

**ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД УКООПСІЛКИ
ПОЛТАВСЬКИЙ УНІВЕРСИТЕТ ЕКОНОМІКИ І ТОРГІВЛІ**
Кафедра хімії

**Момот Юлія Вікторівна
Назаренко Ельвіра Анатоліївна
Діденко Євгенія Павлівна**

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Навчально-методичний посібник для самостійного вивчення
дисципліни
для студентів за напрямом підготовки
6.051401 «Біотехнологія»

Полтава
2014

Автори: **Момот Ю.В.**, старший викладач кафедри хімії ВНЗ Укоопспілки «Полтавський університет економіки і торгівлі», к.пед.н.
Назаренко Е.А., асистент кафедри хімії ВНЗ Укоопспілки «Полтавський університет економіки і торгівлі»
Діденко Є.П., асистент кафедри хімії ВНЗ Укоопспілки «Полтавський університет економіки і торгівлі»

Рецензенти: **Бірта Г.О.**, професор, завідувач кафедри товарознавства продовольчих товарів ВНЗ Укоопспілки «Полтавський університет економіки і торгівлі», д.с/г.н.
Дмитренко В.І., доцент кафедри хімії ВНЗ Укоопспілки «Полтавський університет економіки і торгівлі», к.т.н.

*Розглянуто та рекомендовано на засіданні кафедри хімії
12 травня 2014 року, протокол № 10*

Момот Ю.В., Назаренко Е.А. Діденко Є.П.

Загальна та неорганічна хімія: навчальний комплекс з дисципліни. – Полтава, 2014. – 151с.

Зав. кафедри хімії _____ доц. Іващенко О.Д.

«Узгоджено»

Начальник науково-методичного центру
управління якістю діяльності _____ доц. Огуй Н.І.

«Узгоджено»

Директор науково-навчального центру _____ доц. Іванов Ю.В.

Відповідальність за зміст
навчального комплексу
несуть автори, рецензенти і
завідувач кафедри хімії
Іващенко О.Д.

Зміст

| | |
|---|-----|
| Вступ | 5 |
| Навчальна програма дисципліни | 6 |
| Тематичний план дисципліни | 13 |
| Методичні рекомендації щодо самостійного вивчення дисципліни | 14 |
| Модуль 1. Основні хімічні поняття та закони | 14 |
| Тема 1. Основні хімічні поняття та закони | 14 |
| Тема 2. Будова атома і систематика хімічних елементів | 17 |
| Тема 3. Хімічний зв'язок і будова молекул. Міжмолекулярна взаємодія | 23 |
| Тема 4. Класи неорганічних сполук | 28 |
| Тема 5. Хімічна кінетика і хімічна рівновага. Енергетика хімічних процесів | 39 |
| Модуль 2. Розчини | 46 |
| Тема 6. Вода. Розчини електролітів. Гідроліз солей | 46 |
| Тема 7. Комплексоутворення у розчинах | 59 |
| Тема 8. Окисно-відновні реакції | 63 |
| Модуль 3. Елементи-неметали | 68 |
| Тема 9. Властивості неметалів і їх сполук | 68 |
| Модуль 4. Елементи-метали | 82 |
| Тема 10. Загальні властивості металів. Хімія неперехідних металів і їх сполук | 82 |
| Тема 11. Хімія перехідних металів та їх сполук | 92 |
| Тема 12. Неорганічна хімія та екологія (самостійне опрацювання) | 102 |
| Індивідуальні завдання для самостійної роботи студентів та методичні рекомендації щодо їх виконання | 103 |
| Тести для студентів денної та заочної форм навчання | 112 |
| Порядок і критерії оцінювання знань студентів | 126 |
| Поточне оцінювання знань студентів | 126 |
| Перелік питань і типових завдань, що виносяться на модульний контроль | 127 |
| Карта самостійної роботи студентів | 141 |
| Приклад побудови завдань для поточного модульного контролю (ПМК) | 142 |
| Оцінка рівня знань під час проведення модульного поточного контролю | 142 |
| Система нарахування балів | 143 |
| Система нарахування балів за видами навчальної роботи | 144 |
| Підсумкове оцінювання знань студентів | 145 |

| | |
|--|-----|
| Перелік типових питань, що виносяться на іспит..... | 145 |
| Приклад побудови екзаменаційного білета..... | 148 |
| Порядок проведення іспиту..... | 148 |
| Система нарахування додаткових балів за видами роботи..... | 149 |
| Загальна підсумкова оцінка з дисципліни..... | 149 |
| Шкала нарахування підсумкових балів..... | 150 |
| Список рекомендованих інформаційних джерел..... | 151 |

ВСТУП

Метою викладання дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є оволодіння студентами теоретичними основами загальної хімії, а також хімії елементів і їх сполук.

Завдання дисципліни – формування у студентів наукового погляду на оточуючий світ в цілому, забезпечення розуміння суті хімічних процесів, розвиток професійного та екологічного мислення.

Теоретичні основи загальної і неорганічної хімії включають сучасні уявлення про будову атома й систематику хімічних елементів, про енергетику хімічних процесів, хімічну кінетику та хімічну рівновагу. Вони містять також відомості про електролітичну дисоціацію, гідроліз солей, окисно-відновні реакції і комплексоутворення в розчинах. Після оволодіння студентами теоретичними основами загальної хімії вивчаються властивості неметалів, металів і їх сполук. Звертається особлива увага на розташування їх у періодичній системі та на будову атомів. На цій основі характеризуються основні властивості цих елементів. Акцентується увага на застосуванні неметалів, металів і сполук, які вони утворюють, у різних галузях господарства та, особливо, у харчовій промисловості. Це допомагає уже з першого курсу формувати у студентів професійне мислення.

Розглядаються також екологічні проблеми, пов'язані з хімізацією народного господарства, шляхи її усунення, що сприяє екологічному вихованню студентів першого курсу.

Лабораторні заняття спрямовані на закріплення теоретичних знань, одержаних під час вивчення тем, набуття досвіду роботи в хімічній лабораторії, умінь якісно виконувати експериментальні дослідження, робити спостереження і висновки.

У результаті вивчення дисципліни студент повинен

знати:

- сучасні уявлення про будову атома й систематику хімічних елементів;
- типи хімічного зв'язку, будову молекул і міжмолекулярну взаємодію;
- основні уявлення про енергетику хімічних процесів, хімічну кінетику й хімічну рівновагу;

- теорію електролітичної дисоціації, гідроліз солей, окисно-відновні реакції, комплексоутворення у розчинах;
- взаємозв'язок властивостей хімічних елементів та їх знаходження в періодичній системі Д. І. Менделєєва;
- застосування елементів та їх сполук у різних галузях господарювання, особливо, у харчовій промисловості;

уміти:

- писати й характеризувати електронні структури атомів;
- виконувати розрахунки для приготування розчинів різної концентрації;
- писати рівняння реакцій електролітичної дисоціації, гідролізу солей;
- визначати ступінь окиснення різних елементів і складати рівняння окисно-відновних реакцій;
- характеризувати будову комплексних сполук;
- писати рівняння реакцій, що характеризують властивості елементів неметалів, металів та їх сполук;
- писати рівняння реакцій до всіх дослідів експериментальної частини;
- виконувати лабораторні дослідження, що стосуються всіх теоретичних тем.

НАВЧАЛЬНА ПРОГРАМА ДИСЦИПЛІНИ

МОДУЛЬ 1. Основні хімічні поняття та закони

Тема 1. Основні хімічні поняття та закони

Основні хімічні поняття : атом, молекула, елемент, речовина, проста речовина, хімічна сполука, валентність, еквівалент, атомна й молекулярна маса, хімічна реакція. Основні закони хімії: закон збереження маси, речовин; закон еквівалентів; закон сталості складу; закон кратних відношень; закон Авогадро.

Тема 2. Будова атома й систематика хімічних елементів

Атомне ядро та його склад. Ізотопи. Основні положення квантової механіки. Поняття про електронні хмари й атомні орбіталі. Характеристика енергетичного стану електрона квантовими числами. Принцип найменшої енергії. Принцип Паулі. Правило Гунда. Правила

Клечковського. Місткість енергетичних рівнів і підрівнів. Порядок заповнення електронних рівнів, підрівнів, орбіталей.

Періодичний закон і періодична система елементів Д. І. Менделєєва. Діалектичний характер періодичного закону. Будова електронних оболонок атомів малих і великих періодів. *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи. Електронна конфігурація та властивості елементів головних і побічних підгруп.

Радіуси атомів і йонів. Енергія йонізації, енергія спорідненості до електрона, електронегативність елементів та її зміна у періодах, групах і підгрупах.

Тема 3. Хімічний зв'язок і будова молекул. Міжмолекулярна взаємодія

Сучасні уявлення про хімічний зв'язок, його електрична природа. Типи хімічного зв'язку: ковалентний, йонний і металічний. Механізм перекривання електронних оболонок атомів, які вступили у взаємодію. Ковалентний хімічний зв'язок, його різновиди. Полярний ковалентний зв'язок. Неполярний ковалентний зв'язок. Донорно-акцепторний (координаційний) механізм утворення зв'язку. Сполуки, які містять ковалентний зв'язок, утворений за донорно-акцепторним механізмом. Йонний зв'язок. Металічний зв'язок.

Електрична природа сил, які утримують частинки рідини або твердого тіла одну біля одної. Міжмолекулярна взаємодія. Сили міжмолекулярної взаємодії (сили Ван-дер-Ваальса). Водневий зв'язок.

Тема 4. Класи неорганічних сполук

Основні класи неорганічних сполук. Оксиди – бінарні сполуки елементів з Оксигеном. Основні, кислотні, амфотерні оксиди. Основи. Кислоти. Амфотерні гідроксиди. Солі. Координаційні (комплексні) сполуки – хімічні сполуки, кристалічні решітки яких складаються з комплексних груп, утворених унаслідок взаємодії йонів або молекул, що здатні існувати самостійно.

Тема 5. Хімічна кінетика й хімічна рівновага

Швидкість хімічних реакцій. Чинники, що впливають на швидкість реакції в гомогенній і гетерогенній системах. Закон дії мас. Константа швидкості реакції. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Активні молекули й енергія

активації. Вплив каталізаторів на швидкість хімічних реакцій. Гомогенний і гетерогенний каталіз.

Оборотні та необоротні реакції. Хімічна рівновага. Константа рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип ле Шательє. Вплив температури, тиску й концентрації реагентів на рівновагу.

МОДУЛЬ 2. Розчини

Тема 6. Вода. Розчини. Розчини електролітів. Гідроліз солей

Характеристика води як розчинника. Охорона водойм від забруднення. Розчини. Способи вираження концентрації розчинів. Теорія електролітичної дисоціації. Ступінь дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації слабких електролітів. Зміщення йонної рівноваги в розчинах слабких електролітів. Дисоціація амфотерних електролітів. Ступінь дисоціації сильних електролітів. Активність і йонна сила розчинів. Концентрація розчинів: відсоткова, молярна, нормальна, титр. Перехід від однієї форми вираження концентрації до іншої.

Йонні реакції в розчинах електролітів. Умови практичної необоротності йонних реакцій. Добуток розчинності. Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води. Концентрація йонів Гідрогену в кислому, нейтральному й лужному середовищах. Водневий показник рН. Індикатори. Значення рН у виробництві харчових продуктів.

Гідроліз солей. Різні випадки гідролізу солей. Ступінь гідролізу. Константа гідролізу. Вплив температури й концентрації солі на ступінь гідролізу. Значення гідролізу для технологічних процесів. Протонна теорія кислот та основ. Електронна теорія кислот та основ.

Тема 7. Комплексоутворення у розчинах

Поняття «комплексні сполуки». Структура комплексних сполук. Комплексоутворювачі та їх координаційні числа. Різні типи ліганд у комплексних сполуках. Внутрішня і зовнішня сфери комплексної сполуки. Хімічний зв'язок у комплексних сполуках: метод валентних зв'язків і теорія кристалічного поля. Класифікація і номенклатура комплексних сполук. Електролітична дисоціація. Стійкість комплексних сполук. Реакції комплексних сполук із руйнуванням і без руйнування комплексного йона. Застосування комплексних сполук.

Тема 8. Окисно-відновні реакції

Електронна теорія окисно-відновних реакцій. Класифікація окисно-відновних реакцій. Найважливіші окисники й відновники. Вплив середовища на протікання реакцій. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Окисно – відновні еквіваленти. Направленість окисно-відновних реакцій. Роль окисно-відновних реакцій у технологічних процесах.

МОДУЛЬ 3. Елементи-неметали

Тема 9. Властивості неметалів та їх сполук

Положення неметалів у періодичній системі елементів. Електронна будова неметалів. Спорідненість з електроном, електронегативність. Зміна властивостей неметалів у періодах і групах. Сполуки неметалів з Оксигеном та Гідрогеном.

Галогени: будова атомів, одержання, властивості, застосування. Сполуки і Гідрогеном. Оксигеновмісні кислоти та їх солі. Застосування хлору для відбілювання борошна і дезинфекції води.

Сульфур: будова атома, одержання, властивості, застосування. Сірководень, його кислотні й окисно-відновні властивості, сульфідні, застосування. Сульфур(IV) оксид, його застосування в харчовій промисловості. Сульфітна кислота та її властивості. Сульфатна кислота, її взаємодія з металами й неметалами, сульфати, застосування.

Нітроген: будова атома, ступені окиснення, хімічний зв'язок у молекулі азоту, одержання, властивості, застосування. Амоніак: будова молекули, одержання, властивості, застосування. Солі амонію, застосування в сільському господарстві та кондитерському виробництві.

Оксиди Нітрогену. Нітритна кислота, нітрити. Нітратна кислота: будова молекули, одержання, окиснювальна дія на метали й неметали, нітрати. Нітрати й нітрити у воді та продуктах харчування.

Фосфор: будова атома, одержання, властивості, застосування. Фосфорні кислоти та їх солі, застосування.

Карбон: будова атома, одержання, властивості, застосування. Використання адсорбційних властивостей вуглецю в харчовій промисловості. Сполуки Карбону з металами й неметалами. Карбон(IV) оксид, одержання, властивості, застосування. Карбонатна

кислота і її солі, застосування. Натрій гідрокарбонат, його використання у кондитерському виробництві.

Силіцій: властивості, застосування. Сполуки Силіцію з металами, фтором. Силіцій(IV) оксид, його природні різновиди. Силікатні кислоти та їх солі (силікати). Скло, кераміка.

МОДУЛЬ 4. Елементи-метали

Тема 10. Загальна характеристика металів. Хімія неперехідних металів і їх сполук

Положення металів у періодичній системі та особливості будови їх атомів. Кристалічна ґратка 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. Різний характер вищих і нижчих оксидів багатовалентних металів. Електрохімічний ряд напруг металів.

Розташування неперехідних металів у періодичній системі. Способи одержання. Хімічні властивості металів: взаємодія з неметалами, водою, кислотами, лугами. Різний характер вищих і нижчих оксидів багатовалентних металів.

s-метали. Електронна структура, енергія йонізації, електронегативність. Зміна радіусу й енергії йонізації у групах і періодах.

Лужні метали (Натрій, Калій): одержання, властивості. Луги, солі лужних металів. Кухонна сіль і її застосування в харчовій промисловості. Калійні добрива. Лужно-земельні метали (Кальцій, Барій): одержання, властивості. Їх оксиди, гідроксиди, солі, застосування. Постійна й тимчасова твердість води, методи її усунення.

p-метали. Електронна структура, енергія йонізації, електронегативність. Зміна радіусу й енергії йонізації у групах і періодах.

Алюміній: одержання, властивості, застосування. Оксид і гідроксид Алюмінію, їх властивості, застосування. Солі Алюмінію, їх застосування. Використання солей Алюмінію під час очищення води.

Станум: одержання, властивості, застосування. Оксиди й гідроксиди Стануму. Застосування олова для виготовлення пакувальних матеріалів для харчових продуктів.

Плюмбум: одержання, властивості, застосування. Оксиди й гідроксиди Плюмбуму. Застосування сполук Плюмбуму. Забруднення довкілля.

Тема 11. Хімія перехідних металів і їх сполук

Загальна характеристика перехідних металів на основі будови електронної оболонки атомів та положення в періодичній системі: електронна структура, зміна радіуса й енергії йонізації у групах і періодах. Відношення d – металів до неметалів, води, кислот, лугів. Зміна характеру оксидів зі збільшенням ступеня окиснення.

Хром: одержання, властивості, застосування. Сплави Хрому, хромові захисні покриття. Оксид і гідроксид хрому(III), їх амфотерність. Солі Хрому(III), їх гідроліз. Хромові квасці. Хроміти та їх окиснення в хромати. Хромовий ангідрид. Хроматна кислота і її солі (хромати). Дихроматна кислота і її солі (дихромати). Окиснювальні властивості Хрому(VI). Застосування сполук Хрому. Використання калій дихромату під час аналізу якості харчових продуктів.

Манган: одержання, властивості, застосування. Природні сполуки Мангану. Сполуки Мангану із ступенем окиснення +2, +4, +6, +7. Оксиди та їх гідрати. Солі Мангану. Окисно-відновні властивості сполук Мангану. Окиснювальні властивості Мангану(VII) у залежності від рН середовища. Застосування сполук Мангану. Використання перманганатів у лабораторіях харчових виробництв.

Ферум: одержання, властивості, застосування. Оксиди й гідроксиди Феруму. Солі Феруму(II) і (III). Комплексні сполуки, до складу яких входить Ферум, їх застосування. Чавун, сталь, застосування. Використання сполук Феруму в лабораторіях харчових виробництв.

Цинк: одержання, властивості, застосування. Оксид і гідроксид Цинку. Найважливіші сполуки Цинку та їх застосування. Розчинність і гідроліз солей Цинку.

Купрум: одержання, властивості, застосування. Сплави міді. Найважливіші сполуки Купруму. Розчинність і гідроліз солей Купруму.

Аргентум: одержання, властивості, застосування. Аргентум оксид. Галогеніди Аргентуму. Бактерицидні властивості срібла й розчинних солей Аргентуму. Комплексні сполуки Аргентуму.

Тема 12. Неорганічна хімія та екологія

Елементи життя (біоелементи), їх вміст в організмі людини й біологічна функція. Вміст неорганічних йонів у продовольчих продуктах.

Хімічна забрудненість довкілля (збільшення концентрації карбон(II) та (IV) оксидів, сульфур(IV) оксиду, фторовмісних сполук, сполук Купруму, Плюмбуму, Меркурію та інших токсичних речовин, порушення озонового шару Землі, накопичення нітратів, важких металів і пестицидів у продуктах харчування й у воді). Склад стічних вод на підприємствах харчової промисловості, методи їх очищення.

ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН ДИСЦИПЛІНИ

| Назва розділу, модуля, теми | Кількість годин | | | | |
|---|-----------------|-----------|-------------|--------------------------------------|-------------------|
| | разом | аудиторні | | позааудиторні | |
| | | лекції | лабораторні | індивідуально-консульта-тивна робота | самостійна робота |
| Модуль 1. Основні поняття та закони хімії | | | | | |
| 1. Основні хімічні поняття та закони | 8 | 2 | 2 | | 4 |
| 2. Будова атома й систематика хімічних елементів | 20 | 4 | 4 | 2 | 10 |
| 3. Хімічний зв'язок і будова молекул. Міжмолекулярна взаємодія | 12 | 2 | 2 | 2 | 6 |
| 4. Класи неорганічних сполук | 10 | 2 | 4 | | 4 |
| 5. Хімічна кінетика й хімічна рівновага | 12 | 2 | 2 | 2 | 6 |
| Модуль 2. Розчини | | | | | |
| 6. Вода. Розчини. Розчини електролітів. Гідроліз солей | 36 | 4 | 8 | 4 | 20 |
| 7. Комплексоутворення в розчинах | 16 | 2 | 2 | 2 | 10 |
| 8. Окисно-відновні реакції | 16 | 2 | 2 | 2 | 10 |
| Модуль 3. Елементи-неметали | | | | | |
| 9. Властивості неметалів та їх сполук | 42 | 8 | 8 | 4 | 22 |
| Модуль 4. Елементи-метали | | | | | |
| 10. Загальна характеристика металів. Хімія неперехідних металів і їх сполук | 22 | 4 | 4 | 2 | 12 |
| 11. Хімія перехідних металів і їх сполук | 28 | 6 | 8 | 2 | 12 |
| 12. Неорганічна хімія та екологія | 12 | 0 | 0 | 2 | 10 |
| Усього | 234 | 38 | 46 | 24 | 126 |

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ЩОДО ВИВЧЕННЯ ДИСЦИПЛІНИ

МОДУЛЬ 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

ТЕМА 1. ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ

Зі шкільного курсу хімії слід пригадати основні хімічні поняття, на яких ґрунтується вивчення хвмвчних дисциплін. Все, що нас оточує і має масу (предмети), складається з однієї речовини (вода, цукор, залізо) або кількох речовин (грунт, повітря). Існують прості речовини (водень, кисень, цинк) та складні речовини (вода, кухонна сіль). Нині відомо 112 хімічних елементів, простих речовин дещо більше (чому?), а складних понад 13,5 млн. Речовина існує у вигляді частинок, що мають власну масу (молекули→ атоми→: електрони, протони, нейтрони).

Рівняння реакції – це умовний запис хімічної реакції, да маси вхідних речовин і продукти реакції однакові.

Реакції бувають: без зміни ступеня окиснення елементів; зі зміною ступеня окиснення елементів (окисно-відновні). Крім того, реакції поділяються на:

- реакція сполучення, унаслідок якої із двох речовин утворюється одна нова;
- реакція розкладу, унаслідок якої з однієї речовини утворюється дві або кілька;
- реакція заміщення – взаємодія простої і складної речовини, коли атоми простої витісняють атоми одного з елементів у складній речовині;
- реакція обміну – це взаємодія між двома складними речовинами, коли вони обмінюються своїми складовими частинами;
- реакції комплексоутворення, реакції ізомеризації, реакції полімеризації, реакції асоціації.

Кожна індивідуальна молекулярна структура має сталий якісний і кількісний склад незалежно від способу її добування (етиловий спирт (етанол), добутий бродінням глюкози чи окисненням альдегідів, має однаковий склад) – про це говорить закон сталості складу, який сприяв тому, що згодом у хімію було введено поняття «еквівалент» (означає «рівноцінний»).

Еквівалент елемента – це така сама кількість, яка сполучається з одним молеом атомів Гідрогену, або заміщує таку саму кількість атомів Гідрогену в хімічних реакціях.

Наприклад: еквівалент F у сполуці HF = 1; Щкисгену у сполуці $H_2O = 1/2$; Нітрогену у $NH_3 = 1/3$.

Еквівалент простої речовини (P): $E_{(P)} = M_{(P)} / n \cdot z$:

для оксидів ($P_n O_m$): $E = M_{(оксида)} / n \cdot z$, ($m=z$);

для кислот ($H_n K_3$): $E = M_{(кислоти)} / n(H)$;

для основ $Me(OH)_n$: $E = M_{(основи)} / n(OH)$;

для солей $Me_n(Kz)_m$: $E = M_{(соли)} / n \cdot z$, ($m=z$),

де z – валентність елемента;

n, m – індекси у формулах сполук;

n(H) – кислотність основи,

n(OH) – основність кислоти.

ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК

Валентність елемента – це здатність його атомів утворювати певну кількість хімічних зв'язків (сполучатися з атомами іншого елемента). Вона визначається числом неспарених електронів атома елемента. Між основними характеристиками елемента (атомною масою, еквівалентом і валентністю) існує зв'язок:

$A = EW$, де E – еквівалент, W – валентність.

Еквівалент елемента – така його кількість, яка сполучається з одним молеом атомів Гідрогену або заміщує таку ж кількість атомів Гідрогену в хімічних реакціях.

Закон Авогадро (А. Авогадро) – в однакових об'ємах будь-яких газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

Закон еквівалентів – хімічні елементи і речовини реагують між собою в масових кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам.

Закон збереження маси (М. В. Ломоносов) – маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції.

Закон кратних відношень (ДЖ. Дальтон) – якщо два елементи утворюють між собою кілька хімічних сполук, то на одну й ту саму кількість одного елемента припадають такі кількості іншого, які співвідносяться між собою як прості цілі числа.

Закон сталості складу (Ж. Пруст) – якщо хімічна сполука має молекулярну структуру, то, незалежно від умов її добування,

склад її залишається сталим. Склад хімічної сполуки, що не має молекулярної структури, може змінюватись у певних межах (ділянка гомогенності) залежно від умов добування.

Молекула – найменша частинка речовини, яка здатна самостійно існувати і володіє хімічними властивостями речовини.

Молекулярна маса речовини – відносна маса молекули, що виражена в атомних одиницях маси. Молекулярна маса речовини дорівнює сумі атомних мас елементів, що входять до складу молекули.

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, йонів, еквівалентів тощо), скільки міститься атомів у 12 г нукліду Карбону $^{12}_6\text{C}$. Кількість структурних одиниць (молекул, атомів, йонів), що містить один моль речовини, дорівнює $N = 6,02 \cdot 10^{23}$. Ця величина носить назву *числа Авогадро*. Маса одного моля даної речовини в грамах має назву молярної маси (г/моль). Чисельно вона дорівнює молекулярній (або атомній чи еквівалентній) масі тієї або іншої речовини.

Проста речовина – індивідуальна речовина, молекули або кристали якої складаються з атомів одного елемента.

Хімічна сполука, або складна речовина – індивідуальна речовина, молекули чи кристали якої складаються з атомів двох або більше елементів.

Хімія – природнича наука про склад, властивості й будову речовин, їх перетворення, залежність властивостей від складу та будови речовин, про взаємодію, добування і використання різних сполук.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 1

Тема. Основні хімічні поняття та закони

План заняття:

1. Основні хімічні поняття: атом, молекула, елемент, речовина, кількість речовини, еквівалент, атомна й молекулярна маса, хімічна реакція.
2. Основні закони хімії: закон збереження маси речовин; закон еквівалентності маси й енергії; закон сталості складу речовин; закон еквівалентів.

Завдання для поточного контролю знань

1. Наведіть приклади хімічних елементів, що існують у природі у вигляді декількох простих речовин, назвіть їх.
2. Розрахуйте відносні молекулярні маси речовин: Cr_2O_3 , SO_2 , NaNO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, H_3PO_4 .
3. Розрахуйте еквіваленти речовин: нітратна кислота, кальцій хлорид, калій гідроксид, магній гідроксид, натрій сульфат.
4. Допишіть рівняння реакцій: а) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} =$;
б) $\text{CuSO}_4 + \text{KOH} =$; в) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} =$.

Інформаційні джерела:

1, с.6 – 19; с.67 – 81; 2, с.14 – 15; с.55 – 105; 3, с.12 – 26, 134 – 146; 4, с. 8 – 35.

ТЕМА 2. БУДОВА АТОМА Й СИСТЕМАТИКА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Методичні рекомендації до вивчення теми

Використовуючи літературні джерела [1-5], повторіть теоретичний матеріал, що стосується будови атома й систематики хімічних елементів у таблиці Д. І. Менделєєва. Зверніть особливу увагу на характеристику електрона квантовими числами, на формули, за допомогою яких можна розрахувати кількість електронів та атомних орбіталей на енергетичних рівнях і підрівнях. Під час написання електронних формул майте на увазі: атом може перебувати у збудженому й незбудженому (основному) стані, що впливає на розміщення валентних електронів на атомних орбіталях. Потрібно добре орієнтуватися в періодичній таблиці Д. І. Менделєєва, уміти характеризувати електронну структуру атомів головних і побічних підгруп, знати визначення *s*-, *p*-, *d*-, *f*- родин, принципу Паулі, правила Гунда, правил Клечковського, принципу найменшої енергії.

Зверніть вагу на те, що кількісною характеристикою, яка визначає хімічну природу елемента, є не маса атома, а його порядковий номер, який відповідає величині позитивного заряду ядра атома. Тому періодичний закон дістав нове формулювання: **властивості елементів, а також форми та властивості їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від заряду ядер їхніх атомів.** На його основі було підтверджено правильність розміщення в періодичній системі деяких елементів. Так відомо, що Д. І. Менделєєв

розмістив шість елементів не в порядку зростання їхніх атомних мас: Ag (39,95) – K (39,10), Co (58,93) – Ni (58,71), Te (127,6) – J (126,90). Таке розміщення відповідає заряду ядер атомів цих елементів (їх порядковому номеру). Так, для Гідрогену $Z=1$, а для Урану $Z=92$, тому між ними може розміститись 90 елементів. На основі порядкових номерів елементів, стало можливим передбачити існування невідомих елементів.

Слід запам'ятати, що на основі теорії будови атомів було встановлено причину періодичної зміни властивостей елементів у системі, а саме: властивості елементів змінюються періодично завдяки тому, що розвиток атомних структур супроводжується періодичним повторенням подібних електронних утворень, тобто електронні аналоги є аналогами хімічними. Розміщення у групах s- і p-елементів (головні підгрупи) визначається загальним числом електронів на зовнішньому енергетичному рівні, а d-елементів (побічні підгрупи) – загальним числом s-електронів зовнішнього і d-електронів передостаннього енергетичного рівня. Оскільки в рядах елементів-аналогів електронні структури подібні, а не тотожні, то під час переходу від елемента до елемента у групах і періодах спостерігається не просте повторення властивостей, а їх більш або менш чітко виражені закономірні зміни.

ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК

Атом – це найменша частинка хімічного елемента, що зберігає його типові властивості. Атом складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів, які перебувають на певних енергетичних рівнях. Атоми різних елементів відрізняються один від одного величиною заряду ядра й мають різні атомні маси.

Атомна маса – це маса атома, виражена в атомних одиницях маси (а.о.м.), що дорівнює $1,667 \cdot 10^{-24}$ г. Атомна маса показує, у скільки разів маса даного елемента більша за $1/12$ маси нукліду Карбону $^{12}_6\text{C}$ (1 а.о.м.).

Атомне ядро – основа атома, що визначає індивідуальність елементів. Ядро атома утворюють протони (позитивно заряджені частинки) й нейтрони (частинки без заряду). Величина позитивного заряду атомного ядра дорівнює числу протонів. Навколо ядра рухаються електрони.

- Головне квантове число n** визначає радіус квантового рівня (середню відстань від ядра до ділянки підвищеної електронної густини) або загальну енергію електрона на певному рівні.
- Електронегативність** – відносна здатність атомів набувати негативного заряду (відтягувати на себе електронну густину порівняно з атомами інших елементів). Чисельно електронегативність атома дорівнює півсумі його енергії йонізації I і спорідненості до електрона A , тобто $X = \frac{1}{2} (I + A)$.
- Енергія йонізації I** – мінімальна енергія, потрібна для відриву електрона від незбудженого атома (кДж/моль або еВ/атом).
- Магнітне квантове число m_e** – просторове розміщення електронних орбіталей відносно напрямленості магнітного поля.
- Нейтрон n** – стабільна електронейтральна елементарна частинка, що входить до складу ядра атома.
- Орбіталь** – простір навколо ядра, у якому найімовірніше перебування електрона.
- Орбітальне квантове число l** характеризує енергію електрона на підрівні, а також форму електронних орбіталей.
- Періодичний закон** – властивості елементів, а також форми та властивості їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від заряду ядер їхніх атомів.
- Принцип Паулі** – в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел.
- Протон p** – стабільна елементарна частинка з позитивним зарядом $+1$, що входить до складу ядра.
- Спінове квантове число m_s** – спін (від англ. spin – крутіння, обертання) можна уявити як рух електрона навколо своєї осі, воно може мати тільки два значення $+1/2$ або $-1/2$.
- Спорідненість до електрона A** – енергетичний ефект приєднання електрона до нейтрального атома, молекули або радикала з перетворенням у негативно заряджений йон (кДж/моль або еВ/атом).
- Хімічний елемент** – сукупність атомів, що мають однаковий заряд ядра та характеризуються певною атомною масою.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 2

Тема. Будова атома

План заняття:

1. Будова атома у світлі сучасних досліджень.
2. Квантові числа, що характеризують стан електронів в атомі: головне, орбітальне, магнітне, спінове.
3. Принцип найменшої енергії, принцип Паулі, правило Гунда, правила Клечковського.
4. Деякі властивості та енергетичні характеристики атомів: енергія йонізації, спорідненість атома до електрона.

