти та її солей.

Алюміній. Загальна характеристика. Проста речовина та її хімічна активність. Оксиди Алюмінію. Амфотерність гідроксиду алюмінію. Алюмінати. Йон алюмінію як комплексоутворювач. Безводні солі Алюмінію та кристалогідрати. Особливості будови. Галогеніди. Фізико-хімічні основи застосування Алюмінію та його сполук у медицині і фармації. Лантанойди. Актиноїди.

Загальна характеристика IV-A групи. Алотропія Карбону. Фізичні та хімічні властивості простих речовин. Типи гібридизації атома Карбону. Будова молекул, що містять Карбон. Біологічна роль Карбону та хімічні основи застосування його неорганічних сполук. Карбон з від'ємним ступенем окиснення. Карбіди активних та перехідних металів, їх застосування. Сполуки Карбону (II). Оксид Карбону (II), його кислотно-основні та окисно-відновні характеристики. Ціанідна кислота. Сполуки Карбону (IV). Оксид Карбону (IV), фізичні та хімічні властивості, природа зв'язку, рівновага у водному розчині. Карбонатна кислота, карбонати і гідрогенкарбонати, їх гідроліз. Сполуки Карбону з Сульфуром. Сірковуглець. Фізичні та хімічні властивості, його застосування.

Кремній як проста речовина. Кристалічний та аморфний кремній, одержання, напівпровідникові властивості кремнію, відношення до кисню, металів, неметалів, води, кислот, лугів. Оксиди. Силікатна кислота та її солі.

Олово. Свинець. Прості речовини та їх хімічна активність. Відношення до води, кислот, лугів, Добування металів

Загальна характеристика елементів V-A групи. Нітроген, Фосфор, їх біологічна роль, знаходження в природі та організмі.

Нітроген. Загальна характеристика. Сполуки з різними значеннями ступенів окиснення. Азот як проста речовина. Хімічна інертність молекули азоту. Сполуки з

від'ємним ступенем окиснення. Нітриди. Амоніак. Будова молекули, одержання, властивості, застосування. Солі амонію, застосування у сільському господарстві та кондитерському виробництві. Сполуки Нітрогену з позитивним ступенем окиснення. Оксиди азоту. Стереохімія і природа зв'язку. Способи одержання. Азотиста кислота, нітрити. Азотна кислота: будова молекули, одержання, окиснювальна дія на метали і неметали, нітрати. Нітрати і нітрити у воді та продуктах харчування, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Похідні амоніаку. Йон амонію та його солі, кислотно-основні властивості, термічне розкладання солей амонію. Токсичність оксидів Нітрогену та нітратів, механізм токсичної дії.

Фосфор. Загальна характеристика. Біологічна роль. Алотропні видозміни фосфору, їх хімічна активність. Фосфіди, фосфін, порівняння їх властивостей з відповідними сполуками Нітрогену. Сполуки Фосфору з позитивним значенням ступеня окиснення. Фосфатна (III) кислоти, будова молекул, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Ортофосфатна кислота та її йони; дигідрогенфосфати, гідрогенфосфати і фосфати, їх кислотно-основні властивості. Дифосфатна кислота.

Родина Арсена. Фізичні властивості простих речовин, відношення до неметалів, води, кислот, лугів. оксиди та гідроксиди з найвищим ступенем окиснення елементів.

Загальна характеристика елементів VI-A групи. Сульфур. Загальна характеристика. Фізичні та хімічні властивості сірки. Біологічна роль Сульфуру. Сірка як проста речовина, застосування у медицині. Сполуки Сульфуру з від'ємним ступенем окиснення. Гідрогенсульфід, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Сульфіди металів і неметалів, їхня розчинність у воді та гідроліз. Сполуки Сульфуру (IV) – оксид, сульфатна (IV) кислота, сульфіти та гідрогенсульфіти, їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Сполуки Сульфуру (VI) – оксид, сульфатна кислота, сульфати, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Застосування сполук Сульфуру в медицині, фармації, фармацевтичному аналізі.

Селен і Телур. Загальна характеристика. Фізичні та хімічні властивості сполук селену та телуру. Біологічна роль Селену.

Загальна характеристика елементів VII-A групи. Особливі властивості Флуору як найелектронегативнішого елемента. Прості речовини, їхня хімічна активність. Сполуки галогенів з Гідрогеном. Розчинність у воді. Кислотні та окисно-відновні властивості. Взаємодія галогенів з водою та водними розчинами лугів. Галогени з позитивним значенням ступеня окиснення. Оксигеновісні кислоти Хлору та їхні солі. Стереохімія і природа зв'язків. Стійкість у вільному стані і в розчинах, зміна кислотних і окисно-відновних властивостей залежно від ступеня окиснення. Хлорне вапно. Хлорати, бромати і йодати. Біологічна роль сполук Хлору, Флуору, Броду та Йоду.

Загальна характеристика елементів VIII -A групи. Ізольовані атоми. Загальна характеристика атомів елементів, причина хімічної інертності. Флориди ксенону, аргону, криптону, гідроліз фторидів, окисні властивості сполук інертних газів.

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

Загальна характеристика IB - групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин. Реакції з кислотами, киснем, галогенами. Сполуки Купруму (I) і Купруму (II), їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості, здатність до комплексоутворення. Комплексні сполуки Купруму (II) з амоніаком.

Сполуки Аргентуму, їх фізичні та хімічні властивості. Аурум. Сполуки Ауруму (I) та Ауруму (III), їх фізичні та хімічні властивості.

Загальна характеристика II - B групи. Біологічна роль елементів. Цинк. Загальна характеристика. Хімічна активність простої речовини. Солі Цинку, їх розчинність і гідроліз. Застосування сполук Цинку в медицині та фармації. Кадмій та

його сполуки в порівнянні з аналогічними сполуками Цинку. Меркурій. Загальна характеристика; властивості, відмінні від Цинку та Кадмію: хімічна активність простої речовини. Окиснення ртуті сіркою та нітратною кислотою, взаємодія з ферум (III) хлоридом. Нітрати меркурію. Гідроліз. Основні солі. Сполуки Меркурію(I) і Меркурію (II), їх фізичні та хімічні властивості. Каломель і сулема. Застосування сполук Меркурію в медицині та фармації.

Загальна характеристика IV - Б групи. *Загальна характеристика d-елементів V групи. Прості речовини. Фізичні властивості, відношення кислот та води. Порівняльна характеристика сполук елементів, оксиди, гідроксиди Титану, солі титану. Титан – конструкційний матеріал сучасної техніки.*

Загальна характеристика V - Б групи. *Прості речовини (одержання металів, їх фізичні властивості та застосування, хімічні властивості); оксиди, гідроксиди та солі Ванадію, Ніобія, Тантала.*

Загальна характеристика VI - Б групи. Хром, природні сполуки, біологічне значення. Проста речовина та її хімічна активність, здатність до комплексоутворення. Сполуки Хрому (II) та (III), їх фізичні та хімічні властивості. Сполуки Хрому (VI) – оксид та дихроматна кислота, хромати та дихромати, їх фізичні та хімічні властивості

Молібден та Вольфрам, їх сполуки, загальна характеристика. Застосування сполук Хрому, Молібдену та Вольфраму у фармацевтичному аналізі та медицині.

Загальна характеристика VII-Б групи. Манган. Вміст у земній корі та організмі. Хімічна активність простої речовини. Сполуки Мангану (II) та (III). Манган (IV) оксид, хімічні властивості, вплив рН середовища на окисно-відновні властивості.

Сполуки Мангану (VI): манганати, їх утворення, термічна стійкість. Сполуки Мангану (VII): оксид, перманганатна кислота, її солі, окисно-відновні властивості, продукти відновлення перманганатів при різних значеннях рН, термічний розклад.. Застосування калію перманганату та його розчинів як антисептичного засобу та у фармацевтичному аналізі.

Загальна характеристика VIII-Б групи. Родина Феруму. Залізо. Добування заліза, його значення для народного господарства. Хімічна активність заліза, здатність до комплексоутворення. Корозія виробів із заліза. Сполуки Феруму (II) та (III) – здатність до комплексоутворення. Якісні реакції на Ферум (II) і Ферум (III) катіон. Сполуки Феруму (VI). Ферати, їх одержання та окиснювальні властивості. Природні сполуки Кобальту та Ніколу, значення цих елементів для життєдіяльності організму, шляхи потрапляння в організм. Сполуки Кобальту (II) і Кобальту (III), Ніколу (II), їх хімічні властивості, застосування сполук Кобальту і Ніколу в медицині і фармації.

ОРГАНІЗАЦІЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ З КУРСУ „ ХІМІЯ НЕОРГАНІЧНА ”

Обмежений час, який за навчальним планом відводиться на вивчення великого за обсягом університетського курсу неорганічної хімії, вимагає від студентів значну частину матеріалу опрацювати самостійно.

Вказаний обсяг сторінок навчальних посібників є тим мінімумом, що рекомендується опрацювати студентам. При бажанні більш глибокого вивчення тих чи інших питань курсу необхідно користуватись додатковими джерелами.

Для самостійного вивчення дисципліни рекомендується опрацювати теоретичний матеріал за розділами робочої програми, причому бажано дотримуватись такої послідовності:

а) спочатку ознайомитись з навчальною програмою курсу та вибрати необхідну літературу;

б) в процесі роботи з підручником слід робити короткий конспект, в якому записувати основні положення теми, закони їх математичний та графічний вирази, хімічні формули і рівняння;

в) після опрацювання теоретичного матеріалу кожного розділу потрібно виконати відповідні питання (задачі) контрольної роботи, скориставшись методичними вказівками кафедри;

г) контрольні роботи оформити в учнівському зошиті, переписавши спочатку повністю питання чи умову задачі, а потім дати чітку відповідь на нього; при розв'язуванні задачі потрібно коротко пояснити методику її розв'язування;

д) під час захисту контрольної роботи (співбесіди з викладачем), студент повинен самостійно пояснити всі розв'язки задач і дати відповіді на теоретичні питання, що стосуються роботи.

Студенти, які успішно здали контрольні роботи і виконали лабораторний практикум, одержують залік і допускаються до екзамену, який відбувається вкінці 1-го курсу.

ПОЛОЖЕННЯ ПРО МОДУЛЬНО-РЕЙТИНГОВУ СИСТЕМУ ОЦІНЮВАННЯ ЗНАТЬ СТУДЕНТІВ З ДИСЦИПЛІНИ "ХІМІЯ НЕОРГАНІЧНА"

Серед сучасних новітніх технологій навчання та оцінювання знань студентів заслуговує уваги модульно-рейтингова. У ній наголос переноситься на самостійне добування знань тими, хто навчається. Проте така пізнавальна діяльність планується викладачем, ним же забезпечується організаційно, науково та методично.

В основі побудови рейтингової технології навчання лежать два чинники: перший – визначення кількісного показника якості навчання особи і другий – поділ навчальної дисципліни на порівняно самостійні частини – модулі.

Поділ навчального матеріалу на модулі, звітування за кожну частину окремо полегшує студентам набуття знань, відкриває можливість протягом семестру свідомо регулювати та контролювати свою успішність, планувати та домагатись тих чи інших навчальних результатів, виключає можливі випадковості при проведенні підсумкового контролю у вигляді екзамену.

Таким чином, об'єктом у рейтинговій системі оцінювання знань є навчальний модуль як сукупність навчальної і практичної діяльності студента. Модульне навчання розуміється як самостійне досягнення студентами конкретних навчальних цілей у процесі роботи з модулем під час лекцій, лабораторних занять чи в позааудиторний час.

Кожний навчальний модуль завершується поточним контролем знань (контрольна робота, модульна робота тощо) і одержуванням рейтингової оцінки за різні види занять за модулем.

РОЗПОДІЛ БАЛІВ, ОТРИМАНИХ СТУДЕНТАМИ ЗА ВИДАМИ РОБІТ

| № | Вид роботи | Максимальна кількість балів |
|----------|--|------------------------------------|
| 1. | МОДУЛЬ 1 ГІДРОГЕН. ОКСИГЕН. S-ЕЛЕМЕНТИ ПСХЕ. <i>Гідроген та його сполуки</i> | 10 |
| 2. | <i>Оксиген та його сполуки.</i> | 10 |
| 3. | <i>S – елементи періодичної системи.</i> | 10 |
| | МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА РОБОТА № 1 <i>всього</i> | 40 70 |
| | МОДУЛЬ 2 P – ЕЛЕМЕНТИ ПСХЕ | |
| 4. | <i>Алюміній та його сполуки. Бор.</i> | 10 |
| 5. | <i>Карбон та його сполуки Силіцій.</i> | 10 |
| 6. | <i>Нітроген. Фосфор.</i> | 10 |
| 7. | <i>Сульфур та його сполуки.</i> | 10 |
| 8. | <i>Хлор та його сполуки Галогени.</i> | 10 |
| | МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА РОБОТА № 2 <i>всього</i> | 60 110 |
| | МОДУЛЬ 3 d – ЕЛЕМЕНТИ ПСХЕ | |
| 9. | <i>Елементи I-Б та II-Б підгруп періодичної системи(Cu, Ag, Zn)</i> | 10 |
| 10. | <i>Елементи VI-Б та VII-Б підгруп періодичної системи (Cr, Mn)</i> | 10 |
| 11. | <i>Елементи VIII-Б підгруп періодичної системи (Fe, Co, Ni)</i> | 10 |
| | МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА РОБОТА № 3 <i>всього</i> | 40 70 |
| | РАЗОМ ЗА II СЕМЕСТР | 140 |

ШКАЛА ОЦІНЮВАННЯ ЗНАНЬ

| Рейтинговий показник | Оцінка за національною шкалою | | Оцінка ECTS |
|----------------------|-------------------------------|------------------|---|
| 90 – 100 | Зараховано | 5 (відмінно) | A (відмінно) |
| 82 – 89 | | 4 (добре) | B (добре) |
| 75 – 81 | | | C (добре) |
| 68 – 74 | | 3 (задовільно) | D (задовільно) |
| 60 – 67 | | | E (задовільно) |
| 35 – 59 | Незараховано | 2 (незадовільно) | FX (незадовільно) з можливістю повторного складання |
| 1 – 34 | | - | F (незадовільно) з обов'язковим повторним вивченням |

ПРИМІТКА

Оцінювання знань, умінь та навичок студентів з дисципліни “Хімія неорганічна” здійснюється за багатобальною шкалою: кожний вид навчальної роботи (у залежності від її складності) оцінюється певною кількістю балів. По закінченню вивчення дисципліни визначається сума одержаних студентом балів (поточна успішність), яка переводиться у 50-ну шкалу. (Див. наведені приклади переходу набраної кількості балів за поточну успішність у 50-ну шкалу.)

Приклад 1. При сумлінному ставленні студента до навчання з дисципліни “Хімія неорганічна” студент може набрати впродовж II семестру (поточна успішність) максимально 250 балів за всі види навчальних робіт. Реально він набрав A балів. Тоді:

$$\begin{array}{l} 250 \text{ балів} - 50 \\ A \text{ балів} - x \end{array} \rightarrow x = \frac{50 \cdot A}{250} = 0,20A (\text{балів})$$

Далі обраховуємо середнє арифметичне значення поточної успішності за I і II семестри, у разі коли це значення більше 30 балів, студент одержує допуск до екзамену.

РЕЙТИНГ ОЦІНЮВАННЯ ВІДПОВІДІ СТУДЕНТІВ
1 КУРСУ напрямку підготовки “БІОЛОГІЯ” ПРИ СКЛАДАННІ ЕКЗАМЕНУ З
ХІМІЇ НЕОРГАНІЧНОЇ
(ФОРМА ВІДПОВІДІ – УСНА)

При складанні іспиту студент може отримати максимальну кількість балів **50**.

Білет включає 2 теоретичних питання (загальна хімія та хімія елементів), 2 вправи (рівняння окисно-відновної реакції та схема електрохімічного процесу), а також розрахункову задачу.

Максимальна кількість балів за відповідь на *кожне теоретичне питання* складає по **10** балів, за *кожну вправу* – по **10** балів, за *розрахункову задачу* – **10** балів.

1. Відповідь на теоретичне питання оцінюється максимально в 10 балів у випадку, коли студент дав повну відповідь, яка включає в себе:

- знання основних законів та закономірностей, які висвітлюються в питанні білету;
- вміння пояснити фізичний зміст теорій і законів з даного питання;
- розкрити зміст основних наукових понять, які використовуються при висвітленні даного питання;
- володіння хімічною термінологією та українською номенклатурою під час розкриття теоретичного матеріалу;
- вміння використати закони і закономірності для проведення відповідних хімічних розрахунків.

2. Виконання вправи оцінюється максимально в 10 балів (кожна вправа), якщо:

- правильно записані продукти окисно-відновної реакції, вказано функції речовин та розставлені коефіцієнти рівняння реакції;
- складена схема та записані всі необхідні рівняння електрохімічних процесів.

3. Розрахункова задача оцінюється максимально в 10 балів у випадку, якщо:

- грамотно записана скорочена умова задачі (вказано формули всіх сполук, розмірності величин в одиницях, що дають змогу провести розрахунок згідно умови задачі);
- якщо задача включає розрахунок за хімічним рівнянням, то записується повне рівняння реакції з обов'язковим урівнюванням (для речовин, які використовуються при розрахунках обов'язково вказується кількість моль, молярна маса та відповідна маса речовини, що вступає у взаємодію з найменуванням одиниць розмірності);
- запис основних хімічних формул, які використовуються при розрахунку задач та виведення робочої формули для розрахунку тієї чи іншої величини;
- наведення відповідних розрахунків з приведенням їх розмірностей; запис відповідь.

Сума середнього арифметичного значення поточної успішності за I і II семестр та оцінки на іспиті є остаточною оцінкою за вивченням дисципліни «Хімія неорганічна»

Правила роботи в лабораторії неорганічної хімії

В хімічній лабораторії дозволяється працювати лише за наявності білого халата. Кожний студент має постійне місце роботи, яке повинен тримати в чистоті, не захарашувати його сторонніми предметами, що не мають відношення до роботи.

Приступати до виконання лабораторної роботи дозволяється лише після засвоєння теоретичного матеріалу за підручником, методичними посібниками та конспектами лекцій, техніки виконання лабораторної роботи, запису відповідних рівнянь реакцій в робочому зошиті.

Сипучі реактиви слід набирати лише сухим шпателем; надлишок реактиву *не можна* знову висипати у склянку з реактивом, щоб не забруднити його; після відбору реактиву слід відразу ж закрити склянку з ним пробкою чи кришкою, щоб не сплутати їх. Концентровані кислоти, луги, леткі речовини розміщують у витяжній шафі, виносити їх звідти *суворо забороняється*.

Всі досліди виконують лише в чистому посуді. Після кожного експерименту посуд відразу ж необхідно помити.

Після виконання дослідів відходи виливають у банки для зливання, а реактиви, що дорого коштують, – у спеціально призначений посуд.

Після закінчення роботи необхідно вимити пробірки, здати їх черговому, прибрати своє робоче місце, вимкнути електроприлади, електроосвітлення, закрити крани з водою і вимити руки.

Техніка безпеки

1. Всі досліди з небезпечними і токсичними речовинами (бромом, йодом, оксидами нітрогену тощо), сильнопахнучими, леткими речовинами, концентрованими кислотами та лугами, а також нагрівання та прожарювання необхідно проводити *лише* у витяжній шафі.

2. При нагріванні та кип'ятінні розчинів у пробірці треба користуватися пробіркотримачем і тримати пробірку так, щоб її отвір був направлений у протилежний бік від тих, хто працює поруч.

3. Досліди з вогнебезпечними речовинами (наприклад, ефіром, ацетоном, бенzenом тощо) виконувати якомога далі від вогню та увімкнених електроплиток, нагрівати легкозаймисті речовини можна лише у спеціальному посуді на попередньо нагрітій водяній бані. Всі роботи з необхідно проводити лише у витяжній шафі.

4. Категорично забороняється брати речовини руками і пробувати їх на смак. Нюхати речовини можна лише обережно направляючи на себе газу чи пару легкими рухами рук. Не нахилитися над посудом і не вдихати на повні груди!

5. Під час роботи необхідно слідкувати за тим, щоб речовини не потрапляли на руки та обличчя, тому що деякі з них (кислоти, луги тощо) викликають пошкодження шкіри та слизових оболонок.

6. Лужні метали та кристалічні луги необхідно брати *тільки* пінцетом або спеціальними щипцями.

7. При розведенні концентрованих кислот треба *вливати воду в кислоту (а не навпаки!!!)* невеликими порціями по скляній паличці, безперервно перемішуючи розчин.

8. Банки, склянки та інший посуд для зберігання реактивів повинен мати етикетки з назвою речовини.

9. У лабораторії повинні бути засоби протипожежного захисту: ящик із просіяним піском, совок для нього, протипожежна ковдра, заряджений вогнегасник. Кожний працівник повинен знати, де знаходяться в лабораторії засоби протипожежного захисту та аптечка, яка містить все необхідне для надання першої допомоги (калій перманганат, борна кислота, питна сода, спиртовий розчин йоду, вата, бинт, пластир, мазь від опіків).

10. Категорично забороняється в лабораторії їсти, пити воду.

Перша допомога при нещасних випадках

При всіх нещасних випадках слід негайно викликати лікаря. Все описане нижче треба розглядати тільки як надання першої допомоги.

1. **Опіки (термічні)**: першого ступеня – почервоніння шкіри. На обпечену ділянку покласти вату, змочену 90–96%-ним етиловим спиртом, продовжувати зволожувати вату спиртом. Опіки другого ступеня – пухирі. Шкіру обробляють спиртом, як вказано вище, або 3–5%-ним розчином калій перманганату, або 5%-ним свіжеприготовленим розчином таніна, поки шкіра не стане коричневою. Опіки третього ступеня – руйнування тканин. Рану покривають стерильною пов'язкою і викликають лікаря.

2. **Великі порізи**. Не промивати водою! Кров сама очищує рану. Інородні тіла, що знаходяться глибоко в рані, наприклад, скло, не можна видаляти без лікаря. На рану накласти стерильну пов'язку. Не використовувати вату! При сильній кровотечі накласти жгут вище рани.

3. **Опіки шкіри кислотами, лугами, бромом, фосфором**. Промивають обпечену ділянку шкіри сильним потоком води з водопроводу. Після цього промивають 1%-ним розчином ацетатної (оцтової кислоти) при опіках лугом або 1%-ним розчином натрій гідрогенкарбонату при опіках кислотою. При опіках бромом шкіру ретельно промивають бенzenом. При опіках фосфором багаторазово занурюють обпечене місце у ванночку з 1%-ним розчином купрум(II) сульфату або ж накладають марлю, змочену розчином купрум(II) сульфату, і багато разів змінюють її.

4. **Опіки очей**. Очі промивають великою кількістю води з водопроводу, намагаючись тримати очі весь час відкритими. Негайно викликати лікаря. У випадку опіку очей лугом необхідно промити 2%-ним розчином борної кислоти, а при опіку кислотою – 3%-ним розчином натрій гідрогенкарбонату.

5. **Опіки рота і губ лугом, кислотою та розчинами важких металів**. Прийняти протиотруту, наприклад, молоко, білок, вівсяний відвар. При опіках кислотами полоскати порожнину рота водними суспензіями крейди або магній оксиду, а при опіках лугами полоскати 1%-ним розчином ацетатної кислоти або водним розчином лимонного соку.

6. **Отруєння газами, які подразнюють дихальні шляхи (хлором, бромом, гідроген хлоридом, оксидами нітрогену)**. Повний спокій і свіже повітря! При сильному отруєнні потерпілого виносять на свіже повітря. Необхідні інгаляції водними парами або розчином натрій гідрогенкарбонату. Бажано вдихання кисню та його суміші з карбон (IV) оксидом (6% – CO₂). Під час зупинки дихання зробити потерпілому штучне дихання.

Правила виконання лабораторних робіт

Перед початком і в ході виконання роботи необхідно:

- 1) перевірити наявність усього необхідного для досліду (реактиви, посуд, прилади тощо);
- 2) експеримент виконувати точно за інструкцією (умови його проведення можна змінити тільки за дозволом викладача, допоможе й лаборант);
- 3) ретельно виконувати правила техніки безпеки;
- 4) при виникненні будь-якої неясності роботу припинити й звернутися до викладача або лаборанта за допомогою;
- 5) уважно слідкувати за перебігом досліду та відзначати всі зміни;
- 6) після закінчення кожного експерименту відразу записати всі спостереження та результати в робочий зошит.

Правила оформлення лабораторної роботи.

Протокол лабораторної роботи повинен містити план роботи, спостереження, умови проведення реакції, запис рівнянь хімічних реакцій, при необхідності відповідні розрахунки. Закінченням протоколу слугує запис висновків, зроблених на основі виконаних експериментів. Висновки повинні бути сформульовані конкретно, науково (при необхідності звертатись до викладача) і не перевищувати 2-3 рядків.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 1

Тема: Хімічний елемент Гідроген

Мета: вивчити положення Гідрогену в періодичній таблиці, особливості атомарного і молекулярного рівнів речовини Гідрогену і дигідрогену, навчитися одержувати дигідроген, проводити досліди на підтвердження фізичних і хімічних властивостей дигідрогену, правила роботи з дигідрогеном.

Лабораторне обладнання: штатив з пробірками (4-6 штук), промивалка, спиртівка, сірники, деталі для виготовлення приладу для одержування дигідрогену, газометр з діоксигеном, підготовлений апарат Кіппа для одержання дигідрогену, сухі пробірки, вата, штатив з лапкою, прилад для вибуху гримучого газу, дерев'яна паличка, ганчірка.

Реактиви: 2 М розчин сульфатної (VI) кислоти, цинк, алюміній (ошурки), 4-6 М розчин натрій гідроксиду, 0.01 М розчин калій тетраоксоманганату (VII), етанол. кристалічний калій тетраоксоманганат (VII) ($KMnO_4$), розчин гідроген пероксиду з $w(\%) (H_2O_2) = 3,2$ М розчини кислот (H_2SO_4 , HCl) і лугів ($NaOH$, KOH), набір індикаторів (фенолфталеїн або універсальний індикатор).

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу.

1. Атомарний рівень організації речовини на прикладі атома Гідрогену. Особливості положення Гідрогену в періодичній таблиці. Ізотопи.

2. Фізичні та хімічні властивості водню.

3. Одержання простої речовини водню.

4. Чим пояснюється різна хімічна активність молекулярного та атомарного водню?

5. Поясніть причину можливої відновної дії водню при взаємодії з оксидами металів.

6. Фізичні та хімічні властивості води.

II. Практична робота:

▲ Проводячи досліди з одержанням водню, слід пам'ятати, що запалювати водень, що виходить із приладу, можна тільки тоді, коли він чистий та не містить домішок кисню. Інакше суміш може вибухнути водночас у всьому приладі чи апараті, де містилась суміш кисню з воднем.

▲ Гідроксиди Натрію та Калію, сульфатна та хлоридна кислоти – їдкі речовини; при потраплянні на шкіру або одяг їх слід змити проточною водою.

Дослід 1. Одержування дигідрогену дією на метал кислотою.