Завдання для поточного контролю знань:

1. Який склад має атомне ядро? Ізотопи. Ізобари. Основні положення квантової механіки.
2. Якими квантовими числами характеризується стан електронів в атомі? Що вони визначають?
3. Поняття про електронні хмари й атомні орбіталі.
4. Характеристика енергетичного стану електрона квантовими числами на прикладі атома Магнію.
5. Формули для розрахунку максимальної кількості електронів на енергетичному рівні, підрівні й атомних орбіталах.
6. Принцип найменшої енергії. Принцип Паулі. Правило Гунда. Правила Клечковського.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Виконуючи нижченаведені завдання, використайте знання про будову атома, набуті вами під час підготовки до даної теми.

Необхідно добре запам'ятати, що *атом* – це найменша частинка хімічного елемента, що зберігає його типові властивості; це електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів, які рухаються навколо ядра на певних енергетичних рівнях. Атоми різних елементів відрізняються один від одного величиною заряду ядра й мають різні атомні маси. Атомне ядро є основою атома, що визначає індивідуальність елементів. Згідно із сучасними уявленнями, атомні ядра складаються з елементарних частинок – протонів (p) і нейтронів (n), які об'єднують

загальною назвою нуклони (від лат. nucleus – ядро). *Протон* p – стабільна елементарна частинка з масою спокою $1,673 \cdot 10^{-24}$ г, відносною атомною масою 1,00727 а.о.м., з позитивним зарядом +1, яким визначається і заряд ядра атома. *Нейтрон* n – стабільна електронейтральна елементарна частинка з масою спокою $1,675 \cdot 10^{-24}$ г, відносною атомною масою 1,008665 а.о.м., без електричного заряду. Число протонів у ядрі атома елемента дорівнює порядковому номеру цього елемента й визначає його місце в періодичній системі. Тому порядковий номер називають протонним числом. Отже, протонне число дорівнює заряду ядра атома елемента. Маса протона майже дорівнює масі нейтрона та становить одну атомну одиницю маси (а.о.м.), що в 1836 разів більше за масу електрона. Це означає, що практично вся маса атома зосереджена в його ядрі.

У будь-якого елемента навколо ядра з величезною швидкістю рухаються електрони. *Електрон* – негативно заряджена частинка (заряд – $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл., або $4,8 \cdot 10^{-10}$ ел.ст.од.; маса $9,1 \cdot 10^{-28}$ г, або 0,000549 а.о.м.), що має властивості і частинки, і хвилі (корпускулярно-хвильовий дуалізм). Стан електрона в атомі характеризується чотирма квантовими числами. Кількість електронів дорівнює кількості протонів (тобто порядковому номеру елемента), тому атом в цілому нейтральний. Положення електрона в атомі квантова механіка показує у вигляді *електронної хмари*, яка є певним об'ємом простору навколо ядра з найбільш імовірним перебуванням електрона. Електрон ніби «розмазаний» навколо ядра по сфері, віддаленій від ядра на певну відстань. Рухаючись в атомі, електрон займає тривимірну ділянку простору навколо ядра, що називається *атомною орбіталлю*.

Простір навколо ядра, у якому найімовірніше перебування електрона, що характеризується певними значеннями квантових чисел (n , l , m), тобто певною енергією, розмірами, формою й орієнтацією у просторі, називається *атомною електронною орбіталлю*. Кожна атомна електронна орбіталь може бути зайнята не більше ніж двома електронами. Атомні електронні орбіталі умовно позначають у вигляді клітинки, але чітко визначити межі орбіталі неможливо, вони будуть розпливчасті.

Згідно із квантово-механічною теорією, стан електрона в атомі характеризується значеннями чотирьох квантових чисел: n – головного, l – орбітального, m_l – магнітного, m_s – спінового. Головне

квантове число n визначає радіус квантового рівня – середню відстань від ядра до ділянки підвищеної електронної густини, або загальну енергію електрона на певному рівні. Максимальна кількість енергетичних рівнів, яку може мати атом в основному стані, відповідає номеру періоду, у якому розміщений елемент. Орбітальне квантове число, яке називається азимутальним (побічним), характеризує енергію електрона на підрівні та форму електронних орбіталей. Можлива кількість підрівнів для кожного енергетичного рівня дорівнює номеру цього рівня, тобто величині головного квантового числа.

| Енергетичні рівні | Енергетичні підрівні (форми орбіталей) |
|-------------------|--|
| $n = 1$ | $l = 0$ (s) |
| $n = 2$ | $l = 0, 1$ (s, p) |
| $n = 3$ | $l = 0, 1, 2$ (s, p, d) |
| $n = 4$ | $l = 0, 1, 2, 3$ (s, p, d, f) |

Магнітне квантове число m_l набуває значень $2l+1$, що відповідає числу можливих розміщень електронної хмари у просторі й визначає число атомних орбіталей на енергетичному рівні: s-стану відповідає одна атомна орбіталь ($l = 0, m = 0$), p-стану – три ($l = 1, m = -1, 0, +1$), d-стану – п'ять ($l = 2, m = -2, -1, 0, +1, +2$).

На основі вивчення тонкої структури атомних спектрів встановлено, що стан електронів в атомі, крім обертання навколо ядра, яке визначається квантовими числами n, l, m_l , залежить також від їхнього власного руху – спіну, який можна уявити як рух електрона навколо своєї осі. Цей рух електрона характеризується спіновим квантовим числом s , яке може мати тільки два значення $+1/2$ або $-1/2$. Схематично електрон із значенням спіну $+1/2$ позначають стрілкою



вгору, а із значенням $-1/2$ позначають стрілкою вниз

Завдання 1. Вивчіть і зобразіть будову ядра та електронну структуру атомів s-елементів: Гідрогену, Літію, Натрію, Калію, Берилію, Магнію, Кальцію, Барію.

Зробіть висновок про особливості будови атомів s-елементів.

Завдання 2. Вивчіть і зобразіть будову ядра й електронну структуру атомів p-елементів: Бору, Алюмінію, Карбону, Силіцію,

Стануму, Плюмбуму, Нітрогену, Фосфору, Оксигену, Сульфору, Флуору, Хлору, Гелію.

Зробіть висновок про особливості будови атомів р-елементів.

Завдання 3. Вивчіть і зобразіть будову ядра й електронну структуру атомів d-елементів: Купруму, Аргентуму, Цинку, Скандію, Титану, Ванадію, Хрому, Мангану, Феруму, Кобальту, Ніколу.

Зробіть висновок про особливості будови атомів d-елементів.

Інформаційні джерела:

1, с.19-28; 2, с.46-52; 3, с. 46-62; с. 27-63; 5, с. 37-66.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 3

Тема. Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва

План заняття:

1. Періодичний закон.
2. Будова періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва.
3. Вплив електронної будови атомів на властивості елементів.

Завдання для поточного контролю знань

1. Будова електронних оболонок атомів малих і великих періодів періодичної системи елементів (на прикладі s-, p-, d-, f-елементів).
2. Електронна конфігурація та властивості елементів головних і побічних підгруп.
3. Радіуси атомів і йонів. Електронегативність елементів, їх змінюваність у періодах, групах, підгрупах.
4. Визначіть властивості елементів на основі їх розміщення в періодичній системі. Наведіть конкретні приклади.

Інформаційні джерела:

1, с.19 – 28; 2, с.46 – 52; 3, с. 46 – 62; с. 27 – 63; 5, с. 37 – 66.

ТЕМА 3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА МОЛЕКУЛ. МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ

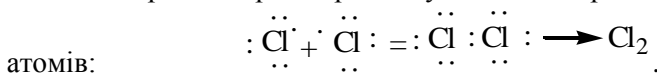
Методичні рекомендації щодо вивчення теми

Ознайомтеся з теоретичним матеріалом, що стосується цієї теми, [1-5]. Зверніть увагу на різні типи хімічного зв'язку: ковалентний (полярний і неполярний), йонний, металічний, водневий.

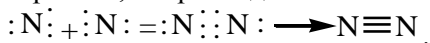
Згідно із сучасними уявленнями хімічний зв'язок має електричну природу, але утворюється він по-різному. Розрізняють три основні типи хімічного зв'язку: ковалентний, йонний і металічний. Необхідною умовою виникнення хімічного зв'язку є часткове перекривання електронних оболонок атомів, які вступили у взаємодію. Сполучення атомів різних елементів зумовлюється їх прагненням утворити енергетично стійкі електронні системи – завершені зовнішні електронні шари (як в атомах благородних газів).

Хімічний зв'язок, який здійснюється об'єднанням валентних електронів атомів у спільну електронну пару, називається *ковалентним* («ковалентність» – об'єднання, спільне оволодіння; число спільних пар електронів, що сполучають атом одного елемента з атомом іншого). Розрізняють полярний і неполярний ковалентний зв'язки.

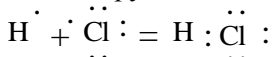
Неполярний ковалентний зв'язок виникає між атомами одного й того ж елемента, або між атомами різних елементів, які мають однакову електронегативність, наприклад, H_2 , F_2 , Cl_2 , O_2 , PH_3 та ін. Спільна пара електронів розміщується симетрично між ядрами обох



Якщо між атомами виникає одна загальна електронна пара, то зв'язок одинарний, якщо дві – подвійний, якщо три загальних електронних пари – потрійний, наприклад:



Полярний ковалентний зв'язок виникає між атомами різних елементів із різною електронегативністю, наприклад, HCl , H_2O , H_2S , NH_3 та ін. Електронна хмара зміщується до більш електронегативного елемента. Відбувається поляризація зв'язку, за якої один атом набуває частково позитивного заряду (δ^+), а інший – частково негативного (δ^-), наприклад, електронегативність Хлору = 2,83, а Гідрогену = 2,1):



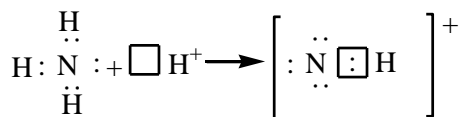
Полярність зв'язку можна встановити, знаючи електронегативність атомів, що взаємодіють. Якщо різниця електронегативностей $\Delta\chi = 0 - 0,4$, то такий зв'язок буде ковалентний неполярний, при $\Delta\chi = 0,5 - 0,9$ – ковалентний полярний, при $\Delta\chi > 1,9$ – зв'язок йонний.

Ковалентний зв'язок характеризується напрямленістю, розрізняють σ – зв'язок, π – зв'язок і δ – зв'язок.

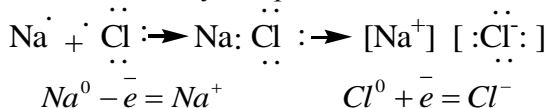
Важливе значення має *гібридизація* (sp -, sp^2 -, sp^3 -) *атомних електронних орбіталей*, пов'язана з вирашем енергії завдяки утворенню міцних зв'язків і симетричному розподілу електронної густини у молекулі.

Ковалентний зв'язок може утворюватися різними механізмами: за рахунок неспарених електронів незбудженого атома; за рахунок неспарених електронів, що виникли внаслідок розшарування пар електронів під час збудження атома; за донорно-акцепторним механізмом.

Донорно-акцепторний механізм характерний для більшості координаційних (комплексних) сполук, тому його ще називають *координаційним зв'язком*. Ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом виникає внаслідок переміщення зв'язуючої пари електронів одного атома (донора) на вільну орбіталь другого атома (акцептора), наприклад, утворення йона амонію:



Якщо атоми, що взаємодіють між собою, дуже відрізняються величинами відносних електронегативностей, то з'єднуюча електронна хмара переходить повністю до атома з більшою електронегативністю і виникає йонний зв'язок – це гранична поляризація ковалентного зв'язку, наприклад:



Між йонами Натрію і Хлору виникають сили електростатичного тяжіння, у результаті якого утворюється сполука NaCl. Йонні сполуки складаються з молекул тільки в пароподібному стані, а в інших – із закономірно розташованих позитивно і негативно заряджених йонів.

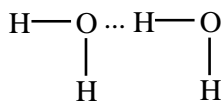
Водневий зв'язок утворюється між атомами Гідрогену й атомами електронегативних елементів (F, O, N, Cl, S) різних молекул однієї й тієї ж речовини, які мають неподілені пари електронів. Водневі зв'язки зумовлюють утворення асоціатів багатьох сполук (вода,

амоніак, спирти), що відрізняє їх підвищенням температур кипіння, впливає на процеси розчинення, кристалізації, гідролізу тощо. Розрізняють міжмолекулярні (з'єднуються атоми різних молекул) і внутрішньомолекулярні (між двома функціональними групами однієї молекули, наприклад, білків, нуклеїнових кислот) водневі зв'язки.

Існує ще *металічний зв'язок*, який обумовлюється внутрішньою структурою елементів-металів, які на зовнішньому енергетичному рівні містять небагато електронів (від одного до трьох) і мають багато вільних орбіталей. Це дозволяє електронам близько підходити до позитивного ядра в будь-якій частині кристалу. Із-за низької енергії йонізації електрони втрачають зв'язок з окремими атомами, легко узагальнюються, утворюється «електронний газ» – сукупність вільних електронів, які рухливі й нелокалізовані. Сили тяжіння між йонами та узагальненими електронами створюють зв'язок, який називається металічним.

Зверніть увагу на той факт, що сили, які утримують частинки рідини або твердого тіла один біля одного, мають електричну природу й називаються силами міжмолекулярної взаємодії (*силами Ван-дер-Ваальса*). Сили міжмолекулярної взаємодії слабші за сили, що призводять до утворення ковалентного зв'язку, але проявляються вони на більшій відстані. У їх основі лежить електростатична взаємодія молекулярних диполів. Розрізняють три види міжмолекулярної взаємодії: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна.

Важливим фактором міжмолекулярної взаємодії є *водневий зв'язок*. Це своєрідний міжмолекулярний і внутрішньомолекулярний хімічний зв'язок. Він виникає між молекулами, до складу яких входить водень і дуже електронегативний елемент (F, O, N, Cl, S). Механізм утворення водневого зв'язку зводиться до донорно-акцепторної взаємодії, де донором електронної пари є атом електронегативного елемента, а її акцептором – атом Гідрогену (протон). Загальна електронна пара від атома Гідрогену зміщується до електронегативного елемента, а позитивний заряд його сконцентрований у малому об'ємі й такий протон взаємодіє з неподіленою електронною парою іншого атома або йона, узагальнюючи її. Наприклад:



Цей зв'язок обумовлює асоціацію молекул води, спирту, оцтової кислоти. Особливо розповсюджений цей зв'язок у молекулах білків, нуклеїнових кислот та інших біологічно важливих сполук.

ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК

sp²-гібридизація – комбінація однієї s- і двох p-орбіталей призводить до утворення трьох sp²-гібридизованих орбіталей, розташованих під кутом 120°.

sp³-гібридизація – комбінація чотирьох орбіталей – однієї s- і трьох p- орбіталей, що призводить до sp³-гібридизації, за якої чотири гібридизовані орбіталі симетрично зорієнтовані у просторі до чотирьох вершин тетраедра, тобто під кутом 109° 28'.

sp-гібридизація – за комбінації однієї s- і однієї p-орбіталі виникають дві sp-гібридизовані орбіталі, розміщені симетрично під кутом 180°.

Водневий зв'язок – це зв'язок, що виникає між атомом Гідрогену й сильно електронегативним атомом.

Дельта-зв'язок (δ-зв'язок) зумовлений перекриванням чотирьох пелюсток d-орбіталей, розміщених у паралельних площинах.

Дипольний момент – це добуток відстані l між позитивним і негативним центрами полярної молекули (плече диполя) на їх заряд q :

$$\mu = l \cdot q$$

Дисперсійний взаємодія – це взаємодія, яка відбувається між будь-якими видами частинок за рахунок миттєвої поляризації (дипольні моменти виникають й одразу ж зникають). Дисперсійні сили діють між частинками будь-яких конденсованих речовин.

Індукційна (поляризаційна) взаємодія виникає між полярною і неполярною молекулами. Під дією полярної молекули відбувається деформація неполярної, у ній індукується диполь і в результаті обидві молекули взаємодіють як диполі. Індуковані диполі можуть виникати й між неполярними молекулами внаслідок того, що кожний атом створює навколо себе електричне поле, яке поляризує сусідню молекулу. Диполь, що утворився, у свою чергу, поляризує сусідні молекули, що й спричиняє їх притягання.

Йонний зв'язок виникає тоді, коли електронегативність елементів різко відрізняються. Його можна розглядати як граничний

випадок полярного ковалентного зв'язку, коли пара електронів, що утворює зв'язок, настільки зміщена до одного з атомів, що практично належить тільки йому.

Ковалентний зв'язок здійснюється в результаті узагальнення валентних електронів з утворенням спільної електронної пари. Такий зв'язок виникає також під час утворення багатоатомних сполук. Він характеризується насиченістю, полярністю, напрямленістю.

Напрявленість ковалентного зв'язку – залежно від способу перекривання електронних орбіталей розрізняють (сигма) σ -, (π - і (дельта) δ -зв'язки.

Орієнтаційна взаємодія – це взаємодія, за якої полярні молекули орієнтуються одна відносно одної різнойменно зарядженими частинами, унаслідок чого виникає їх взаємне притягування. Чим більший дипольний момент молекули (μ), тим більша орієнтаційна взаємодія між молекулами.

Пі-зв'язок (π -зв'язок) виникає внаслідок перекривання електронних орбіталей по обидва боки від лінії, яка з'єднує ядра атомів. Він утворюється під час взаємодії електронних орбіталей із двома областями перекривання двох p-орбіталей або двох d-орбіталей.

Сигма-зв'язок (σ -зв'язок) здійснюється під час перекривання електронних орбіталей уздовж лінії, яка з'єднує два ядра. Він може утворюватися за рахунок двох s – електронів, одного s- і одного p-електрона, двох p-електронів, двох d-електронів. Сигма-зв'язок характеризується однією областю перекривання електронних орбіталей, він завжди одинарний, тобто утворюється за рахунок однієї електронної пари.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 4

Тема. Хімічний зв'язок і будова молекул

План заняття:

1. Природа хімічного зв'язку та його утворення.
2. Ковалентний зв'язок і механізми його утворення.
3. Йонний зв'язок.
4. Водневий та металічний зв'язки.
5. Міжмолекулярна взаємодія.

Завдання для поточного контролю знань:

1. Кількісні характеристики хімічного зв'язку – довжина зв'язку, валентний кут, енергія зв'язку.
2. Механізми та способи утворення ковалентного зв'язку, його насиченість і направленість.
3. Гібридизація атомних орбіталей, типи гібридизації.
4. Неполарний і полярний ковалентний зв'язок.
5. Йонний зв'язок, властивості йонного зв'язку.
6. Водневий зв'язок. Його вплив на властивості сполук.
7. Основні види міжмолекулярної взаємодії:
 - а) орієнтаційна взаємодія;
 - б) індукційна взаємодія;
 - в) дисперсна взаємодія;
8. Характеристика водневого та металічного зв'язків у світлі міжмолекулярної взаємодії.
9. Типи кристалічних ґраток.
10. Охарактеризуйте агрегатний стан речовин.

Інформаційні джерела:

- 1, с.28 – 37; 2, с.8 – 14; 3, с. 64 – 105; 4, с. 72 – 106; 5, с. 69 – 94.

ТЕМА 4. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Методичні рекомендації до вивчення теми

Використовуючи інформаційні джерела [1 – 4], повторіть класи неорганічних сполук: оксиди, кислоти, гідроксиди, солі. Зверніть увагу на: відмінність властивостей основних, кислотних та амфотерних гідроксидів; здатність амфотерних гідроксидів реагувати з лугами з утворенням комплексних сполук; механізми утворення середніх, кислих та основних солей. Необхідно добре засвоїти алгоритми розрахунків еквівалентних мас усіх класів неорганічних сполук.

Потрібно засвоїти, що складні речовини поділяються на групи за кількістю елементів, що входять до їх складу (бінарні, тринарні тощо), та за хімічними властивостями, функціональними ознаками, які цим речовинам властиві в хімічних реакціях, – на класи сполук. Найважливішими класами неорганічних сполук є оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди та солі.

Запам'ятайте, що поширеними бінарними сполуками елементів з Оксигеном є оксиди. *Оксиди* – це складні речовини, утворені двома елементами, одним із яких обов'язково є Оксиген. В оксидах атом Оксигену має ступінь окиснення -2 . За фізичними властивостями оксиди дуже різноманітні. За звичайних умов більшість із них тверді речовини, деякі газоподібні або рідкі. Густина, температура плавлення та кипіння оксидів змінюється в досить широких межах. За хімічним характером оксиди поділяються на солетворні й несолетворні. До несолетворних належать CO , SiO , NO тощо, які не здатні утворювати солі. Солетворні оксиди поділяються на основні, кислотні та амфотерні. *Основні оксиди* – оксиди металів, гідрати яких є основами. *Кислотні оксиди* з водою утворюють кислоти. До кислотних оксидів належать оксиди неметалів та оксиди металів із ступенем окислення металу $+5$, $+6$ та $+7$ (CrO_3 , MnO_3). *Амфотерні оксиди* одночасно виявляють властивості кислотних і основних оксидів. Уявлення про класифікацію і номенклатуру оксидів дає табл. 4.1.

Таблиця 4.1

Класифікація і номенклатура IUPAC оксидів

| Основні оксиди | | Кислотні оксиди | | Амфотерні оксиди | |
|-------------------------|------------------|------------------------|---------------------|-------------------------|-------------------|
| формула | назва | формула | назва | формула | назва |
| Na_2O | натрій оксид | CO_2 | карбон(IV) оксид | CuO | купрум(II) оксид |
| K_2O | калій оксид | SiO_2 | силіцій(IV) оксид | ZnO | цинк оксид |
| CaO | кальцій оксид | N_2O | нітроген(I) оксид | Al_2O_3 | алюміній оксид |
| BaO | барій оксид | NO | нітроген(II) оксид | Cr_2O_3 | хром(III) оксид |
| MgO | магній оксид | N_2O_3 | нітроген(III) оксид | SnO | станум(II) оксид |
| HgO | меркурій оксид | NO_2 | нітроген(IV) оксид | SnO_2 | станум(IV) оксид |
| Bi_2O_3 | бісмут оксид | N_2O_5 | нітроген(V) оксид | PbO | плюмбум(II) оксид |
| MnO | манган(II) оксид | P_2O_3 | фосфор(III) оксид | PbO_2 | плюмбум(IV) оксид |

| | | | | | |
|-------------------|----------------------|--------------------------------|-----------------------|--------------------------------|-----------------------|
| FeO | ферум(II) оксид | P ₂ O ₅ | фосфор(V) оксид | MnO ₂ | манган(IV) оксид |
| Cu ₂ O | купрум(I) оксид | SO ₂ | сульфур (IV) оксид | Fe ₂ O ₃ | ферум(III) оксид |
| CoO | кобальт(II) оксид | Cl ₂ O ₇ | хлор(VII) оксид | Co ₂ O ₃ | кобальт(III) оксид |

Основи – сполуки, до складу яких входить атом металу й гідроксильної групи -ОН. Із погляду електролітичної дисоціації, основи – це електроліти, які у водному розчині дисоціюються з утворенням лише одного типу аніонів – гідроксид-йонів. До складу основ входять йон металу (або група атомів: NH₄⁺, BiO⁺, [Cu(NH₃)₄]²⁺, TiO²⁺, VO²⁺) та гідроксид-йони, кількість яких дорівнює валентності металу. Загальна їх формула Me(OH)_x. Усі гідроксиди мають немолекулярну будову. Їхні формули показують не склад молекул, оскільки у кристалах гідроксидів молекул немає, а є лише певне співвідношення атомів металу й гідроксильних груп.

Зверніть увагу, що за розчинністю у воді основи поділяються на:

- а) розчинні або луги (NaOH, KOH);
- б) нерозчинні (Ca(OH)₂, Ba(OH)₂).

У табл. 4.2 наведені найпоширеніші представники гідроксидів.

Таблиця 4.2

Класифікація і номенклатура основних гідроксидів

| Формула основи | Назва |
|---------------------|------------------------|
| NaOH | натрій гідроксид |
| KOH | калій гідроксид |
| Ca(OH) ₂ | кальцій гідроксид |
| Ba(OH) ₂ | барій гідроксид |
| NH ₄ OH | амоній гідроксид |
| Mg(OH) ₂ | магній гідроксид |
| Mn(OH) ₂ | манган (II) гідроксид |
| Fe(OH) ₂ | ферум (II) гідроксид |
| Co(OH) ₂ | кобальт (II) гідроксид |
| Ni(OH) ₂ | нікол (II) гідроксид |

Зверніть увагу на такий важливий клас неорганічних сполук, як *кислоти*. Це речовини, що містять атоми Гідрогену, які здатні заміщуватись на метал (або металоподібну групу атомів) та утворювати при цьому солі. До складу кислот входять йон (або декілька йонів) Гідрогену та кислотний залишок. Із погляду електролітичної дисоціації, кислоти – це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням лише одного типу катіонів – йонів Гідрогену. Кількість йонів Гідрогену в молекулі кислоти визначає її основність. Розрізняють кислоти: одноосновні (HNO_3 , HCl , HClO тощо); двоосновні (H_2SO_4 , H_2S , H_2CO_3); трьохосновні (H_3PO_4); чотириосновні ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_4SiO_4 тощо); п'ятиосновні (H_5JIO_6); шестиосновні (H_6TeO_6). За хімічним складом розрізняють безокисенові, окисеновмісні кислоти. За ступенем електролітичної дисоціації кислоти діляться на сильні та слабкі.

У табл. 4.3 наведено приклади найбільш розповсюджених і найважливіших кислот.

Таблиця 4.3

Класифікація та номенклатура кислот

| Формули кислот | Традиційна назва | Назва за IUPAC |
|--------------------------|--------------------------|----------------|
| <i>Слабкі кислоти</i> | | |
| HNO_2 | азотиста | нітритна |
| H_2SO_3 | сірчиста | сульфітна |
| H_2S | сірководнева | сульфідна |
| HCN | синільна | ціанідна |
| H_2CO_3 | вугільна | карбонатна |
| H_2CrO_4 | хромова | хроматна |
| H_2CrO_7 | дихромова | дихроматна |
| H_3PO_3 | метафосфорна | метафосфатна |
| H_3PO_4 | ортофосфорна | ортофосфатна |
| H_3BO_3 | борна | боратна |
| H_2SiO_3 | кремнієва | силікатна |
| HF | фтороводнева (плавикова) | фторидна |
| HClO | хлорнуватиста | гіпохлоритна |
| HClO_2 | хлориста | хлоритна |

| <i>Сильні кислоти</i> | | |
|--------------------------------|--------------|---------------------------|
| HCl | соляна | хлоридна, хлороводнева |
| H ₂ SO ₄ | сірчана | сульфатна |
| HNO ₃ | азотна | нітратна |
| HJ | йодоводнева | йодидна |
| HBr | бромоводнева | бромідна |
| HMnO ₄ | марганцева | перманганатна |
| HClO ₄ | хлорна | перхлоратна |
| HClO ₃ | хлорнувата | хлоратна |

Важливим класом неорганічних сполук є *солі*. Це кристалічні речовини, що є продуктом повного або часткового заміщення йонів Гідрогену в кислотах на атоми металів, або гідроксильних груп в основах (амфотерних гідроксидах) на кислотні залишки. Із погляду електролітичної дисоціації, солі – електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням позитивно заряджених йонів металу та негативно заряджених йонів кислотних залишків. Розрізняють середні (K₃PO₄), кислі (KH₂PO₄), основні (Cu(OH)Cl) солі. Приклади середніх солей, які є найбільш розповсюдженими й широко використовуються в різних галузях наведені в табл. 4.4

Таблиця 4.4

Номенклатура солей

| Формула солі | Назва солі |
|---|------------------------|
| NaCl | натрій хлорид |
| MnCl ₂ | манган(II) хлорид |
| K ₂ SO ₄ | калій сульфат |
| Cr ₂ (SO ₄) ₃ | хром(III) сульфат |
| Fe(NO ₃) ₃ | ферум(III) нітрат |
| Na ₂ CO ₃ | натрій карбонат |
| K ₃ PO ₄ | калій фосфат |
| NaBr | натрій бромід |
| NH ₄ J | амоній йодид |
| ZnS | цинк сульфід |
| KH ₂ PO ₄ | калій дигідрогенфосфат |
| Cu(OH)Cl | купрум гідроксохлорид |
| K ₂ HPO ₄ | калій гідрогенфосфат |

ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК

Амфотерні гідроксиди – це гідрати амфотерних оксидів, які мають слабкі кислотні та основні властивості й під час дисоціації одночасно утворюють йони Гідрогену (H^+) та гідроксид-йони (OH^-). Приклади амфотерних гідроксидів: $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Au(OH)_3$, $Al(OH)_3$, $Pb(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Sn(OH)_4$, $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Cr(OH)_3$ тощо.

Амфотерні оксиди одночасно виявляють властивості і кислотних, і основних оксидів: із кислотами або ангідридами реагують як основні, а з основними оксидами чи основами – як кислотні. Приклади амфотерних оксидів: BeO , CuO , Al_2O_3 , SnO , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , PbO , PbO_2 тощо.

Еквівалент елемента – така його кількість, яка сполучається з одним молем атомів Гідрогену або заміщує таку саму кількість атомів Гідрогену в хімічних реакціях.

Кислоти – сполуки, які містять атоми Гідрогену, що здатні замішуватись на метал (або металоподібну групу атомів) з утворенням солей. До складу кислот входять йон (або декілька йонів) Гідрогену та кислотний залишок. З погляду електролітичної дисоціації кислоти – це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням лише одного типу катіонів – йонів Гідрогену (H^+).

Кислотні оксиди – такі оксиди, які з водою утворюють кислоти. До кислотних оксидів належать оксиди неметалів та оксиди металів із ступенем окиснення +5, +6 та +7. Приклади кислотних оксидів: B_2O_3 , NO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 тощо.

Координаційні (комплексні) сполуки – хімічні сполуки, кристалічні решітки яких складаються з комплексних груп, утворених унаслідок взаємодії йонів або молекул, здатних існувати самостійно.

Оксиди – бінарні оксигеновмісні сполуки, у яких Оксиген проявляє негативний ступінь окиснення (-2). Оксиди бувають солетвірні (основні, кислотні, амфотерні) й несолетвірні.

Основи – сполуки, до складу яких входить атом металу і гідроксильні групи ($-OH$). Число гідроксильних груп у молекулі основи відповідає валентності металу. З погляду теорії електролітичної дисоціації, основи – це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням гідроксид-йонів (OH^-).

Основні оксиди – оксиди металів, гідрати яких є основами. Приклади основних оксидів: Na_2O , Ag_2O , Cu_2O , CaO , FeO , Bi_2O_3 , NiO , CoO тощо.

Солі – кристалічні речовини, що є продуктом повного або часткового заміщення йонів Гідрогену кислоти на метал або гідроксильних груп основ (амфотерних гідроксидів) на кислотні залишки. Із погляду електролітичної дисоціації, солі – електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням катіонів металу та аніонів кислотного залишку. Розрізняють середні (нормальні), кислі, основні солі.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 5

Тема. Класи неорганічних сполук: одержання та властивості кислот, основ

План заняття:

1. Класифікація неорганічних сполук.
2. Номенклатура, одержання і хімічні властивості кислот та основ.
3. Застосування кислот та основ у харчовій промисловості та інших галузях народного господарства.

Завдання для поточного контролю знань

1. Напишіть формули нижченазваних оксидів і вкажіть, які із них є основними, кислотними, амфотерними: натрій оксид, карбон(IV) оксид, цинк оксид, купрум(II) оксид, фосфор(V) оксид, алюміній оксид, сульфур(IV) оксид, хром(III) оксид. Розрахуйте відносні молекулярні маси представлених оксидів.
2. Напишіть рівняння реакцій між такими сполуками:
 - а) натрій оксидом і водою;
 - б) сульфур(IV) оксидом і водою. Назвіть утворені сполуки.
3. Укажіть основність нижченазваних кислот і назви відповідних їм солей: нітратної, сульфатної, сульфідної, сульфідної, хлоридної, карбонатної, фосфатної.
4. Напишіть формули нижченазваних основ та укажіть, які з них розчиняються у воді: натрій гідроксид, ферум(II) гідроксид, калій гідроксид, алюміній гідроксид, кальцій гідроксид, барій гідроксид.
5. Напишіть рівняння реакцій між такими сполуками:
 - а) натрій гідроксидом і хлоридною кислотою;

- б) цинк гідроксидом і сульфатною кислотою;
 - в) фосфатною кислотою і калій гідроксидом;
 - г) алюміній гідроксидом і натрій гідроксидом у надлишку.
6. Підготуйте повідомлення про практичне використання кислот та основ у практиці народного господарства.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Зміна кольору індикаторів під дією кислот і лугів

Дослідіть дію 2Н розчинів сульфатної кислоти й натрій гідроксиду на індикатори. Для цього у три пробірки налейте по 2-3 краплі води та додайте у I – 1-2 краплі лакмусу, у II – 1-2 краплі фенолфталеїну, у III – 1-2 краплі метилоранжу.