У пробірку покласти 2-3 шматочки цинку і долити на 1/3 об'єму пробірки розведеної сульфатної(VI) кислоти. Пробірку закрити пробкою з відтягнутою трубкою і закріпити вертикально у штативі. Газ, що виділяється, зібрати в суху пробірку. Довести, що виділений газ є дигідроген.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок :

Дослід 2. Одержування дигідрогену дією лугом на речовину

У пробірку всипати 2-3 г алюмінієвих ошукрок і налити 2 см³ розчину натрій гідроксиду. Якщо реакція проходить повільно, то підігріти. Довести, що виділений газ є дигідроген.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок :

Дослід 3. Вибух гримучого газу (*Робота виконується демонстративно*).

Жерстяну банку закрити папером і заповнити дигідрогеном з апарата Кіппа (близько 1/3 її об'єму). Довгою дерев'яною паличкою піднести полум'я до отвору, зсунути папір і підпалити суміш у банці.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 4. Відновлення калій тетраоксоманганату (VII) дигідрогеном і моногідрогеном. (Робота виконується демонстративно).

1-2 краплі розчину калій тетраоксоманганату(VII) підкислити розведеною сульфатною кислотою(VI) кислотою до об'єму 5-6 см³. Вміст пробірки добре перемішати і половину відлити в іншу пробірку, на дні якої лежить шматочок цинку; в першу пробірку пропустити дигідроген із апарата Кіппа.

Порівняти активність дигідрогену і моногідрогену (порівняти швидкість знебарвлення розчину калій тетраоксоманганату (VII) у пробірках).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

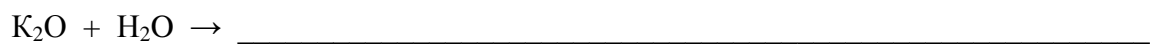
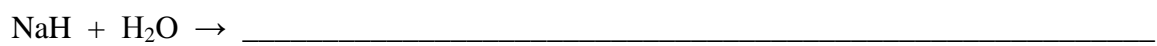
Висновок:

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

Завдання 1. Визначити ступені окиснення атомів елементів в наведених нижче сполуках: H_2SO_3 , KHSO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Записати рівняння реакцій дисоціації цих сполук при розчиненні у воді; дати назви сполукам; навести графічні формули їх.

Завдання 4. При відновленні нікол (III) оксиду масою 33 г дигідрогеном добули чистий нікель масою 22 г. Знайти масову частку (%) виходу продукту реакції.

Завдання 5 Закінчити рівняння хімічних реакцій, назвати продукти реакції:



ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 2

Тема: *Оксиген та його сполуки*

Мета: *вивчити положення Оксигену в періодичній таблиці, засвоїти фізичні та хімічні властивості характерних сполук Оксигену, навчитися проводити досліди на підтвердження хімічних властивостей сполук Оксигену.*

Лабораторне обладнання: штатив з пробірками (4 – 6 штук), промивалка з дистильованою водою, сірники, спиртівка, кристалізатор, ганчірка, шпатель, дерев'яна скіпка, штатив для закріплення пробірки.

Реактиви: кристалічний калій тетраоксоманганат (VII) (KMnO_4), розчин гідроген пероксиду з $w(\%) (\text{H}_2\text{O}_2) = 3,2 M$, розчини кислот (H_2SO_4 , HCl) і лугів (NaOH , KOH), набір індикаторів (фенолфталеїн або універсальний індикатор), сірка, червоний фосфор, магнієва стрічка.

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу.

1. Атомарний рівень організації речовин на прикладі атома Оксигену. Особливості положення елемента у періодичній таблиці
2. Охарактеризувати явище алотропії для Оксигену.
3. Зміст лабораторних дослідів.
4. Способи добування діоксигену.
5. Хімічні властивості діоксигену.

II. Практична робота:

▲ *Сульфатна та хлоридна кислоти, натрій гідроксид – їдкі речовини; при потраплянні на шкіру або одяг їх слід змити проточною водою.*

▲ *При визначенні запаху речовини в пробірці слід долонею “зачерпнути” повітря над отвором пробірки і направити до носа.*

Дослід 1. Одержування діоксигену. (Робота виконується демонстративно.)

У пробірку помістити близько 1 г калій тетраоксоманганат (VII) (KMnO_4), нагріти і внести у пробірку тліючу скіпку.

Рівняння хімічних реакцій:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 2. Окиснювальні властивості діоксигену.

А) В залізну ложечку покласти невеликий шматочок сірки, запалити його в полум'ї пальника і внести в посуд з діоксигеном. Порівняти інтенсивність горіння сірки на повітрі і в діоксигені. Після спалювання влити в посуд небагато води, закрити посуд і добре струснути, щоб розчинити продукт згорання сірки у воді. Визначити рН розчину.

Б) Проробити аналогічний дослід із червоним фосфором.

В) В посуд з діоксигеном внести попередньо запалену стрічку магнію, тримаючи її залізними щипцями (не дивіться довго на магній, що горить – це шкідливо для очей)

Рівняння хімічних реакцій:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 3. Властивості гідроген пероксиду

У пробірку налити близько 1 см^3 розчину H_2O_2 , 8–10 крапель розведеної сульфатної (VI) кислоти (H_2SO_4) і додавати краплями розчин калій тетраоксоманганату (VII) (KMnO_4).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

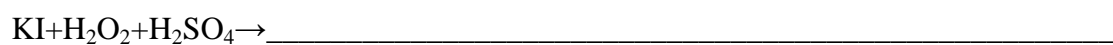
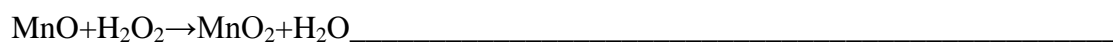
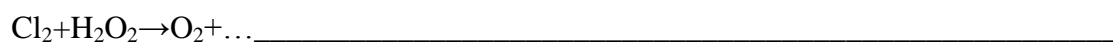
Висновок:

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

Завдання 1. Який об'єм кисню утвориться при каталітичному розкладі гідроген пероксиду масою 550 г з масовою часткою H_2O_2 рівною 70%.

Завдання 2. Який об'єм повітря (за н.у.), що містить 12% O_3 , необхідний для окиснення у кислому середовищі NaI , що міститься у 210мл розчину. Молярна концентрація еквівалента речовини NaI становить $0,1 \text{ моль/дм}^3$?

Завдання 3. Закінчити рівняння реакцій:



ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 3

Тема: *S – елементи періодичної системи хімічних елементів (ПСХЕ)*

Мета: *вивчити положення хімічних елементів Натрію, Калію, Магнію, Кальцію в періодичній системі, навчитися проводити досліди на підтвердження хімічних властивостей натрію, магнію, кальцію та їх сполук, дослідити забарвлення полум'я солями лужних та лужноземельних металів.*

Лабораторне обладнання: штатив з пробірками (4 – 6 штук), промивалка з дистильованою водою, спиртівка, сірники, ганчірка, фарфорова чашка, фільтрувальний папір, шпатель, скальпель.

Реактиви: натрій (калій), магній, кальцій, оксид магнію, оксид кальцію, 2 М розчини натрій гідроксиду і сульфатної(VI) кислоти, етанол, натрій карбонат (Na_2CO_3), натрій гідрогенкарбонат (NaHCO_3), набір індикаторів (фенолфталеїн, метиловий оранжевий, лакмус), розчини солі Магнію, кристалічні солі Літію, Натрію, Калію, Кальцію, Барію, Стронцію (хлориди, карбонати або нітрати).

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу.

1. Особливості положення цих елементів у періодичній таблиці . Атомарний рівень організації речовини на прикладі атома Натрію, Калію.
2. Фізичні та хімічні властивості лужних та лужно-земельних металів.
3. Фізичні та хімічні властивості оксидів та гідроксидів лужних та лужно-земельних металів.
4. Фізичні та хімічні властивості солей лужних та лужно-земельних металів (розчинність, відношення до нагрівання, гідроліз, окисно-відновні властивості).

II. Практична робота:

▲ *Працюючи з лужними металами необхідно: усі досліди проводити у витяжній шафі, брати їх тільки пінцетом, остерігатися їхнього контакту з водою.*

▲ *Гідроксиди Натрію та Калію, сульфатна та хлоридна кислоти – їдкі речовини; при потраплянні на шкіру або одяг їх слід змити проточною водою.*

Дослід 1. Взаємодія натрію з водою. (Робота проводиться у витяжній шафі демонстративно.)

У фарфорову чашку налити дистильованої води (~1/3 її місткості).

Дістати з банки, де під шаром гасу зберігаються лужні метали, на фільтрувальний папірець шматочок металу. **На сухому фільтрувальному папері відрізати маленький шматочок натрію (розмір пшона), осушити його сухим фільтрувальним папером і кинути в чашку з водою. Залишки металу слід відразу ж помістити у гас.**

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 2. Гідроліз солей Натрію

В одну пробірку покласти декілька кристаликів (на кінчику шпателя) натрій карбонату (Na_2CO_3), а в іншу – натрій гідрогенкарбонату (NaHCO_3). У кожен пробірку прилити по 2 – 3 cm^3 дистильованої води і розчинити солі. До одержаних розчинів солей додати по 1 – 2 краплі індикатора (фенолфталеїну, метилового оранжевого чи лакмусу).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 3. Забарвлення полум'я солями лужних металів. (Роботу проводити у витяжній шафі демонстративно.)

У полум'я кількох спиртівок окремо в кожен внести декілька дрібних розтертих кристаликів солей Літію, Натрію і Калію (хлориди, карбонати або нітрати(V)).

Спостереження:

Висновок:

Дослід 4. Властивості магній оксиду (MgO).

У пробірку внести порошок магній оксиду (MgO) на кінчику шпателя (розмір пшона), долити близько 5 см³ дистильованої води і перемішати. До розчину додати 1 – 2 краплі розчину індикатора фенолфталеїну.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 5. Одержання та властивості магній дигідроксиду

Налити у пробірку 0,5 – 1 см³ розчину солі Магнію, долити стільки ж розчину натрій гідроксиду (NaOH) і перемішати.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 6. Відновні властивості кальцію

У пробірку налити ($\approx 1/4$ об'єму) дистильованої води і опустити шматочок кальцію (розміром пшоно). У розчин додати 1 – 2 краплі розчину фенолфталеїну.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 7. Властивості кальцій оксиду

У пробірку внести на кінчику шпателя порошку кальцій оксиду (CaO), долити близько 5 см^3 дистильованої води і перемішати. Додати 1 – 2 краплі розчину фенолфталеїну.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Висновок:

Дослід 8. Якісна реакція Ca^{2+} -іона

У пробірку налити близько $0,5 \text{ см}^3$ розчину солі Кальцію додати стільки ж розчину натрій карбонату (Na_2CO_3) і перемішати.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 9. Забарвлення полум'я солями лужноземельних металів

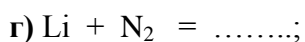
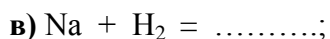
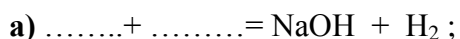
У полум'я кількох спиртівок окремо в кожну внести розтерті кристалічні солі Кальцію, Стронцію і Барію (хлориди, карбонати або нітрати (V)).

Спостереження:

Висновок:

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

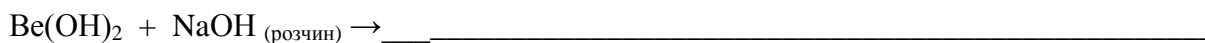
Завдання 1. Закінчити рівняння реакцій, назвати продукти реакцій.



Завдання 2. Загальна характеристика елементів головної підгрупи першої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).

Завдання 3. Обчислити об'єм розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією еквівалента речовини H₂SO₄ 0,5 моль/дм³, необхідний для нейтралізації калій гідроксиду масою 11,2 г.

Завдання 4. Закінчити рівняння реакцій, назвати продукти реакцій.



Завдання 5. Заповнити таблицю:

| № n/n | Реагент | Рівняння реакції | Тип реакції | Умови протікання реакції |
|---------------------------------------|-----------------|------------------|-------------|--------------------------|
| Властивості кальцій оксиду | | | | |
| 1. | Кислотний оксид | | | |
| 2. | Кислота | | | |
| 3. | Вода | | | |
| Властивості кальцій гідроксиду | | | | |
| 4. | Кислотний оксид | | | |
| 5. | Кислота | | | |
| 6. | Розчинна сіль | | | |

Завдання 6. Який об'єм карбон(IV) оксиду виділиться при взаємодії кальцій карбонату масою 250 г ($w(\text{CaCO}_3) = 90\%$) з хлоридною кислотою.

Завдання 7. Дати характеристику атома елемента Магнію за його положенням у періодичній таблиці (схема 2).

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 4

Тема: *Хімічні елементи III-A підгрупи періодичної системи. Алюміній*

Мета: *вивчити положення хімічного елемента Алюміній в періодичній системі, навчитися проводити досліди на підтвердження хімічних властивостей алюмінію та його сполук.*

Лабораторне обладнання: штатив з пробірками (4 – 6 штук), промивалка з дистильованою водою, сірники, ганчірка, штатив з лапками.

Реактиви: алюмінієва стружка, 30% розчин NaOH, розчин хлоридної кислоти 2M, розчин сульфатної кислоти 2M, розчин алюміній сульфату, розчин амоній сульфід.

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу.

1. Положення елемента Алюміній в періодичній системі та його властивості.
2. Промисловий спосіб одержання алюмінію.
3. Амфотерні властивості сполук алюмінію.
4. Гідроліз солей алюмінію.
5. Поширення Алюмінію в природі. Колообіг хімічного елемента Алюміній у природі.
7. Зміст лабораторних дослідів.

II. Практична робота:

▲ *Сульфатна та хлоридна кислоти – їдкі речовини; при потраплянні на шкіру або одяг їх слід змити проточною водою.*

Дослід 1. Взаємодія алюмінію з лугами.

У пробірку насипати трохи стружка алюмінію і долити 30% розчин NaOH. Закрити пробірку газовідвідною трубкою і закріпити у штативі. Довести дослідним шляхом, що газ який виділяється – дигідроген. (Перевірити H_2 на чистоту). Написати рівняння реакції, враховуючи, що в реакції бере участь вода. Який механізм розчинення алюмінію у лугах? Дайте назву утвореному гідроксокомплексу.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 2. Взаємодія алюмінію з кислотами.

У дві пробірки покладіть трохи стружки алюмінію і налейте в одну пробірку $\text{HCl}(2\text{M})$, в другу $\text{H}_2\text{SO}_4(2\text{M})$. Порівняйте активність взаємодії з HCl і H_2SO_4 на холоді. Підігрійте пробірки з розбавленими кислотами. Що спостерігається?

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 3. Одержання алюміній гідроксиду та дослідження його властивостей

А) До розчину солі алюмінію в пробірці долити розчин натрій гідроксиду до утворення осаду.

Б) Розділити осад на дві пробірки і дослідити його відношення до розчину HCl і розчину NaOH .

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 4. Гідроліз солей алюмінію.

А) Дослідити розчин алюміній сульфату індикаторним папірцем. Поясніть зміну кольору і зробіть висновок про силу гідроксиду як основи.

Б) До розчину алюміній сульфату додати розчин амоній сульфіді. Одержаний осад відфільтрувати, промити на фільтрі водою і розділити на дві частини. До однієї частини долити розбавлену HCl, а до другої – розчин NaOH.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

Завдання 1. Закінчити рівняння реакцій, поставити коефіцієнти:



Завдання 2. Написати рівняння реакції, що відбуваються при взаємодії водних розчинів $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ і Na_2CO_3

Завдання 3. При виробництві алюмінію на кожну тонну алюмінію витрачається 2 тонни глинозему. Вирахуйте вихід алюмінію, вважаючи, що алюміній і вихідний оксид не містять домішок.

Завдання 4. При розчиненні в хлоридній кислоті сплаву магнію і алюмінію масою 50г виділилося 48,25л (н.у.) дигідрогену. Врахуйте масову частку (%) металів у сплаві.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 5

Тема: *Хімічні елементи четвертої групи періодичної таблиці. Карбон. Силіцій*

Мета: *вивчити положення хімічного елемента Карбону в періодичній таблиці, навчитися проводити досліди на підтвердження хімічних властивостей вуглецю та його сполук.*

Лабораторне обладнання: штатив з пробірками (4 – 6 штук), промивалка з дистильованою водою, сірники, ганчірка, фільтрувальний папір, шпатель, хімічні стакани, апарат Кіппа, дерев'яна скіпка, шматочок вати.

Реактиви: кристалічний мармур, вапняна вода – насичений розчин кальцій гідроксиду, водний розчин хлоридної кислоти (1:4), 2M розчини натрій карбонату (Na_2CO_3) і гідрогенкарбонату (NaHCO_3), набір індикаторів (фенолфталеїн, метиловий оранжевий, лакмус).

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу.

1. Атомарний рівень організації речовини на прикладі атома Карбону. Особливості положення елемента Карбону в періодичній таблиці .
2. Добування карбон (IV) оксиду в лабораторних умовах..
3. Фізичні та хімічні властивості карбон (IV) оксиду.
3. Добування та властивості солей карбонатної кислоти.
4. Гідроліз солей карбонатної кислоти.
5. Алотропічні модифікації вуглецю.
6. Поширення Карбону у природі. Колообіг хімічного елемента Карбону у природі.
7. Зміст лабораторних дослідів.

II. Практична робота:

▲ *Сульфатна та хлоридна кислоти – їдкі речовини; при потраплянні на шкіру або одяг їх слід змити проточною водою.*

▲ *При визначенні запаху речовини в пробірці слід долонею “зачерпнути” повітря над отвором пробірки і направити до носа.*

Дослід 1. Одержування та властивості карбон діоксиду

а) В апарат Кіппа покласти шматочки мармуру (CaCO_3), налити розчин хлоридної кислоти (HCl) (1:4). Газ, що виділяється, зібрати у пробірку; перевірити наповнення пробірки газом. Чи можна у апарат Кіппа залити розчин сульфатної (VI) або нітратної (V) кислоти?

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

б) Взяти 2 хімічні стакани об'ємом близько 200 см^3 кожний. Один з них наповнити CO_2 із апарата Кіппа, у другий – покласти маленький шматочок вати, попередньо змочивши його спиртом, і підпалити. Потім обережно перелити CO_2 з першого стакану у другий. Про які властивості CO_2 засвідчує цей дослід?

Спостереження:

Висновок:

Дослід 2. Гідроліз солей карбонатної кислоти

В одну пробірку помістити $0,5 \text{ см}^3$ 2 M водного розчину натрій карбонату (Na_2CO_3) в другу – $0,5 \text{ см}^3$ 2 M водного розчину натрій гідрогенкарбонату (NaHCO_3) і додати в кожну по 1 – 2 краплі будь-якого індикатора.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 3. Якісна реакція карбон діоксиду

У пробірку налити 2 – 3 см³ розчину кальцій гідроксиду (Ca(OH)₂) і пропустити через цей розчин карбон діоксид до помутніння; пропустити надлишок карбон діоксиду CO₂.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

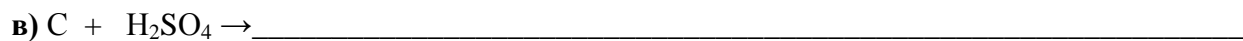
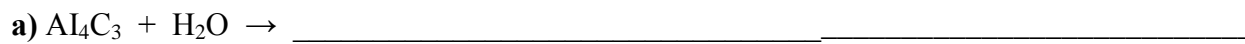
Висновок:

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

Завдання 1. Заповнити таблицю:

| <i>Назва речовини</i> | <i>Формула речовини</i> |
|--------------------------|-------------------------|
| Вуглекислий газ | |
| Магній карбонат | |
| Чадний газ | |
| Харчова сода | |
| Кальцинована сода | |
| Кальцій гідрогенкарбонат | |
| Карбід кальцію | |
| Амоній карбонат | |
| Калій гідрогенкарбонат | |

Завдання 2. Закінчити рівняння реакцій:



Завдання 3. При пропусканні повітря об'ємом 2 м^3 через розчин кальцій гідроксиду утворився кальцій карбонат масою 3 г. Обчислити вміст CO_2 в повітрі (в г/л та % за об'ємом).

Завдання 4. Записати всі способи передачі будови атома хімічного елемента С; вказати окисно-відновні властивості, які може проявляти цей атом.

Завдання 5. Чи вистачить карбон (IV) оксиду, одержаного при згоранні метану масою 1,4 г у кисні масою 8,0 г, для одержання натрій гідрокарбонату масою 8,4 г при взаємодії карбон (IV) оксиду з натрій гідроксидом?

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 6

Тема: *Хімічні елементи п'ятої А підгрупи періодичної таблиці. Нітроген, Фосфор та їх сполуки*

Мета: *вивчити положення хімічного елемента Нітрогену в періодичній таблиці, засвоїти фізичні та хімічні властивості характерних сполук Нітрогену, навчитися проводити досліди на підтвердження хімічних властивостей сполук Нітрогену.*

Лабораторне обладнання: штатив з пробірками (4 – 6 штук), промивалка з дистильованою водою, сірники, хімічні стакани, ганчірка, фільтрувальний папір, шпатель, апарат Кіппа, дерев'яна скіпка, шматочок вати.

Реактиви: амоній хлорид (кристалічний), кальцій гідроксид, натрій гідроксид, розчин нітратної кислоти, мідні ошурки, натрій гідроген карбонат (кристалічний), розчин амоній гідроксиду, калій йодид, сульфатна кислота, кристалічний червоний фосфор, натрій фосфат (Na_3PO_4), натрій гідрогенфосфат (Na_2HPO_4), натрій дигідрогенфосфат (NaH_2PO_4); розчини: барій хлориду, плюмбум ацетату, солей: феруму (II), феруму (III), алюмінію, хрому (III), нікелю, кобальту, мангану (II), аргентум нітрату (AgNO_3); фенолфталеїн або універсальний індикаторний папір.

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу.

1. Загальна характеристика хімічних елементів головної підгрупи п'ятої групи Періодичної системи.

2. Які фізичні властивості амоніаку?

3. Які типи реакцій характерні для амоніаку?

4. Характеристичні сполуки Нітрогену: оксиди, гідроксиди, солі.

5. Нітратна кислота: фізичні та хімічні властивості; добування.

6. Фізичні і хімічні властивості речовини фосфору.

7. В чому різниця у властивостях алотропних модифікацій фосфору.

8. Характеристичні сполуки Фосфору: оксиди, гідроксиди, солі.

9. Властивості фосфатної (V) кислоти та її солей.

10. Як залежить гідроліз солей H_3PO_4 від вмісту Гідрогену в кислотному залишку, від хімічного характеру основи, що утворює фосфат?

11. Зміст лабораторних дослідів.

II. Практична робота:

▲ *Всі досліди з концентрованою нітратною кислотою та оксидами нітрогену проводити під тягою!*

▲ *Сульфатна та хлоридна кислоти, натрій гідроксид – їдкі речовини; при потраплянні на шкіру або одяг їх слід змити проточною водою.*

▲ *При визначенні запаху речовини в пробірці слід долонею “зачерпнути” повітря над отвором пробірки і направити до носа.*

▲ *Всі досліди з фосфором проводити під тягою!!!*

▲ *Білий фосфор – отруйна та дуже вогнебезпечна речовина; зберігається під водою; брати його можна лише пінцетом або щипцями; різати в товстостінному посуді під водою кімнатної температури або в теплій воді, але не вище 25–30°C.*

▲ *Фосфор, що загорівся, тушать засипаючи піском або заливаючи водою.*

▲ *Фосфор, що загорівся на руці або на тілі, тушать, закриваючи рушником; негайно промивають обпечене місце 10%-ним розчином AgNO_3 або KMnO_4 і тільки після цього роблять звичайну перев'язку.*

Дослід 1. Одержування амоніаку та його властивості

У фарфорову ступку помістити приблизно в рівних масах кристалічний амоній хлорид (NH_4Cl) і кальцій дигідроксид – $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і товкачиком суміш добре розтерти. Одержану суміш висипати у пробірку і закрити пробкою з газовідвідною трубкою. Закріпити у штативі так, щоб дно її було вище отвору. Підігрівачи суміш, збирати амоніак у пробірку. У фарфорову чашку налити дистильованої води і одержаний амоніак розчинити у цій воді, після чого до розчину додати 1 – 2 краплі фенолфталеїну.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 2. Якісна реакція амоній-іона

У пробірку налити $\approx 1 \text{ см}^3$ розчину амоній хлориду (NH_4Cl), долити $1 - 2 \text{ см}^3$ розчину натрій гідроксиду (NaOH) і підігріти. До отвору пробірки піднести, не торкаючись її стінок, змочений водою індикаторний папірець.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 3. Одержування та властивості нітроген монооксиду
(Роботу проводити у витяжній шафі демонстративно !!!)

У колбу В'юрца покласти близько 10 г мідних ошурок. У крапельну лійку налити розведену (1:1) нітратну (V) кислоту. До мідних ошурок долити небагато кислоти; якщо реакція відразу не почнеться, то підігріти.

Газ, що виходить із трубки, на повітрі почне забарвлюватись у бурий колір, його потрібно зібрати у пробірку.

Рівняння хімічної реакції (навести схему передачі електронів):

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 4. Утворення амоній хлориду

У колбу поміщаємо кристалічний натрій гідрогенкарбонат (NaHCO_3), змочуємо його розчином концентрованого розчину амоніаку, так щоб сіль була вся змочена ним, і додаємо невеликими порціями концентрованої хлоридної кислоти.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 5. Якісна реакція нітратів (III) (Дослід виконується у витяжній шафі !!!).

Налити у пробірку близько 0,5 см³ розчину калій йодиду (KI), підкислити розведеною сульфатною кислотою (H₂SO₄) і долити стільки ж розчину натрій нітрату (III) (NaNO₂).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 6. Алотропія фосфору (Робота виконується демонстративно під тягою).

У пробірку помістити невелику кількість сухого червоного фосфору, закрити отвір пробірки ватою, закріпити в штативі так, щоб дно пробірки було трохи вище, і злегка нагріти (*нагрівання проводити обережно, слідкуючи, щоб пари фосфору не загорілися при виході із пробірки!!*)

Віднести пробірку в темне місце. Взяти скляною паличкою трохи утвореного білого фосфору і вийняти з пробірки.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 7. Властивості фосфат(V) – іонів.

а) В дві окремі пробірки налити розчину натрій фосфату (V); в одну долити розчини барій хлориду, в другу – плюмбум ацетату. На одержані осаді подійте оцтовою кислотою.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

б) В пробірки налейте по 1 – 2 см³ розчинів солей: феруму (II), феруму (III), алюмінію, хрому (III), нікелю, кобальту, мангану (II) і додайте в кожную пробірку розчин натрій гідрогенфосфату (V). Спостерігати кольори утворених осадів.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 8. Якісні реакції фосфатних(V) кислот та їх солей

До 0,5 см³ розчину динатрій гідрогентетраоксофосфату (Na₂HPO₄) додати декілька крапель розчину аргентум нітрату (AgNO₃) і перемішати.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 9. Гідроліз солей фосфатної(V) кислоти

В одну пробірку помістити декілька кристаликів натрій фосфату (Na₃PO₄), у другу динатрій гідрогенфосфату (Na₂HPO₄), у третю – натрій дигідрогенфосфату (NaH₂PO₄). Прилити в кожну пробірку по 2 – 3 см³ дистильованої води і розчинити солі струшуванням вмісту пробірок. Після цього в кожну пробірку додати по 1 – 2 краплі індикатора (фенолфталеїну) або шматочок універсального індикаторного паперу.