У всі три пробірки долийте по 2-3 краплі 2Н розчину сульфатної кислоти. Такі ж дослідження виконайте з даними індикаторами, використовуючи 2Н натрій гідроксид. Дослідіть дію кислоти й лугу також на універсальний індикатор, запишіть його колір і значення рН середовища. Спостереження змін індикаторів занесіть у таблицю нижчевказану форму:

| <i>Індикатор</i> | <i>Колір індикатора</i> | |
|------------------|-----------------------------|-----------------------------|
| | <i>у кислому середовищі</i> | <i>у лужному середовищі</i> |
| Лакмус | | |
| Фенолфталеїн | | |
| Метилоранж | | |
| Універсальний | | |

Дослід 2. Ідентифікація кислот і лугів

Отримайте у викладача декілька пронумерованих пробірок кислот і лугів. Ідентифікуйте їх за допомогою індикаторів. Запишіть свої спостереження. Зробіть висновки.

Дослід 3. Одержання кислоти взаємодією кислотного оксиду з водою

Скляною паличкою внесіть у пробірку трохи фосфор(V) оксиду (або іншого кислотного оксиду) й додайте невелику кількість води. Напишіть рівняння реакції. Одержаний розчин дослідіть за допомогою індикаторів. Запишіть свої спостереження. Зробіть висновки.

Дослід 4. Одержання розчинного гідроксиду взаємодією оксиду лужно-земельного металу з водою

У порцелянову чашку покладіть 1 – 2 шпателі кальцій оксиду та прилийте 5 – 10 крапель води. Напишіть рівняння реакції.

Дослідіть середовище одержаного розчину за допомогою індикаторів.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновки.

Дослід 5. Одержання нерозчинних у воді основ, їх властивість

В окремі пробірки помістіть по 3 – 4 краплі розчинних солей Купруму, Магнію, Феруму(III) і до кожної долийте розчин лугу.

Напишіть рівняння реакцій.

Додайте до осадів, що утворились, 2 н розчин сульфатної кислоти. Напишіть рівняння реакцій.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновки.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 6

Тема. Класи неорганічних сполук: одержання та властивості солей. Амфотерні сполуки

План заняття:

1. Номенклатура, способи одержання та хімічні властивості солей.
2. Застосування солей у харчовій промисловості та інших сферах народного господарства.
3. Амфотерні оксиди й гідроксиди, їх хімічні властивості, добування.

Завдання для поточного контролю знань

1. Охарактеризуйте середні, кислі, основні солі.
2. Напишіть формули нижченазваних солей, укажіть, які з них є середні (нормальні), кислі, основні: натрій хлорид, натрій гідрокарбонат, калій сульфат, кальцій гідроксонітрат, натрій фосфат, натрій гідросульфат, ферум(III) дигідроксохлорид.
3. Напишіть рівняння реакцій між такими сполуками:
 - а) сульфатною кислотою з недостатчею й еквівалентною кількістю алюміній гідроксиду;
 - б) натрій гідроксидом із надлишком та еквівалентною кількістю фосфатної кислоти;

- в) хлоридною кислотою з надлишком та еквівалентною кількістю ферум(III) гідроксидом. Напишіть рівняння реакцій перетворення основних і кислих солей у середні.
4. Визначте еквівалентну масу таких солей: натрій хлориду, калій сульфату, ферум(III) нітрату, алюміній сульфату.
 5. Яке застосування знайшли солі в харчовій промисловості?
 6. Підготуйте повідомлення про накопичення в рослинах нітратів і нітритів. Яку дію вони чинять на здоров'я людини? Як знизити їх шкідливий вплив?
 7. Наведіть приклади рівнянь реакцій, які підтверджують слабкі кислотні властивості амфотерних гідроксидів: берилій гідроксид, алюміній гідроксид, цинк гідроксид, хром(III) гідроксид.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Одержання солей взаємодією основ із кислотами

В окремі пробірки помістіть по 3 – 4 краплі розчинних солей Купруму, Мангану, Феруму(II) і до кожної долийте розчин лугу.

Напишіть рівняння реакцій.

Дайте осадам відстоятись, змийте з них рідину та прилийте 2 н розчин хлоридної кислоти (або іншу). Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновки.

Дослід 2. Одержання солей взаємодією основного оксиду й кислоти

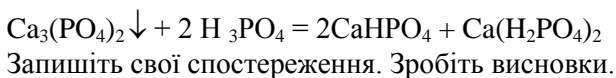
Налийте у пробірку 10 – 15 крапель 2 н розчину сульфатної кислоти, додайте туди 10 – 20 мг купрум(II) оксиду й нагрійте.

Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновки.

Дослід 3. Перетворення середньої солі в кислоту

Внесіть у пробірку 5 – 7 крапель розчину натрій фосфату й декілька крапель розчину кальцій хлориду до утворення осаду середньої солі – кальцій фосфату. Напишіть рівняння реакції. Потім до вмісту пробірки додайте декілька крапель фосфатної кислоти доти, поки осад повністю не розчиниться, тому що середня сіль кальцій фосфат перетворюється в розчинні кислі солі фосфатної кислоти:



Дослід 4. Одержання основної солі

Налийте у пробірку 3 – 4 краплі розчину купрум(II) сульфату і додайте декілька крапель розчину натрій гідроксиду до утворення осаду основної солі. Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновки.

Дослід 5. Одержання і властивості амфотерних електролітів

Налийте у дві пробірки по 3–4 краплі цинк сульфату й додайте обережно декілька крапель 2 н розчину натрій гідроксиду до утворення осаду. В одну із пробірок прилийте надлишок лугу, а у другу – 2 н розчин хлоридної кислоти. Напишіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Інформаційні джерела:

1 – с. 6–19; с. 67–81; 2, – 14 – 45; с. 55 – 105; 3, – с. 12 – 26, 134 – 146; 4, с. 8 – 35.

ТЕМА 5. ХІМІЧНА КІНЕТИКА Й ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Методичні рекомендації до вивчення теми

Використовуючи інформаційні джерела [1–5], ознайомтеся з теоретичним матеріалом даної теми. З'ясуйте, що таке швидкість хімічних реакцій, вміти визначати її за зміною концентрації однієї з реагуючих речовин за одиницю часу, за зміною температури, з'ясувати суть константи швидкості реакцій, знати, як впливають каталізатори на швидкість хімічної реакції; знати, які реакції називаються оборотними й необоротними, що таке динамічна рівновага та як можна змістити її, користуючись правилом ле Шательє.

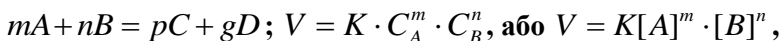
Необхідно запам'ятати, що *хімічна кінетика* – це розділ фізичної хімії, який досліджує швидкість хімічних процесів і механізм хімічних реакцій. *Хімічна реакція* – процес взаємодії речовин між собою. Гомогенні реакції відбуваються в однорідному середовищі (в об'ємі фази), а гетерогенні – на межі розділення фаз. *Швидкість хімічної*

реакції – це зміна концентрації (моль/л) однієї з реагуючих речовин або одного із продуктів реакції за одиницю часу (сек., хв.) при незмінному об'ємі системи (у гомогенній системі). Наприклад, вихідна молярна концентрація речовини 1 моль/л, а через 4 с – 0,6 моль/л, тоді швидкість хімічної реакції :

$$V=(1-0.4)/4=0.1 \text{ моль/л.}$$

На швидкість хімічних реакцій впливають різні фактори.

Зверніть увагу, що *закон дії мас* – це основний закон хімічної кінетики, у якому відображається залежність швидкості хімічних реакцій від концентрації реагуючих речовин. Ця залежність пов'язана з тим, що чим більше частинок, тим частіше зіштовхуються молекули реагуючих речовин під час свого хаотичного руху. Закон дії мас формулюється так: **за постійної температури швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрації реагуючих речовин у степенях їх стехіометричних коефіцієнтів, наприклад:**

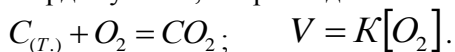


де C_A і C_B , або $[A]$ і $[B]$ – молярні концентрації (моль/л) речовин А і В;

m і n – стехіометричні коефіцієнти;

K – коефіцієнт пропорційності, або константа швидкості реакції.

Фізичний зміст цієї величини в тому, що вона дорівнює швидкості реакції V за умови, що концентрації реагуючих речовин постійні та рівні одиниці (1 моль/л): $V = K$. Чим більше K , тим швидше реагують дані речовини. Рівняння, які зв'язують швидкість реакції з концентрацією реагуючих речовин, називаються *кінетичними рівняннями*. У такі рівняння не включаються речовини, що знаходяться у твердому стані, наприклад:



Важливим є вплив температури на швидкість хімічних реакцій, який здійснюється за **правилом Вант-Гоффа**: *за підвищення температури на кожні 10^0C швидкість більшості реакцій збільшується у 2–4 рази. Причиною цього є те, що різко зростає кількість активних молекул, які мають надлишок енергії.*

Але не кожне зіштовхування молекул призводить до їх хімічної взаємодії. Воно може здійснюватися тільки між тими частинками, що

мають підвищену енергію, яка достатня для подолання енергетичного бар'єра реакції, тобто сил відштовхування між електронними оболонками цих частинок. Такі реакційно здатні молекули називаються *активними*, а енергія, необхідна для подолання енергетичного бар'єра, – *енергією активації*. Це така надлишкова енергія, яку мають молекули, у порівнянні із середньою енергією молекул за даної температури. Чим більший енергетичний бар'єр, тим менша швидкість реакції за даної температури. Зовнішніми джерелами активації можуть бути теплота, світлове випромінювання, електрична енергія та ін.

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma \frac{t_2 - t_1}{10},$$

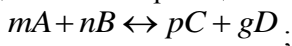
де γ – температурний коефіцієнт, який показує, у скільки разів зростає швидкість даної реакції за підвищення температури на 10^0 С.

На швидкість хімічних реакцій впливають також каталізatori, тобто речовини, які прискорюють реакції, беручи участь у тих чи тих елементарних стадіях, але виходять із них у незмінному стані. Каталітичні реакції складають приблизно 90 % процесів у різних галузях хімічної промисловості. Так, наприклад, реакція між речовинами А і В з утворенням продукту АВ іде повільно, а під час давання каталізатора К значно прискорюється, що відбувається за схемою: $A + B = AB \rightarrow A + K = AK \rightarrow AK + B = AB + K$.

Крім того, на швидкість хімічних реакцій впливає також природа реагуючих речовин. Чим більша хімічна спорідненість реагуючих речовин між собою, тобто чим більше вони відрізняються за своїми властивостями, тим більший відсоток співударів їх молекул закінчується хімічною реакцією.

Багато хімічних реакцій не проходять до кінця, у той час як в інших реакціях реагенти повністю перетворюються на продукти.

Потрібно знати, що більшість реакцій є оборотними.



$$V_1 = K_1[A]^m \cdot [B]^n; \quad V_2 = K_2[C]^p \cdot [D]^g; \quad V_1 = V_2;$$

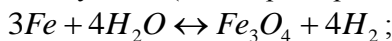
$$K_1[A]^m \cdot [B]^n = K_2[C]^p \cdot [D]^g;$$

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^p \cdot [D]^g}{[A]^m \cdot [B]^n} = K,$$

де K – константа рівноваги.

Дане рівняння є математичним вираженням закону дії мас за відношенням до оборотних реакцій.

Концентрації реагуючих речовин, які встановлюються за хімічної рівноваги, називаються *рівноважними концентраціями* й позначаються [], а *нерівноважні* – C . Хімічна рівновага в оборотних реакціях за постійної температури встановлюється тоді, коли відношення добутку концентрацій речовин, які утворилися, до добутку концентрацій речовин, що вступили в реакцію, стає рівним константі хімічної рівноваги K . K не залежить від концентрації реагуючих речовин, але залежить від температури й від природи реагуючих речовин. Для гетерогенних реакцій у константу рівноваги включають концентрації тільки тих речовин, які знаходяться в газоподібному або рідкому стані (без твердих речовин), наприклад:



$$K = \frac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}.$$

Зі зміною зовнішніх умов (концентрації, температури й тиску – для газових реакцій) відбувається зміщення хімічної рівноваги. Це зміщення визначається **принципом (правилом) ле Шательє**, або принципом рухомої (динамічної) рівноваги: *якщо на систему, що перебуває в рівновазі, подіяти ззовні, то в системі відбудуться зміни, які послаблюють або знищують цю дію*. Це пов'язано з тим, що зовнішня дія різко змінює швидкість двох протилежно напрямлених процесів. Згідно з принципом ле Шательє можна відмітити таке:

- 1) у разі *збільшення концентрації* однієї з реагуючих речовин у системі, що перебуває у стані рівноваги, рівновага зміщується в бік витрати цієї речовини (тобто збільшується швидкість прямої реакції), а в разі зменшення її концентрації – у бік утворення цієї речовини (зростає швидкість зворотної реакції);
- 2) *підвищення температури* зміщує рівновагу в бік ендотермічної реакції (–кДж; –Q), а *зниження* – у бік екзотермічної реакції (+кДж; +Q). Чим більше ΔH , тим значніший вплив температури

на хід реакції, і навпаки, чим ближче ΔH до нуля, тим зміна температури практично не впливає на стан рівноваги реакції;

- 3) для газоподібних речовин *підвищення тиску* зміщує рівновагу в бік зменшення об'єму (меншого числа молекул газів у рівнянні реакції), а *зниження тиску* зміщує рівновагу в бік реакції, яка збільшує об'єм системи (більшого числа молекул газів у рівнянні реакції).

ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК

Гетерогенні реакції відбуваються в неоднорідному середовищі між речовинами, які перебувають у різних фазах (газ і рідина, кристал і рідина тощо). Перебіг гетерогенних реакцій можливий лише на поверхні поділу фаз.

Гомогенна система складається лише з однієї фази (газова фаза, рідка). Хімічні реакції, які відбуваються в гомогенній системі, називаються гомогенними. Такі реакції здійснюються в усьому об'ємі (товщі) системи.

Енергія активації – різниця між середньою енергією системи й енергією, необхідною для перебігу реакції. Вона потрібна для подолання енергетичного бар'єра реакції.

Закон діючих мас – швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях, які дорівнюють їх коефіцієнтам, що стоять перед формулами речовин у відповідному рівнянні реакції.

Принцип ле Шательє – якщо на систему, що перебуває в рівновазі, подіяти зовнішнім фактором, то рівновага зміститься в напрямку процесу, який зменшить цю дію.

Хімічна кінетика – розділ хімії, що вивчає перебіг хімічних процесів за певний час.

Хімічна рівновага – стан реакційної системи, коли швидкості прямої та зворотної реакції стають однаковими. Її склад не змінюється, оскільки в системі відбувається хімічна взаємодія в обох напрямках з однаковою швидкістю. Хімічна рівновага має назву динамічної рівноваги.

Швидкість хімічної реакції – зміна концентрації реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу (для гомогенних процесів, що відбуваються без зміни об'єму).

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 7

Тема. Хімічна кінетика й хімічна рівновага

План заняття:

1. Поняття швидкості хімічної реакції, чинники, що на неї впливають.
2. Хімічна рівновага.
3. Оборотні й необоротні реакції.
4. Вплив змін зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги.

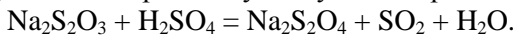
Завдання для поточного контролю знань :

1. Швидкість хімічних реакцій, її залежність від різних факторів. Закон діючих мас. Правило Вант-Гоффа.
2. Оборотні й необоротні реакції. Хімічна рівновага, її зміщення під впливом різних факторів. Принцип ле Шательє.
3. Як зміниться швидкість реакції між карбон(II) оксидом і киснем, якщо концентрацію карбон(II) оксиду збільшити вдвічі?
4. Швидкість реакції за температури 20 ° С дорівнює 3 моль/с. У скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температуру підвищити до 60 ° С?
5. У якому напрямку буде зміщуватись рівновага з підвищенням температури й тиску в таких системах:
 - а) $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 + 46 \text{ ккал}$;
 - б) $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2 - 13 \text{ ккал}$.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин

У три склянки або колби налийте: у I – 15 мл розчину натрій тіосульфату, у II – 10 мл розчину натрій тіосульфату й 5 мл води, у III – 5 мл розчину натрій тіосульфату й 10 мл води. У I склянку додайте 5 мл розчину сульфатної кислоти і, включивши секундомір, швидко розмішайте. Відзначте, скільки часу пройде від моменту змішування до помутніння, оскільки при цьому відбувається реакція:



Розрахуйте відносну швидкість реакції (в умовних одиницях) за формулою: $V=1/t$, де t – час у секундах.

Аналогічні досліди виконайте із вмістом II і III склянок. Результати спостережень занесіть у таблицю = нижчевказану форму. Порівняйте зміни швидкості реакції зі зміною концентрації досліджуваного розчину.

| № | Вміст склянок / об'єм, мл | | | Концентрація Na ₂ S ₂ O ₃ , моль/л * | Час реакції t, с | Швидкість реакції, V |
|-----|---|------------------|--------------------------------|--|------------------------|-------------------------|
| | Na ₂ S ₂ O ₃ | H ₂ O | H ₂ SO ₄ | | | |
| I | 15 | 0 | 5 | | | |
| II | 10 | 5 | 5 | | | |
| III | 5 | 10 | 5 | | | |

* $C = a / a + b + v$

На міліметровому папері (розміром 10 x 10 см) побудуйте графік залежності швидкості реакції V (вісь x) від концентрації C (вісь y). Відповідно до закону діючих мас залежність швидкості реакції від концентрації повинна мати вигляд прямої лінії, яка проходить через початок координат. Зробіть висновок.

Дослід 2. Залежність швидкості хімічної реакції від температури

У пробірку налейте 5 мл розчину натрій тіосульфату, а у другу – 5 мл розчину сульфатної кислоти. Обидві пробірки помістіть у склянку з водою на 5–7 хв і виміряйте температуру води. Потім злийте вміст пробірок в одну та відмітьте, через який час з'явиться каламуть.

Повторіть дослід ще раз, із підвищенням температури води у склянці на 10 °С. Через 5–7 хв злийте разом вміст пробірок і визначте, через який час з'явиться каламуть. Виконайте дослід 3–4 рази, кожного разу підвищуючи температуру на 10 °С. Отримані дані занесіть до таблиці = у нижчевказану форму:

| Номер дослід | Температура, °С | Час реакції t, с | Швидкість реакції, V |
|--------------|--------------------|---------------------|-------------------------|
| I | | | |
| II | | | |
| III | | | |
| IV | | | |

Проаналізуйте результати, побудуйте графік залежності швидкості реакції від температури. Зробіть висновок.

Дослід 3. Вплив каталізатора на швидкість хімічної реакції

Налийте у дві пробірки пероксиду гідрогену (1/3 об'єму). За звичайних умов не відбувається розкладу H_2O_2 . В одну із пробірок додайте декілька кристалів манган(IV) оксиду та внесіть до пробірки запалену скалку. Складіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Вплив концентрації реагуючих речовин на хімічну рівновагу

Налийте у склянку 20 мл води й додайте 1–2 краплі насиченого розчину калій роданіду й ферум(III) хлориду. Збовтайте вміст стакана – розчин набуде світло-червоного кольору. Розчин розлийте порівну в чотири пробірки (якщо необхідно попередньо можна розчин розбавити водою).

У I пробірку додайте 2 краплі розчину ферум(III) хлориду (конц.), у II – 23 краплі розчину калій роданіду (насич.), у III – пучку кристалічного калій хлориду. Порівняйте забарвлення одержаних розчинів із кольором розчину в IV пробірці.

В основі цього досліді лежить реакція:



Запишіть свої спостереження. Зробіть висновки.

Інформаційні джерела:

1, - с. 38–52, 2; с. 109–147; 3, с. 153–172; 4, – с. 121–133; 5, - с. 97–103.

Модуль 2. Розчини

ТЕМА 6. ВОДА. РОЗЧИНИ. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Методичні рекомендації до вивчення теми

Під час вивчення цієї теми необхідно запам'ятати, що розчинами називають гомогенні термодинамічно стійкі системи, що складаються із двох чи більше компонентів. Розчини бувають газоподібними, рідкими, твердими. Розчини складаються з розчинених речовин і розчинника, тобто середовища, у якому ці речовини рівномірно розподілені у вигляді молекул чи іонів.

Для того, щоб розрахувати концентрацію того чи того розчину необхідно знати *способи вираження концентрації розчинів.*

Масова концентрація (%) виражається числом грамів розчиненої речовини, що міститься у 100 г розчину: $C = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100$, де

m_1 – маса речовини, m_2 – маса розчину.

Масова частка, ω – відношення маси розчиненої речовини m_1 до маси розчину m_2 , тобто масова частка дорівнює: $\omega = m_1 / m_2$.

Молярна концентрація (молярність), M – відношення числа молів розчиненої речовини в 1 л розчину (моль/л). Наприклад, 2М розчин H_2SO_4 містить 2 моль/л, тобто 196,16 г H_2SO_4 в 1 л розчину.

Моляльна концентрація (моляльність) визначається числом молів розчиненої речовини в 1 кг розчинника (моль/кг). Моляльність розчину позначається буквою m .

Молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація, нормальність) визначається числом еквівалентів розчиненої речовини, яке міститься в 1 л розчину. Нормальність виражають у молях на літр (моль/л) і позначають буквою N або N_2 ;

$$N_2 = \frac{V_1 N_1}{V_2}; \quad V_1 N_2 = V_2 N_1.$$

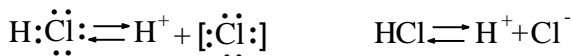
Титр, T – кількість грамів розчиненої речовини в 1 мл розчину (г/мл). Якщо в 1 л сульфатної кислоти з 1Н концентрацією міститься 49,04 г H_2SO_4 , то $T_{H_2SO_4} = 49,04 / 1000 = 0,04904$ г/мл.

Використовуючи інформаційні джерела [1-5], опрацюйте теорію електролітичної дисоціації. Добре запам'ятайте, які сполуки належать до сильних і слабких електролітів, а також умови необоротності йонних реакцій. Під час написання рівнянь реакцій у молекулярній і йонній формах, слід використовувати періодичну систему хімічних елементів Д. І. Менделєєва і таблицю розчинності.

Речовини, водні розчини або розплави яких проводять електричний струм, називають *електролітами*. До електролітів належать солі, кислоти, луги. Речовини, водні розчини або розплави яких не пропускають електричного струму, називаються *неелектролітами* (цукор, спирт, ацетон, гліцерин та ін.). Уперше такий поділ запропонував англійський вчений Майкл Фарадей (1791 – 1867).

Електрична провідність розчинів електролітів зумовлена наявністю в них позитивно й негативно заряджених йонів, які

утворюються з молекул або кристалів речовин під впливом води (гідратація) або іншого розчинника (сольватація). Так, наприклад, під час розчинення кухонної солі NaCl (йонна кристалічна ґратка) полярні молекули води – диполі – орієнтуватимуться до позитивно заряджених йонів своїми негативними полюсами, а до негативно заряджених – позитивними. Між ними зростають сили електростатичного притягання, виникають своєрідні зв'язки, відбувається гідратація йонів. При цьому руйнуються кристалічні ґратки з утворенням окремих йонів, оточених диполями води, через що їх називають гідратованими. Скорочено (без урахування гідратації йонів) процес дисоціації можна записати так: $\text{NaCl} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$. У сполуках із ковалентним зв'язком, наприклад, HCl, йонів немає. Під час розчинення хлороводню у воді відбувається гідратація молекул HCl, унаслідок чого поляризується ковалентний зв'язок усередині молекули. Спільна електронна пара повністю переходить до атома Хлору, який взаємодіє з молекулами води й перетворюється на гідратований йон Cl⁻. Розривання зв'язку в молекулі HCl можна подати так:



Якщо в молекулі розчинюваної речовини є ковалентні неполярні зв'язки, то йонів у розчині не буде, так як неполярні молекули не притягуватимуть диполі води. Ковалентними неполярними зв'язками сполучені атоми в молекулах більшості органічних речовин, тому вони, як правило, є неелектролітами.

Отже, електролітами можуть бути тільки речовини з йонним і полярним ковалентним типом хімічного зв'язку. Крім того, молекули розчинника також повинні бути полярними. Під час розчинення зв'язки між частинками послаблюються під впливом теплового руху. Дисоціацію електролітів у розчині вперше пояснив шведський вчений Сванте Арреніус у 1887 р.

Основними положеннями *теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса*, є:

1. Електроліти під час розчинення у воді розпадаються (дисоціюють) на йони – позитивні й негативні; «йон» (грецьк.) – мандрівний, тому що у розчині безладно переміщується у різних напрямках.

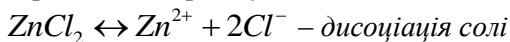
2. Під дією електричного струму йони набувають спрямованого руху: позитивно заряджені йони переміщуються до катода (-) і називаються катіонами (K^+), негативно заряджені – до анода (+) і називаються аніонами (A^-).
3. Електролітична дисоціація – процес оборотний. Якщо розчин електроліту упарити, то можна дістати той самий електроліт такої ж самої маси, що й до розчинення, бо відбувається зворотний процес, коли різнойменні йони притягуються один до одного:
 $KA \leftrightarrow K^+ + A^-$.

Слід знати, що багато які розчини середніх солей мають кислу або лужну реакцію. Це пов'язано з тим, що електролітична дисоціація води на H^+ і OH^- спричиняє утворення із йонами солей слабких або малорозчинних електролітів. Взаємодія солей із водою, яка призводить до утворення слабого або погано розчинного електроліту, називається *гідролізом солі*. Солі, які є похідними сильних кислот та основ (наприклад, $NaCl$, KNO_3 , K_2SO_4 , $NaClO_4$, $KMnO_4$ тощо), не гідролізуються, оскільки їх катіони й аніони не зв'язують йони води (H^+ або OH^-) і не зміщують її йонну рівновагу. Розчини таких солей нейтральні ($pH \approx 7$). Розрізняють чотири типи гідролізу солей:

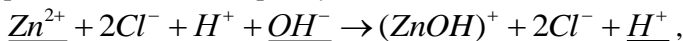
1. Сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою.

Наприклад, NH_4Cl , NH_4NO_3 , $FeCl_2$, $AlCl_3$, $CuSO_4$ тощо. Такі солі гідролізують з утворенням слабкої основи (якщо це сіль однокислотної основи) або основних солей. При цьому утворюється вільна кислота, а розчини таких солей мають кислу реакцію ($pH < 7$).

Наприклад, рівняння гідролізу солі $ZnCl_2$:

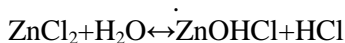


а) йонне рівняння I стадії гідролізу солі:



середовище кисле, $pH < 7$;

б) молекулярне рівняння I стадії гідролізу солі:



основна сіль –

цинк гідроксохлорид

Оскільки гідроліз солі є оборотним процесом, то, щоб запобігти її гідролізу (змістити рівновагу вліво), до розчину необхідно додати відповідну кислоту (у даному випадку HCl).

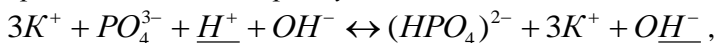
Солі, утворені багатокислотними слабкими основами, гідролізують ступінчасто. При цьому гідроліз солі відбувається переважно за першим ступенем: наприклад, гідроліз солей CrCl_3 і $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

2. Сіль, утворена слабкою кислотою і сильною основою.
Наприклад, K_3PO_4 , Na_2SO_3 , K_2S , Na_2CO_3 та ін. Унаслідок гідролізу таких солей утворюється деякий надлишок іонів OH^- , тому такі розчини мають лужну реакцію ($\text{pH} > 7$).

Солі багатоосновних кислот гідролізують ступінчасто з утворенням слабкої кислоти або кислоти солі, так як гідроліз проходить головним чином за першим ступенем, наприклад, рівняння гідролізу солі, K_3PO_4 :

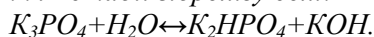


а) йонне рівняння I стадії гідролізу солі:



середовище лужне, $\text{pH} > 7$;

б) молекулярне рівняння I стадії гідролізу солі:



кисла сіль

калій гідрофосфат

3. Сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою.
Наприклад, Al_2S_3 , $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$, Cr_2S_3 та ін.

Гідроліз таких солей відбувається досить повно, оскільки утворюється дві малодисоційовані або малорозчинні речовини. Багато солей цього типу гідролізують необоротно. Розчини таких солей можуть мати такі значення pH : 7 ; >7 ; <7 . Ці значення визначаються константою дисоціації більш сильного електроліту (кислоти або основи). Прикладом повного гідролізу солі є взаємодія алюміній сульфід з водою: $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}^\uparrow$

Отже, унаслідок гідролізу з водних розчинів неможливо добути такі солі слабких кислот і слабких основ, як Al_2S_3 , Cr_2S_3 , CuCO_3 ,

$Al_2(CO_3)_3$ та інші, що утворені кислотою й основою, які є не тільки слабкими електролітами, але й малорозчинні або нестійкі, гідроліз супроводжується повним розкладом солі.

Зверніть увагу на те, що кількісно, як і процес дисоціації електроліту, гідроліз солі оцінюють за ступенем гідролізу й константою гідролізу. *Ступінь гідролізу солі* $h(\alpha_G)$ є відношенням концентрації гідролізованої солі до її загальної концентрації. Він змінюється в межах від 0 до 1 або від 0 до 100 %. Ступінь гідролізу тим більший, чим менша концентрація розчину солі. Гідроліз солі зростає з підвищенням температури, оскільки при цьому збільшується концентрація йонів H^+ і OH^- (у разі підвищення температури K_{H_2O} зростає). Чим слабшою є кислота, аніон якої утворює сіль (чим менша $K_{дис.кислоти}$ або основи), тим повніше гідролізується сіль. Оскільки гідроліз солі є оборотним процесом, то до нього застосовують закон діючих мас і його можна характеризувати *константою гідролізу* K_G . Чим менше значення має константа гідролізу солі, тим менше гідролізує сіль, і навпаки.

$K_G = K_{H_2O} / K_{дис.к-ти(слабкої)}$ – для солі, утвореної сильною основою і слабкою кислотою.

$K_G = K_{H_2O} / K_{дис.основи(слабкої)}$ – для солі, утвореної сильною кислотою і слабкою основою.

$K_G = \frac{K_{H_2O}}{K_{дис.основи} \cdot K_{дис.к-ти}}$ – для солі, утвореної слабкою основою і слабкою кислотою.

$$K_G = \alpha_G^2 \cdot C_M; \quad \alpha_G(h) = \sqrt{\frac{K_G}{C_M}}$$

Для запобігання гідролізу солей їх необхідно зберігати за низької температури, у підвищеній концентрації, підкислювати або підлужувати розчини.

ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК

Аніони – негативно заряджені йони.

Буферні розчини – це такі розчини, значення рН яких майже не змінюються під час введення невеликої кількості кислоти або

лугу й не залежать від розведення. Це суміші концентрованих розчинів слабкої кислоти та її солі або слабкої основи та її солі.

Гідроліз солі – взаємодія солі з водою, яка призводить до утворення слабкого або погано розчинного електроліту.

Добуток розчинності, ДР – у насиченому за певної температури розчині добуток концентрації йонів малорозчинного електроліту є сталою величиною.

Електроліти – речовини, розчини й розплави яких проводять електричний струм (солі, кислоти, основи).

Електролітична дисоціація – розщеплення молекул електроліту на йони у водному розчині або розплаві під впливом молекул полярного розчинника.

Індикатори – складні органічні речовини, які за хімічним характером є слабкими кислотами або слабкими основами. Вони змінюють своє забарвлення залежно від концентрації йонів водню або гідроксиду.

Катіони – позитивно заряджені йони.

Константа електролітичної дисоціації слабких електролітів, $K_{\text{дис}}$ – це константа рівноваги слабких електролітів (моль/л):

$$K = \frac{[K^+] \cdot [A^-]}{[KA]}$$

Масова концентрація, C (%) виражається числом грамів розчиненої речовини, що міститься у 100 г розчину.

Масова частка, ω – відношення маси розчиненої речовини m_1 до маси розчину m_2 .

Моляльна концентрація (моляльність) визначається числом молів розчиненої речовини в 1 кг розчинника (моль/кг). Моляльність розчину позначається буквою m .