Рівняння реакцій гідролізу:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи

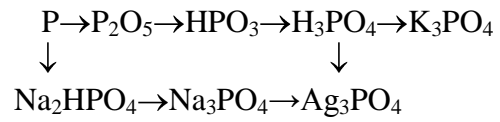
Завдання 1. Добуток розчинності аргентум хромату дорівнює $1,10 \cdot 10^{-12}$. Обчислити розчинність цієї солі в моль/дм³ та г/дм³.

Завдання 2. Розрахувати масу амоніачної селітри, яку можна отримати при взаємодії амоніаку з розчином нітратної кислоти масою 50 г з масовою часткою HNO3 рівною 40%.

Завдання 3. Записати рівняння реакцій взаємодії концентрованої та розведеної нітратної кислоти з цинком та сріблом, урівняти їх електронно-йонним методом.

Завдання 4. Розрахувати масу фосфориту з масовою часткою $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 65%, яку треба взяти для одержання фосфору масою 1т, якщо масова частка втрат продукту під час виробництва становить 3%.

Завдання 5. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Завдання 6. Дати характеристику атома елемента Фосфор за його положенням у періодичній таблиці (схема 2).

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 7

Тема: Сульфур та його сполуки

Мета: вивчити положення хімічного елемента Сульфуру в періодичній системі; засвоїти фізичні та хімічні властивості характерних сполук Сульфуру, навчитися проводити дослід на підтвердження хімічних властивостей сполук Сульфуру.

Лабораторне обладнання: штатив з пробірками (4 – 6 штук), промивалка з дистильованою водою, сірники, спиртівка, кристалізатор, ганчірка, шпатель, дерев'яна скіпка, штатив для закріплення пробірки, залізні ложечки.

Реактиви: 0,01 М розчин йоду, 0,01 М розчин калій тетраоксоманганату (VII), кристалічний натрій триоксосульфат (Na_2SO_3), концентрована сульфатна (VI) кислота, розчин індикатора (метилового оранжевого) або шматочок універсального індикатора, 2 М розчин натрій сульфату (VI) (Na_2SO_4), 2 М розчин барій дихлориду (BaCl_2), сірка кристалічна, розчин натрій сульфід Na_2S , кристали натрій сульфід, розчинні солі Цинку, Мангану (II), Кадмію, Плюмбуму (II).

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу.

1. Атомарний рівень організації речовини на прикладі атома Сульфуру. Особливості положення елемента у періодичній таблиці.
2. Охарактеризуйте явище алотропії для сірки.
3. Які властивості сірководневої кислоти?
4. В чому суть явища гідролізу? Наведіть можливі випадки гідролізу солей сірководневої кислоти.
5. Чи можна для добування сірководню діяти на сульфід металу нітратною кислотою?
6. Характеристичні сполуки Сульфуру з Оксигеном та їх властивості.
7. Характеристичні сполуки Сульфуру з Оксигеном та Гідрогеном та їх властивості.
8. Пояснити окисно-відновні властивості оксигеновмісних сполук Сульфуру (VI).
9. Зміст лабораторних дослідів.

II. Практична робота:

▲ Сульфатна та хлоридна кислоти, натрій гідроксид – їдкі речовини; при потраплянні на шкіру або одяг їх слід змити проточною водою.

▲ При визначенні запаху речовини в пробірці слід долонею “зачерпнути” повітря над отвором пробірки і направити до носа.

Дослід 1. Одержування пластичної сірки. (Робота виконується демонстративно.)

Пробірку наповнити до 1/3 її об'єму сіркою, закріпити у тримачі і обережно нагрівати. Сірка плавиться, утворюючи жовту легко рухливу рідину. Довести рідину до кипіння і вилити тонким струменем у кристалізатор з холодною водою. (Якщо сірка при цьому загориться, закрити отвір пробірки шматком асбесту.) Вийняти одержану масу з води і переконатись у її пластичності. Зберегти пластичну сірку до кінця заняття, щоб прослідкувати перехід аморфної модифікації у кристалічну.

Спостереження:

Висновок:

Дослід 2. Відновні властивості сульфідів

Помістити у пробірку $0,5 \text{ см}^3$ водного розчину гідроген сульфїду (H_2S) або розчину натрій сульфїду (Na_2S), додати 1 – 2 краплі розчину йоду (I_2).

Рівняння хїмічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 3. Гїдролїз сульфїдів

Декілька кристаликів натрій сульфїду (Na_2S) помістити у пробірку і розчинити у водї об'ємом $3 - 5 \text{ см}^3$. Додати 1–2 краплі фенолфталеїну або перевірити шматочком універсального індикатора. Пояснити зміну кольору індикатора .

Рівняння хїмічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:**Дослід 4. Якісні реакції сульфід (2-) -іона**

Помістити у пробірки по 0,5 см³ розчинів солей Цинку, мангану (II), Кадмію і плюмбуму (II). У кожену пробірку додати по 3 – 5 крапель розчину амоній сульфідру – (NH₄)₂S. До одержаних осадів додати 2 М розчин хлоридної кислоти (HCl).

Рівняння хімічних реакцій:**Спостереження:****Тип реакції:****Умови реакції:****Висновок:****Дослід 5. Одержування сульфур діоксиду. (Проводити у витяжній шафі демонстративно.)**

У колбу покласти 2 – 3 фарфорові ложечки натрій сульфату (IV) (Na₂SO₃). У крапельну лійку налити концентрованої сульфатної (VI) кислоти (H₂SO₄) та краплями додати її у колбу до натрій сульфату (IV). Газовідвідну трубку від приладу опустити в колбу з водою. Слідкувати за тим, щоб воду не затягнуло в колбу з реакційною сумішшю. Відлити в пробірку 1 – 2 см³ насиченого водного розчину сульфур діоксиду і додати 2 – 3 краплі індикатора (метилового оранжевого) або шматочок універсального індикатора.

Рівняння хімічної реакції:**Спостереження:****Тип реакції****Умови реакції:**

Висновок:**Дослід 6. Окисно-відновні властивості сульфатної (IV) кислоти**

В одну пробірку налити 3 – 5 крапель розчину йоду (I_2), в іншу налити 1 – 2 краплі розчину калій тетраоксоманганату (VII) ($KMnO_4$). В обидві пробірки прилити одержаний розчин сульфатної (IV) кислоти (H_2SO_3).

Рівняння хімічної реакції:**Спостереження:****Тип реакції****Умови реакції:****Висновок:****Дослід 7. Якісна реакція на сульфіти**

До $0,5\text{ см}^3$ розчину солі сульфатної (IV) кислоти (Na_2SO_3 , K_2SO_3) долити рівний об'єм розчину барій дихлориду ($BaCl_2$). Перевірити розчинність осаду у хлоридній кислоті (HCl).

Рівняння хімічної реакції:**Спостереження:****Тип реакції****Умови реакції:**

Висновок:**Дослід 8. Окисні властивості сульфатної (VI) кислоти**

Шматочок цинку помістити у пробірку, долити розведеної сульфатної(VI) кислоти (H_2SO_4) і закрити пробкою з газовідвідною трубкою. Виявити газоподібні продукти реакції.

Рівняння хімічної реакції:**Спостереження:****Тип реакції****Умови реакції:****Висновок:****Дослід 9. Якісна реакція сульфат (VI) (2-)-іона**

В одну пробірку налити $0,5 \text{ см}^3$ розчину натрій сульфату (VI) (Na_2SO_4), в іншу – сульфатної (VI) кислоти (H_2SO_4). В обидві пробірки долити по 2 – 3 краплі розчину барій діхлориду (BaCl_2).

Рівняння хімічної реакції:**Спостереження:**

Тип реакції

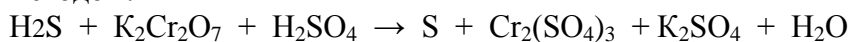
Умови реакції:

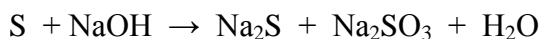
Висновок:

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи.

Завдання 1. Обчислити об'єм гідроген сульфїду, який одержується при взаємодїї сірки з дигїдрогеном об'ємом 11,2 дм³ (н.у.), якщо об'ємна частка виходу гідроген сульфїду становить 95% від теоретично можливого.

Завдання 2. Урівняти рівняння окисно-відновних реакцій електронно-йонним методом:





Завдання 3. Вказати сполуку, в якій масова частка (%) речовини Сульфуру найбільша; відповідь підтвердити розрахунками: а) ферум (II) сульфід; б) купрум (II) сульфід; в) кальцій сульфід; г) натрій сульфід.

Завдання 4. Записати рівняння реакцій гідролізу солей Na_2S , CrCl_3 ; вказати реакцію середовища.

Завдання 5. Записати рівняння реакцій одержання сульфур (IV) оксиду із сірки, гідроген сульфіду, натрій сульфату (IV), цинк сульфіду та сульфатної кислоти.

Завдання 6 Молярна концентрація йонів H^+ у венозній крові дорівнює $4,365 \cdot 10^{-8}$ моль/дм³. Розрахувати pH , pOH та $[OH^-]$.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 8

Тема: *Хімічні елементи сьомої групи головної підгрупи періодичної таблиці. Хлор і його сполуки*

Мета: *вивчити положення хімічного елементів сьомої групи головної підгрупи в періодичній таблиці, розглянути фізичні та хімічні властивості елементів на прикладі атома хлору, навчитися проводити досліди на підтвердження хімічних властивостей Хлору та його сполук.*

Лабораторне обладнання: штатив з пробірками (4 – 6 штук), промивалка з дистильованою водою, сірники, спиртівка, шпатель, кристалізатор або велика фарфорова чашка, штатив для закріплення пробірки, колба Вюрца, крапельна лійка, вата, ганчірка.

Реактиви: Манган (IV) оксид (MnO_2), концентрована хлоридна кислота (HCl), розчин калій йодид (KI) з $w(\%) (KI) = 1$, кристалічний натрій хлорид ($NaCl$), концентрована сульфатна (VI) кислота (H_2SO_4), індикатор (метилевий оранжевий, або лакмус, або універсальний індикатор), 0,02 M розчин аргентум нітрату ($AgNO_3$), розчин натрій хлориду.

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу.

1. Атомарний рівень організації речовини на прикладі атомів елементів сьомої групи головної підгрупи Хлору. Особливості положення елементів у періодичній таблиці.
2. Молекулярний рівень організації речовини на прикладі молекули дихлору .
3. Чому для добування хлороводню необхідно користуватися твердим хлоридом і концентрованим розчином сульфатної кислоти?
4. Навести рівняння хімічних реакцій, що пояснюють відновні властивості концентрованої хлоридної кислоти.
5. Перерахуйте властивості флуору, які відрізняють його від інших галогенів.
6. Зміст лабораторних дослідів.

II. Практична робота:

▲ *Газоподібний хлор подразнює слизові оболонки очей та дихальних шляхів, тому всі роботи з ним необхідно проводити лише у витяжній шафі.*

▲ *Всі роботи з концентрованими кислотами та лугами необхідно проводити лише у витяжній шафі.*

▲ *Сульфатна та хлоридна кислоти, натрій гідроксид – їдкі речовини; при потраплянні на шкіру або одяг їх слід змити проточною водою.*

▲ *При визначенні запаху речовини в пробірці слід долонею “зачерпнути” повітря над отвором пробірки і направити до носа.*

Дослід 1. Одержання хлору. (Дослід виконується у витяжній шафі демонстративно).

Змішати в пробірці по одному мікрошпателью натрій хлориду та манган (IV) оксиду, додати в суміш 1–2 мл концентрованої сульфатної кислоти (дуже обережно) і підігріти. Визначити газ за запахом і забарвленням (*обережно!*). Газ, що виділяється, розчинити у воді.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 2. Властивості хлорної води

У пробірку налити $0,5 \text{ см}^3$ розчину калій йодиду (KI) з $w(\%) \text{ (KI)} = 1$ і долити такий же об'єм одержаної хлорної води.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 3. Одержування гідроген хлориду (HCl) та його властивості

Зібрати прилад, що складається з колби В'юрца та крапельної лійки. У колбу В'юрца помістити кристалічний натрій хлорид (NaCl) масою близько 5г, у крапельну лійку налити концентровану сульфатну (VI) кислоту (H_2SO_4). Кінець газовідвідної трубки занурити до дна у пробірку з водою; отвір пробірки закрити ватою. Із крапельної лійки доливати H_2SO_4 (для прискорення реакції колбу можна підігріти). Вийняти вату і закрити пробірку з гідроген хлоридом скляною пластинкою. Розчинити одержаний HCl у воді:

перевернути пробірку отвором вниз, помістити у кристалізатор або велику фарфорову чашку з дистильованою водою і вийняти пластинку; рухаючи пробірку у воді повністю розчинити газ, закрити пробірку під водою скляною пластинкою, вийняти її з води.

Відлити 1 см^3 одержаного водного розчину гідроген хлориду (HCl) окремо у пробірку і додати 1 – 2 краплі індикатора (метилового оранжевого або лакмусу).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 4. Якісна реакція хлоридної кислоти і її солей

В одну пробірку налити $0,5\text{ см}^3$ хлоридної кислоти (HCl), у іншу – стільки ж розчину натрій хлориду. В обидві пробірки додати 1 – 2 краплі розчину аргентум нітрату (AgNO_3).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи.

Завдання 1. Дати характеристику атома елемента Бром за його положенням у періодичній таблиці (схема 2).

Завдання 2. Записати рівняння хімічних реакцій взаємодії:

а) хлору з фосфором

б) хлору з алюмінієм

в) хлору з водою

г) хлоридної кислоти з натрій оксидом

д) хлорного вапна з карбон (IV) оксидом

е) манган (II) хлориду з натрій сульфідом

Завдання 3. Обчислити концентрацію гідроген-іонів та рН розчину хлоридної кислоти з молярною концентрацією HCl $0,025$ моль/дм³.

Завдання 4. Записати всі способи передачі електронної будови атома йоду I^{5+} ; вказати окисно-відновні властивості, які може проявляти цей йон.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 9

Тема: *Елементи I-Б та II-Б підгруп періодичної системи. Купрум, Аргентум, Цинк*

Мета: *вивчити положення хімічних елементів Купруму, Аргентуму та Цинку в періодичній таблиці, навчитися проводити досліди на підтвердження хімічних властивостей Купруму, Аргентуму, Цинку та їх сполук.*

Лабораторне обладнання: штатив з пробірками (4 – 6 штук), промивалка з дистильованою водою, сірники, спиртівка, шпатель, штатив для закріплення пробірки, ганчірка.

Реактиви: розчин купрум сульфату CuSO_4 , розчин натрій гідроксиду NaOH , залізні ошурки, магнієва стружка, мідні ошурки, розчин аргентум хлориду AgNO_3 , цинк гранульований, розчин хлоридної кислоти, розчин цинк сульфату ZnSO_4 .

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу.

1. Особливості положення Купруму, Аргентуму та Цинку в періодичній таблиці.
2. Фізичні та хімічні властивості цих металів.
3. Хімічні властивості сполук купруму, аргентуму та цинку.
4. Зміст лабораторних дослідів.

II. Практична робота:

▲ *Купрум сульфат – токсична речовина; після закінчення роботи слід ретельно вимити руки – спочатку без мила, а потім з милом.*

Дослід 1. Одержування купрум дигідроксиду.

У пробірку налити близько 0,5 – 1 см³ розчину солі купрум (II), долити стільки ж розчину натрій гідроксиду (NaOH).

Одержаний осад розділити у дві пробірки і перевірити відношення його до лугів і кислот.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 2. Окисні властивості купрум (2+)-іона. (Робота виконується демонстративно.)

У пробірку налити 5 – 8 см³ розчину купрум (II) сульфату (CuSO₄) і помістити шматочок заліза (залізний цвях). Пробірку поставити у штатив і залишити на 15 – 20 хв.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 3. Гідроліз солей купруму (II)

Випробувати індикаторним папірцем розчин солі CuSO₄. Написати рівняння гідролізу.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 4. Відновлення іонів Ag^+ із розчинів його солей більш активними металами.

У пробірку з розчином аргентум нітрату додати стружку магнію і мідні ошурки. Порівняти швидкості реакцій, що відбуваються.

Дати пояснення, використовуючи дані таблиці стандартних електродних потенціалів.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 5. Реакція розчину аргентум нітрату.

Визначити індикаторним папірцем реакцію розчину аргентум нітрату. Зробити висновок про силу аргентум гідроксиду як основи.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 6. Взаємодія цинку з кислотами і лугами

У пробірки з розчином хлоридної кислоти і концентрованим розчином натрій гідроксиду опустити по кусочку гранульованого цинку. У разі потреби пробірку нагріти. Довести дослідним шляхом, що газ який виділяється в обох пробірках – дигідроген.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 7. Гідроліз солей цинку

Визначити індикаторним папірцем реакцію розчину цинк сульфату.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

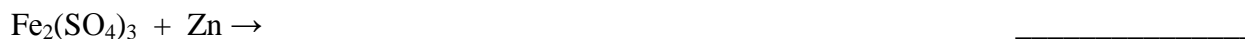
Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи.

Завдання 1. Закінчити рівняння реакції і підібрати коефіцієнти



Завдання 2. Який об'єм 92% - вого розчину H_2SO_4 $\rho=1,83\text{г/см}^3$ потрібний для одержання 20кг мідного купоросу при дії сульфатної (VI) кислоти на мідь?

Завдання 3. Розрахувати молярну концентрацію аргентум-йонів у насиченому розчині аргентум фосфату об'ємом 150 см^3 . ($D.P(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 1,3 \cdot 10^{-20}$).

Завдання 4.Цинкова обманка містить 30% ZnS. Скільки теоретично можна отримати цинку і 92% - вого розчину H_2SO_4 із тони такої руди?

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 10

Тема: *Елементи VI–Б та VII–Б підгруп побічної підгрупи періодичної системи*

Мета: *вивчити властивості характерних сполук Хрому і Мангану, навчитися проводити досліди на підтвердження хімічних властивостей сполук Хрому та Мангану.*

Лабораторне обладнання: штатив з пробірками (4 – 6 штук), промивалка з дистильованою водою, сірники, спиртівка, шпатель, кристалізатор або велика фарфорова чашка, штатив для закріплення пробірки, колба В'юрца, крапельна лійка, вата, ганчірка.

Реактиви: Манган(IV) оксид (MnO_2), концентрована хлоридна кислота (HCl), розчин калій йодид (KI) з $w(\%)(\text{KI}) = 1$, кристалічний натрій хлорид (NaCl), концентрована сульфатна (VI) кислота (H_2SO_4), індикатор (метилевий оранжевий, або лакмус, або універсальний індикатор), 0,02 M розчин аргентум нітрату (AgNO_3), розчин натрій хлориду, дрібнокристалічний діамоній дихромат (VI) – $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, розчин солі хрому (III) (CrCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ чи іншої), розчин NaOH , розчин HCl , розчин $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, розчин H_2SO_4 , розчин MnSO_4 , розчин KMnO_4 , розчин Na_2SO_3 .

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу.

1. Характеристичні сполуки Хрому і Мангану.
2. Роль середовища у рівновазі хромат – дихромат.
3. Чому хром тригідроксид виявляє амфотерні властивості?
4. Окисні властивості сполук Cr(VI) у залежності від середовища.
5. Окисні властивості калій перманганату в залежності від середовища.

II. Практична робота:

▲ *Всі роботи з концентрованими кислотами та лугами необхідно проводити лише у витяжній шафі.*

▲ *Сульфатна та хлоридна кислоти, натрій гідроксид – їдкі речовини; при потраплянні на шкіру або одяг їх слід змити проточною водою.*

▲ *При визначенні запаху речовини в пробірці слід долонею “зачерпнути” повітря над отвором пробірки і направити до носа.*

Дослід 1. Одержування та властивості хром (III) оксиду (Робота виконується демонстративно.)

Насипати у пробірку ($\approx 1/5$ її місткості) дрібнокристалічного $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, закріпити її тримачем і трохи підігріти на спиртівці для початку реакції. Після цього пробірку перенести над сухий чистий папір і простежити «виверження вулкана».

Перевірити розчинність хром (III) оксиду у воді, розведених кислотах (H_2SO_4 , HCl) і лугах (NaOH , KOH).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 2. Одержування та властивості хром (III) гідроксиду

У пробірку налити близько 1 см³ розчину солі хрому (III) (CrCl₃) і додавати краплями натрій гідроксид (NaOH) до утворення осаду хром (III) гідроксиду – Cr(OH)₃.

Одержаний осад розділити на дві частини. До однієї частини долити 2 М розчин кислоти (H₂SO₄, HNO₃, HCl), до іншої – надлишок лугу (NaOH або KOH).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 3. Умови існування у розчині сполук хрому (VI)

До 0,5 – 1 см³ розчину дикалій хромату (VI) (K₂CrO₄) прилити 2 М розчин сульфатної (VI) кислоти (H₂SO₄). До одержаного розчину долити розчин лугу (NaOH або KOH).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 4. Окисні властивості сполук хрому (VI) у залежності від середовища

У три пробірки налити по 1 см^3 розчину KI. У кожній із трьох пробірок створити відповідно кисле (розчин H_2SO_4), лужне (розчин NaOH) та нейтральне (H_2O) середовище. Долити розчин K_2CrO_7 , перемішати, трохи підігріти на водяній бані.

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 5. Одержування та властивості манган дигідроксиду

У пробірку налити близько 1 см^3 розчину солі мангану (II) (MnSO_4) і долити рівний об'єм розчину натрій гідроксиду (NaOH). Одержану суміш перемішати струшуванням пробірки і розділити на 3 пробірки. Одну частину залишити стояти на повітрі, до другої долити розведеної кислоти (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl), у третю – лугу (NaOH або KOH).

Рівняння хімічних реакцій:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Дослід 6. Властивості сполук Мангану (VII)

У 3 пробірки налити по 1 – 2 см³ розчину калій тетраоксоманганату (VII) (KMnO₄). У першу пробірку додати кислоти (H₂SO₄), у другу – лугу (NaOH), у третю – води. В кожную пробірку долити по 1 – 2 см³ розчину натрій сульфату (IV) Na₂SO₃.

Рівняння хімічних реакцій:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи.

Завдання 1. Закінчити рівняння окисно-відновних реакцій, урівняти електронно-йонним методом:





Завдання 2. Чи випаде осад аргентум хромату при зливанні рівних об'ємів розчинів аргентум нітрату ($c(\text{AgNO}_3) = 0,001$ моль/дм³) та калій хромату ($c(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 0,05$ моль/дм³)?

Завдання 3. Записати схеми рівнянь реакцій, дописавши формули відновника чи окисника і, якщо потрібно, речовини для створення реакції середовища: $Mn^{2+} \rightarrow Mn^{4+}$; $MnO_4^{2-} \rightarrow Mn^{4+}$; $Mn^{2+} \rightarrow MnO_4^{2-}$; $MnO_4^{1-} \rightarrow Mn^{2+}$; $MnO_4^{1-} \rightarrow MnO_2$.

Завдання 4. Який об'єм хлору за температури 22°C та тиску 105 кПа утворюється при взаємодії розчину хлоридної кислоти об'ємом 100 см³ ($\rho=1,18$ г/см³), в якому масова частка HCl рівна 36%, з калій манганатом (VII) масою 55 г?

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 11

Тема: *Хімічні елементи восьмої групи побічної підгрупи періодичної таблиці. Ферум*

Мета: *вивчити положення хімічного елемента Феруму в періодичній таблиці, засвоїти фізичні та хімічні властивості характерних сполук Феруму, навчитися проводити дослід на підтвердження хімічних властивостей сполук Феруму,*

Лабораторне обладнання: штатив з пробірками (4 – 6 штук), промивалка з дистильованою водою, сірники, спиртівка або водяна баня, шпатель, ганчірка.

Реактиви: ошурки заліза, 2 М розчин сульфатної(VI) кислоти (H_2SO_4), 2 М розчин натрій гідроксиду (NaOH), кристалічний ферум (II) сульфат ($FeSO_4$), індикатор (метиловий оранжевий, лакмус, або універсальний індикатор), 0,01 М розчин калій тетраоксоманганату (VII), 2 М розчин калій гексаціаноферату (III) ($K_3[Fe(CN)_6]$), розчин калій йодиду (KI) з $w(\%)(KI) = 1$, 2 М розчин солі кобальту (II) ($CoCl_2$, $Co(NO_3)_2$ або $CoSO_4$), концентрований розчин натрій гідроксиду.

План заняття

I. Перевірка знань теоретичного матеріалу.

1. Атомарний рівень організації речовини на прикладі атома Феруму. Особливості положення елемента у періодичній таблиці.
2. Властивості заліза (алотропія) та його сполук (гідроліз солей феруму (III), окиснення сполук феруму (III) до феруму (VI), окисні властивості феруму (VI)).
3. Властивості заліза (фізичні властивості, відношення до кислот, продукти взаємодії з неметалами) та його сполук (термічний розклад ферум (II) сульфату, утворення берлінської лазури та турнбулевої сині).
4. Ферум (III) гідроксид, його добування та амфотерні властивості.
5. Зміст лабораторних дослідів.

II. Практична робота:

▲ *Всі роботи з концентрованими кислотами та лугами необхідно проводити лише у витяжній шафі.*

▲ *Сульфатна та хлоридна кислоти, натрій гідроксид – їдкі речовини; при потраплянні на шкіру або одяг їх слід змити проточною водою.*

▲ *Розчин ферум(III) хлориду забарвлює одяг і руки.*

▲ *При визначенні запаху речовини в пробірці слід долонею “зачерпнути” повітря над отвором пробірки і направити до носа.*

Дослід 1. Одержування та властивості ферум (II) гідроксиду

Одержати водний розчин ферум (II) сульфату (VI) ($FeSO_4$), використавши ошурки заліза і розведений розчин сульфатної(VI) кислоти (H_2SO_4). Відлити близько 1 см³ одержаного розчину $FeSO_4$ у пробірку і додати розчин натрій гідроксиду (NaOH) до утворення осаду. Простежити зміну його забарвлення на повітрі, пояснити причину зміни

Рівняння хімічних реакцій:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Робота 2. Властивості солей феруму (II)

а) гідроліз солей феруму (II)

Одержати водний розчин ферум (II) сульфату (FeSO_4) із кристалічного ферум (II) сульфату (FeSO_4). Для цього 5 – 7 маленьких кристаликів FeSO_4 помістити у пробірку і розчинити у 2 – 3 cm^3 води. Випробувати одержаний розчин індикатором (брати метилоранж або лакмус).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

б) відновні властивості феруму (II)

До 0,5 см³ розчину ферум (II) сульфату (FeSO₄) додати стільки ж розчину сульфатної (VI) кислоти (H₂SO₄) і 1 – 2 краплі розчину калій тетраоксоманганату (VII).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Робота 3. Якісна реакція ферум (2+)-іона

До 5 крапель розчину ферум (II) сульфату (FeSO₄) у пробірці прилити 5 крапель розчину калій гексаціаноферату (III) (K₃[Fe(CN)₆]).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Робота 4. Одержування та властивості ферум (III) гідроксиду

У пробірку налити близько 1 см³ розчину будь-якої солі феруму (III) (FeCl₃, Fe(NO₃)₃ або Fe₂(SO₄)₃) і долити такий же об'єм розчину лугу (NaOH). Одержаний осад розділити на 2 частини: до однієї додати розчин хлоридної кислоти або сульфатної кислоти, до іншої – надлишок лугу (NaOH або KOH).