Молярна концентрація (молярність), M виражається числом молів розчиненої речовини в 1 л розчину (моль/л). Розчини, що містять в 1 л розчину 0,1 моль/л і 0,01 моль/л речовини, називаються відповідно децимолярними і сантимольярними.

Молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація, нормальність) – це відношення еквівалентної кількості розчиненої речовини до об'єму розчину.

Сильні електроліти – речовини, які в розчині дисоціюють практично повністю. Це більшість солей, деякі кислоти (HClO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , H_2SO_4 , HJ , HMnO_4), гідроксиди лужних і лужно-земельних

металів, деякі комплексні основи. Ступінь дисоціації сильних електролітів практично не залежить від концентрації розчину, а відхилення значення α від одиниці або 100 % пояснюється утворенням так званих асоціатів.

Слабкі електроліти – речовини, які в розчині дисоціюють частково. До них належить більшість органічних кислот, неорганічні кислоти (H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , HCN , HNO_2 та ін.), деякі гідроксиди, багато комплексних йонів, галогеніди ртуті та плумбуму. Ступінь дисоціації слабких електролітів залежить від хімічної природи речовини, концентрації розчину та від природи розчинника.

Ступінь гідролізу солі, h – відношення концентрації гідролізованої солі до її загальної концентрації.

Ступінь дисоціації, α – відношення числа молів електроліту, що розпався на іони, до його загальної концентрації в розчині.

Титр – кількість грамів розчиненої речовини в 1 мл розчину.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 8

Тема. Вода. Розчини

План заняття:

1. Поняття про розчини.
2. Характеристика води як розчинника.
3. Процес розчинення та умови розчинності деяких речовин.
4. Характеристика рідких розчинів.

Завдання для поточного контролю знань

1. Що називається розчином?
2. Концентрація розчинів. Який розчин називається концентрованим і розбавленим?
3. Теорія розчинів Д. І. Менделєєва.
4. Насичені, ненасичені, перенасичені розчини.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 9

Тема. Приготування розчинів різної концентрації

План заняття:

1. Особливості приготування розчинів.
2. Способи вираження концентрації розчинів:

- а) масова частка у відсотках, W (%);
- б) молярна концентрація, або молярність, M , C_M ;
- в) нормальна концентрація, або нормальність, $N(H), C_N$;
- г) титр розчину, T ;
- д) вираження концентрації розчину через його густину, яка вимірюється ареометром.

Завдання для поточного контролю знань

1. У воді розчинено 16,6 калій йодиду. Об'єм розчину – 200 мл. Обчисліть молярну концентрацію розчину.
2. Визначте концентрацію розчину сульфатної кислоти, який утворюється під час розчинення 40 г сірчаного ангідриду в 460 г води.
3. Визначте молярну концентрацію розчину з масовою часткою BaCl_2 , що дорівнює 10 % ($\rho = 1,090$ г/мл).
4. Обчисліть молярність нітратної кислоти, процентна концентрація якої (або масова частка) – 94 %, а густина – 1,5 г/мл.
1. Визначте відсоткову концентрацію розчину, утвореного під час змішуванні 200 г 10 %-го та 300 г 40 %-го розчинів хлоридної кислоти.

Дослід 1. Приготування розчину із заданою масовою часткою речовини у відсотках

Приготуйте 200 г 5 %-го розчину натрій хлориду із кристалічної солі й води. Для цього: а) зробіть необхідні розрахунки; б) зважте на техно-хімічних терезах із точністю до 0,01 г розраховану масу кухонної солі та розчиніть її у стакані необхідним об'ємом води.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Приготування розчину молярної концентрації

Приготуйте 100 мл 0,1 М розчину натрій карбонату із кристалічної солі й води. Для цього: а) зробіть необхідні розрахунки; б) зважте на терезах із точністю до 0,01 г розраховану масу солі й через воронку пересипте його в мірну колбу об'ємом 100 мл, ретельно змийте з воронки дистильованою водою залишки солі.

Наважку розчиніть в колбі у невеликому об'ємі дистильованої води, потім долийте колбу до мітки і добре збовтайте.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 10

Тема. Теорія електролітичної дисоціації

План заняття:

1. Теорія електролітичної дисоціації.
2. Ступінь дисоціації. Сильні та слабкі електроліти.
3. Характеристика розчинів електролітів.
4. Константа дисоціації слабких електролітів. Зміщення йонної рівноваги в розчинах слабких електролітів.
5. Добуток розчинності. Дисоціація води.

Завдання для поточного контролю знань

1. Основні положення теорії електролітичної дисоціації.
2. Особливості розчинів сильних електролітів.
3. Напишіть у молекулярній і йонно-молекулярній формах рівняння реакції між сполуками:
 - а) купрум(II) сульфатом і натрій гідроксидом;
 - б) сульфатною кислотою і барій хлоридом;
 - в) натрій хлоридом і аргентум нітратом;
 - г) алюміній гідроксидом і калій гідроксидом.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Відмінність у хімічній активності сильних і слабких електролітів

Налийте в одну пробірку 7–10 крапель 2 Н розчину хлоридної кислоти, а у другу – стільки ж 2 Н розчину оцтової кислоти. У кожен пробірку помістіть однакові шматочки цинку. Обидві пробірки нагрійте, помістивши у стакан із гарячою водою. Напишіть рівняння реакцій. У якій кислоті реакція протікає активніше?

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Реакції в розчинах електролітів, що протікають з утворенням слабких електролітів

Налийте у пробірку 2–3 краплі розчину натрій ацетату й додайте стільки ж 2 Н розчину хлоридної кислоти. Зверніть увагу на запах. Напишіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Реакції в розчинах електролітів, що протікають з утворенням важкорозчинних речовин

Налийте у три пробірки по 3–4 краплі розчинів натрій сульфату, цинк сульфату й амоній сульфату. У кожну пробірку додайте таку ж кількість барій хлориду. Напишіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Реакції в розчинах електролітів, що протікають з утворенням газу

Налийте у пробірку 3–4 краплі розчину амоній сульфату, додайте таку ж кількість 2 Н розчину натрій гідроксиду й нагрійте до кипіння. У пару, що виділяється, внесіть вологий червоний лакмусовий папірець. Напишіть рівняння реакції, що протікає в розчині. Чому лакмус змінює свій колір?

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 11

Тема. Гідроліз солей

План заняття:

1. Сутність гідролізу солей.
2. Типи гідролізу солей.
3. Вплив гідролізу солей на різні технологічні процеси, на якість харчових продуктів.

Завдання для поточного контролю знань

1. Водневий показник і його визначення. Вплив рН–середовища на проходження технологічних процесів та на якість продуктів харчування.
2. Гідроліз солей. Різні типи гідролізу солей.
3. Ступінь і константа гідролізу.
4. Напишіть у йонній і молекулярній формах рівняння реакцій гідролізу названих нижче солей і вкажіть рН–середовища їх водних розчинів:
а) калій карбонату; б) алюміній нітрату; в) амоній хлориду;
г) амоній сульфіді; д) хром(III) сульфату, е) ферум(II) нітрату.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Визначення рН–середовища в розчинах різних солей

На універсальний індикатор нанесіть краплю розчину натрій карбонату. Одержаний колір індикатора порівняйте із стандартною шкалою і визначте рН–середовища розчину цієї солі. Аналогічні досліди проробіть із розчином алюміній хлориду й натрій ацетату. Напишіть у йонній і молекулярній формах рівняння реакцій першого ступеня гідролізу цих солей.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Дослідження продуктів гідролізу

Налийте у пробірку 5–7 крапель розчину ферум(III) хлориду й визначте за допомогою універсального індикатора рН–середовища. Напишіть у йонній і молекулярній формах рівняння реакції першого ступеня гідролізу цієї солі. У розчин ферум(III) хлориду внесіть трохи порошок магнію (при цьому повинен виділятися газ). Який це газ?

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Утворення кислій солі під час гідролізу

Налийте у пробірку 7–8 крапель дистильованої води та внесіть туди 1–2 мікрошпателі кристалів сульфату натрію і перемішайте скляною паличкою. 1–2 краплі одержаного розчину нанесіть на універсальний індикатор і визначте рН–середовища. Про наявність яких йонів у розчині свідчить знайдене значення рН? Відсутність запаху сірчистого газу свідчить про те, що сульфат натрію гідролізується тільки за першим ступенем. Напишіть йонне й молекулярне рівняння реакцій гідролізу сульфату натрію.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Повний (необоротний) гідроліз солей

Налийте у дві пробірки по 6–8 крапель розчину алюміній хлориду. В одну пробірку додайте такий же об'єм розчину амоній сульфідру, а у другу – розчину натрій карбонату. У першій пробірці повинен виділитися сірководень, який можна виявити за запахом, а у другій – карбон(IV) оксид (бульбашки). В обох випадках осад утворює алюміній гідроксид. Напишіть рівняння реакцій, у результаті яких

утворився алюміній гідроксид. Чому не утворився алюміній сульфід чи карбонат? Перевірте розчинність осаду у 2Н розчині натрій гідроксиду.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

НАУКОВО-ДОСЛІДНА РОБОТА СТУДЕНТІВ 1

Вплив різних факторів на ступінь гідролізу солей

Питання та завдання для самостійної підготовки

1. Вплив температури на ступінь гідролізу солей.
2. Вплив концентрації солі на ступінь її гідролізу.
3. Вплив сили кислоти й основи, які утворюють сіль, на ступінь гідролізу.
4. Напишіть йонні й молекулярні рівняння реакцій першого та другого ступенів гідролізу ферум(III) сульфату. Як можна підсилити гідроліз цієї солі?
5. Напишіть рівняння реакцій гідролізу до всіх дослідів даного заняття.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Вплив температури на ступінь гідролізу солі

Налийте у пробірку $\frac{1}{2}$ її об'єму дистильованої води, внесіть 2–3 мікрошпателі натрій ацетату та 1–2 краплі фенолфталеїну. Зверніть увагу на колір розчину. Відлийте трохи розчину у другу пробірку (для порівняння кольорів), а іншу пробірку з розчином натрій ацетату помістіть у водяну баню, нагріту до кипіння. Порівняйте колір розчину у обох пробірках. Напишіть рівняння реакції гідролізу натрій ацетату. У який бік зміщується рівновага гідролізу цієї солі за підвищення температури?

Охолодіть пробірку в холодній воді. У який бік зміщується рівновага гідролізу натрій ацетату під час зниження температури?

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Вплив сили кислоти й основи, що утворюють сіль, на ступінь її гідролізу

Налийте у дві пробірки по 1–2 мл дистильованої води. В одну пробірку внесіть один мікрошпатель кристалів натрій сульфїту, у

другу – стільки ж натрій карбонату. У кожен пробірку додайте 1–2 краплі фенолфталеїну. У якому розчині його колір інтенсивніший? Де більш висока концентрація OH^- – йонів? Напишіть йонні рівняння реакцій гідролізу солей (перший ступінь).

Аналогічні дослідження виконайте з алюміній хлоридом і магній хлоридом.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Вплив розведення розчину на ступінь гідролізу солі

Налийте у пробірку 5–7 крапель розчину бісмут нітрату $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ й поступово краплями додавайте дистильовану воду, доки не почне випадати білий осад бісмут оксонітрату BiONO_3 . Цей осад утворюється на другому ступені гідролізу з бісмут дигідроксонітрату $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ у результаті відщеплення вмісту води.

Напишіть у йонній і молекулярній формах рівняння реакції першого та другого ступеня гідролізу бісмут нітрату.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Інформаційні джерела:

1, с. 53–66; 2, с. 223–241, с. 243–249; 3, с. 186–230; 4, с. 164–203; 5, с. 123–155.

ТЕМА 7. КОМПЛЕКСОУТВОРЕННЯ В РОЗЧИНАХ

Методичні рекомендації до вивчення теми

Використовуючи інформаційні джерела [1-4], ознайомтеся із процесами утворення комплексних сполук у розчинах. Зверніть увагу на їх будову, на механізм визначення заряду комплексоутворювача, ліганд, зовнішньої сфери. Необхідно засвоїти, як протікають процеси електролітичної дисоціації комплексних сполук, і що таке константа їх нестійкості. Слід вивчити класифікацію і номенклатуру комплексних сполук.

Координаційні, або комплексні, сполуки утворюються не за рахунок нових електронних пар, а за рахунок узагальнених уже існуючих. Зверніть увагу на те, що утворення комплексних сполук супроводжується донорно-акцепторним механізмом зв'язку.

До внутрішньої сфери координаційних сполук входять комплексоутворювач і ліганди. У ролі комплексоутворювачів виступають йони перехідних металів. Вони ж є акцепторами електронів, тому що мають вакантні атомні орбіталі. Донорами електронів є ліганди. У ролі ліганд можуть бути аніони, наприклад, CN^- , NO_2^- , CNS^- та ін. Крім того, лігандами можуть бути полярні молекули, наприклад, H_2O , NH_3 тощо. Кількість ліганд визначається координаційним числом. Заряд внутрішньої сфери визначають як алгебраїчну суму зарядів комплексоутворювача й ліганд.

Внутрішня і зовнішня координаційні сфери зв'язані йонним типом зв'язку і при розчиненні дисоціюють. Унаслідок дисоціації комплексні сполуки вступають у реакції обміну та руйнування комплексного йона. Розпад комплексного йона відбувається тільки тоді, коли комплексоутворювач або ліганди утворюють із діючим реагентом слабодисоціюючі сполуки. Внутрішня сфера більш стійка й характеризується константою нестійкості.

Під час написання формул комплексів символ центрального атома (комплексоутворювача) вказують першим, за ним йонні, а потім нейтральні ліганди в алфавітному порядку. Комплексну частину обмежують квадратними дужками. Назву комплексів починають із лігандів, які перелічують за алфавітом, потім вказують центральний атом, наприклад, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ – гексаціаноферат(III). Назви аніонних комплексів мають суфікс – *ат*, що додається до кореня назви центрального атома, катіонні та нейтральні комплекси не одержують у назвах спеціальних закінчень. У разі необхідності вказують ступінь окиснення центрального атома або заряд його йона. Назви аніонних лігандів утворюють додаванням до назви аніонів закінчення – *о*, наприклад, SO_4^{2-} – «сульфато».

Назва лігандів вважається одним цілим і перелічується в алфавітному порядку. Наприклад,

$\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ – калій гексагідроксоалюмінат;

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – калій гексаціаноферат (II);

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – калій гексаціаноферат (III).

Назви нейтральних лігандів використовуються без змін і беруться в дужки. Лише координовані вода, амоніак, нітроген(II) оксид та карбон(II) оксид мають свої специфічні традиційні назви, відповідно: аква, амін, нітрозил, карбоніл. Наприклад:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ – діамінаргентум (I) хлорид;

$[\text{CrOH}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}_2$ – диакватриамінгідроксохром(II) хлорид.

Серед комплексних неорганічних сполук розрізняють одноядерні (амінокомплекси, аквакомплекси, ацидокомплекси) та поліядерні (ізополікислоти, гетерополікислоти).

ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК

Внутрішня сфера – це сукупність комплексоутворювача й лігандів.

Зовнішня сфера – це йони, заряд яких дорівнює заряду внутрішньої сфери (але протилежний за знаком).

Комплексоутворювач – центральний атом, як правило, позитивно заряджений йон металу.

Константа нестійкості комплексної сполуки – це константа рівноваги процесу дисоціації комплексних йонів.

Координаційне число – це загальне число всіх лігандів або груп атомів, що утворюють зв'язки з комплексоутворювачем.

Координаційні (комплексні) сполуки – хімічні сполуки, кристалічні решітки яких складаються з комплексних груп, утворених унаслідок взаємодії йонів або молекул, здатних існувати самостійно.

Ліганда – це приєднана до комплексоутворювача частка.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 12

Тема. Комплексоутворення в розчинах

План заняття:

1. Ознайомитися з теоретичним матеріалом, що стосується комплексних сполук, із застосуванням їх у практиці народного господарства.
2. Виконати хімічні досліди, у результаті яких одержати різні комплексні сполуки.
3. Набути вміння робити спостереження і відповідні висновки за ними про комплексоутворення в розчинах.

Завдання для поточного контролю знань

1. Визначити й охарактеризувати будову комплексних сполук.
2. Класифікація і номенклатура комплексних сполук.
3. Електролітична дисоціація і константа нестійкості комплексних сполук.
4. Застосування комплексних сполук.

5. Допишіть реакції та урівняйте їх:
 $\text{ZnCl}_2 + \text{NH}_3$ (надлишок) $\rightarrow \dots$;
 $\text{CuCl}_2 + \text{KCN}$ (надлишок) $\rightarrow \dots$.
6. Назвіть та опишіть будову нижченаведених комплексних сполук:
а) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; б) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$;
в) $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$; г) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Утворення сполуки з комплексним катіоном

Налийте у пробірку 10–12 крапель розчину купрум сульфату й додайте декілька крапель 25 %-го розчину амоніаку до появи осаду купрум сульфату. Відмітьте колір осаду. Прилийте ще декілька крапель амоніаку до повного розчинення осаду, так як утворюється комплексна сполука тетраамінкупрум(II) сульфат, що має у своєму складі комплексний катіон. Напишіть рівняння реакції одержання комплексної сполуки. Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Утворення сполуки з комплексним аніоном

Внесіть у пробірку 3–4 краплі розчину бісмут нітрату $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ і декілька крапель 0,5 Н розчину калій йодиду KI до випадання темно-бурого осаду бісмут йодиду BiI_3 . Прилийте ще декілька крапель калій йодиду до повного розчинення осаду в результаті утворення комплексної сполуки калій тетраїодбісмутату, що має у своєму складі комплексний аніон. Напишіть рівняння реакції одержання комплексної сполуки. Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Одержання берлінської блакиті

Внесіть у пробірку 2–3 краплі розчину ферум(III) хлориду, 1–2 краплі розчину хлоридної кислоти (для запобігання гідролізу солі) і декілька крапель розчину калій гексацианоферат(II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (жовтої кров'яної солі). Повинен утворитись осад берлінської блакиті – це якісна реакція на йон Fe^{3+} . Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Одержання турнбулевої сині

Внесіть у пробірку декілька кристалів ферум(II) сульфату і розчиніть їх декількома краплями дистильованої води. Додайте

1–2 краплі розчину хлоридної кислоти (для запобігання гідролізу солі) та 2–3 краплі калій гексацианоферат(III) $K_3[Fe(CN)_6]$ (червоної кров'яної солі). Повинен з'явитись осад турнбулевої сині – це якісна реакція на йон Fe^{2+} . Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Інформаційні джерела:

1, с. 78–81; 2, с. 563–584; 4, с. 355–367; 5, с. 172–175.

ТЕМА 8. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Методичні рекомендації до вивчення теми

Використовуючи інформаційні джерела, ознайомтеся з поняттями про окисно-відновні реакції, їх класифікацію, правила визначення ступеня окиснення елементів. Слід навчитися складати електронні рівняння, визначати окиснювачі та відновники та, на основі електронного балансу, урівнювати рівняння реакцій такого типу. Зверніть увагу на окисно-відновні реакції, які протікають під час різних технологічних процесів, що використовуються у практиці.

Усі хімічні процеси поділяють на дві групи: обмінні – ступінь окиснення елементів вихідних і кінцевих речовин не змінюється; окисно-відновні – ступінь окиснення елементів змінюється. Це відбувається в результаті перерозподілу електронної густини (або повного переходу одного, або декількох електронів) між атомами реагентів.

Отже, *окисно-відновними* називають реакції, які супроводжуються зміною ступенів окиснення атомів елементів, що входять до складу реагуючих речовин. Елемент, атоми якого віддають електрони, називають *відновником*. Під час реакції він окиснюється. Елемент, атоми якого приймають електрони, називають *окисником*. Під час реакції він відновлюється.

Окисно-відновні реакції поділяють на три типи: міжмолекулярні; внутрішньомолекулярні; диспропорціонування.

Найважливішими окисниками можуть бути:

- прості речовини, атоми яких легко приєднують електрони (типові неметали), - F_2 , O_2 , Cl_2 , S , Br_2 , I_2 , O_3 , P_2 та ін.;
- позитивно заряджені йони металів із найвищими ступенями окиснення - Sn^{4+} , Fe^{3+} , Ce^{4+} , Cu^{2+} , Hg^{2+} тощо, а також H^+ (залежно

від умов реакції вони відновлюються у вільному вигляді або до йонів із нижчими ступенями окиснення);

- кисневмісні сполуки, які містять атоми металів або неметалів із високим ступенем окиснення - $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$, HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$ та ін.

Відновні властивості проявляють:

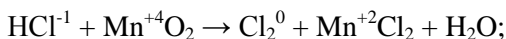
- прості речовини, атоми яких здатні легко віддавати електрони: атоми металів (тому що на зовнішньому енергетичному рівні вони мають один, два або три електрони), H_2 , C та ін;
- негативно заряджені йони неметалів: S^{2-} , Se^{2-} , Te^{2-} , I^- , Br^- та їх солі, а також AsH_3 , PH_3 , NH_3 , $NaNH_2$, CaH_2 тощо.
- деякі йони металів із низьким ступенем окиснення: Sn^{2+} , Fe^{2+} , Hg_2^{2+} , Cr^{2+} та ін.

Отже, функції окисників і відновників можуть виконувати як прості, так і складні речовини. Здатність елементів до приєднання електронів характеризується енергією спорідненості з електроном. Серед елементів одного періоду найбільшу спорідненість з електроном мають галогени. Атомні радіуси металів завжди більші, ніж неметалів (для одного періоду), тому що в неметалів збільшується заряд атома й більші сили притягання електронів до ядра. Отже, для металів характерна властивість віддавати електрони й перетворюватися в позитивно заряджені йони.

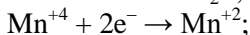
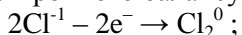
Зверніть увагу, що речовини, які містять елементи у проміжному ступені окиснення, можуть виконувати функції і окисників, і відновників, наприклад, MnO_2 , HNO_2 , H_2O_2 , SO_2 та ін.

Під час складання окисно-відновних реакцій слід дотримуватися такої послідовності:

- 1) скласти схему реакції, визначити елементи, які змінюють ступені окиснення:



- 2) написати рівняння електронного балансу:

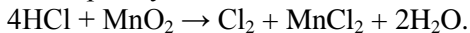


з рівняння видно, що HCl – відновник, MnO_2 – окисник;

- 3) розставити у схемі реакції коефіцієнти, знайдені за рівнянням електронного балансу:



4) остаточно зрівняти решту елементів:



ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК

Відновлення – процес приєднання електронів.

Відновник – речовина, що містить елемент, який віддає електрони.

Відновники збільшують свій ступень окиснення.

Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції відбуваються зі зміною ступеня окиснення різних атомів в одній молекулі.

Міжмолекулярні окисно-відновні реакції відбуваються зі зміною ступеня окиснення атомів, що перебувають у різних молекулах.

Окиснення – процес віддавання електронів.

Окисник – речовина, атоми якої приєднують електрони. Окисники зменшують ступінь окиснення.

Окисно-відновний потенціал (E) дає можливість визначення перебігу окисно-відновних реакцій і їх напрямом.

Окисно-відновні реакції – це реакції, які супроводжуються зміною ступенів окиснення елементів, тобто в яких електрони переходять від атома одного елемента до атомів іншого елемента.

Реакції диспропорціонування супроводжуються одночасним збільшенням і зменшенням ступеня окиснення одного й того самого елемента.

Реакції невалентних перетворень – це такі реакції, у яких ступені окиснення елементів не змінюються (реакції подвійного обміну, витіснення, приєднання, розкладу, полімеризації тощо).

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 13

Тема. Окисно-відновні реакції

План заняття:

1. Сутність окисно-відновних процесів. Основні окисники та відновники.
2. Класифікація окисно-відновних реакцій.
3. Поглибити теоретичні знання про окисно-відновні реакції, про їх роль у природі, різних галузях народного господарства, технологічних процесах.

4. На основі цих знань набути вміння виконувати хімічні досліди, провести спостереження і зробити відповідні висновки про окисно-відновні властивості окремих сполук.

Завдання для поточного контролю знань

1. Електронна теорія окисно-відновних реакцій, їх класифікація.
2. Ступінь окиснення, його визначення.
3. Визначення еквівалентів окисників і відновників.
4. Місце окисно-відновних реакцій у природі, у різних галузях народного господарства, у технологічних процесах.
5. Урівняйте наведені рівняння окисно-відновних реакцій, складіть рівняння електронного балансу, визначте окисники й відновники:
 - а) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$;
 - б) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$;
 - в) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{Cu} + \text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Окисні властивості калій дихромату

Внесіть у пробірку 3 краплі розчину калій дихромату і 3 краплі розбавленої сульфатної кислоти, додайте 1–2 краплі калій йодиду.

Щоб довести присутність у розчині вільного йоду після реакції, проведіть якісну реакцію із крохмальним клейстером.

Напишіть рівняння реакції окиснення калій йодиду калій дихроматом, ураховуючи, що калій дихромат відновлюється до хром(III) сульфату.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Окиснювальні властивості гідроген пероксиду

Налийте у пробірку 2–3 краплі калій йодиду, 1–2 краплі розчину сульфатної кислоти й декілька крапель гідроген пероксиду до появи жовтого забарвлення в результаті виділення вільного йоду. Доведіть його наявність за допомогою крохмального клейстеру.

Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, ураховуючи, що пероксид водню відновлюється до води.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Відновні властивості гідроген пероксиду

Налийте у пробірку 2–3 краплі калій перманганату, 1–2 краплі розчину сульфатної кислоти і 3–4 краплі гідроген пероксиду. Зверніть увагу на виділення газу O_2 і зміну кольору розчину в результаті відновлення Mn^{+7} до Mn^{+2} .

Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, електронний баланс, укажіть окисник і відновник.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

НАУКОВО-ДОСЛІДНА РОБОТА СТУДЕНТІВ 2

Вплив рН–середовища на хід окисно-відновних реакцій

Питання та завдання для самостійної підготовки

1. Визначити вплив середовища на проходження окисно-відновних реакцій і необхідність його контролю в технологічних процесах.
2. У якому середовищі найкраще проявляються окисні властивості калій перманганату?
3. Для нижченаведених окисно-відновних реакцій складіть рівняння електронного балансу, визначте окисник і відновник, урівняйте рівняння реакцій та вкажіть рН–середовища, за якого протікає реакція:
 - а) $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$;
 - б) $KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$;
 - в) $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + KOH$;
 - г) $KMnO_4 + KJ + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + J_2 + K_2SO_4 + H_2O$;
 - д) $CrCl_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + NaCl + H_2O$;
4. Як впливає середовище на зміщення рівноваги в реакціях диспропорціонування?
 $J_2 + NaOH \rightarrow NaJo + NaJ + H_2O$;
 $NaJo + NaJ + H_2SO_4 \rightarrow J_2 + Na_2SO_4 + H_2O$.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Вплив середовища на відновлення калій перманганату

Налийте у три пробірки по 3–4 краплі розчину калій перманганату. В одну пробірку додайте 2–3 краплі 2 Н розчину сульфатної кислоти, у другу – стільки ж води, у третю – таку ж кількість розчину лугу.

В усі три пробірки внесіть по декілька кристаликів натрій сульфїту, перемішайте до повного їх розчинення. Через 3–4 хв. відмітьте зміну кольору в усіх трьох пробірках. Напишіть рівняння реакцій, урахувуючи, що сполуки Мангану з різними ступенями його окиснення мають характерні забарвлення: йон MnO_4^- – фіолетове; MnO_4^{2-} – зелене; Mn^{2+} – слабо-рожеве, а за малої концентрації – безбарвне; MnO_2 – осад бурого кольору.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Окислення хром(III) хлориду в лужному середовищі

Налійте у пробірку 3–4 краплі розчину хром(III) хлориду, 2–3 краплі 2н. розчину натрій гідроксиду і декілька крапель бромної води (Br_2). Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, враховуючи, що крім інших продуктів утворюються натрій хромат і натрій бромід.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Вплив рН середовища на зміщення рівноваги у реакціях диспропорціонування

Поміть у пробірку невеликий кристалик йоду, 8–10 крапель 2 Н розчину луѓу. Збовтайте вміст пробірки до повного розчинення йоду. До одержаного безбарвного розчину додайте 10–14 крапель 2 Н розчину сульфатної кислоти до набуття розчином бурого кольору. Користуючись розчином крохмалю, доведіть, що буре забарвлення обумовлене зворотним процесом утворення вільного йоду. Напишіть рівняння реакцій, що характеризують вплив лужного й кислого середовища на зміщення рівноваги.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Інформаційні джерела:

1, с. 42–44; 2, с. 225–293; 3, с. 234–246; 4, с. 182–189; 5, с. 192–223.

МОДУЛЬ 3. Елементи-неметали

ТЕМА 9. ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ ТА ЇХ СПОЛУК

Методичні рекомендації до вивчення теми

Використовуючи інформаційні джерела [1–5], повторіть теоретичний матеріал, що стосується властивостей елементів, які

систематизуються в періодичній таблиці Д. І. Менделєєва як неметали. Цю тему можна опрацювати на прикладі таких типових представників неметалів, як Хлор, Сульфур, Нітроген, Карбон.

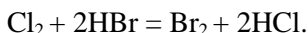
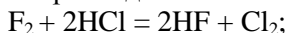
Під час вивчення матеріалу теми зверніть увагу на те, що в періодичній системі Д. І. Менделєєва налічується 22 елементи, які належать до неметалів. Розташовані вони (в основному) в кінці великих і малих періодів. До неметалів належать: благородні гази, Гідроген, галогени, Оксиген, Сульфур, Селен, Телур, Нітроген, Фосфор, Арсен, Карбон, Силіцій, Бор.

За нормальних умов прості речовини-неметали мають агрегатний стан: газоподібний (благородні гази, водень, фтор, хлор, кисень, азот); рідкий (бром); твердий (решта).

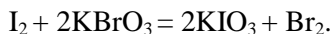
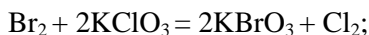
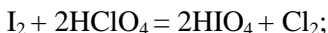
Здатність до приєднання електронів у їх атомів зростає в періоді зліва направо, а у групі – знизу вгору. Найактивніше приєднує електрони Флуор (найсильніший окислювач). Число зовнішніх електронів у них, як і у всіх елементів головних підгруп, дорівнює номеру групи. Із металами типові неметали утворюють сполуки з йонним типом зв'язку, наприклад, CaO , NaCl , K_2S . Взаємодіють між собою, утворюючи сполуки з ковалентним типом зв'язку. Із Гідроеном утворюють леткі сполуки, які під час розчинення у воді утворюють кислоти. З Оксигеном утворюють оксиди (прямим або непрямим шляхом). Елементи VII А підгрупи називаються галогени, тобто ті, що «народжують солі». До них належать: Флуор, Хлор, Бром, Йод, Астат (одержаний штучним шляхом). Солі – це галіди, а конкретно: фториди (флуориди), хлориди, броміди, йодиди. Хімічна активність галогенів знаходиться залежно від радіуса їх атомів. На зовнішньому енергетичному рівні галогени мають по сім електронів (ns^2np^5). До завершення стійкого 8-ми електронного шару їм не вистачає тільки одного електрона, тому галогени – дуже сильні окисники. Так як вони мають велику спорідненість до електрона й велику електронегативність, то їх атоми легко перетворюються в негативно заряджені йони з електронною структурою ns^2np^6 . Найбільшу електронегативність має Флуор – сильніший окисник, у всіх сполуках має ступінь окиснення -1 , на відміну від інших галогенів, ступінь окиснення яких може бути від -1 до $+7$.

Усі галогени, за виключенням Астату й Йоду, є типовими неметалами. Окисні властивості атомів галогенів зменшуються від Флуору до Йоду: $\text{F} > \text{Cl} > \text{Br} > \text{I}$. Найсильнішим окисником є атом Флуору,

менші окисні властивості серед галогенів проявляє атом Іоду. Відновні властивості йонів галогенів збільшуються від йона Флуору до йона Іоду: $F^- < Cl^- < Br^- < I^-$. Найсильніші відновні властивості має I^- , найменші – F^- (може віддати електрон тільки під дією електричного струму). Галогени, які є більш сильними окисниками, витісняють галогенів зі слабшими окисними властивостями з їх сполук із металами й Гідрогеном, наприклад:



Оксигеновмісні сполуки галогенів нестійкі. Стійкість їх зростає від Флуору до Іоду. Сильніші відновники серед галогенів витісняють галогени зі слабшими відновними властивостями з оксигеновмісних сполук, наприклад:



Сила (ступінь дисоціації) гідрогеновмісних сполук зростає в міру зменшення електронегативності галогенів (згори донизу), так як зменшується міцність зв'язку Гідроген – галоген: $HI \rightarrow HBr \rightarrow HCl \rightarrow HF$.