Рівняння хімічних реакцій:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок

Робота 5. Властивості солей феруму (III)

До 5 крапель розчину калій йодиду (KI) долити стільки ж розчину будь-якої солі феруму (III) (FeCl₃, Fe(NO₃)₃ або Fe₂(SO₄)₃).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

Робота 6. Якісна реакція ферум (3+)-іона

а) До 1 см³ розчину будь-якої солі феруму (III) (FeCl₃, Fe(NO₃)₃ або Fe₂(SO₄)₃) додати 1 краплю розчину будь-якої розчинної солі лужного металу або амонію, у складі якої є тіоціанат-іон (KSCN, NH₄SCN).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

б) До 1 см³ розчину ферум (III) хлориду (FeCl₃) у пробірці прилити 5 крапель розчину калій гексаціаноферату (II) (K₄[Fe(CN)₆]).

Рівняння хімічної реакції:

Спостереження:

Тип реакції:

Умови реакції:

Висновок:

III. Завдання позааудиторної самостійної роботи:

Завдання 1. Записати рівняння реакцій, за якими можна здійснити такі перетворення:



Завдання 2. Записати рівняння гідролізу FeSO_4 , FeCl_3 ; вказати реакцію середовища.

Завдання 3. Дати характеристику атома елемента Феруму за його положенням у періодичній таблиці (схема 2).

Теоретичні питання підсумкового контролю з Хімії неорганічної

2 семестр

1. Загальна характеристика елементів головної підгрупи першої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
2. Загальна характеристика елементів побічної підгрупи першої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
3. Загальна характеристика лужних металів (схема 1).
4. Загальна характеристика елементів головної підгрупи другої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1)..
5. Загальна характеристика елементів побічної підгрупи другої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
6. Загальна характеристика лужноземельних металів (схема 1).
7. Загальна характеристика елементів побічної підгрупи третьої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
8. Загальна характеристика елементів головної підгрупи третьої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
9. Загальна характеристика елементів головної підгрупи четвертої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
10. Загальна характеристика елементів побічної підгрупи четвертої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
11. Загальна характеристика елементів головної підгрупи п'ятої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
12. Нітратна кислота (схема 3).
13. Загальна характеристика елементів побічної підгрупи п'ятої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
14. Загальна характеристика елементів головної підгрупи шостої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
15. Кисень: фізичні та хімічні властивості; добування; застосування (схема 1).
16. Сірка фізичні та хімічні властивості; добування; застосування (схема 1).
17. Сульфатна кислота (схема 3).
18. Загальна характеристика елементів побічної підгрупи шостої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
19. Загальна характеристика елементів головної підгрупи сьомої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
20. Водень: фізичні та хімічні властивості; добування; застосування (схема 1).
21. Хлор: фізичні та хімічні властивості; добування; застосування (схема 1).
22. Загальна характеристика елементів побічної підгрупи сьомої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
23. Загальна характеристика елементів головної підгрупи восьмої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
24. Загальна характеристика елементів побічної підгрупи восьмої групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва (схема 1).
25. Загальна характеристика елементів тріади заліза (схема 1).
25. Загальна характеристика металів (положення в Періодичній системі елементів Д.І.Менделєєва; будова атома; фізичні та хімічні властивості; добування та застосування).
26. Вода (особливості будови молекули, фізичні та хімічні властивості; добування та застосування).

Питання 2. Дати характеристику атома елемента за його положенням у періодичній таблиці (схема 2).

Питання 3. 1) Дати характеристику властивостей (*конкретна речовина*) (схема 3).

2) Записати всі способи передачі будови атома хімічного елемента Na та його йону Na^+ ; вказати окисно-відновні властивості, які можуть проявляти ці частинки.

Питання 4. Розрахункова задача.

Зразок завдань модульних контрольних робіт :

МКР № 1

Завдання 1. Одержання дигідрогену дією лугу на речовину.

Завдання 2. Одержання діоксигену.

Завдання 3. Гідроліз солей натрію

Завдання 4. Який об'єм повітря (за н.у.), що містить 12% O_3 , необхідний для окиснення у кислому середовищі NaI , що міститься у 210мл розчину. Молярна концентрація еквівалента речовини NaI становить $0,1 \text{ моль/дм}^3$?

МКР № 2

Завдання 1. Взаємодія алюмінію з лугами.

Завдання 2. Одержування та властивості карбон діоксиду.

Завдання 3. Гідроліз солей карбонатної кислоти.

Завдання 4. Окисно-відновні властивості сульфатної (IV) кислоти.

Завдання 5. Властивості хлоридної води.

Завдання 6 Обчислити концентрацію гідроген-йонів та рН розчину хлоридної кислоти з молярною концентрацією HCl $0,025 \text{ моль/дм}^3$.

МКР № 3

Завдання 1. Реакція розчину аргентум нітрату.

Завдання 2. Окисні властивості сполук хрому (VI) у залежності від середовища.

Завдання 3. Якісні реакції ферум (3+) – іона.

Завдання 4. Який об'єм хлору за температури $22^\circ C$ та тиску 105 кПа утворюється при взаємодії розчину хлоридної кислоти об'ємом 100 см^3 ($\rho=1,18 \text{ г/см}^3$), в якому масова частка HCl рівна 36%, з калій манганатом (VII) масою 55 г ?

Список використаної літератури

1. М.В. Романова Загальна та неорганічна хімія./ Романова М.В. – К.: Вища шк., 1988 – С. 183 – 407
2. Н.Л. Глинка. Задачи и упражнения по общей химии: Учебн. пособие для вузов / Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной. – Л.: Химия, 1985. – 264 с.
3. Практикум по неорганической химии / Л.В. Бабич, С.А. Балезин, Ф.Б. Гликина и др. – М.: Просвещение, 1991. – 320 с.
4. А.С. Сегеда. Загальна та неорганічна хімія в тестах, задачах і вправах.. Навчальний посібник / Сегеда А.С. – К.: ЦУЛ, 2003.– 591 с.
5. А.С. Сегеда. Неорганічна хімія. Пропедевтичний курс. Навчальний посібник. Видання третє, доповнене, змінене. / Сегеда А.С. – К.: Кондор, 2008. – 308 с.
6. А.С. Сегеда. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук. / Сегеда А.С., Унрод В.І., Стоєцький А.Ф. – Черкаси: Промінь, 1998. – 144 с.
7. Навчально-методичний посібник для студента 1 курсу хімічного факультету з дисципліни "Загальна хімія (пропедевтичний курс)" / Л.М. Біла, В.М. Бочарнікова, Т.І. Нелень, О.В. Білий. – Черкаси: ЧНУ, 2007. – 184 с.

ДОДАТКИ

Таблиця 1

ТАБЛИЦЯ РОЗЧИННОСТІ

| Катіони | Аніони | | | | | | | | | | |
|-------------------------------|-----------------|----------------|-----------------|-----------------|----------------|-----------------|------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|
| | OH ⁻ | F ⁻ | Cl ⁻ | Br ⁻ | I ⁻ | S ²⁻ | NO ₃ ⁻ | CO ₃ ²⁻ | SiO ₃ ²⁻ | SO ₄ ²⁻ | PO ₄ ³⁻ |
| H ⁺ | P | P | P | P | P | M | P | - | H | P | P |
| Na ⁺ | P | P | P | P | P | P | P | P | P | P | P |
| K ⁺ | P | P | P | P | P | P | P | P | P | P | P |
| NH ₄ ⁺ | P | P | P | P | P | P | P | P | P | P | P |
| Mg ²⁺ | H | PK | P | P | P | M | P | H | PK | P | PK |
| Ca ²⁺ | M | HK | P | P | P | M | P | H | PK | M | PK |
| Sr ²⁺ | M | HK | P | P | P | P | P | H | PK | PK | PK |
| Ba ²⁺ | P | PK | P | P | P | P | P | H | PK | HK | PK |
| Sn ²⁺ | H | P | P | P | M | PK | P | H | H | P | H |
| Pb ²⁺ | H | H | M | M | M | PK | P | H | H | H | H |
| Al ³⁺ | H | M | P | P | P | Г | P | Г | HK | P | PK |
| Cr ³⁺ | H | P | P | P | P | Г | P | Г | H | P | PK |
| Mn ²⁺ | H | P | P | P | P | H | P | H | H | P | H |
| Fe ²⁺ | H | M | P | P | P | H | P | H | H | P | H |
| Fe ³⁺ | H | P | P | P | - | - | P | Г | H | P | PK |
| Co ²⁺ | H | M | P | P | P | H | P | H | H | P | H |
| Ni ²⁺ | H | M | P | P | P | PK | P | H | H | P | H |
| Cu ²⁺ | H | M | P | P | - | H | P | Г | H | P | H |
| Zn ²⁺ | H | M | P | P | P | PK | P | H | H | P | H |
| Cd ²⁺ | H | P | P | P | P | PK | P | H | H | P | H |
| Hg ²⁺ | H | P | P | M | HK | HK | P | H | H | P | H |
| Hg ₂ ²⁺ | H | P | HK | HK | HK | PK | P | H | H | M | H |
| Ag ⁺ | H | P | HK | HK | HK | HK | P | H | H | M | H |

Умовні позначення:

- P** речовина добре розчиняється у воді
- M** малорозчинна
- H** практично нерозчинні у воді, але легко розчиняються в слабких або розведених кислотах
- PK** нерозчинна у воді і розчиняється тільки в сильних неорганічних кислотах
- HK** нерозчинна ні у воді, ні в кислотах
- Г** повністю гідролізується при розчиненні і не існує в контакті з водою
- речовина взагалі не існує

Молярні маси хімічних речовин

| <i>Речовина</i> | <i>Молярна маса М, г/моль</i> | <i>Речовина</i> | <i>Молярна маса М, г/моль</i> | <i>Речовина</i> | <i>Молярна маса М, г/моль</i> |
|---|-------------------------------|--|-------------------------------|---|-------------------------------|
| <i>1</i> | <i>2</i> | <i>1</i> | <i>2</i> | <i>1</i> | <i>2</i> |
| Ag | 108 | CO | 28 | Na ₂ B ₄ O ₇ | 201 |
| AgBr | 188 | CO ₂ | 44 | Na ₂ B ₄ O ₇ ·10H ₂ O | 381 |
| AgSCN | 166 | CaCO ₃ | 100 | NaBr | 103 |
| AgCl | 143,5 | CaC ₂ O ₄ | 128 | Na ₂ CO ₃ | 106 |
| Ag ₂ CrO ₄ | 332 | CaC ₂ O ₄ ·H ₂ O | 146 | NaHCOO | 68 |
| Ag ₂ CO ₃ | 276 | CaF ₂ | 78 | Na ₂ CO ₃ ·10H ₂ O | 286 |
| AgI | 235 | CaCl ₂ | 111 | Na ₂ C ₂ O ₄ | 134 |
| AgNO ₃ | 170 | CaCl ₂ ·6H ₂ O | 219 | Na ₃ AlF ₆ | 210 |
| Ag ₂ O | 232 | Ca ₃ (PO ₄) ₂ | 310 | NaCH ₃ COO | 82 |
| Ag ₂ S | 248 | Ca(H ₂ PO ₄) ₂ | 234 | Na ₂ Cr ₂ O ₇ | 262 |
| Al ₂ O ₃ | 102 | CaO | 56 | NaCl | 58 |
| Al(OH) ₃ | 78 | Ca(OH) ₂ | 74 | Na ₂ CrO ₄ | 162 |
| Al ₂ (SO ₄) ₃ | 342 | Ca(NO ₃) ₂ | 164 | NaHCO ₃ | 84 |
| Al ₂ (SO ₄) ₃ ·18H ₂ O | 666 | Ca(H ₂ PO ₄) ₂ ·H ₂ O | 252 | Na ₂ HPO ₄ ·12H ₂ O | 358 |
| As ₂ O ₃ | 198 | CaSO ₄ | 136 | NaPO ₃ | 102 |
| As ₂ S ₃ | 246 | CaSO ₄ ·2H ₂ O | 172 | NaI | 150 |
| As ₂ O ₅ | 230 | Cd ₂ P ₂ O ₇ | 398 | NaNO ₂ | 69 |
| BaBr ₂ | 297 | C ₆ H ₅ OH | 94 | NaNO ₃ | 85 |
| BaCO ₃ | 197 | Cr ₂ O ₃ | 152 | Na ₂ O | 62 |
| BaCl ₂ | 208 | CrO ₃ | 100 | Na ₂ O ₂ | 78 |
| BaCl ₂ ·2H ₂ O | 244 | Cr(OH) ₃ | 103 | NaOH | 40 |
| BaCrO ₄ | 253 | CuSCN | 122 | Na ₂ S | 78 |
| Ba(OH) ₂ | 171 | Cu ₂ O | 143 | Na ₂ S ₂ O ₃ | 158 |
| BaSO ₄ | 233 | CuO | 80 | Na ₂ S ₂ O ₃ ·5H ₂ O | 248 |
| BaSO ₃ | 217 | CuSO ₄ | 160 | Na ₂ SO ₃ | 126 |
| B ₂ O ₃ | 70 | CuSO ₄ ·5H ₂ O | 250 | Na ₂ SO ₃ ·7H ₂ O | 252 |
| FeCO ₃ | 116 | Hg ₂ Cl ₂ | 472 | Na ₂ SO ₄ | 142 |
| FeCl ₂ | 127 | HgCl ₂ | 272 | Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O | 322 |

| <i>1</i> | <i>2</i> | <i>1</i> | <i>2</i> | <i>1</i> | <i>2</i> |
|--|----------|--|----------|---|----------|
| FeCl ₃ | 162 | HgO | 217 | Pb ₃ O ₄ | 686 |
| FeO | 72 | KAl(SO ₄) ₂ ·12H ₂ O | 474 | PbO ₂ | 239 |
| Fe ₂ O ₃ | 160 | KBr | 119 | PbS | 239 |
| Fe(OH) ₃ | 107 | KBrO ₃ | 167 | PbSO ₄ | 303 |
| Fe ₃ O ₄ | 232 | KHCO ₃ | 100 | SO ₂ | 64 |
| FeS | 88 | K ₂ CO ₃ | 138 | SO ₃ | 80 |
| FeSO ₄ | 152 | KCl | 75 | SO ₄ ²⁻ | 96 |
| FeSO ₄ ·7H ₂ O | 278 | KClO ₃ | 123 | Sb ₂ O ₃ | 292 |
| Fe ₂ (SO ₄) ₃ | 400 | K ₂ CrO ₄ | 194 | SiF ₄ | 104 |
| H ₂ O ₂ | 34 | K ₂ Cr ₂ O ₇ | 294 | SiO ₂ | 60 |
| H ₃ BO ₃ | 62 | K ₃ [Fe(CN) ₆] | 329 | SnCl ₂ | 190 |
| HCOOH | 46 | K ₄ Fe(CN) ₆] | 368 | SnCl ₂ ·2H ₂ O | 226 |
| CH ₃ COOH | 60 | KI | 166 | SnO | 135 |
| H ₂ C ₂ O ₄ | 90 | KIO ₃ | 214 | SnO ₂ | 151 |
| H ₂ C ₂ O ₄ ·2H ₂ O | 126 | KMnO ₄ | 158 | SrCO ₃ | 148 |
| HCl | 36,5 | K ₂ O | 94 | Sr(OH) ₂ ·8H ₂ O | 266 |
| HNO ₃ | 63 | K ₂ PtCl ₆ | 486 | Sr(NO ₃) ₂ | 212 |
| H ₃ PO ₄ | 98 | KOH | 56 | SrSO ₄ | 184 |
| H ₂ S | 34 | K ₂ SO ₄ | 174 | PbBr ₂ | 368 |
| H ₂ SO ₄ | 98 | MgCO ₃ | 84 | Pb(CH ₃ COO) ₂ ·3H ₂ O | 379 |
| MnCO ₃ | 115 | Mg(NH ₄)PO ₄ ·6H ₂ O | 245 | PbCO ₃ | 267 |
| MnO ₂ | 87 | Mg(OH) ₂ | 58 | PbCl ₂ | 278 |
| (NH ₄) ₃ PO ₄ ·12MoO ₃ | 1876 | MgC ₂ O ₄ | 112 | PbCrO ₄ | 323 |
| NH ₄ Br | 98 | MgCl ₂ ·KCl·6H ₂ O | 278 | PbI ₂ | 461 |
| NH ₄ SCN | 76 | Mg ₂ P ₂ O ₇ | 223 | PbO | 223 |
| (NH ₄) ₂ C ₂ O ₄ ·H ₂ O | 142 | MgSO ₄ | 120 | ZnCO ₃ | 125 |
| NH ₄ Cl | 53,5 | MgSO ₄ ·7H ₂ O | 246 | ZnCl ₂ | 136 |
| NH ₄ Fe(SO ₄) ₂ ·12H ₂ O | 482 | NiSO ₄ ·7H ₂ O | 281 | ZnNH ₄ PO ₄ | 178 |
| (NH ₄) ₂ Fe(SO ₄) ₂ ·6H ₂ O | 392 | P ₂ O ₅ | 142 | Zn(OH) ₂ | 99 |
| NH ₄ H ₂ PO ₄ | 115 | NH ₄ NO ₃ | 80 | Zn ₂ P ₂ O ₇ | 305 |
| (NH ₄) ₂ HPO ₄ | 132 | NH ₄ OH | 35 | ZnSO ₄ ·7H ₂ O | 286 |
| NH ₄ I | 145 | (NH ₄) ₂ SO ₄ | 132 | ZnS | 97 |

ВІДНОСНА ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ ЕЛЕМЕНТІВ

| | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII | | |
|---|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|
| 1 | H 2,10 | | | | | | | | | He — |
| 2 | Li 1,01 | Be 1,47 | B 2,01 | C 2,50 | N 3,07 | O 3,50 | F 4,10 | | | Ne — |
| 3 | Na 0,97 | Mg 1,23 | Al 1,6 | Si 1,9 | P 2,20 | S 2,60 | Cl 3,0 | | | Ar — |
| 4 | K 0,91 | Ca 1,04 | Sc 1,20 | Ti 1,32 | V 1,45 | Cr 1,56 | Mn 1,60 | Fe 1,64 | Co 1,70 | Ni 1,75 |
| | Cu 1,75 | Zn 1,66 | Ga 1,82 | Ge 2,02 | As 2,10 | Se 2,48 | Br 2,8 | | | Kr — |
| 5 | Rb 0,89 | Sr 0,99 | Y 1,11 | Zr 1,22 | Nb 1,23 | Mo 1,30 | Tc 1,36 | Ru 1,42 | Rh 1,45 | Pd 1,35 |
| | Ag 1,42 | Cd 1,46 | In 1,49 | Sn 1,72 | Sb 1,82 | Te 2,01 | I 2,6 | | | Xe — |
| 6 | Cs 0,86 | Ba 0,97 | *) | Hf 1,23 | Ta 1,33 | W 1,40 | Re 1,46 | Os 1,52 | Ir 1,55 | Pt 1,44 |
| | Au 1,42 | Hg 1,44 | Tl 1,44 | Pb 1,55 | Bi 1,67 | Po 1,67 | At 1,90 | | | Rn — |
| 7 | Fr 0,86 | Ra 0,97 | **) | | | | | | | |

*) Лантаноїди : 1,08 - 1,14 ; **) Актиноїди : 1,00 - 1,20

Деякі хімічні сталі

Число Авогадро (N) — $6,022 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹

Газова стала (R) — 8,314 Дж/(моль•К)

Атомна одиниця маси (а.о.м.) — $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг

| Умови | Температура | Тиск | Концентрація (активність йонів) |
|------------|--------------|-----------------------------|------------------------------------|
| Нормальні | 0°C (273 К) | 101 325 Па (760 мм рт. ст.) | |
| Стандартні | 25°C (298 К) | 101 325 Па (760 мм рт. ст.) | 1 моль/дм ³ |

Загальна характеристика елементів групи або головної (побічної) підгрупи.

1. Елементи, що входять до даної групи (підгрупи).
2. Будова енергетичного рівня(-ів), на яких розміщені валентні електрони.
3. Металічні, напівметалічні чи неметалічні елементи (визначається за кількістю валентних електронів на зовнішньому енергетичному рівні та знаком (+чи-) ступеня окиснення).
4. Зміна енергії йонізації та спорідненості до електрона в підгрупі.
5. Вищі оксиди, утворені елементами даної підгрупи, характер їх хімічних властивостей.
6. Вищі гідроксиди, утворені елементами даної підгрупи, характер їх хімічних властивостей.
7. Біологічна роль елементів.

Схема 2

Характеристика атома елемента за його положенням у періодичній таблиці.

1. Порядковий номер хімічного елемента в періодичній системі Д.І. Менделєєва (відповідає кількості протонів у ядрі атома та на кількості електронів в атомі).
2. Номер періоду, в якому знаходиться хімічний елемент (відповідає кількості енергетичних рівнів, на яких розміщені електрони даного атома хімічного елемента).
3. Номер групи, в якій знаходиться хімічний елемент (відповідає максимальній кількості валентних електронів в атомі і максимальному (найвищому) ступеню окиснення).
4. Підгрупа (головна чи побічна) (визначається за характером розміщення валентних електронів на АО).
5. Металічний чи неметалічний елементи (визначається за кількістю валентних електронів на зовнішньому енергетичному рівні та знаком (+чи-) ступеня окиснення).
6. Будова атома даного хімічного елемента (електронна, електронно-графічна формула).
7. Окисно-відновні властивості атома даного хімічного елемента (виходячи з електронної будови атома).
8. Характерні ступені окиснення атома у сполуках (навести приклади).
9. Оксид (-и) та характер їх хімічних властивостей.
10. Гідроксид (-и) та характер їх хімічних властивостей.
11. Сполуки з воднем (якщо вони є).
12. Біологічна роль елемента.

Схема 3

Характеристика складної сполуки

1. Склад молекули.
2. Будова молекули (графічна формула, полярність молекули, вид зв'язку).
3. Фізичні властивості сполуки (агрегатний стан (з.у.), колір, смак, запах, розчинність у воді та ін.).
4. Хімічні властивості складної речовини.
5. Добування речовини в лабораторії та промисловості.
6. Використання речовини.

Наприклад.

Кальцій оксид (CaO) – молекула складається з атома Кальцію та атома Оксигену у співвідношенні 1:1.

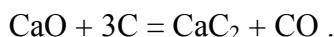
В молекулі CaO один атом Кальцію зв'язаний з одним атомом Оксигену подвійним зв'язком; графічна формула сполуки: Ca = O.

Більш електронегативним елементом є Оксиген, тому ступінь окиснення Кальцію +2, а Оксигену –2. ВЕН(Ca) = 1, ВЕН(O) = 3,5; ΔВЕН(Ca–O) = 3,5 – 1 = 2,5. Отже, тип зв'язку між атомами – йонний.

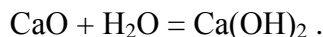
Фізичні властивості CaO: тверда речовина білого кольору; добре розчинна у воді (розчинення CaO – *дуже екзотермічна* реакція); дуже гігроскопічна.

Хімічні властивості : CaO взаємодіє з:

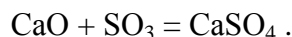
▪ вуглецем:



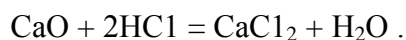
▪ водою:



▪ кислотними оксидами:



▪ кислотами:



Добування кальцій оксиду

- | | |
|---|--|
| 1. $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO} .$ | } відбуваються за підвищеної температури |
| 2. $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ | |
| 3. $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ | |
| 4. $\text{CaSO}_4 = \text{CaO} + \text{SO}_3$ | |

Використання: у будівництві (як складова частина більшості сучасних сумішей призначених для будівництва); для добування газу ацетилену; як осушувач газів ін.

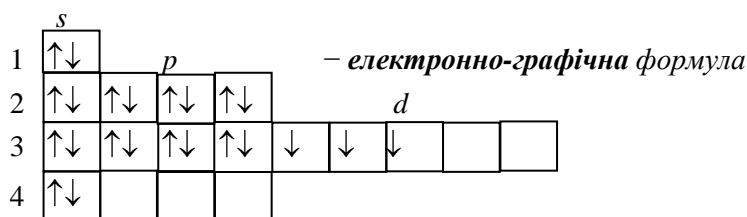
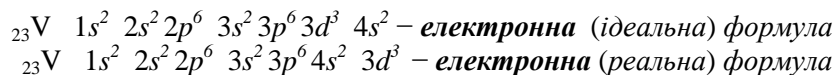
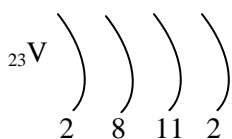
Схема 4

Способи передачі будови атома хімічного елемента ... та його йону ... ; окисно-відновні властивості, які можуть проявляти ці частинки

1. Місце положення хімічного елемента в періодичній системі Д.І. Менделєєва (визначаємо протонне число, номер періоду, групи, вид підгрупи).

2. Прописуємо всі способи передачі будови електронейтрального атома та аргументуємо його окисно-відновні можливості .

Способи передачі будови атома Ванадію:

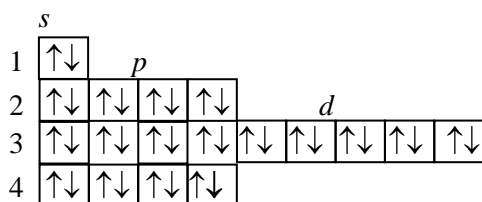


Електронейтральний атом Ванадію максимально віддаючи $5\bar{e}$ ($2\bar{e}$ з $4s$ -АО і $3\bar{e}$ з $3d$ – АО), може виступати **відновником**, бо найвищий ступінь окиснення атома Ванадію, виходячи з положення в ПТ, дорівнює +5.

3. Прописуємо всі способи передачі будови йону даного хімічного елементу та аргументуємо його окисно-відновні можливості.

Електронна формула Br^{1-} -іону :
 ${}_{35}\text{Br}^{1-} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

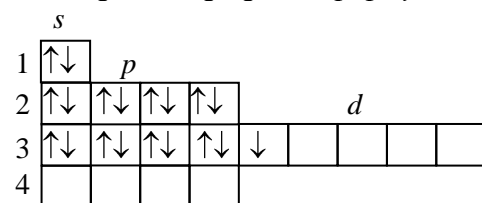
Електронно-графічна формула Br^{1-} -іону :



Атом **Брому** зі ступенем окиснення -1 може тільки віддавати електрони – максимально $8\bar{e}$ ($2\bar{e}$ з $4s$ -АО і $6\bar{e}$ з $4p$ -АО), тобто виступати **відновником**,

Електронна формула Mn^{6+} -іону :
 ${}_{25}\text{Mn}^{6+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$.

Електронно-графічна формула Mn^{6+} -іону:



Атом **Мангану** зі ступенем окиснення $+6$ максимально віддаючи $1\bar{e}$ з $3d$ -АО, може обумовлювати **відновні властивості** речовини, а максимально приєднуючи $6\bar{e}$ ($4\bar{e}$ на $3d$ -АО і $2\bar{e}$ на $4s$ АО) – **окиснювальні**.

Схема 5

Порівняння будови атомів двох елементів

1. Місце положення вказаних хімічних елементів у періодичній системі Д.І. Менделєєва (визначаємо протонне число, номер періоду, групи, вид підгрупи для кожного елементу).

2. Прописуємо електронно-графічні формули; вказуємо кількість валентних електронів та характер їх розміщення.

3. Окисно-відновні можливості вказаних хімічних елементів показуючи на конкретних прикладах (достатньо написати схеми передачі електронів).