Сульфур є досить поширеним елементом VI А групи. Масова частка його в земній корі становить – $5 \cdot 10^{-2} \%$. Він має чотири стабільних ізотопи, серед яких найбільш поширений $^{32}_{16}S$ (95,0 %). У природі Сульфур зустрічається в самородному стані у вигляді простої речовини сірки та у складі різних мінералів, із яких найважливішими є сульфіди й сульфати, наприклад, пірит (залізний колчедан) – FeS_2 ; вюрцит (цинкова обманка) – ZnS ; галеніт (свинцевий блиск) – PbS ; кіновар – HgS ; мідний блиск – CuS ; гіпс – $CaSO_4 \cdot 2H_2O$; глауберова сіль – $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ та ін. Крім того, сполуки Сульфур (SO₂ і H₂S) містяться у вулканічних газах і водах деяких мінеральних джерел. Цей елемент входить до складу живих організмів. Просту речовину сірку добувають в основному із самородних родовищ, використовуючи спеціальні промислові технології. Крім того, її одержують із піриту (залізного колчедану) за високої температури: $FeS_2 \xrightarrow{600^\circ} S + FeS$, а

також із відходів коксохімічного виробництва, що є позитивним з екологічного погляду.

Під час утворення хімічних зв'язків Сульфур може проявляти вищий ступінь окиснення +6 (віддає 6 електронів), що відповідає номеру групи. Крім того, Сульфур може приєднувати 2 електрони, або віддавати 2, 4 електрони, проявляючи ступінь окиснення -2, +2, +4. S^{+6} – тільки окисник; S^{-2} – тільки відновник; у проміжних ступенях окиснення – і окисник, і відновник. Сульфур – типовий неметал, за звичайних умов у сухому повітрі сірка стійка, її хімічна активність збільшується під час нагрівання.

Зверніть увагу, що головну підгрупу елементів п'ятої групи утворюють такі елементи, як Нітроген, Фосфор, Арсен, Сурма, Бісмут. Ця підгрупа починається типовим неметалом і закінчується металом. Усі елементи головної підгрупи мають на останньому енергетичному рівні по п'ять електронів ns^2np^3 , що зумовлює здатність цих елементів утворювати сполуки з максимальним ступенем окиснення +5. Вони можуть також приєднувати три електрони й виявляти у сполуках ступінь окиснення -3. Для них характерний і ступінь окиснення +3. Нітроген і меншою мірою Фосфор можуть утворювати сполуки із ступенем окиснення +4, +2 та ін.

Нітроген – найпоширеніший у природі серед елементів п'ятої групи. Його вміст у земній корі й атмосфері становить близько 0,03 %. Природний Нітроген має два стійкі нукліди (ізотопи): $^{14}_7N$ (99,635 %) і $^{13}_7N$ (0,365 %). Основним джерелом простої речовини азоту є атмосферне повітря, де його міститься за масою 75,6 %, 8 млн т над 1 км² земної поверхні і 78 % – за об'ємом. У зв'язаному стані елемент Нітроген мало поширений у природі. Винятком є поклади чілійської селітри $NaNO_3$, на яку багаті прибережні райони Чілі. Ще є індійська селітра KNO_3 , невеликі кількості Нітрогену у вигляді сполук NH_3 , NO , HNO_3 містяться у повітрі та є наслідком гниття нітрогеновмісних органічних сполук. Він входить до складу вугілля і торфу ($\approx 15\%$), а значна кількість – до складу білків рослинного та тваринного походження, нуклеїнових кислот і деяких інших органічних сполук. Нітроген може проявляти вищий ступінь окиснення +5, що відповідає номеру групи. Крім того, він може мати ступені окиснення -3 (приєднує три e^-), +1, +2, +3, +4. Особливістю атома Нітрогену є відсутність d-підрівня і питання про участь 2s електронів у хімічних

зв'язках і їх розпаровуванні вивчене не до кінця. Уважається, що цей елемент не може проявляти валентність більшу ніж 4 (три – за рахунок неспарених e^- , четверту – за рахунок спарених $2s e^-$ за донорно-акцепторного механізму). N^{+5} – тільки окисник; N^{-3} – тільки відновник; у проміжних ступенях окиснення – і окисник, і відновник.

Слід пам'ятати, що до IV А підгрупи входять: Карбон, Силіцій – підгрупа Карбону; Станум і Плюмбум – підгрупа Германію. Це р- елементи IV групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Їхні атоми на зовнішньому енергетичному рівні містять по чотири електрони – ns^2np^2 , що відповідає номеру групи. Це пояснюється подібністю деяких їхніх хімічних властивостей. У вільному стані Карбон зустрічається у природі у вигляді простої речовини вуглецю й алотропних модифікацій: алмазу, графіту, які мають різко відмінні фізичні властивості через особливості будови їх кристалічних ґраток. Під час утворення хімічних зв'язків може відбуватися гібридизація s і p – електронних орбіталей атома Карбону (sp -, sp^2 - , sp^3 - гібридизація), що призводить до утворення δ - і π -зв'язків. При цьому зв'язок може бути одинарний ($-$), подвійний ($=$) і потрійний (\equiv), що характерно для органічних сполук (наприклад, CH_4 , C_2H_4 , C_2H_2). Крім того, атоми Карбону мають виняткову властивість: вони можуть утворювати між собою практично безкінечне число з'єднань, утворюючи різні гомоланцюги (лінійні, розгалужені, циклічні та ін.). Цим обумовлюється величезна кількість органічних сполук.

Під час вивчення теоретичного матеріалу даної теми слід використовувати таку схему характеристики елементів та їх сполук:

1. Будова атома елемента.
2. Розповсюдження у природі, одержання в чистому вигляді.
3. Фізичні властивості.
4. Хімічні властивості елемента.
5. Найбільш розповсюджені сполуки та їх основні властивості.
6. Практичне застосування неметалу та його сполук.

ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК

Активоване вугілля – попередньо нагріте у струмені водяної пари деревне вугілля, що володіє високою адсорбційною здатністю. Використовується в цукровому виробництві для очищення

цукрового сиропу від домішок, у спиртовому виробництві для очищення спирту від сивушних масел тощо.

Алмаз – безбарвна кристалічна речовина з атомною кристалічною решіткою, де атоми Карбону перебувають у стані sp^3 -гібридизації.

Амоніак, NH_3 – безбарвний газ із різким запахом, отруйний, легший за повітря. Добре розчиняється у воді, водний розчин називають нашатирний спирт.

Амонійна селітра (амоній нітрат) – мінеральна добриво з високим вмістом Нітрогену.

Галогени – це елементи головної підгрупи сьомої групи (F, Cl, Br, I).

Графіт – темно-сіра кристалічна речовина із слабким металічним блиском, масна на дотик. Атоми Карбону в кристалах графіту перебувають у стані sp^2 -гібридизації.

Добрива – це речовини, які використовують для правильного розвитку й живлення рослин або для зміни властивостей ґрунту.

Жавелева вода – суміш розчинів солей хлоридної і гіпохлоритної кислот, що утворюється під час пропускання хлору через холодний водний розчин натрій гідроксиду; володіє вибілюючими властивостями.

Натрій гідрокарбонат, $NaHCO_3$ (питна сода) – білий порошок, малорозчинний у воді, під час нагріванні до $100^\circ C$ легко розкладається з виділенням вуглекислого газу. Використовують під час випікання хліба, у кондитерському виробництві, виробництві штучних мінеральних вод.

Неметали – це хімічні елементи, атоми яких можуть приєднувати електрони, виявляючи при цьому властивості окисника.

Озон, O_3 – алотропна модифікація кисню, сильний окисник. Володіє стерилізаційною дією, тому під його впливом гинуть бактерії, грибки, віруси. Ним обробляють питну воду, дезінфікують повітря, усувають неприємні запахи у приміщеннях.

Сірководень, H_2S – безбарвний газ із сильним неприємним запахом тухлих яєць, отруйний.

Хлорна вода – при $20^\circ C$ в одному об'ємі води розчиняється два об'єми хлору.

Хлорне вапно, $Ca(OCl)_2$ – білий порошок із різким запахом, має сильні окиснювальні властивості. Використовують для вибілювання тканин, паперу, дезінфекції води та ін.

Хлороводень, HCl – безбарвний газ із різким запахом, не горить, добре розчиняється у воді. Водний розчин – хлоридна (соляна) кислота.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 14

Тема. Властивості неметалів. Галогени та їх сполуки

План заняття:

1. Загальна характеристика неметалів.
2. Характеристика елементів VII-A групи періодичної системи Д. І. Менделєєва.
3. Добування, хімічні властивості, застосування в народному господарстві та харчовій галузі галогенів і їх сполук.

Завдання для поточного контролю знань студентів

1. Характеризуйте елементи головної підгрупи VII групи періодичної системи Д. І. Менделєєва:
 - а) будова атомів Флуору, Хлору, Броду, Іоду, їх ступені окиснення, спорідненість до електрона, електронегативність;
 - б) зміна неметалічних властивостей галогенів;
 - в) за якого ступеня окиснення галогени можуть виявляти тільки окислювальні, тільки відновлювальні й окислювальні та відновні властивості?
2. Розповсюдження у природі Флуору, Броду, Іоду, їх основні сполуки, застосування у практиці народного господарства, харчовій галузі.
3. Хлор: розповсюдження у природі, добування, властивості, застосування.
4. Гідрогеновімісні сполуки хлору: властивості, застосування.
5. Оксигеновімісні сполуки хлору та їх солі, застосування.
6. Складіть рівняння реакцій за схемою:
$$\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}.$$
7. Складіть електронний баланс, урівняйте рівняння реакцій, укажіть процеси окиснення і відновлення:
 - а) $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O};$
 - б) $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr};$
 - в) $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}.$

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Окислювальні властивості хлоридної кислоти

У окремих пробірках дослідіть дію 2 Н хлоридної кислоти на метали: цинк, алюміній, мідь. Чому не виділяється газ у пробірці з міддю? Напишіть рівняння реакцій. Укажіть окисник і відновник.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Взаємодія хлоридної кислоти з оксидами металів

В окремі пробірки внесіть по 1 мікрошпателю купрум(II) оксиду, цинк оксиду, магній оксиду й додайте в кожен по 5–7 крапель розчину хлоридної кислоти.

Напишіть рівняння реакцій між оксидами та кислотою.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Витіснення хлоридною кислотою більш слабкої кислоти

Помістіть у одну пробірку 3–4 краплі розчину натрій карбонату, а у другу – 1 мікрошпателю кристалів цієї солі. Додайте в обидві пробірки по 5–7 крапель розчину хлоридної кислоти.

Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 15

Тема. Сульфур і його сполуки

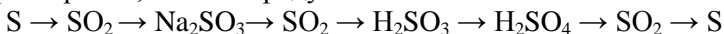
План заняття:

1. Загальна характеристика елементів головної підгрупи VI групи періодичної системи Д. І. Менделєєва.
2. Властивості Сульфуру та його сполук.
3. Застосування сірки та сполук Сульфуру в народному господарстві, харчовій галузі.

Завдання для поточного контролю знань студентів

1. Охарактеризуйте елементи головної підгрупи VI групи періодичної системи Д. І. Менделєєва.
2. Будова атома Сульфуру, його ступені окислення.
3. Розповсюдження сірки у природі та її добування.
4. Властивості сірки, її застосування.

5. Сірководень, його властивості, застосування. Сульфіди.
6. Сульфатна та сульфітна кислоти, їх властивості та застосування. Сульфати та сульфіти.
7. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення, назвіть продукти:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Відновні властивості сульфітної кислоти й сульфітів

Налийте у пробірку 1–2 краплі калій перманганату, 1–2 краплі 2 Н розчину сульфатної кислоти й декілька крапель натрій сульфіту до зміни кольору розчину.

Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, укажіть окисник і відновник. Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Окиснювальні властивості сульфітної кислоти й сульфітів

Внесіть у пробірку 3–4 краплі сірководневої води й декілька крапель сульфітної кислоти до помутніння розчину в результаті виділення сірки у вільному стані.

Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, укажіть окисник і відновник. Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Витіснення сульфатною кислотою більш слабкої сульфідної кислоти

До декількох кристалів натрій сульфіду додайте 1–2 краплі розбавленої сульфатної кислоти. Обережно понюхайте розчин. Про що свідчать спостереження?

Напишіть рівняння реакції. Зробіть висновок.

Дослід 4. Дослідження властивостей сульфатної кислоти

1. У пробірку наливають 1–2 мл води й по краплях додають концентровану сульфатну кислоту. Про що свідчать спостереження?

2. У пробірку наливають 1–2 мл конц. сульфатної кислоти й обережно вносять смужку фільтрувального паперу. Що відбувається з папером? Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 16

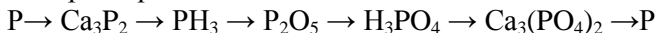
Тема. Нітроген і його сполуки

План до заняття:

1. Загальна характеристика елементів головної підгрупи V групи періодичної системи Д. І. Менделєєва.
2. Властивості Нітрогену та його сполук.
3. Властивості Фосфору та його сполук.
4. Застосування сполук Нітрогену у харчовій галузі та інших сферах народного господарства.

Завдання для поточного контролю знань

1. Загальна характеристика елементів головної підгрупи V групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Будова атомів Нітрогену, Фосфору, ступені їх окислення.
2. Розповсюдження Нітрогену у природі, його добування.
3. Властивості азоту, його застосування.
4. Амоніак: добування, властивості, застосування. Солі амонію.
5. Напишіть формули оксидів Нітрогену, визначте ступінь окиснення елементів у них.
6. Нітратна кислота: добування, окиснювальна дія на метали й неметали. Солі нітратної кислоти, їх застосування.
7. Проблема нітратного й нітритного забруднення продуктів харчування.
8. Фосфор: розповсюдження у природі, хімічні властивості. Фосфатна кислота та фосфати.
9. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких реакцій можна здійснити перетворення:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Відновні властивості амоніаку

Внесіть у пробірку 3–4 краплі розчину калій перманганату, 3–5 крапель 25 %-го розчину амоніаку і трохи підігрійте на маленькому вогні пальника.

Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, маючи на увазі, що амоніак окиснюється до вільного азоту, а Mn^{+7} відновлюється до Mn^{+4} .

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Термічний розклад амоній хлориду

Помістіть у пробірку декілька кристалів амоній хлориду. Закріпіть пробірку вертикально в зажимі штативу й нагривайте на невеликому полум'ї пальника так, щоб воно торкалося тільки тієї частини пробірки, де лежить сіль. На холодних стінках верхньої частини пробірки повинен осаджуватися амоній хлорид, який утворюється з амоніаку та хлороводню.

Напишіть рівняння реакції термічного розкладу амоній хлориду. Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Відновні властивості нітритної кислоти й нітритів

Помістіть у пробірку 2–3 краплі розчину калій перманганату, 1–2 краплі розчину сульфатної кислоти й декілька крапель натрій нітриту (до знебарвлення розчину калій перманганату).

Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, укажіть окисник і відновник.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Окиснювальні властивості нітритної кислоти й нітритів

Помістіть у пробірку 3–4 краплі розчину калій йодиду, 1–2 краплі розчину сульфатної кислоти й декілька крапель розчину натрій нітриту (до появи жовтого кольору, обумовленого утворенням вільного йоду).

Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, укажіть окисник і відновник.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 5. Одержання кальцій фосфату

У пробірку налийте розчин натрій фосфату й додайте розчин кальцій хлориду. Що спостерігається?

Напишіть рівняння реакції в молекулярній і йонній формах.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 17

Тема. Карбон та його сполуки

План заняття:

1. Загальна характеристика елементів головної підгрупи IV групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Будова атома Карбону.
2. Розповсюдження у природі, добування та хімічні властивості вуглецю.
3. Застосування в народному господарстві сполук Карбону.

Завдання для поточного контролю знань

Загальна характеристика елементів головної підгрупи IV групи періодичної системи Д. І. Менделєєва.

1. Будова атома Карбону, ступені окиснення його у сполуках.
2. Розповсюдження Карбону у природі, його алотропні видозміни.
3. Властивості вуглецю, застосування.
4. Карбон(IV) оксид (вуглекислий газ): одержання, властивості, застосування.
5. Карбонатна кислота, її солі, застосування в харчовій галузі.
6. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення. Назвіть продукти реакцій:
$$\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{C}.$$
7. Підготуйте повідомлення із проблеми забруднення навколишнього середовища вуглекислим газом і шляхів запобігання цьому.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Відновні властивості вугілля

У мікроколбочку або циліндричну пробірку внесіть 2–3 краплі концентрованої сульфатної кислоти й маленький шматочок вугілля. Закріпіть мікроколбочку у штативі й обережно підігрійте на маленькому полум'ї пальника. У результаті реакції повинні виділятися бульбашки газів. За запахом визначте один із них.

Напишіть рівняння реакції між концентрованою сульфатною кислотою і вугіллям.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Застосування активованого вугілля

Налийте в колбочку близько 5 мл води й розчиніть у ній невелику кількість паленого коричневого цукру так, щоб був добре помітний колір розчину, додайте приблизно 1 г активованого вугілля. Ретельно перемішайте вміст колби, потім обережно нагрійте майже до кипіння, періодично збовтуючи. Через 2–3 хв суміш профільтруйте. Зверніть увагу на колір фільтрату.

Активоване вугілля використовують у цукровій промисловості для знебарвлення цукрових сиропів.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Одержання карбон(IV) оксиду й карбонатної кислоти

Приготуйте пробірку з нейтральним розчином лакмусу (5–6 крапель). У мікроколбочку покладіть 3–4 маленькі шматочки мармуру або крейди. Закріпіть колбочку у штативі вертикально. Внесіть у неї 5 крапель води та 10 крапель концентрованої хлоридної кислоти. Швидко закрийте колбочку пробкою з газовідвідною трубкою. Кінець трубки опустіть у пробірку з нейтральним розчином лакмусу та пропустіть газ 2–3 хв до зміни кольору індикатора.

Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Гідроліз солей карбонатної кислоти

Налийте в одну пробірку 8–10 крапель розчину натрій карбонату, а у другу – розчину натрій гідрокарбонату. У кожен пробірку внесіть по 2–3 краплі спиртового розчину фенолфталеїну. Чому забарвлення розчинів різне?

Напишіть рівняння реакцій гідролізу цих солей.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 5. Розчинення карбонатів у кислотах

Помістіть в окремі пробірки по 2–3 краплі розчинів кальцій хлориду та барій хлориду, додайте в кожен по 2 краплі натрій карбонату. Осади відцентрифугуйте й долийте до них по 3–5 крапель оцтової кислоти.

Напишіть молекулярні – молекулярно-йонні рівняння реакцій.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

НАУКОВО-ДОСЛІДНА РОБОТА СТУДЕНТІВ 3

Сіліцій, його сполуки. Бор і його сполуки

Питання та завдання для самостійної підготовки

1. Розповсюдження сіліцію у природі, добування.
2. Властивості сіліцію, застосування.
3. Сіліцій(IV) оксид, його природні різновидності.
4. Силікатна кислота і її солі. Скло, кераміка.
5. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення. Назвіть продукти реакцій:
$$\text{Si} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si}.$$
6. Закінчіть рівняння реакцій:
а) $\text{Si} + \text{Mg} \xrightarrow{t} \dots$; б) $\text{Si} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \dots$; в) $\text{Si} + \text{NaOH} \rightarrow \dots$.
Які властивості в цих реакціях проявляє Si та його оксид?
7. Розповсюдження Бору у природі, добування, застосування.
8. Сполуки Бору з киснем. Борна кислота. Бора. Застосування.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Одержання силікатної кислоти

У пробірку з розчином натрій силікату (5 крапель) внесіть 6–7 крапель 2 Н розчину хлоридної кислоти. Добре перемішайте розчин скляною паличкою і відмітьте утворення гелю силікатної кислоти.

Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Одержання малорозчинних солей силікатної кислоти

У три пробірки внесіть по 3–5 крапель розчинів таких солей: кальцій хлориду, плумбум нітрату, купрум(II) сульфату. Додайте в кожную із пробірок по 2–3 краплі розчину натрій силікату.

Напишіть рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді, відмітьте колір осадів.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Практичне застосування силікату натрію

1. Виготовлення вогнестійких матеріалів

Смужку фільтрувального паперу опустіть у насичений розчин натрій силікату (рідке скло) і потримайте там 15–20 хв. Потім висушіть над полум'ям і внесіть у вогонь. Для порівняння внесіть у

полум'я фільтрувальний папір, який не був оброблений розчином натрій силікату. Просочені “рідким склом” матеріали широко використовуються у практиці.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

2. Виготовлення замазки для склеювання скла й порцеляни

До невеликої кількості розчину кальцій карбонату (крейди), що відстоявся, долийте насичений розчин натрій силікату й перемішайте до консистенції густого тіста. Одержаною замазкою склейте два шматочки скла або порцеляни.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Гідроліз тетраборату натрію

Внесіть в одну пробірку 5–6 крапель нейтрального розчину лакмусу, а у другу – фенолфталеїну, додайте в кожную пробірку розчину натрій тетраборату.

Напишіть рівняння реакції гідролізу натрій тетраборату (перший і другий ступені), урахувуючи, що в результаті першого ступеня утворюється ортоборна кислота й натрій метаборат NaBO_2 , а у результаті другого – ортоборна кислота та натрій гідроксид натрію.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Інформаційні джерела:

1, с. 82–117; 2, с. 367–381; 4, с. 204–305; 5, с. 238–253.

Модуль 4. Елементи-метали

ТЕМА 10. ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ. ХІМІЯ НЕПЕРЕХІДНИХ МЕТАЛІВ І ЇХ СПОЛУК

Методичні рекомендації до вивчення теми

Необхідно звернути увагу на те, що в періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва проведена діагональ від Берилію до Астату, справа вгорі від діагоналі будуть знаходитися елементи-неметали (виключаючи елементи побічних підгруп), а зліва внизу – елементи-метали (до них належать елементи побічних підгруп). Елементи, які знаходяться поруч діагоналі, проявляють двоїстий характер. Нині в періодичній системі Д. І. Менделєєва знаходиться 110 елементів, із яких 88 зараховують до металів. Групи I А, II А, III А майже повністю складаються з металів (за винятком Бору). Нижні

місця в інших А – групах займають метали (Станум, Плюмбум, Бісмут, Полоній). Крім того із металів складаються В – групи періодичної системи. Усі f- елементи також належать до металів.

Слід запам'ятати, що для всіх металів характерний ряд особливих фізичних властивостей:

1) твердий агрегатний стан (крім ртуті). Він обумовлюється міцністю просторової кристалічної решітки. Найтвердішими є прості речовини металів VI В групи, найм'якшими – прості речовини I А групи;

2) металічний блиск – результат відбиття світлових променів. Чим менше світла поглинає метал, тим яскравіший блиск. Срібло й паладій мають найінтенсивніший блиск, тому використовуються для виготовлення дзеркал;

3) здатність відбивати радіохвилі, на чому заснована радіолокація;

4) електропровідність – одна з найхарактерніших властивостей металів. Найкращими провідниками є срібло й мідь, найгіршими – свинець і ртуть. Під час нагрівання електропровідність зменшується, під час охолодження – збільшується, біля абсолютного нуля спостерігається надпровідність;

5) теплопровідність; срібло, мідь – метали з високою електропровідністю, тому мають найбільшу теплопровідність;

6) пластичність, тобто здатність легко деформуватися. Найбільш пластичними є золото, срібло, мідь. Із 1 г золота можна витягнути проволочку довжиною в 3 км;

7) магнітні властивості. Діамагнітні метали виштовхуються з магнітного поля (мідь, срібло, золото, цинк, кадмій, ртуть, цирконій). Парамагнітні метали втягуються магнітним полем (хром, молібден, вольфрам, марганець, титан, платина та ін.). Феромагнетики – це метали, які мають особливо високу магнітну чутливість (залізо, кобальт, нікель).

Дуже важливим є те, що внутрішня будова металів обумовлює їх хімічні властивості. У вузлах просторової кристалічної ґратки металу правильно розташовані позитивні йони, а між ними переміщуються вільні електрони, які називаються “електронний газ”. Ці електрони забезпечують зв'язок між йонами і перетворюють кристал металу в одне ціле.

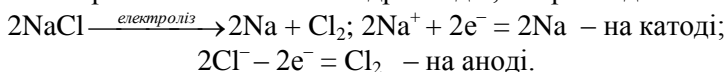
Внутрішня будова металів дає можливість пояснити їх загальні фізичні й хімічні властивості. Так, наприклад, пластичність металів обумовлена тим, що під дією зовнішніх факторів одні шари йонів у кристалах легко зміщуються відносно інших без руйнування. Висока електропровідність і теплопровідність металів обумовлена наявністю у кристалах вільних електронів, які направлено переміщуються під час дії електричного поля, та які є переносниками тепла від нагрітих шарів кристала до холодних. Фотоелектричний ефект, тобто властивість металів викидати електрони під дією електромагнітних хвиль, обумовлена тим, що валентні електрони слабо утримуються атомами.

Загальні хімічні властивості металів також обумовлені особливостями будови їх атомів: порівняно великими розмірами атомів, значною віддаленістю зовнішніх електронів від ядра та слабкими зв'язками з ними. Характерною хімічною властивістю всіх металів є їх відновлювальна активність, тобто здатність атомів легко віддавати валентні електрони й перетворюватися на позитивні йони. Для металів типові низькі йонізаційні потенціали. Атоми металів не мають спорідненості до електрона, не приєднують електрони, не перетворюються в електронегативні йони, не проявляють окислювальні властивості.

Слід звернути особливу увагу на будову електронних оболонок атомів елементів-металів.

Використовуючи інформаційні джерела [1–4], повторіть теоретичний матеріал, що стосується властивостей елементів, які систематизуються в періодичній таблиці Д. І. Менделєєва як метали. Особливістю неперехідних s-металів є те, що в їх атомах заповнюється електронами s-підрівень зовнішнього рівня, на якому може знаходитися один або два електрони. У періодичній системі всього 14 s-елементів. Вони утворюють I A і II A групи періодичної системи. До неперехідних s-елементів-металів належать лужні (Калій, Натрій та деякі інші) і лужноземельні (Кальцій, Барій та деякі інші). Усі вони мають подібні властивості. У вільному стані вони є типовими металами з високою хімічною активністю, а також є сильними відновниками. Їхні атоми можуть бути тільки донорами електронів і проявляють тільки позитивний ступінь окиснення (+1 або +2).

Висока хімічна активність лужних і лужноземельних металів пояснюється низькою енергією йонізації, тобто невеликою величиною енергії, необхідної для відриву валентного електрона від атома. Відновні властивості посилюються у групах згори донизу, у міру зростання порядкового номера елемента. У природі ці s-елементи знаходяться тільки у вигляді сполук, головним чином, солей: хлоридів, сульфатів, карбонатів, нітратів, гірських порід силікатного типу. Так, наприклад, Натрій входить до складу таких сполук: NaCl – галіт (кам'яна сіль); NaCl·KCl – сильвініт; Na₂SO₄·10H₂O – глауберова сіль; NaNO₃ – чилійська селітра; Na₂CO₃·10H₂O – кристалічна сода тощо. Одержують лужні й лужноземельні метали у вільному стані електролізом розплавів солей або гідроксидів, наприклад:



Зверніть увагу на те, що в разі переходу від s-металів до р-металів збільшується число електронів на зовнішньому рівні атомів за рахунок заповнення ними р-підрівня. Це призводить до зниження відновлювальної активності елементів і втрати деякими з них типово металічних рис: м'якості, легкоплавкості. У періодичній системі 30 р-елементів, у них валентні s- і р-електрони зовнішнього рівня. Вищий позитивний ступінь окиснення дорівнює номеру групи, у якій вони знаходяться.

Під час вивчення теоретичного матеріалу даної теми слід характеризувати елементи за такою схемою:

1. Будова атома елемента.
2. Розповсюдження у природі, одержання в чистому вигляді.
3. Фізичні властивості.
4. Хімічні властивості елемента.
5. Найбільш розповсюджені сполуки елемента та їх основні властивості.
6. Практичне застосування металу та його сполук.

ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК

s-елементи – це елементи, у яких відбувається заповнення s-підрівня зовнішнього енергетичного рівня.

p-елементи – це елементи, у яких заповнюється р-підрівень зовнішнього енергетичного рівня.

- «Електронний газ»** – електрони, які забезпечують в атомі металу зв'язок між йонами й перетворюють кристал металу в одне ціле.
- Алюмотермія** – спосіб добування металів, заснований на їх відновленні з оксидів із застосуванням алюмінію.
- Важкі метали** – це метали, густина яких більша 6 г/см^3 (осмій).
- Вапняна вода** – насичений розчин кальцій гідроксиду.
- Відновлювальна активність металів** – здатність атомів легко віддавати валентні електрони й перетворюватися на катіони.
- Гідрометалургія** – вилучення металів із їх сполук у водних розчинах та збагачення руд різних металів із застосуванням води.
- Електрометалургія** – добування металів за допомогою електричного струму.
- Електропровідність** – це здатність речовини проводити електричний струм. Вона залежить від кількості електронів атома, яким відповідають незаповнені енергетичні рівні з низькою енергією.
- Енергетична зона** – це сукупність молекулярних орбіталей, близьких за енергією.
- Легкі метали** – це метали, густина яких менша 6 г/см^3 (лужні, лужно-земельні, магній, берилій, скандій, титан, алюміній тощо).
- Лужні метали** становлять головну підгрупу першої групи періодичної системи елементів (Літій, Натрій, Калій).
- Лужно-земельні метали** становлять головну підгрупу другої групи періодичної системи елементів (Кальцій, Стронцій, Барій).
- Металічний блиск** – здатність металу відбивати світлові промені.
- Металічний зв'язок** – це делокалізований хімічний зв'язок, за якого невелика кількість електронів одночасно сполучає велику кількість ядер, а самі електрони можуть вільно переміщуватися серед атомів кристалу металу.
- Негашене вапно** – кальцій оксид, після взаємодії з водою утворює *гашене вапно* (вапняне молоко) – Ca(OH)_2 .
- Оксидна плівка** – плівка, утворена оксидом металу, що вкриває його поверхню і захищає від контакту із зовнішнім середовищем.
- Пірометалургія** об'єднує хімічні способи відновлення металів із їх сполук за високих температур.
- Пластичність** – здатність металів деформуватися.
- Ряд активності (напруг) металів** – розташування металів за їх активністю, тобто здатністю віддавати електрони (не повний):

K, Ba, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Cr, Zn, Fe, Co, Ni, Pb, H, Cu, Ag, Hg, Pt

Твердість води – це комплекс властивостей, обумовлених присутністю у воді йонів Кальцію і Магнію.

Тугоплавкі метали – це метали, температура плавлення яких вище 1 000 °С.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 18

Тема. Властивості неперехідних металів. Лужні й лужно-земельні метали та їх сполуки

План заняття:

1. Розповсюдження елементів лужних і лужно-земельних металів у природі.
2. Добування, хімічні властивості, застосування у народному господарстві, харчовій галузі лужних (Натрію, Калію) і лужно-земельних (Кальцію, Барію) металів та їх сполук.
3. Набуття вмінь виконувати досліди, робити спостереження та відповідні висновки з них про хімічні властивості лужних, лужно-земельних металів і їх сполук.

Завдання для поточного контролю знань

1. Загальна характеристика s-елементів головної підгрупи I і II груп періодичної системи Д. І. Менделєєва.
2. Будова атомів елементів: Натрію, Калію, Кальцію, Барію.
3. Розповсюдження лужних і лужно-земельних елементів у природі, їх добування.
4. Властивості лужних і лужно-земельних металів.
5. Оксиди й гідроксиди лужних і лужно-земельних металів, їх застосування.
6. Солі лужних і лужно-земельних металів, їх застосування.
7. Тимчасова та постійна твердість води, методи її усунення.
8. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:
а) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}$;
б) $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3$;
в) $\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}$.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Взаємодія лужних і лужно-земельних металів із водою

У дві порцелянолі чашки налийте $\frac{1}{2}$ об'єму дистильованої води. Вийміть пінцетом із гасу шматочок натрію і внесіть його в чашку з водою, а у другу – шматочок кальцію. За ходом реакції спостерігайте через скло витяжної шафи, так як розчин під час реакції може розбризкуватися. Одержані розчини дослідіть за допомогою фенолфталеїну й універсального індикатора. Який газ виділяється? Яка речовина утвориться в розчині? Напишіть рівняння реакцій.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Взаємодія кальцію з кислотами

Опустіть шматочок кальцію у пробірку з 2 Н розчином хлоридної кислоти. Які сполуки утворюються?

Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Гідроліз солей лужних металів

У чотири пробірки покладіть окремо по декілька кристаликів калій нітрату, натрій сульфід, калій хлориду й калій карбонату. Прилийте в кожную пробірку по 2–3 мл дистильованої води. Які солі повинні гідролізуватися? Доведіть це за допомогою індикаторів. Універсальним індикатором визначте рН–середовища розчинів у пробірках.

Напишіть рівняння реакцій гідролізу тих солей, які гідролізуються.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Розклад натрій нітрату (одержання малюнка на папері)

Насиченим розчином натрій нітрату напишіть на щільному папері дерев'яною паличною хвилясту лінію, ретельно висушіть. Помістіть листок паперу вертикально й доторкніться до початку лінії тонким кінцем жевріючої скалки. Уздовж лінії повинен пробігти слабенький вогник і проявитися малюнок лінії.

Напишіть рівняння реакції розкладу натрій нітрату.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 5. Одержання карбонатів лужно-земельних металів та їх розчинення в кислотах

У дві пробірки внесіть окремо по 3–5 крапель розчинів солей Кальцію і Барію. У кожену пробірку додайте декілька крапель розчину натрій (або калій) карбонату. Відзначте утворення осадів і їх колір. Дослідіть розчинність отриманих карбонатів у 2 Н хлоридній кислоті.

Напишіть у молекулярному та йонному вигляді рівняння реакцій отримання карбонатів і їх розчинення в кислоті.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 19

Тема. Властивості неперехідних металів. Алюміній і його сполуки

План до заняття:

1. Поглибити теоретичні знання з питань, що стосуються розповсюдження у природі, добування, хімічних властивостей, застосування в народному господарстві, харчовій галузі алюмінію і сполук Алюмінію.
2. Набути вміння виконувати досліди, робити спостереження і відповідні висновки з них про хімічні властивості алюмінію та його сполук.

Завдання для поточного контролю знань

1. Метали-р-елементи. Електронна структура, енергія йонізації, електронегативність. Зміна радіуса, атома й енергії йонізації у групах і періодах.
2. Будова атома Алюмінію.
3. Розповсюдження Алюмінію у природі, добування.
4. Властивості алюмінію, його застосування.
5. Напишіть рівняння реакції взаємодії алюмінію з киснем і водою.
6. Алюміній оксид і гідроксид, їх властивості, застосування.
7. Напишіть рівняння реакцій, які вказують на амфотерний характер алюміній оксиду.
8. Солі Алюмінію, їх застосування.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Взаємодія алюмінію з кислотами

Внесіть у три пробірки по 5–8 крапель кислот хлоридної, сульфатної, нітратної. У кожен пробірник опустіть по маленькому шматочку алюмінієвої фольги. Чи у всіх випадках відбувається реакція на холоді? Нагрійте пробірки на водяній бані.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Взаємодія алюмінію з водним розчином луку

Внесіть у пробірку смужку алюмінієвої фольги та прилийте 30 % розчин натрій гідроксиду. Пробірку закрийте пробкою з газовідвідною трубочкою; підпаліть газ, який виділяється під час реакції.

Напишіть рівняння реакції, урахувуючи, що в реакції бере участь і вода.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Одержання алюміній гідроксиду й дослідження його властивостей

У дві пробірки помістіть по 4–8 крапель розчину солі алюмінію й обережно долийте в кожен по 1–3 краплі 2 Н розчину натрій гідроксиду до утворення алюміній гідроксиду.

До утвореного осаду прилийте: в одну пробірку – 3–5 крапель 2 Н розчину хлоридної кислоти, у другу – таку ж кількість 2 Н розчину натрій гідроксиду. Що спостерігається в обох випадках?

Напишіть рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Гідроліз солей алюмінію

У пробірку з нейтральним розчином лакмусу (8–10 крапель) додайте 2–3 краплі розчину солей алюмінію. Відзначте зміну забарвлення лакмусу – напишіть молекулярне та йонне рівняння першої стадії гідролізу. Чому гідроліз даної солі не йде до кінця? Чи можна послабити чи посилити гідроліз даної солі?

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

НАУКОВО-ДОСЛІДНА РОБОТА СТУДЕНТІВ 4

Станум, Плюмбум і їх сполуки

Питання та завдання для самостійної підготовки

1. Будова атомів Стануму та Плюмбуму, ступені їх окислення у сполуках.
2. Розповсюдження Стануму та Плюмбуму у природі, їх добування.
3. Властивості олова та свинцю, їх застосування.
4. Напишіть рівняння реакції взаємодії олова та свинцю з лугами.
5. Оксиди й гідроксиди Стануму та Плюмбуму, їх застосування.
6. Напишіть рівняння реакції між плюмбум(II) гідроксидом і натрій гідроксидом.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Відновлення Станум (II) із розчину

Внесіть у пробірку 5–6 крапель розчину стануму(II) хлориду й опустіть туди маленький шматочок цинку. Відмітьте виділення металічного олова на поверхні цинку. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній і йонно-молекулярній формах.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Взаємодія олова з розбавленими кислотами

У три пробірки покладіть маленькі шматочки металічного олова й додайте окремо по 4–6 крапель 2 Н розчинів кислот: хлоридної, сульфатної, нітратної. Відмітьте повільність реакції на холоді. Обережно нагрійте пробірки на водяній бані або на маленькому полум'ї пальника. Повинен виділятися газ (NO) – при реакції з нітратною кислотою; H_2 – із хлоридною і сульфатною кислотами, а Станум окислюється у всіх випадках до Sn^{2+} .

Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Взаємодія свинцю з розбавленими кислотами

Помістіть у три пробірки маленькі шматочки свинцю і прилийте окремо по 5–8 крапель 2 Н розчинів кислот хлоридної, сульфатної, нітратної. Нагрійте пробірки на маленькому полум'ї пальника. Чи у всіх пробірках відбувається реакція?

Напишіть рівняння реакцій. Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Дія солей Pb^{2+} на білкові речовини

У пробірку помістіть 1–2 мл розчину білка, повільно по краплях додайте розчин ацетату свинцю. Що спостерігається? Зробіть висновок.

Інформаційні джерела:

1, с. 129–148; 2, с. 547–550; 3, с. 324–351; 2, с. 40–49.

ТЕМА 11. ХІМІЯ ПЕРЕХІДНИХ МЕТАЛІВ І ЇХ СПОЛУК

Методичні рекомендації до вивчення теми

Використовуючи інформаційні джерела [1–4], повторіть теоретичний матеріал, що стосується властивостей елементів, які систематизуються в періодичній таблиці Д. І. Менделєєва як метали.

Необхідно запам'ятати, що в перехідних d-елементів-металів заповнюється електронами d-підрівень передостаннього рівня. На зовнішньому рівні вони мають, як правило, по 2 електрони ns^2 . У дев'яти d-елементів: Ніобію, Хрому, Молібдену, Рутенію, Радію, Платини, Купруму, Аргентума й Аурума в результаті “провалу” одного електрона на зовнішньому рівні залишається по одному електрону ns^1 . В атома Паладію має місце “подвійний провал” електронів і зовнішній рівень їх не містить ns^0 .

Усі d-елементи є металами. У їхніх атомах валентними є s-електрони останнього і частина d-електронів передостаннього рівня. Вищий позитивний ступінь окиснення атомів відповідає, як правило, номеру групи. Винятками є Аурум (III) і Купрум (II).

У періодичній системі налічується на даний період 38 d-елементів. Усі вони розміщуються в побічних підгрупах I – VIII груп. У четвертому, п'ятому й шостому періодах знаходиться по 10 d-елементів, які утворюють “вставні декади”, а в сьомому періоді – тільки 8 d-елементів.

Важливими представниками d-елементів є хром, манган, ферум.

Так, наприклад, у земній корі знаходиться $3 \cdot 10^{-2}\%$ хрому, але у вільному стані він не зустрічається. Найважливіші руди хрому такі: $Fe(CrO_2)_2$ або $FeO \cdot Cr_2O_3$ – хромистий залізняк; $PbCrO_4$ – крокоїт.

Чистий хром одержують алюмотермічним методом: $Cr_2O_3 + 2Al \xrightarrow{t^{\circ}C} 2Cr + Al_2O_3$, а також електролізом розплавів і розчинів його солей. Хром – це тугоплавкий, ковкий, тягучий метал сіро-стального кольору. На холоді хром дуже інертний. В атома Хрому електронна конфігурація ...d⁵s¹ внаслідок “провалу” одного електрона. Хімічна взаємодія здійснюється за рахунок втрати s-електронів останнього і d-електронів передостаннього рівнів. Максимальний ступінь окиснення +6, але стійкі також сполуки Хрому зі ступенем окиснення +3.

У вільному стані Манган не зустрічається, а входить до складу різних руд, наприклад: MnO₂·H₂O – піролюзит; Mn₂O₃ – брауніт; MnO·Mn₂O₃ – гаусманіт; MnCO₃ – марганцевий шпат. У чистому вигляді його одержують методом алюмотермії $Mn_2O_3 + Al \xrightarrow{\text{техн. процес}} Al_2O_3 + \underline{Mn}$ – 94 % чистоти, а також електролізом розплавів солей MnCl₂ або MnSO₄ (99,9 % чистоти). Марганець – це сріблясто-білий, твердий, крихкий метал, який на повітрі покривається захисною окисдною плівкою. Манган утворює хімічні зв'язки за рахунок s-електронів зовнішнього і d-електронів передостаннього енергетичного рівня. Манган у сполуках може мати ступені окиснення від +1 до +7, але +1 і +5 – мало характерні, сполуки нестійкі. Вищий ступінь окиснення +7 відповідає номеру групи, у якій знаходиться елемент. У нижчих ступенях окиснення Манган проявляє основні властивості, у проміжних – амфотерні, у вищих – кислотні.

Зверніть увагу, що у земній корі міститься 4,2 % Феруму, яке за розповсюдженням поступається тільки Алюмінію (серед металів). У природі іноді зустрічається самородне залізо й метеоритного походження (з Нікелем і Кобальтом), але основна кількість його знаходиться в різних рудах: Fe₃O₄ – магнітний залізняк, Fe₂O₃ – червоний залізняк, 2Fe₂O₃·3H₂O – бурий залізняк, FeCO₃ – шпатовий залізняк, FeS₂ – залізний колчедан та ін. Залізо одержують із руд шляхом відновлення в доменних печах. Чисте залізо – це сріблясто-білий, м'який метал, добре обробляється, легко намагнічується і розмагнічується, має гарну електро- і теплопровідність. Ферум утворює хімічні зв'язки за рахунок s-електронів останнього й частини d-електронів передостаннього енергетичного рівня. У сполуках для цього елемента характерні ступені окиснення +2 і +3. Найвищий ступінь окиснення +6, що не відповідає номеру групи, у якій

знаходиться елемент Ферум. У VIII В групі об'єднуються три тріади d-елементів: Ферум, Кобальт, Нікол – це родина заліза.

Вивчаючи теоретичний матеріал цієї теми, використовуйте таку схему характеристики елемента та його сполук:

1. Будова атома елемента.
2. Розповсюдження у природі, одержання у чистому вигляді.
3. Фізичні властивості.
4. Хімічні властивості елемента.
5. Найбільш розповсюджені сполуки елемента та їх основні властивості.
6. Практичне застосування металу та його сполук.

ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК

d-елементи – це елементи, у яких електрони заповнюють s-підрівень зовнішнього енергетичного рівня і d-підрівень другого зовнішнього рівня.

Дорогоцінні метали – золото, срібло, платина й іридій.

Кольорові метали – магній, алюміній, мідь, цинк.

Радіоактивні метали – радій, торій, уран, актиноїди.

Руди – це природні сполуки, з яких безпосередньо добувають ту чи іншу просту речовину.

Чорні метали – залізо та його сплави, марганець, хром.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 20

Тема. Властивості перехідних металів. Хром та його сполуки

План заняття:

1. Поглибити теоретичні знання з питань, що стосуються розповсюдження в природі, добування, хімічних властивостей, застосування у народному господарстві хрому та його сполук.
2. Набути вміння виконувати досліди, робити спостереження і відповідні висновки з них про хімічні властивості хрому і його сполук.

Завдання для поточного контролю знань

1. Загальна характеристика перехідних металів: положення в періодичній системі Д. І. Менделєєва, електронна структура, зміна радіуса енергії йонізації у групах і періодах.

2. Будова атома Хрому, ступені окиснення його у сполуках.
3. Розповсюдження Хрому у природі, добування.
4. Властивості хрому, застосування.
5. Оксид і гідроксид Хрому(III), їх амфотерність, застосування.
6. Солі Хрому(III), їх застосування.
7. Хроміти, хромати, дихромати.
8. Окислювальні властивості Хрому(VI), застосування калій дихромату під час аналізу якості харчових продуктів.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Відновні властивості Хрому (III)

Помістіть у пробірку 2–3 краплі розчину хром(III) сульфату, додайте натрій гідроксид до розчинення утвореного спочатку осаду та 3–4 краплі водень пероксиду. Відмітьте зміну кольору розчину.

Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Окислювальні властивості Хрому (VI)

У пробірку внесіть 6–7 крапель розчину калій дихромату, 2–3 краплі сульфатної кислоти, 3–4 краплі калій йодиду до зміни кольору розчину. Перевірте за допомогою крохмалю наявність вільного йоду.

Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Одержання і властивості хром(III) гідроксиду

У двох пробірках одержить хром(III) гідроксид взаємодією розчинів відповідних солей Хрому й натрій гідроксиду. Відзначте колір осаду. В одну із пробірок додайте надлишок розчину натрій гідроксиду, у другу – декілька крапель розчину кислоти. Що відбувається з осадом?

Напишіть в молекулярній і йонній формах рівняння реакцій.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Гідроліз солей Хрому (III)

У пробірку з розчином нейтрального лакмусу (5–10 крапель) опустіть декілька крапель хром сульфату й розмішайте скляною паличкою до повного розчинення солі.

Відмітьте зміну кольору розчину лакмусу. Напишіть рівняння реакції гідролізу, маючи на увазі, що гідроліз іде тільки за першим ступенем. Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 5. Перетворення хроматів у дихромати й дихроматів у хромати

У пробірку внесіть 4–5 крапель розчину калій хромату. Відмітьте колір розчину. Додайте декілька крапель розчину сульфатної кислоти. Відзначте зміну кольору розчину.

Переведіть одержаний калій дихромат у хромат додаванням лугу. Напишіть рівняння реакцій.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 21

Тема. Властивості перехідних металів. Манган та його сполуки

План заняття:

1. Поглибити теоретичні знання з питань, що стосуються розповсюдження у природі, добування, хімічних властивостей, застосування в народному господарстві Мангану та його сполук.
2. Набути вміння виконувати досліди, робити спостереження і відповідні висновки з них про хімічні властивості мангану та його сполук.

Завдання для поточного контролю знань

1. Будова атома Мангану, ступені його окиснення у сполуках.
2. Природні сполуки Мангану. Сполуки Мангану зі ступенями окислення +2, +4, +6, +7.
3. Оксиди Мангану та їх гідрати.
4. Солі Мангану, їх застосування.
5. Використовуючи метод електронного балансу, доберіть коефіцієнти до рівняння реакції та назвіть усі сполуки:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Відновні властивості сполук Мангану(II)

До розчину солі Мангану(II) прилийте 2-3 краплі розчину лугу та 3-4 краплі 10 %-го розчину гідроген пероксиду. Суміш нагрівайте

доки не припиниться виділення газу (кисню) в результаті повного розкладу надлишку гідроген пероксиду. Повинен утворитися осад H_2MnO_3 .

Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Окислювальні властивості манган(IV) оксиду

У пробірку внесіть 1-2 мікрошпателі манган(IV) оксиду MnO_2 і 5-10 крапель 2 Н розчину сульфатаної кислоти. До цієї суміші додайте 2-4 мікрошпателі солі ферум(II) сульфату і 8-10 крапель води. Закрийте пробірку пробкою і ретельно перемішайте суміш до розчинення манган(IV) оксиду. В одержаний розчин прилийте 1-2 краплі калій гексаціаноферату(II) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

На наявність якого йона вказує колір розчину?

Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Відновні властивості манган(IV) оксиду

Покладіть у тигель шматочок натрій гідроксиду та приблизно стільки ж кристалічного калій нітрату. Поставте тигель на азбестову сітку й обережно нагрійте суміш до її розплавлення. Не перестаючи нагрівати, додайте в розплав один мікрошпатель манган(IV) оксиду MnO_2 . Яка речовина дає зелений колір розплаву?

Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Окислювальні властивості Мангану(VII)

У три пробірки налейте по 2-3 краплі розчину калій перманганату. В одну з них додайте 1-2 краплі сульфатної кислоти, у другу – 1-2 краплі натрій гідроксиду, а третю – залиште без змін. У кожную із пробірок долийте декілька крапель розчину натрій нітриту до зміни кольору. Відзначте колір у кожній із трьох пробірок.

Напишіть рівняння реакцій, маючи на увазі, що в кислому середовищі Mn^{+7} відновлюється до Mn^{+2} , у лужному – до Mn^{+6} , у нейтральному – до Mn^{+4} .

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 22

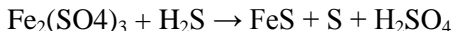
Тема. Властивості перехідних металів. Ферум і його сполуки

План заняття:

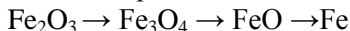
1. Родина заліза в періодичній таблиці.
2. Поширення Ферума у природі. Добування заліза.
3. Хімічні властивості заліза.
4. Оксиди та гідроксиди ферума, їх властивості.

Завдання для поточного контролю знань

1. Будова атома Феруму, ступені його окиснення у сполуках.
2. Фізичні властивості заліза, його застосування.
3. Солі Феруму, їх застосування. Чавун, сталь, їх застосування.
4. Доберіть коефіцієнти та назвіть речовини у схемі окисно-відновної реакції:



5. Складіть рівняння реакцій одержання заліза із Fe_2O_3 за схемою:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Взаємодія заліза з кислотами

Налийте в чотири пробірки по 4-5 крапель 2 Н кислот: хлоридної, сульфатної, нітратної і концентрованої сульфатної. У кожную пробірку внесіть шматочок залізної стружки. Пробірку з концентрованою сульфатною кислотою нагрійте. Потім додайте до всіх розчинів по краплі 0,01 Н розчину калій (або амоній) роданіду, які утворюють із йонами Fe^{3+} сіль ферум роданід, забарвлену в червоний колір.

У яких пробірках утворились йони Fe^{3+} ? У пробірках, де розчин не набув червоного кольору утворюються йони Fe^{2+} .

Напишіть рівняння реакцій, вкажіть окисник і відновник.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Одержання ферум(II) гідроксиду та його окиснення киснем повітря

Помістіть у пробірку три краплі розчину солі Мора та прилийте по краплях 2 Н розчин луку до випадання зеленкуватого осаду

частково окисненого ферум(II) гідроксиду. Перенесіть частину осаду у другу пробірку й перевірте, чи взаємодіє він із 2 Н хлоридною кислотою. Які властивості проявляє в цій реакції ферум(II) гідроксид? Залишок осаду перемітайте склянню паличкою і спостерігайте через декілька хвилин побуріння в результаті утворення ферум(III) гідроксиду.

Напишіть рівняння реакції утворення ферум(II) гідроксиду та його окислення в ферум(III) гідроксид під дією кисню повітря і води.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 3. Відновні властивості Ферум(II)

Помістіть у пробірку 4-5 крапель розчину калій перманганату і 2 краплі 2 Н розчину сульфатної кислоти. Додайте в розчин один мікрошпатель солі Мора. Знебарвлення розчину відбувається в результаті відновлення фіолетового йона в кислому середовищі до практично безбарвного в розбавлених розчинах йона Мангану(II).

Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Одержання ферум(III) гідроксиду й дослідження його властивостей

Внесіть у дві пробірки по 4-5 крапель розчину солі Ферум(III) і додайте по три краплі 2 Н розчину лугу до одержання бурого осаду ферум(III) гідроксиду. Випробуйте отриманий гідроксид на розчинність у 2 Н кислоті й лугові.

Слабкі кислотні властивості ферум(III) гідроксиду не спостерігаються під час взаємодії з розчинами лугу й тільки в разі сплавлення з лугами або карбонатами утворюють солі, які називаються феритами. Ферити повністю гідролізуються і тому не можуть існувати в розчині.

Напишіть рівняння реакцій.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 5. Окиснювальні властивості Ферум(III)

Налийте у пробірку 3-4 краплі розчину ферум(III) хлориду і 1-2 краплі розчину калій йодиду. Якого кольору набуде розчин? Чому? Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 23

Тема. Властивості перехідних металів I-II груп (Zn, Cu, Ag) і їх сполук

План заняття:

1. Будова атомів елементів I-II-V груп, ступені їх окиснення у сполуках.
2. Розповсюдження Цинку, Купруму, Аргентуму у природі, їх добування.
3. Властивості і застосування елементів I-II-V груп та їх сполук.

Завдання для поточного контролю знань

1. Оксиди й гідроксиди Цинку, їх властивості.
2. Складіть рівняння реакцій, розставте коефіцієнти:
$$\text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}$$

↓
 ZnCl_2
3. Сплави міді, найважливіші сполуки Купруму.
4. Розчинність і гідроліз солей Купруму.
5. Написати рівняння реакцій таких перетворень:
а) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$; б) $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
6. Допишіть схему реакції і складіть рівняння в молекулярній, йонній і скороченій формах:
$$\text{AgNO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots$$

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Дослід 1. Розчинення цинку в кислотах і лугах

Помістіть у пробірку 4-5 крапель 2 Н сульфатної кислоти, додайте один мікрошпатель цинкового пилу й підігрійте. Який газ виділяється?

Те ж саме проробіть із концентрованою сульфатною кислотою. Який газ виділяється, визначте за запахом? Перевірте розчинність цинку у 2 Н розчинах хлоридної кислоти і натрій гідроксиду.

Напишіть рівняння реакцій.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 2. Одержання цинк гідроксиду й дослідження його властивостей

У пробірку налейте 3-4 краплі розчину солі цинку. Додайте по краплях 2 Н розчин лугу до появи білого осаду цинк гідроксиду. Перевірте розчинність цинк гідроксиду в розбавленій кислоті та в надлишку лугу.

Напишіть рівняння реакцій. Зробіть висновок.

Дослід 3. Відновні властивості Купруму: взаємодія міді з кислотами

У три пробірки внесіть по шматочку міді й по 5-6 крапель 2 Н розчинів кислот: у першу – хлоридної, у другу – сульфатної, у третю – нітратної. Чи у всіх пробірках з'явилося синьо-блакитне забарвлення, характерне для йонів Cu^{2+} ? Чому мідь не взаємодіє з розбавленими розчинами хлоридної і сульфатної кислот?

Напишіть рівняння взаємодії міді з нітратною кислотою, ураховуючи, що Нітроген нітратної кислоти відновилась переважно до нітроген(II) оксиду, NO.

Внесіть у пробірку по 5-6 крапель концентрованих розчинів тих же кислот. Простежте спочатку за кімнатної температури, потім під час обережного нагрівання на вогні пальника, чи у всіх пробірках відбувається реакція. Зверніть увагу на різкий запах сульфур(IV) оксиду, що відбувається при взаємодії міді із сульфатною кислотою.

Напишіть рівняння реакції.

Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Дослід 4. Одержання купрум(II) гідроксиду й дослідження його властивостей

Отримайте купрум(II) гідроксид у двох пробірках взаємодією декількох крапель купрум сульфату і лугу. В одну пробірку додайте додатково 5-6 крапель 2 Н розчину лугу, у другу – такий же об'єм 2 Н розчину сульфатної кислоти. У якому випадку розчиниться осад?

Напишіть рівняння реакцій. Зробіть висновок.

Дослід 5. Гідроліз солей Купрум(II)

Візьміть по одній смужці синього та червоного лакмусового паперу й нанесіть на один із них дві краплі розчину купрум сульфату й купрум нітрату. Як зміниться колір лакмусового паперу? Чому?

Напишіть реакції гідролізу солей Купрум(II).
Запишіть свої спостереження. Зробіть висновок.

Інформаційні джерела:

1, с. 149-160; 2, с. 633-638, 642-645, 650-667; 3, с. 368-454; 7, с.49-61.

ТЕМА 12. НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ ТА ЕКОЛОГІЯ
(самостійне опрацювання)

Питання для самостійної підготовки до теми

Підготуйте реферативні повідомлення на такі теми:

1. Біологічна роль і вміст в організмі людини таких елементів-неметалів і їх сполук:

| Варіант 1 | Варіант 2 | Варіант 3 |
|-----------|-----------|-----------|
| Сульфур | Нітрогену | Хлору |
| Карбону | Гідрогену | Флуору |
| Оксигену | Фосфору | Бору |

2. Біологічна роль і вміст в організмі людини елементів-металів і їх сполук:

| Варіант 1 | Варіант 2 | Варіант 3 |
|-----------|-----------|-----------|
| Натрію | Купрум | Ферум |
| Калію | Цинку | Кобальту |
| Кальцію | Мангану | Ніколу |

3. Вміст неорганічних йонів у продовольчих продуктах.

4. Вплив на довкілля збільшення концентрації оксидів Карбон(II) і (IV).

5. Вплив на довкілля збільшення концентрації сульфур(IV) оксиду та фторовмісних сполук.

6. Хімічна забрудненість довкілля сполуками Купруму, Плюмбуму, Меркурію й інших токсичних речовин.

7. Порушення озонового шару Землі.

8. Накопичення нітратів і пестицидів (отрутохімікатів) у продуктах харчування і у воді.

9. Накопичення важких металів у продуктах харчування і у воді.

10. Вміст стічних вод на підприємствах харчової промисловості. Методи їх очищення.

11. Вільна тема на вибір студентів.

ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ ТА МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ЩОДО ЇХ ВИКОНАННЯ

Методичні рекомендації до виконання індивідуальних завдань

Слід звернути увагу на те, що індивідуальні завдання мають 30 варіантів. Це дає змогу забезпечити кожного студента завданням, яке не повторюється двічі. Кожен варіант має чотири питання, які охоплюють матеріал усіх модулів, на які розділено дисципліну.

В індивідуальних завданнях представлені різні види навчальної роботи, що дає змогу студенту реалізувати свої індивідуальні можливості й підходи до засвоєння навчальної дисципліни. Тут використані такі види, як підготовка повідомлень на різні теми, що стосуються змісту модулів, самостійний пошук та огляд літературних джерел необхідної тематики. Пропонується також розв'язування задач і написання рівнянь реакцій згідно з матеріалами модулів.

Варіант індивідуального завдання визначається викладачем. Студенти виконують його поступово, у міру вивчення програмного матеріалу, що стосується змісту модулів. Отже, протягом опрацювання дисципліни кожен студент виконує всі завдання (питання) зі свого варіанта.

Виконане індивідуальне завдання захищається кожним студентом під час індивідуально-консультативної роботи.

Уся робота з виконання індивідуальних завдань повинна стимулювати якісне оволодіння дисципліною.

Варіант № 1

1. Які з нижчеперелічених сполук утворюють під час дисоціації йони Гідрогену: KOH , KHSO_3 , HClO , NaCl , H_2S ? Напишіть відповідні рівняння дисоціації. За допомогою якого реактиву можна виявити, чи містяться H^+ у розчині?
2. Яку масу кристалогідрату $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ потрібно взяти для приготування розчину масою 1 750 г, якщо його молярність має дорівнювати 0,2 моль/г?
3. З чого складається голівка сірника й намазка сірникової коробки?
4. Допишіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти: $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SiO}_3 =$

Варіант № 2

1. Повідомлення на тему „Властивості сполук із водневим зв'язком”.
2. Показати, який ступінь окиснення мають елементи в таких сполуках: BaJ_2 , NH_3 , Ca_3P_2 , NaClO_3 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, NaMnO_4 .
3. Покажіть різницю у властивостях сульфатної кислоти різних концентрацій.
4. Цинкову пластинку масою 10 г помістили у 340 г 2 %-го розчину аргентум нітрату. Яку масу матиме пластинка у кінці реакції?

Варіант № 3

1. Зобразіть перекривання електронних орбіталей в молекулах: а) F_2 , б) HF , в) H_2S , г) PH_3 . Поясніть, який тип зв'язку в кожному випадку.
2. Повідомлення на тему „Сполуки-розчинники та їх застосування”.
3. Якісні реакції на хлорид-, нітрит-, сульфід-, йодид-, сульфат-йони.
4. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_3\text{AlO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$. Назвіть усі сполуки.

Варіант № 4

1. Як змінюються металічні й неметалічні властивості в елементів третього періоду? Поясніть.
2. Складіть рівняння дисоціації електролітів H_3PO_4 , KH_2PO_4 і K_3PO_4 у водних розчинах. Поясніть, які з наведених процесів є:
а) оборотними; б) ступінчастими.
3. Реферат на тему „Неорганічні сполуки, що є харчовими добавками, та їх вплив на людський організм”.
4. Чи можуть активні метали витіснити водень із нітратної кислоти? Поясніть.

Варіант № 5

1. Визначте ступінь окислення атомів Оксигену у сполуках: H_2O , O_2 , O_3 , H_2O_2 , BaO_2 , OF_2 . Назвіть їх.
2. Складіть рівняння реакцій гідролізу солей: K_2CO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, Na_3PO_4 , CuSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ у йонній та молекулярній формах. Яку реакцію середовища мають розчини цих солей?
3. Реферат на тему „Інертні гази, їх значення для людини та планети”.

4. Який склад бронзи, латуні, ніхрому, дюралюмінію, припою? Де їх використовують?

Варіант № 6

1. Повідомлення на тему „Біологічна роль металів”.
2. Поясніть, як і чому змінюються: а) металічні й неметалічні властивості у елементів третього періоду; б) хімічний характер оксидів цих елементів.
3. Розрахуйте молярну й моляльну концентрації, а також молярну частку HCl у його розчині, якщо масова частка кислоти дорівнює 37 %, а густина розчину 1,19 г/см³.
4. У якій тарі слід перевозити бром? Чому?

Варіант № 7

1. Який фізичний зміст має номер групи; номер періоду; періодична залежність властивостей елементів?
2. Дано 500 г розчину CaCl₂, масова частка солі в якому 0,2. Як зміниться концентрація розчину, якщо до нього: а) прилити 100 г води; б) внести ще 100 г CaCl₂?
3. Один із хімічних елементів О. Є. Ферсман назвав „всюдисущим”. Який елемент він мав на увазі?
4. Повідомлення на тему „Важкі метали та їх значення для організму”.

Варіант № 8

1. За електронними формулами елементів № 11 і № 19 поясніть їх розташування в періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва.
2. 100 мл 96 %-го H₂SO₄ (густина 1,84 г/мл) змішали з 400 мл води. Утворився розчин, густина якого 1,168 г/мл. Обчисліть масову й молярну концентрації розчину.
3. Чи може йод витіснити бром із його сполук? Поясніть.
4. Повідомлення на тему «Потреби людського організму у сполуках Кальцію протягом різних періодів життя».

Варіант № 9

1. Реферат на тему „Альтернативні джерела енергії”.

2. Розрахуйте молярну концентрацію 20 %-го розчину калій гідроксиду, якщо густина розчину становить 1,2 г/мл.
3. Охарактеризуйте речовини: графіт, алмаз, кам'яне вугілля, деревне вугілля, буре вугілля, α -карбін, сажа, кокс.
4. Напишіть чотири неоднотипні рівняння реакцій, у процесі яких відбувається утворення натрій гідроксиду. Назвіть сполуки.

Варіант № 10

1. З якими з речовин реагують оксиди Натрію та Силіцію (IV): HNO_3 , H_2O , P_2O_5 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CuSO_4 , MgO . Наведіть рівняння відповідних реакцій.
2. Напишіть не менше 10 формул солей, до складу яких входять елементи VII періоду. Назвіть їх.
3. Складіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти:

$$\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 =$$
4. Підготуйте повідомлення про правила поведінки у разі розливу ртуті та способи її знешкодження.

Варіант № 11

1. Складіть рівняння реакцій взаємодії з киснем чотирьох елементів з утворенням кислотного, основного, амфотерного й несолетворного оксидів.
2. Визначте ступінь окиснення Феруму в таких сполуках: $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$, FePO_4 , Fe_3O_4 , K_2FeO_4 .
3. Складіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти:

$$\text{N}_2 + \text{Mg} \rightarrow \text{ }^t$$
4. Чи гідролізуються солі, формули яких CrCl_3 , FeCO_3 , KNO_3 , K_3PO_4 , укажіть причини. Для тих сполук, що піддаються гідролізу, напишіть рівняння за стадіями та зазначте середовище розчину.

Варіант № 12

1. Атом елемента має на 5 електронів більше, ніж йон Al^{3+} . Назвіть елемент, складіть електронні формули та схеми його атома в нормальному та збудженому станах.
2. Який ступінь окиснення Нітрогену в молекулі азоту N_2 . Наведіть приклади сполук, у яких ступінь окиснення Нітрогену становить -3 ; $+3$; $+4$.

3. Чому вдихання чистого кисню протягом тривалого часу шкідливе для живих істот?
4. Складіть схему, яка б відображала зв'язок різних класів неорганічних сполук.

Варіант № 13

1. У якій із наведених сполук полярність зв'язку найменша: гідроген йодид, гідроген сульфід, гідроген хлорид, гідроген бромід, вода?
2. Яка концентрація (у %) насиченого за температури 80 °С розчину ферум(II) хлориду (розчинність 100 г на 100 г води)?
3. Скільки води в організмі людини? Яка добова потреба людини у воді й від чого залежить цей показник?
4. Рослина в сонячний день вбирає близько 5 кг вуглекислого газу на кожний квадратний метр своєї листової поверхні. Обчисліть, скільки грамів вуглекислого газу нагромадить соняшник, листовою поверхню якого становить 1,8 м².

Варіант № 14

1. Користуючись значеннями відносних електронегативностей елементів, визначте тип хімічного зв'язку між атомами у сполуках: HCl, F₂, KOH, H₂O₂, CaC₂, C₂H₄, NaHCO₃.
2. Визначте масу натрій хлориду, який необхідно розчинити у воді, щоб отримати 100 мл розчину з масовою часткою NaCl 20 %. Густина розчину $\rho = 1,15$ г/мл.
3. Як добути найчистіший азот?
4. Підготуйте реферат із питання «Мікроелементи, що визначають здоров'я волосся та нігтів».

Варіант № 15

1. Як і чому змінюється полярність та енергія зв'язку у сполуках: HF, HCl, HBr і HI?
2. Необхідно приготувати 200 мл розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 6 % (густина $\rho = 1,04$ г/мл). Який об'єм розчину з масовою часткою H₂SO₄ 60 % (густина $\rho = 1,5$ г/мл) потрібний для цього?
3. Дуже чистий кремній для напівпровідникової техніки добувають перетворенням хімічно чистого кремнію в чотирихлористий кремній з наступним відновленням його воднем. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

4. З'ясуйте способи догляду за срібними прикрасами для збереження їх блиску.

Варіант № 16

1. Дайте визначення швидкості гомогенної та гетерогенної реакцій.
2. Визначте масову частку нітратної кислоти HNO_3 (у відсотках) у 4,3 М розчині HNO_3 , густина якого $\rho = 1,14$ г/мл.
3. Який димоутворюючий засіб найкращий?
4. Знаючи, що вміст води в білих грибах становить $\sim 93\%$, з'ясуйте, що вигідніше придбати: 4 кг свіжих грибів за 100 грн чи 1 кг сушених за 420 грн.

Варіант № 17

1. Охарактеризуйте найважливіші закономірності у зміні металічних властивостей елементів у періодичній системі. Поясніть, із чим це пов'язано.
2. Обчисліть, скільки мл 20 %-ої хлоридної кислоти потрібно взяти для виготовлення 500 мл 0,1 М розчину. Густина кислоти 1,1 г/мл.
3. Чому білий фосфор зберігають у темряві?
4. Де застосовують пероксиди Гідрогену, Калію і Натрію?

Варіант № 18

1. Чи можна з однієї простої речовини добути іншу просту речовину? Якими фактами можна довести, що утворилася нова речовина? Наведіть приклад.
2. Які об'єми води й розчину, у якому масова частка BaCl_2 становить 10 %, потрібні для приготування розчину об'ємом 1 л з масовою часткою BaCl_2 2 %?
3. Чому потерпілому не можна давати молоко як протиотруту, якщо в його органи травлення потрапив білий фосфор?
4. Чому солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ називають кров'яними? Дайте їм наукові назви.

Варіант № 19

1. Які сполуки володіють гігроскопічними властивостями? Де їх застосовують?
2. Яку кількість 40 %-го розчину NaOH потрібно взяти, щоб отримати 125 г розчину з $\omega = 15\%$?

3. Складіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти:
 $\text{SiO}_2 + \text{NaOH} =$
4. Підготуйте повідомлення на тему «Скловаріння».

Варіант № 20

1. Запишіть відомі вам речовини, що складаються з одного та із двох видів атомів. Назвіть їх.
2. Як можна отримати розчин, у якому масова частка розчиненої речовини становить 8 % із розчину, де $\omega = 40 \%$?
3. Складіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти:
 $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} =$
4. Чим небезпечне використання алюмінієвого посуду?

Варіант № 21

1. Зобразіть електронні схеми утворення зв'язків у молекулах:
а) натрій оксиду; б) азоту.
2. Яку масу алюмокалієвого галуна $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ потрібно взяти, щоб приготувати розчин об'ємом 0,5 л, для якого $c(\text{KAl}(\text{SO}_4)_2) = 0,1$ моль/л?
3. Складіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти:
 $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$
4. Який якісний і кількісний склад мельхіорової ложки масою 20 г?

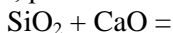
Варіант № 22

1. Реферат на тему „Історія створення системи хімічних елементів”.
2. Визначте тип окисно-відновної реакції та розставте коефіцієнти:
 $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(k)} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
3. Яка речовина й навіщо додається у воду перед розчиненням йоду для отримання йодної води?
4. Крізь розчин барій гідроксиду пропустили $0,5 \text{ м}^3$ повітря, при цьому утворилось 5,3 кг барій карбонату. Який процентний вміст карбон(IV) оксиду у вихідному об'ємі повітря? Скільки грамів барій гідроксиду вступило в реакцію?

Варіант № 23

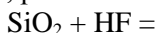
1. Які з перелічених рідин проводять електричний струм: спирт, розчин кухонної солі, вапнякова вода, дистильована вода, розчин цукру, розчин оцтової кислоти?

2. Визначте молярну концентрацію розчину з масовою часткою BaCl_2 , що дорівнює 10 % ($\rho = 1,090$ г/мл).
3. Які хімічні реакції спричиняють займання сірника?
4. Складіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти:



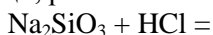
Варіант № 24

1. Напишіть не менше шести формул солей, до складу яких би входили лише елементи із другого періоду.
2. Написати йонне рівняння взаємодії між барій хлоридом BaCl_2 і сульфатною кислотою H_2SO_4 .
3. Чому червоний фосфор стає вогким, зберігаючись на повітрі?
4. Складіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти:



Варіант № 25

1. Які сполуки застосовують як холодові агенти? Які їх особливості?
2. Записати йонне рівняння взаємодії між магній нітратом $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ та калій ортофосфатом K_3PO_4 . Назвіть отримані сполуки.
3. З чого добувають найчистіший вуглець?
4. Складіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти:



Варіант № 26

1. Охарактеризуйте поняття «водовіднімаючий агент» Наведіть приклади.
 2. Напишіть йонне рівняння реакції взаємодії між ферум(II) сульфідом і хлоридною кислотою.
 3. Складіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти:
- $$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} =$$
4. Чому кислоти кислі та які з них найкисліші?

Варіант № 27

1. Реакція за температури 60°C відбувається за 2 хв.33 с. За який час закінчиться ця реакція за температури 80°C , якщо в даному температурному інтервалі коефіцієнт швидкості дорівнює 3?
2. Який зв'язок називають йонним? Чому він є крайнім випадком ковалентного зв'язку? Для яких зв'язків довжина диполя:

- а) дорівнює 0; б) менше довжини зв'язку; в) дорівнює довжині зв'язку?
3. Які з указаних газів можна осушувати, пропускаючи через концентровану сірчану кислоту: H_2 , O_2 , SO_2 , H_2S , CO , CO_2 , CH_4 , N_2O , HCl , NH_3 ?
 4. Складіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти:
$$Ca(OH)_2 + CH_3COOH = \dots$$

Варіант № 28

1. Карбон утворює сполуку з Гідрогеном, молекулярна маса якої така сама, як атомна маса Оксигену. Напишіть формулу цієї сполуки.
2. Поясніть здатність багатьох елементів до утворення більшої кількості зв'язків, ніж кількість неспарених електронів в їх атомах. Який стан атома називають основним і збудженим? Наведіть приклади.
3. Як виявити чадний газ у повітрі? Які засоби першої допомоги в разі його вдихання?
4. Складіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти:
$$Ca(OH)_2 + P_2O_5 =$$

Варіант № 29

1. Яку масу має гідроген сульфід (H_2S), якщо кількість речовини його становить 2 моля?
2. Чим відрізняється електроліт від неелектроліта за типом хімічного зв'язку та поведінкою в розчині. Наведіть конкретні приклади.
3. Чи можна погасити палаючий магній струменем CO_2 з вуглекислотного вогнегасника? Чому?
4. Складіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти:
$$Ca(OH)_2 + FeCl_3 =$$

Варіант № 30

1. Розрахуйте кількість речовини у хлорі масою 21,3 г.
2. Укажіть найвищий ступінь окиснення елементів: Нітроген, Сульфур, Хром, Бісмут, Станум, Індій, Берилій, Манган, Ніобій.
3. На чому ґрунтується використання амоній карбонату у хлібопекарській справі?
4. Складіть рівняння реакції, розставте коефіцієнти:
$$Ca(OH)_2 + NH_4Cl =$$

ТЕСТИ ДЛЯ ПОТОЧНОГО КОНТРОЛЮ ЗНАТЬ СТУДЕНТІВ ДЕННОЇ ТА ЗАОЧНОЇ ФОРМ НАВЧАННЯ

1. Установіть відповідність між поняттями та їх визначеннями:
а) молекула;
б) атом;
в) хімічний елемент;
г) йон;
А – атом, який віддав або приєднав один чи декілька електронів;
Б – певний вид атомів з однаковим зарядом ядра;
В – це найменша частинка речовини, яка несе її хімічні властивості;
Г – найменша хімічно неподільна частинка речовини.
2. Установіть відповідність між типами хімічних реакцій:
а) реакція сполучення;
б) реакція розкладу;
в) реакція заміщення;
г) реакція обміну;
А – з однієї речовини утворюється кілька сполук;
Б – взаємодія простої і складної речовин, коли атоми простої витісняють атоми одного з елементів у складній речовині;
В – взаємодія між двома складними речовинами, коли вони обмінюються своїми складовими частинами;
Г – із двох речовин утворюється одна нова сполука.
3. Установіть відповідність між типами хімічних реакцій:
а) реакція сполучення; А – $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$;
б) реакція розкладу; Б – $2\text{AgNO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow 2\text{AgCl} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$;
в) реакція заміщення; В – $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$;
г) реакція обміну; Г – $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$.
4. Про який хімічний елемент йде мова, якщо його вищий оксид має формулу E_2O ? а) Zn; б) Ti; в) Ca; г) K.
5. У якого елемента будова зовнішнього електронного шару відповідає формулі $3s^2 3p^4$?
а) O; б) Se; в) S; г) Cl.
6. Яку електронну будову має йон Cl^- ?
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;

- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$;
 в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
 г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

7. Напишіть електронну формулу атома Сульфуру. Скільки неспарених електронів у зовнішньому шарі цього атома?
 а) 4; б) 2; в) 1; г) 0.
8. «Ковалентний зв'язок може утворюватись ...» Яке з нижченаведених тверджень є неправильними?
 а) за рахунок спільної електронної пари;
 б) за донорно-акцепторним механізмом;
 в) за рахунок повного переходу електронів від менш електронегативного атома до більш електронегативного атома;
 г) за рахунок перекривання електронних орбіталей;
9. Атомний номер хімічного елемента характеризує:
 а) кількість протонів у ядрі атома;
 б) кількість нейтронів у ядрі атома;
 в) кількість нуклонів у ядрі атома;
 г) кількість нейтронів і протонів у ядрі атома.
10. Будова атомів металів від атомів неметалів відрізняється:
 а) числом електронних шарів;
 б) кількістю валентних електронів;
 в) кількістю протонів та електронів.
11. Атомний і йонний радіуси в ряду O-S-Se-Te закономірно:
 а) зростають;
 б) зменшуються;
 в) зростають, а потім зменшуються;
 г) не змінюються.
12. Напишіть електронну формулу атома Натрію. Укажіть сумарну кількість s-електронів у цьому атомі: а) 1; б) 4; в) 6; г) 5.
13. Серед наведених сполук укажіть оксид:
 а) NaOH; б) Na₂CO₃; в) Na₂O.
14. Серед наведених сполук укажіть кислоту:
 а) KCl; б) Cl₂O₇; в) HCl.
15. Як називаються солі кислоти H₃BO₃?

- а) броміди; б) борати; в) фосфати.
16. Серед наведених сполук укажіть основу:
а) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, б) Cr_2O_3 , в) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$.
17. Як називається сіль $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$?
а) магній карбонат; б) магній гідрогенкарбонат; в) магній гідроксокарбонат.
18. Як називається сіль $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl}$?
а) хром хлорид; б) хром гідрогенхлорид; в) хром дигідроксохлорид.
19. Установіть відповідність між формулами та назвами солей натрію:
а) Na_2CO_3 ;
б) NaCl ;
в) Na_2SO_4 ;
г) NaNO_3 ;
д) Na_3PO_4 ;
е) NaNO_2 ;

А – фосфат;
Б – сульфат;
В – карбонат;
Г – хлорид;
Д – нітрат;
Є – нітрит.

20. Серед наведених рівнянь реакцією нейтралізації є:

- а) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$;
- б) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$.

21. Установіть відповідність між поняттями та їх визначеннями:

- а) молекула;
- б) атом;
- в) хімічний елемент;
- г) йон;

А – атом, який віддав або приєднав один чи декілька електронів;

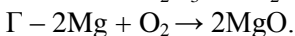
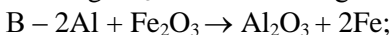
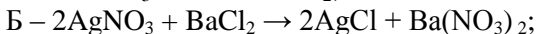
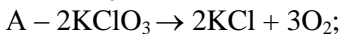
Б – певний вид атомів з однаковим зарядом ядра;

В – найменша частинка речовини, яка несе її хімічні властивості;

Г – найменша хімічно неподільна частинка речовини.

22. Установіть відповідність між типами хімічних реакцій:

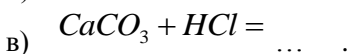
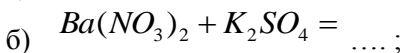
- а) реакція сполучення;
- б) реакція розкладу;
- в) реакція заміщення;
- г) реакція обміну;



23. Яка із сполук нерозчинна у воді та не є електролітом?

- а) HCl ; б) KNO_3 ; в) AgCl .

24. Укажіть та допишіть реакцію, яка відбувається у водному розчині з утворенням води:



25. Яка з перелічених сполук дисоціює на йони?

- а) кисень; б) нітратна кислота; в) ефір.

26. Серед перелічених гідроксидів укажіть сильний електроліт:

- а) NaOH ; б) NH_4OH ; в) $\text{Al}(\text{OH})_3$.

27. Допишіть реакцію, що у водних розчинах проходить з утворенням слабкої кислоти:

- а) $AgNO_3 + HCl \rightarrow \dots$;
 б) $Na_2CO_3 + HCl \rightarrow \dots$;
 в) $Na_2SO_4 + HCl \rightarrow \dots$.

28. Укажіть електроліт, який дисоціює у водному розчині ступінчасто. Напишіть рівняння дисоціації:

- а) $NaNO_3$; б) HBr ; в) $ZnOHCl$.

29. Серед перелічених кислот укажіть сильний електроліт:

- а) H_2S ; б) HCN ; в) H_2SO_4 .

30. Допишіть реакцію, у результаті якої утворюється осад:

- а) $KNO_3 + HCl \rightarrow \dots$;
 б) $CuSO_4 + HCl \rightarrow \dots$;
 в) $AgNO_3 + NaCl \rightarrow \dots$.

31. Який йон обов'язково утворюється під час дисоціації кислоти?

- а) йон водню; б) йон металу; в) гідроксид-йон.

32. Укажіть та допишіть реакцію, яка відбувається з утворенням води:

- а) $NaOH + H_2SO_4 = \dots$;
 б) $H_2SO_4 + NaCl = \dots$;
 в) $MgBr_2 + AgNO_3 = \dots$.

33. Оберіть сіль, що не піддається гідролізу, назвіть її:

- а) $NaCl$; б) $AgNO_3$; в) $NaClO_4$.

34. Оберіть сіль, що не піддається гідролізу, назвіть її:

- а) KNO_3 ; б) $KMnO_4$; в) $MnCl_2$.

35. Оберіть сіль, що не піддається гідролізу, назвіть її:

- а) K_2SO_4 ; б) Na_2CO_3 ; в) Na_3PO_4 .

36. Водний розчин солі натрій силікат матиме реакцію рН-середовища:

- а) кислу; б) лужну; в) нейтральну.

37. Водний розчин солі калій ацетат матиме реакцію рН-середовища:

- а) кислу; б) лужну; в) нейтральну

38. Водний розчин солі ферум(II) сульфат матиме реакцію рН-середовища:

- а) кислу; б) лужну; в) нейтральну.
39. Водний розчин солі калій сульфід матиме реакцію рН-середовища:
а) кислу; б) лужну; в) нейтральну.
40. Водний розчин солі натрій карбонат матиме реакцію рН-середовища:
а) кислу; б) лужну; в) нейтральну.
41. Яка реакція у водних розчинах відбувається з утворенням слабкої кислоти?
а) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \dots$;
б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = \dots$;
в) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} = \dots$.
42. Розставте ступені окиснення елементів у сполуках:
а) P_2O_5 ; б) NaNO_2 ; в) KOH ; г) CaO_2 ; д) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; е) H_2 ;
є) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; ж) MnSO_4 ; з) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
43. Розставте ступені окиснення елементів у сполуках:
а) CrCl_3 ; б) K_2S ; в) K_2SO_3 ; г) MnO_2 ; д) KMnO_4 ; е) Br_2 ;
є) NO ; ж) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; з) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
44. Визначте з поданих рівнянь ті, що належать до окисно-відновних реакцій, складіть їх електронний баланс розставте коефіцієнти:
а) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$
б) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
в) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
г) $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$
д) $2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$
е) $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
45. Укажіть кількість електронів, відданих чи приєднаних атомами згідно зі схемами:
а) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S}$; $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$;
б) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S}$; $\text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$;
в) $\text{NO} \rightarrow \text{NO}_2$; $\text{Mg}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^0$;
г) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$; $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^0$;
д) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO}$; $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{3+}$.
46. Який ступінь окиснення центрального атому у сполучі $\text{H}[\text{AuCl}]$?
а) +3; б) +1; в) 0; г) +2; д) +4.
47. Координаційне число Феруму в калій гексаціанофераті(II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ дорівнює:
а) 6; б) 2; в) 4; г) 3.

48. Координаційне число комплексоутворювача – це:
- кількість хімічних зв'язків, що утворюють ліганди з центральним йоном;
 - заряд центрального йона;
 - кількість молекул і йонів, що входять до складу комплексної сполуки, крім центрального йона;
 - ступінь окиснення центрального йона.
49. Яка із сполук належить до ацидокомплексів?
- $K_4[CoF_6]$; б) $Fe[CO_5]$; в) $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$; г) $[Cr(H_2O)_4]Cl_2$
50. Укажіть тип реакції для виявлення катіона Fe^{3+} :
- комплексоутворення;
 - осадження;
 - гідроліз;
 - нейтралізація.
51. Комплексна сполука складу $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$ належить до:
- ацидокомплексів;
 - аквакомплексів;
 - аміакатів;
 - гідроксокомплексів;
 - хелатів.
52. Укажіть ступінь окиснення комплексоутворювача в комплексній сполуці $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$:
- +1; б) 0; в) +2; г) +4; д) +3.
53. Купрум(II) гідроксид утворює з лугами комплексні сполуки, у яких Купрум проявляє координаційне число:
- 4; б) 5; в) 6; г) 3; д) 2; е) +4; є) +6.
54. Закінчіть рівняння реакції: $K_3[Fe(CN)_6] + FeSO_4 \rightarrow \dots$
55. У природі Хлор зустрічається:
- у вільному стані;
 - у складі хлориду натрію;
 - у складі нітриту натрію;
 - у морській воді;
 - у складі сульфату калію.
56. Рідиною є речовина:
- йод; б) бром; в) хлор.
57. У водному розчині найслабшою є кислота:

- a) HBr; б) HCl; в) HF.
58. Продуктом взаємодії розбавленого розчину ферум(III) хлориду з розбавленим розчином KI є:
- a) HI; б) I₂; в) FeI₂.
59. Безпосередньо із хлором не реагують такі неметали:
- a) сірка; б) водень; в) кисень; г) вуглець; д) азот.
60. Хлор застосовується для:
- a) відбілювання борошна, паперу, бавовняних тканин;
б) виробництва сульфатної кислоти;
в) одержання питної соди;
г) дезінфекції питної води.
61. У вільному стані просту речовину хлор можна добути взаємодією між:
- a) калій гідроксидом і хлоридною кислотою;
б) концентрованою хлоридною кислотою та калій дихроматом;
в) натрій сульфатом і купрум хлоридом;
г) натрій хлоридом і сульфатною кислотою;
д) калій нітратом і хлоридною кислотою.
62. До складу шлункового соку входить кислота:
- a) нітратна; б) хлоридна; в) сульфатна.
63. Укажіть реакцію, яка свідчить про те, що хлор реагує з розплавами металів:
- a) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{світло}} 2\text{HCl}$;
б) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$;
в) $\text{Cl}_2 + 2\text{Fe}^{\text{т}} \rightarrow 2\text{FeCl}_3$.
64. Найбільшу електронегативність має:
- a) Хлор; б) Флуор; в) Йод.
65. В атомі Сульфуру, який розташований у шостій групі головній підгрупі, на останньому енергетичному рівні міститься електронів:
- a) 6; б) 8; в) 7.
66. Який ступінь окислення Сульфуру у сполучі H₂SO₄; H₂SO₃?
- a) +2; б) +4; в) +6.
67. У природі сірка знаходиться:
- a) у вільному самородному стані;
б) у складі хлориду натрію;
в) у складі нітратів.
68. Безпосередньо із сіркою не реагують такі неметали:

- а) йод; б) азот; в) водень; г) кисень.
69. Сульфур входить до складу:
а) білків; б) жирів; в) вуглеводів.
70. Який коефіцієнт слід поставити перед молекулою води в реакції
 $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{k})} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$?
а) 5; б) 4; в) 3.
71. Який із попарно наведених електролітів слід узяти, щоб відбулося таке перетворення $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$?
а) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{KCl} = \dots$;
б) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \dots$;
в) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$.
72. Укажіть, які властивості проявляє концентрована сульфатна кислота в реакції: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \xrightarrow{\text{t}} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$:
а) окисні; б) відновні; в) амфотерні.
73. Для знищення пліснявих грибків складські приміщення і тару окурюють такою речовиною:
а) H_2S ; б) H_2SO_4 ; в) SO_2 .
74. До кислот-окисників належать:
а) сульфідна кислота; б) сульфатна кислота; в) сульфітна кислота.
75. Визначте оксид, у якому валентність Нітрогену мінімальна:
а) NO ;
б) N_2O ;
в) NO_2 .
76. Серед формул оберіть гідрогенфосфат:
а) Na_2HPO_4 ;
б) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$;
в) KH_2PO_4 .
77. Укажіть формули солетвірних оксидів:
а) NO ;
б) N_2O_3 ;
в) NO_2 .
78. Нітрати активних металів під час нагрівання:
а) розкладаються на оксиди;
б) кристалізуються;
в) перетворюються на нітрити.
79. Під час взаємодії P_2O_5 з гарячою водою утворюється:
а) метафосфатна кислота;
б) ортофосфатна кислота;

- в) фосфор(III) оксид.
80. Для якої алотропної видозміни фосфору характерне явище люмінесценції?
- а) білий фосфор;
 - б) червоний фосфор;
 - в) чорний фосфор.
81. Концентрована нітратна кислота за нормальних умов реагує з:
- а) натрій гідроксидом;
 - б) міддю;
 - в) плюмбум сульфатом;
 - г) залізом.
82. У реакції $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$ нітратна кислота відіграє роль:
- а) окисника;
 - б) відновника;
 - в) підкислює середовище реакції.
83. Який ступінь окиснення Нітрогену у сполуках $NaNO_3$; HNO_2 ?
- а) +1; б) +3; в) +5.
84. У результаті реакції $Mg + HNO_{3(розв.)} \rightarrow ? + Mg(NO_3)_2 + H_2O$ утвориться:
- а) NO ;
 - б) H_2 ;
 - в) NH_4NO_3 .
85. Атоми Карбону, Сіліцію, у яких останніми заповнюються електронами *p*-підрівні зовнішнього рівня відноситься до:
- а) *p*-елементів;
 - б) *d*-елементів;
 - в) *s*-елементів.
86. Який ступінь окиснення атома Карбону у сполуці H_2CO_3 ?
- а) +2;
 - б) +4;
 - в) -44;
 - г) +6.
87. Крейда, вапняк, мармур мають склад:
- а) $CaCO_3$;
 - б) Na_2CO_3 ;
 - в) H_2CO_3 .
88. Тимчасова твердість води пов'язана з наявністю в ній солей:
- а) $Ca(HCO_3)_2$;
 - б) $MgSO_4$;

- в) CaCO_3 ;
 г) $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.
89. Які властивості виявляє карбон(IV) оксид?
 а) кислотні;
 б) основні;
 в) амфотерні.
90. Укажіть середовище водного розчину солі калій карбонату:
 а) кисле;
 б) лужне;
 в) нейтральне.
91. Під час виготовлення кондитерських виробів для «гасіння» соди використовують реакцію:
 а) $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$;
 б) $\text{NaHCO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COONa} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
 в) $2\text{KHCO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$.
92. Щоб перевести $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ в середню сіль необхідно додати:
 а) луг;
 б) кислоту;
 в) воду.
93. До якого класу оксидів належить карбон(II) оксид?
 а) кислотні;
 б) основні;
 в) амфотерні;
 г) солетворні;
 д) несолетвірні.
94. Питна сода має формулу:
 а) CaCO_3 ;
 б) Na_2CO_3 ;
 в) NaHCO_3 .
95. Металічний зв'язок полягає у взаємодії між:
 а) дипольними молекулами;
 б) йонами з різнойменними зарядами;
 в) позитивно зарядженими йонами та електронами;
 г) однаковими атомами.
96. Характерним для металів є розташування в періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва:

- а) праворуч і вгори;
 - б) праворуч і знизу;
 - в) зліва та вгори;
 - г) зліва та знизу.
97. Властивість, не характерна для типового металу:
- а) добра електропровідність;
 - б) погана теплопровідність;
 - в) ковкість;
 - г) металічний блиск.
98. Для всіх металів, на відміну від неметалів, характерні такі ознаки:
- а) електропровідність;
 - б) твердий агрегатний стан;
 - в) сірий колір;
 - г) металічний блиск;
 - д) висока температура плавлення;
 - е) теплопровідність;
 - є) легко окиснюються на повітрі;
 - ж) добувають із самородків.
99. До благородних металів належать:
- а) золото;
 - б) залізо;
 - в) мідь;
 - г) срібло;
 - д) паладій;
 - е) платина;
 - є) ртуть.
100. Виходячи з ряду напруг металів, можна стверджувати, що у водному розчині відбувається хімічна реакція:
- а) $Pb + CaCl_2 = PbCl_2 + Ca$;
 - б) $Fe + MgSO_4 = FeSO_4 + Mg$;
 - в) $Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$;
 - г) $Ag + NaNO_3 = AgNO_3 + Na$.
101. Взаємодія металів середньої активності з розведеною сульфатною кислотою супроводжується виділенням:
- а) SO_2 ;
 - б) S ;
 - в) H_2 ;
 - г) H_2S .

102. Із наведених нижче хімічних реакцій не може відбутися:
- $Zn + H_2SO_4 (\delta\acute{\imath}\grave{c}\hat{a}.) = ZnSO_4 + H_2;$
 - $Zn + 2HNO_3 (\delta\acute{\imath}\grave{c}\hat{a}.) = Zn(NO_3)_2 + H_2;$
 - $Zn + 4H_2SO_4 (\acute{e}\grave{u}\ddot{o}.) = 3ZnSO_4 + S + 4H_2O;$
 - $Zn + 4HNO_3 (\acute{e}\grave{u}\ddot{o}.) = Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O.$
103. Які з перелічених хімічних елементів мають змінну валентність?
- Хром;
 - Манган;
 - Натрій;
 - Алюміній;
 - Цинк.
104. Які частинки є носіями струму в металах?
- протони;
 - електрони;
 - нейтрони.
105. До лужних металів належать:
- Кальцій;
 - Натрій;
 - Калій;
 - Купрум;
 - Аргентум;
 - Літій.
106. До лужно-земельних металів відносяться:
- Кальцій;
 - Натрій;
 - Калій;
 - Цинк;
 - Магній;
 - Барій.
107. Із хлоридною кислотою взаємодіють метали:
- усі;
 - тільки ті, що стоять у ряду напруг до Гідрогену;
 - тільки ті, що стоять у ряду напруг після Гідрогену.
108. З водою взаємодіють:
- усі метали;
 - тільки активні метали;
 - неактивні метали.

109. Атом Калію, який розташований у першій групі четвертого періоду, має енергетичних рівнів:
- а) один;
 - б) два;
 - в) три;
 - г) чотири.
110. У промисловості для одержання харчової соди використовують реакцію:
- а) $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3$;
 - б) $\text{NaOH} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{NaHSO}_3$;
 - в) $\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$.
111. Найважливішими природними сполуками Кальцію є:
- а) глаузит і сильвініт;
 - б) вапняк і мармур;
 - в) сильвініт і карналіт.
112. Магній взаємодіє із хлоридною кислотою швидше, ніж залізо, бо:
- а) залізо вкрите оксидною плівкою;
 - б) кислота пасивує залізо;
 - в) кислота активує магній;
 - г) магній активніший метал.
113. Під час взаємодії кальцію з водою:
- а) реакція не відбувається;
 - б) кальцій сполучається з водою;
 - в) відбувається витіснення водню з води;
 - г) відбувається витіснення кисню з води.
114. Під час взаємодії алюмінію з водою утворюється гідроксид алюмінію і виділяється газ:
- а) кисень; б) водень; в) хлор.
115. До якої сполуки відновлюється концентрована HNO_3 під час взаємодії з міддю?
- а) NO_2 ; б) N_2O ; в) NO ; г) N_2 ; д) NH_4NO_3 .
116. Зміна кислотно-лужних властивостей у ряду сполук $\text{MnO} \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7$ відповідає закономірності:
- а) кислотні властивості зменшуються;
 - б) кислотно-лужні властивості не змінюються;
 - в) кислотні властивості підсилюються;

- г) основні властивості підсилюються.
117. Концентрована сульфатна кислота не реагує із залізом за кімнатної температури, так як:
- на поверхні заліза утворюється нерозчинна плівка оксиду;
 - залізо є активним металом;
 - Ферум належить до d-елементів;
 - Ферум знаходиться у VIII-B групі.
118. Яку хімічну формулу й забарвлення має продукт відновлення калій перманганату в нейтральному середовищі?
- MnO_2 , коричневий;
 - MnO_2 , зелений;
 - K_2MnO_4 , зелений;
 - $KMnO_4$, фіолетовий.
119. Срібло, як і мідь, не може:
- реагувати з розведеними хлоридною та сульфатною кислотами;
 - розчинятися в концентрованій сірчаній кислоті;
 - розчинятися в розбавленій азотній кислоті;
 - утворювати сполуки з ступенем окиснення +1;
 - розчинятися в концентрованій азотній кислоті.
120. Укажіть сполуку хрому, яка проявляє амфотерні властивості:
- Cr_2O_3 ; б) CrO ; в) $Cr(OH)_2$; г) CrO_3 ; д) K_2CrO_4 .
121. Які дві речовини вступили в реакцію, якщо в результаті утворились такі продукти (вказані всі речовини без стехіометричних коефіцієнтів): $\dots \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + H_2O$ □?
- FeO і H_2SO_4 ;
 - Fe_2O_3 і H_2SO_4 ;
 - Fe і H_2SO_4 .;
 - $Fe(OH)_3$ і H_2SO_4 .;
 - Fe_2O_3 і H_2SO_4 .
122. Хром, як алюміній і залізо:
- пасивується холодними концентрованими H_2SO_4 та HNO_3 ;
 - здатний утворювати сполуки зі ступенем окиснення +6;

- в) утворює оксид зі ступенем окиснення +3 зеленого кольору;
- г) утворює типовий кислотний оксид;
- д) утворює пероксид.

123. Ферум у сполуках може знаходитись у різних ступенях окиснення. Який найвищий ступінь окиснення атома Феруму у сполуках?

- а) +6; б) +8; в) +3; г) +4; д) +2.

124. Не взаємодіє з киснем такий метал:

- а) натрій; б) кальцій; в) цинк; г) срібло; д) мідь.

ПОРЯДОК І КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ ЗНАТЬ СТУДЕНТІВ

Оцінювання знань студентів із навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія», яка є нормативною дисципліною, здійснюється на основі результатів поточного контролю знань та іспиту.

Об'єктом оцінювання знань студентів є програмний матеріал дисципліни, засвоєння якого перевіряється під час поточного контролю і на іспиті.

Поточне оцінювання знань студентів

Завданням поточного контролю є перевірка розуміння та засвоєння студентами певного теоретичного матеріалу дисципліни, умінь писати необхідні рівняння хімічних реакцій і розв'язувати задачі, самостійно опрацювати відповідний матеріал, здатність осмислити зміст теми, умінь публічно чи письмово презентувати певний матеріал.

Об'єктами поточного контролю знань студентів є :

- систематичність, активність роботи на лабораторних заняттях;
- виконання завдань для самостійного опрацювання;
- виконання модульних (контрольних завдань).

Формами поточного контролю систематичності та активності роботи на лабораторних заняттях є продемонстрований рівень знань під час усних відповідей, активність під час обговорення питань, усні відповіді, тестування, результати виконання і захисту лабораторних робіт, експрес-контроль.

Під час контролю виконання завдань для самостійного опрацювання оцінці можуть підлягати самостійне опрацювання теми

вцілому чи окремих питань, рівняння хімічних реакцій і розрахункові задачі, підготовка повідомлень.

Під час виконання модульних (контрольних) завдань оцінці підлягають теоретичні знання та практичні навички, яких набули студенти після опанування певного модуля. Модульний контроль може проводитись у формі тестів (комп'ютерне тестування), а також у формі виконання підсумкових модульних робіт і виконання індивідуальних завдань.

Перелік питань і типових завдань, що виносяться на модульний контроль

Самостійне опрацювання студентами нижченаведених питань та завдань за темами, що входять до модулів 1, 2, 3, 4, дасть змогу їм добре підготуватися до підсумкових модульних робіт (ПМР), і в результаті якісно засвоїти програмний матеріал дисципліни “Загальна та неорганічна хімія”.

ЗАВДАННЯ ДО МОДУЛЯ 1

1. Визначіть такі основні хімічні поняття: атом, молекула, елемент, проста та складна речовина, еквівалент, еквівалентна маса, атомна й молекулярна маса, хімічна реакція, кількість речовини, моль, молярна маса, валентність, ступінь окиснення.
2. Сформулюйте основні закони хімії: закон збереження маси, закон сталості складу, закон еквівалентів, закон кратних співвідношень, закон Авогадро та його наслідки.
3. Визначіть основні класи неорганічних сполук: оксиди, основи, кислоти, солі. Як розраховуються їх еквівалентні маси? Покажіть на прикладі.
4. Які властивості (основні, кислотні, амфотерні) мають оксиди: Натрію, Калію, Барію, Кальцію, Магнію, Феруму(II), Мангану(II)? Напишіть їх формули.
5. Які властивості (основні, кислотні, амфотерні) мають оксиди: Цинку, Алюмінію, Стануму(II і IV), Плюмбуму(II і IV), Хрому(III) Мангану(IV)? Напишіть їх формули.
6. Які властивості (основні, кислотні, амфотерні) мають оксиди: Карбону(IV), Бору(III), Нітрогену(IV і V), Фосфору(III і V), Сульфур(IV), Мангану(VII), Хрому(VI)? Напишіть їх формули.

7. До якого класу належать такі сполуки: H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , HI , HBr , HMnO_4 , HClO_4 ? Назвіть їх. Як називаються відповідні їм середні солі?
8. До якого класу належать такі сполуки: HF , HNO_2 , H_2S , H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_2SiO_3 , H_2CO_3 ? Назвіть їх. Як називаються відповідні їм середні солі?
9. Які властивості (основні, амфотерні) мають гідроксиди: амонію, Натрію, Калію, Барію, Кальцію, Магнію, Феруму(II), Мангану(II)? Напишіть їх формули.
10. Які властивості (основні, амфотерні) мають гідроксиди: Цинку, Алюмінію, Стануму(II і IV), Плюмбуму(II і IV), Хрому(III), Мангану(IV)? Напишіть їх формули.
11. До якого класу належать сполуки: NaHCO_3 , KHSO_4 , BaOHNO_3 , KH_2PO_4 , AlOHCl_2 , $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$. Назвіть їх. Як можна перевести їх у середні (нормальні) солі?
12. Визначте моль-еквівалентні маси таких сполук: натрій хлориду, калій сульфату, цинк нітрату, натрій гідроксиду, алюміній гідроксиду, сульфатної, нітратної і фосфатної кислот.
13. Охарактеризуйте періодичну таблицю Д. І. Менделєєва. Сформулюйте періодичний закон Д. І. Менделєєва.
14. Опишіть загальну характеристику будови атома. З чого складається атомне ядро та що таке ізотопи?
15. Якими квантовими числами характеризується стан електронів в атомі, що вони визначають? Який фізичний зміст має номер періоду?
16. За допомогою яких формул можна визначити: а) максимальну кількість електронів на енергетичному рівні й на підрівні; б) максимальну кількість атомних орбіталей (квантових комірок) на енергетичному підрівні?
17. Чому дорівнює кількість електронів на останньому енергетичному рівні для атомів елементів: а) головних підгруп; б) побічних підгруп? Які електрони є валентними в атомів: а) головних підгруп; б) побічних підгруп?
18. Дайте визначення s-, p-, d-, f-родинам елементів. Сформулюйте принцип Паулі, правило Хунда та Клечковського, принцип найменшої енергії.

19. Що характеризує енергія йонізації, енергія спорідненості з електроном, електронегативність? Як змінюються ці величини в періодах, групах і підгрупах?
20. Напишіть електронні формули атомів елементів № 11, № 17, № 26. Покажіть розташування електронів на валентних атомних орбіталах. До яких родин належать ці елементи?
21. За електронними формулами визначте заряди ядер атомів, кількість валентних електронів і родини елементів:
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$;
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$;
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
- Назвіть ці елементи.
22. Які елементи мають такі валентні електрони: а) $4s^1$; б) $3s^2 3p^5$; в) $3s^2 3p^3$?
23. Користуючись періодичною системою Д. І. Менделєєва, опишіть будову атомів елементів, які мають такі заряди ядер: а) 16; б) 19; в) 25. Назвіть ці елементи.
24. Скільки енергетичних рівнів мають атоми елементів № 27, № 35, № 56? Яка кількість електронів знаходиться на останньому енергетичному рівні?
25. Яку природу має хімічний зв'язок? Які показники є кількісною характеристикою хімічного зв'язку?
26. Охарактеризуйте полярний і неполярний ковалентні зв'язки. Наведіть приклади.
27. Охарактеризуйте йонний зв'язок. Наведіть приклади.
28. Охарактеризуйте основні види міжмолекулярної взаємодії.
29. У чому суть металічного зв'язку?
30. Які типи зв'язку в молекулах: Cl_2 , NH_3 , HCl , $MgCl_2$, K_2S , NaI , H_2 , між молекулами води, між атомами феруму?
31. Що вивчає хімічна кінетика?
32. Які хімічні реакції називаються гомогенними?
33. Які хімічні реакції називаються гетерогенними?
34. Що називається швидкістю хімічної реакції?
35. Які фактори впливають на швидкість хімічних реакцій?
36. Сформулюйте закон дії мас. Поясніть фізичний зміст константи швидкості реакції.
37. Сформулюйте правило Вант-Гоффа.

38. Що таке активні молекули й енергія активації? Які зовнішні фактори є активаторами молекул?
39. Що означає температурний коефіцієнт (γ)?
40. Що таке каталізатори та як вони впливають на швидкість хімічних реакцій?
41. Як впливає на швидкість хімічних реакцій природа реагуючих речовин?
42. Які реакції називаються зворотними й незворотними?
43. Що таке рівноважні й нерівноважні концентрації та як вони позначаються?
44. Напишіть рівняння, яке є математичним вираженням закону дії мас відносно зворотних реакцій, сформулюйте його суть.
45. Від яких факторів залежить константа хімічної рівноваги (K)?
46. Які особливості має константа хімічної рівноваги для гетерогенних реакцій?
47. Які зовнішні умови зміщують хімічну рівновагу?
48. Сформулюйте правило Ле Шательє.
49. Як впливає концентрація вихідних речовин на зміщення хімічної рівноваги?
50. Як впливає температура на зміщення хімічної рівноваги?
51. Як впливає тиск на зміщення хімічної рівноваги?

ЗАВДАННЯ ДО МОДУЛЯ 2

1. Яка система називається істинним розчином?
2. Який компонент системи є розчинником?
3. Які можуть бути розчини залежно від агрегатного стану розчинника?
4. Назвіть різні способи вираження концентрації розчинів.
5. Що таке насичений, ненасичений і перенасичений розчин?
6. Охарактеризуйте особливості води як розчинника.
7. Сформулюйте основні положення теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса.
8. Що таке ступінь електролітичної дисоціації (α)?
9. Визначте сильні та слабкі електроліти. Наведіть приклади.
10. Що означає константа дисоціації слабких електролітів?
11. Охарактеризуйте особливості дисоціації сильних електролітів. На що вказує коефіцієнт активності γ ?
12. Якими є умови практичної необоротності йонних реакцій?

13. Що таке добуток розчинності (ДР)?
14. Напишіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій, які протікають між нижчезказаними сполуками:
- а) купрум (II) хлоридом (II) і калій гідроксидом;
 - б) натрій карбонатом і хлоридною кислотою;
 - в) цинк гідроксидом і натрій гідроксидом;
 - г) ферум (II) хлоридом і натрій фосфатом;
 - д) амоній нітратом і калій гідроксидом;
 - е) кальцій карбонатом і нітратною кислотою;
 - є) алюміній гідроксидом і калій гідроксидом;
 - ж) барій хлоридом та аргентум нітратом;
 - з) цинк нітратом і кальцій гідроксидом;
 - и) манган(II) хлоридом і кальцій карбонатом;
 - к) плумбум(II) гідроксидом і нітратною кислотою;
 - л) алюміній хлоридом та аргентум нітратом.
15. Охарактеризуйте процес електrolітичної дисоціації води.
16. Що означає йонний добуток води?
17. Що таке водневий показник рН?
18. Яке значення має $[H^+]$ у кислому, нейтральному й лужному середовищах?
19. Якому значенню рН відповідає кисле, нейтральне, лужне середовище?
20. Якими способами можна визначити на практиці рН-середовище?
21. Чому розчини багатьох середніх солей мають кислу або лужну реакцію?
22. Що називається гідролізом солі? Які солі не гідролізуються?
23. Назвіть різні випадки гідролізу солей?
24. Що означає ступінь гідролізу солі (β)?
25. Як впливає температура на ступінь гідролізу?
26. Як впливає концентрація солі на ступінь гідролізу?
27. Що означає константа гідролізу?
28. У йонній та молекулярній формах складіть рівняння реакцій гідролізу нижчезазначених солей та вкажіть реакцію середовища:
- а) хлориду купрум(II), натрій фосфату;
 - б) літій карбонату, ферум(II) хлориду;
 - в) цинк сульфату, амоній нітрату;
 - г) купрум сульфату, кальцій ацетату;
 - д) кальцій сульфату, карбонату амонію;

- е) кальцій ацетату, амоній нітрату;
 - є) амоній сульфату, натрій карбонату;
 - ж) натрій сульфїту, хром(III) хлориду;
 - з) калій карбонату, нікол(II) сульфату;
 - и) натрій ацетату, цинк хлориду;
 - к) ферум(II) нітрату, калій сульфїту;
 - л) кобальт(II) хлориду, магній сульфїду.
29. У чому суть електронної теорії окисно-відновних реакцій?
 30. Який процес називається окисненням? Який процес називається відновленням? Який елемент називається окисником? Який елемент називається відновником?
 31. Що таке міжмолекулярні окисно-відновні реакції. Наведіть приклади.
 32. Що таке внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції. Наведіть приклади.
 33. Що таке реакції диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення. Наведіть приклади.
 34. Охарактеризуйте вплив середовища на протікання окисно-відновних реакцій.
 35. Як розраховуються окисно-відновні еквіваленти?
 36. Що називається стандартним потенціалом (ЕО)?
 37. Запишіть формулу Нернста. Що вона характеризує?
 38. Що таке гальванічні елементи?
 39. Як визначається напрям окисно-відновних реакцій?
 40. Для нижченаведених окисно-відновних реакцій складіть електронні рівняння, визначте окисники й відновники та стехіометричні коефіцієнти для урівнювання:
 - а) $\text{KCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{HNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $\text{KCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KPbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - д) $\text{KIO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - е) $\text{SnCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - є) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 - ж) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - з) $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{NO}$;
 - и) $\text{KClO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

- к) $\text{HNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 л) $\text{KOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{KBrO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$;
 м) $\text{SnCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4$;
 н) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 о) $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 п) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 р) $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 с) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 т) $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$;
 у) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$;
 ф) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$;
 х) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 ц) $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$;
 ч) $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}$.

41. Назвіть та опишіть будову нижченаведених сполук, напишіть для них рівняння електролітичної дисоціації і константи їх нестійкості:

- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$;
- $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$; $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$;
- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$;
- $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$;
- $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$; $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$;
- $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$; $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$;
- $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$;
- $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$; $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$;
- $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$; $\text{Na}_2[\text{HgI}_4]$;
- $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$;
- $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$;
- $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$;
- $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$; $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$;
- $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$;
- $\text{K}_3[\text{AlF}_6]$; $[\text{Zn}(\text{CN})_4]\text{Cl}_2$;
- $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

ЗАВДАННЯ ДО МОДУЛЯ 3

- Охарактеризуйте розташування елементів-неметалів у періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва.
- Охарактеризуйте електронну будову атомів неметалів.

3. Як змінюється спорідненість з електроном та електронегативність неметалів у періодах і групах?
4. Охарактеризуйте поширення Хлору у природі, одержання у вільному стані, фізичні властивості.
5. Яку будову має атом Хлору?
6. Напишіть рівняння реакцій простої речовини хлору (Cl_2) з металами, неметалами й водою.
7. Яке практичне застосування має проста речовина хлор?
8. Зазначте водневі сполуки Хлору. Напишіть рівняння реакцій хлоридної кислоти з металами, основними й амфотерними оксидами, гідроксидами, солями.
9. Напишіть оксигеновмісні кислоти Хлору. Яке застосування мають сполуки Хлору?
10. Охарактеризуйте поширення Сульфуру у природі, одержання у вільному стані, фізичні властивості.
11. Будова атома Сульфуру. Яку валентність може виявляти Сульфур у сполуках?
12. Напишіть рівняння реакції простої речовини сірки з металами, неметалами, концентрованими нітратною і сульфатною кислотами.
13. Напишіть рівняння реакцій, які характеризують відновні (із калій перманганатом у кислому середовищі) та окислювальні (із сіркою) властивості сульфідів та сульфатної кислоти.
14. Як одержують сульфатну кислоту? Напишіть рівняння реакцій концентрованої сульфатної кислоти з активними й неактивними металами та з неметалами.
15. Укажіть водневі сполуки Сульфуру. Напишіть рівняння реакції, яке характеризує відновні властивості сірководню (з калій перманганатом у кислому середовищі).
16. Яке застосування мають найважливіші сполуки Сульфуру?
17. Охарактеризуйте поширення Нітрогену у природі, одержання, фізичні властивості.
18. Яку будову має атом Нітрогену?
19. Напишіть рівняння реакцій простої речовини азоту з металами, неметалами, кальцій карбідом.
20. Яке практичне застосування має азот?
21. Охарактеризуйте водневу сполуку Нітрогену та її практичне застосування.

22. Напишіть рівняння реакції (з калій перманганатом), яке характеризує відновні властивості амоніаку.
23. Напишіть рівняння реакцій, які характеризують відновні (з калій дихроматом у кислому середовищі) та окиснювальні (з калій йодидом у кислому середовищі) властивості нітритів.
24. Напишіть рівняння реакцій нітратної кислоти з активними й неактивними металами та з неметалами.
25. Яке практичне значення мають нітрити й нітрати? Нітрати й нітрити у воді та продуктах харчування.
26. Охарактеризуйте поширення Карбону у природі, фізичні властивості його алотропних модифікацій та їх практичне застосування.
27. Яку будову має атом Карбон (зобразіть в основному та збудженому стані)?
28. Напишіть рівняння реакцій простої речовини вуглецю з металами, неметалами, водяною парою, кислотами, відновлення металів з оксидів.
29. Які хімічні властивості та практичне застосування має карбон(IV) оксид?
30. Яке практичне значення мають солі карбонатної кислоти?
31. Яку будову має атом Фосфору? Де застосовується фосфор та його сполуки?
32. Яку будову має атом Силіцію? Де застосовується кремній та його сполуки?
33. Яку будову має атом Бору? Де застосовується бор та його сполуки?

ЗАВДАННЯ ДО МОДУЛЯ 4

1. Охарактеризуйте розташування металів у періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва.
2. Охарактеризуйте електронну будову атомів металів. Як змінюються металічні властивості елементів у періодичній системі?
3. Який тип зв'язку утворюється між атомами металів?
4. Характерні фізичні властивості металів. Чим вони зумовлюються?
5. Що характеризує електрохімічний ряд напруг металів?
6. Охарактеризуйте s-метали (електронна структура, зміна радіуса атома, енергії йонізації у групах і періодах).

7. Які метали належать до лужних? Чим зумовлена така назва? Якими спільними ознаками вони характеризуються? Які метали належать до лужно-земельних?
8. Які сполуки Натрію, Калію і Кальцію найбільше розповсюджені у природі та мають широке застосування?
9. Як одержують лужні й лужно-земельні метали у вільному стані? Які фізичні властивості для них характерні?
10. Яку будову мають атоми Натрію і Кальцію?
11. Напишіть рівняння реакцій лужних і лужноземельних металів із металами, водою, кислотами.
12. Чим обумовлюється тимчасова й постійна твердість води? Які методи її усунення?
13. Які властивості проявляють оксиди й гідроксиди лужних і лужноземельних металів?
14. Охарактеризуйте р-елементи (електронна структура, зміна енергії йонізації у групах і періодах).
15. Охарактеризуйте поширення Алюмінію у природі, одержання у вільному стані, фізичні властивості.
16. Яку будову має атом Алюмінію?
17. Напишіть рівняння реакцій алюмінію з неметалами, водою, кислотами, лугами.
18. Напишіть рівняння реакцій, що підтверджують амфотерні властивості алюміній гідроксиду.
19. Де застосовується алюміній та його найважливіші сполуки?
20. Яку будову має атом Стануму? Де застосовується олово та його сполуки?
21. Яку будову має атом Плюмбуму? Де застосовується свинець та його сполуки?
22. Охарактеризуйте d-метали (електронна структура, зміна енергії йонізації у групах і періодах).
23. Яку будову має атом Хрому?
24. Охарактеризуйте поширення Хрому у природі, одержання у вільному стані, фізичні властивості.
25. Напишіть рівняння реакцій хрому з неметалами, кислотами, лугами.
26. Напишіть рівняння реакцій, які підтверджують амфотерні властивості хром гідроксиду.

27. Наведіть приклади солей Хрому. Напишіть рівняння реакцій їх гідролізу в йонній та молекулярній формах.
28. Які формули мають хромова й дихромова кислоти? Напишіть рівняння реакцій перетворення хроматів у дихромати і навпаки (за допомогою різних середовищ).
29. Де застосовується хром та його сполуки?
30. Яку будову має атом Мангану?
31. Охарактеризуйте поширення Мангану у природі, одержання у вільному стані, фізичні властивості.
32. Напишіть рівняння реакцій марганцю з неметалами, водою, кислотами.
33. Наведіть приклади сполук Мангану із ступенем окиснення +2, +4, +6, +7.
34. Які властивості проявляють Манган(II і IV) гідроксиди? Напишіть відповідні рівняння реакцій.
35. Напишіть окисно-відновні реакції, які характеризують окиснювальні властивості Мангану(VII) залежно від рН-середовища.
36. Де застосовується марганець та його сполуки?
37. Яку будову має атом Феруму?
38. Охарактеризуйте поширення Феруму у природі, одержання у вільному стані, фізичні властивості.
39. Напишіть рівняння реакцій заліза з неметалами, водою, кислотами.
40. Наведіть приклади оксидів і гідроксидів Феруму. Які властивості вони проявляють?
41. Наведіть приклади солей Феруму(II і III). Які властивості проявляють вони в окисно-відновних реакціях?
42. Наведіть приклади комплексних сполук, до складу яких входить елемент Ферум. Де вони використовуються?
43. Де застосовуються чавун, сталь і сполуки Феруму?
44. Яку будову має атом Цинку? Де застосовується цинк та його сполуки?
45. Яку будову має атом Купруму? Де застосовується мідь та її сполуки?
46. Яку будову має атом Аргентуму? Де застосовується срібло та його сполуки?
47. Охарактеризуйте хімічну забрудненість довкілля.

КАРТА САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТА

| Назва теми, з якої виносяться питання на самостійне опрацювання | Перелік питань, що вивчаються студентом самостійно | Інформаційне джерело (№ з/п за переліком) | Засоби контролю знань |
|---|--|---|-----------------------|
| Модуль 1. Основні поняття та закони хімії | | | |
| 1. Основні хімічні поняття та закони | 1. Історія розвитку неорганічної хімії. 2. Алотропні видозміни простих речовин | 1, 2, 3, 4, 5 | Кр Оу |
| 2.Будова атома й систематика хімічних елементів | 1.Створення Д. І.Менделєєвим періодичної системи й відкриття періодичного закону. 2.Ядерна енергетика України, її стан і перспективи. 3.Проблеми Чорнобильської АЕС | 1, 2, 3, 4, 5 | Оу Кр Р |
| 3.Хімічний зв'язок і будова молекул. Міжмолекулярна взаємодія | 1.Основні типи хімічного зв'язку – ковалентний та іонний. 2.Міжмолекулярна взаємодія: електростатична взаємодія молекул; донорно-акцепторна взаємодія; водневий зв'язок. 3.Визначте тип зв'язку в таких сполуках: хлорид натрію, сульфат калію, соляна кислота, молекула водню, гідроксид амонію | 1, 2, 3, 4, 5 | Т Кр |
| 4.Класи неорганічних сполук | 1.Властивості основних класів неорганічних сполук | 1, 2, 3, 4, 5 | Кр Оу Т |
| 5.Хімічна кінетика і хімічна рівновага | 1.Оборотні і необоротні реакції. Хімічна рівновага | 1, 2, 3, 4, 5 | Оу Кр |

| Модуль 2. Розчини | | | |
|--|--|---------------------|--------------------|
| 6. Вода. Розчини. Розчини електролітів. Гідроліз солей | 1. Поняття про розчини. Теорія розчинів Д. І. Менделєєва. 2. Насичені, ненасичені, перенасичені розчини. 3. Основні положення теорії електролітичної дисоціації. 4. НДРС «Вплив різних факторів на ступінь гідролізу солей». | 1, 2, 3, 4, 5 | Oy Kp T |
| 7. Комплексні сполуки | 1. Застосування комплексних сполук. 2. НДРС «Вплив середовища на хід окиснювально-відновних реакцій» | 1, 2, 3, 4, 5 | Oy T |
| 8. Окисно-відновні реакції | 1. Електронна теорія окисно-відновних реакцій. Класифікація ОВР. 2. Роль окиснювально-відновних реакцій в природі, у різних галузях народного господарства. | 1, 2, 3, 4, 5 | Kp Oy T P |
| Модуль 3. Елементи-неметали | | | |
| 9. Властивості неметалів та їх сполук | 1. Застосування галогенів, сірки, азоту, вуглецю та їх сполук у практиці народного господарства та в харчовій галузі. 2. НДРС на тему «Сіліцій його сполуки. Бор і його сполуки» | 1, 2, 5, 6 | Oy T |
| Модуль 4. Елементи-метали | | | |
| 10. Загальні властивості металів. Хімія перехідних металів і їх сполук | 1. Положення металів у періодичній системі. Будова кристалічної решітки металів, металічний зв'язок. 2. Фізичні властивості металів. 3. Застосування лужних і лужноземельних металів, алюмінію, олова, свинцю і їх сполук у практиці народного господарства та | 1, 2, 3, 5, 6 | Oy Kp T |

| | | | |
|--|--|--|--------------------|
| | в харчовій галузі | | |
| 11.Хімія перехідних металів і їх сполук | 1.Застосування хрому, марганцю, заліза, цинку, міді, срібла та їх сполук у практиці народного господарства та в харчовій галузі. 2.Меркурій та Аурум, їх властивості, на яких засноване їх використання | 1, 2, 3, 4 | Т Оу |
| 12.Неорганічна хімія та екологія (творча робота) | 1.Елементи життя (біоелементи), їх вміст в організмі людини й біологічна функція. 2.Вміст неорганічних іонів у продовольчих продуктах. 3.Хімічна забрудненість довкілля оксидами вуглецю (II, IV), оксидом сірки (IV), фторовмісними сполуками, сполуками міді, свинцю, ртуті та іншими токсичними речовинами. 4.Руйнування озонового шару Землі. 5.Накопичення нітратів, важких металів та пестицидів у продуктах харчування і у воді. 6.Вміст стічних вод на підприємствах харчової промисловості. Методи їх очищення | 1, 2 само с- тійн ий пош ук літер а- тури | Р Т Кр Оу |

Примітка. Т – тест; Кр – контрольні роботи; Р – реферати; Оу – опитування усне.

Приклад побудови завдань для поточного модульного контролю

Варіант ПМР до модуля 1

1. Дайте визначення основним класам неорганічних сполук: оксиди, основи, кислоти, солі. Як розраховуються їх еквівалентні маси? Покажіть на прикладі.
2. За електронною формулою визначте заряд ядра атома, кількість валентних електронів і родину елемента: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
3. Охарактеризуйте йонний зв'язок. Наведіть приклади.
4. Напишіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій, які протікають між нижчевказаними сполуками: ферум (II) хлоридом і натрій фосфатом.
5. Чому розчини багатьох середніх солей мають кислу або лужну реакцію?
6. Назвіть та опишіть будову сполук, напишіть для них рівняння електrolітичної дисоціації і константи їх нестійкості:
 $K_3[Fe(CN)_6]$; $Zn(NH_3)_4]SO_4$.

Оцінка рівня знань під час проведення модульного поточного контролю

Оцінка «відмінно» Студент має систематичні та глибокі знання навчального матеріалу з неорганічної хімії, уміє без помилок виконувати практичні завдання, які передбачені програмою дисципліни, засвоїв основну й ознайомився з додатковою літературою, викладає матеріал у логічній послідовності, робить узагальнення і висновки, наводить практичні приклади в контексті тематичного теоретичного матеріалу.

Оцінка «добре» Студент повністю засвоїв навчальний матеріал неорганічної хімії, знає основну літературу, уміє виконувати завдання, викладає матеріал у логічній послідовності, робить певні узагальнення і висновки, але не наводить практичних прикладів у контексті тематичного теоретичного матеріалу або допускає незначні помилки у формулюванні термінів, категорій, невеликі арифметичні помилки в розрахунках при вирішенні практичних завдань.

Оцінка «задовільно» Студент засвоїв навчальний матеріал не у повному обсязі, дає неповну відповідь на поставлені теоретичні питання, допускає грубі помилки під час розв'язування практичних завдань.

Оцінка «незадовільно» Студент не засвоїв навчальний матеріал, дає неправильні відповіді на поставлені теоретичні питання, не вміє або неправильно виконує розрахунки під час розв'язування практичних завдань.

СИСТЕМА НАРАХУВАННЯ БАЛІВ

| Назва модуля, теми | Вид навчальної роботи | Макс. к-сть балів | Разом балів |
|---|-----------------------------------|-------------------|-------------|
| Відвідування лекцій та лабораторних занять | - | 20 | 20 |
| Модуль 1. Основні поняття та закони хімії Основні хімічні поняття та закони Будова атома й систематика хімічних елементів. Хімічний зв'язок і будова молекул. Міжмолекулярна взаємодія. Класи неорганічних сполук Хімічна кінетика і хімічна рівновага. | Навчальна робота на лабор. занят. | 7 | 12 |
| | Самостійна та інд.- конс. робота | - | |
| | ПМР –1 | 5 | |
| Модуль 2. Розчини Розчини електролітів. Гідроліз солей. Окисно-відновні реакції. Комплексоутворення в розчинах | Навчальна робота на лабор. занят. | 6 | 10 |
| | Самостійна та інд.- конс. робота | - | |
| | ПМР –2 | 4 | |

| | | | |
|---|-----------------------------------|---|------------|
| Модуль 3. Елементи-неметали Властивості неметалів та їх сполук. | Навчальна робота на лабор. занят. | 4 | 8 |
| | Самостійна та інд.- конс. робота | - | |
| | ПМР –3 | 4 | |
| Модуль 4. Елементи-метали Загальні властивості металів. Хімія неперехідних металів і їх сполук. Хімія перехідних металів і їх сполук. Неорганічна хімія та екологія. | Навчальна робота на лабор. занят. | 6 | 10 |
| | Самостійна та інд. конс. робота | - | |
| | ПМР –4 | 4 | |
| Підсумковий контроль | Іспит | - | 40 |
| Усього | | | 100 |

Система нарахування балів за видами навчальної роботи

| Форма навчальної роботи | Вид навчальної роботи | Бали (макс.) |
|--------------------------------|--|---------------------|
| 1. Аудиторна | | |
| 1.1. Лекція | Відвідування – обов’язкове | 20 |
| 1.2. Лабораторне заняття | Відвідування – обов’язкове | |
| | Обговорення теоретичного та практичного матеріалу (бліцопитування) | 0,4 |
| | Виконання домашнього завдання | 0,3 |
| | Виконання завдань на занятті (усне, письмове, тестування) | 0,3 |
| ПМР | ПМР-1 | 5 |
| | ПМР-2 | 4 |
| | ПМР-3 | 4 |
| | ПМР-4 | 4 |
| Підсумковий контроль | Іспит | 40,0 |

ПІДСУМКОВЕ ОЦІНЮВАННЯ ЗНАТЬ СТУДЕНТІВ

Перелік типових питань, що виносяться на іспит

1. Предмет загальної та неорганічної хімії, її роль у різних галузях.
2. Основні хімічні поняття і закони хімії.
3. Класифікація неорганічних сполук.
4. Будова атома.
5. Принцип найменшої енергії. Принцип Паулі. Правило Гунда та Клечковського.
6. Характеристика періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва, періодичний закон.
7. Енергія йонізації і спорідненості з електроном, електронегативність елементів. Зміна їх у періодах, групах і підгрупах.
8. Характеристика основних типів хімічного зв'язку.
9. Основні види міжмолекулярної взаємодії. Агрегатний стан речовин (твердий, рідкий, газоподібний, плазмоподібний).
10. Швидкість хімічних реакцій. Закон дії мас. Правило Вант-Гоффа. Активні молекули й енергія активації. Хімічна рівновага. Принцип ле Шательє.
11. Теорія електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Ступінь дисоціації. Константа дисоціації слабких електролітів.
12. Гідроліз солей. Ступінь і константа гідролізу. Значення гідролізу для технологічних процесів.
13. Структура комплексних сполук, їх класифікація і номенклатура. Електролітична дисоціація, константа нестійкості комплексних сполук, застосування.
14. Сутність окисно-відновних реакцій, їх класифікація. Найважливіші відновники та окисники.
15. Неметали: положення в періодичній системі Д. І. Менделєєва, електронна будова, спорідненість з електроном, електронегативність, зміна властивостей у періодах і групах.
16. Характеристика галогенів (на прикладі Хлору): будова атома, одержання в чистому вигляді, фізичні й хімічні властивості, застосування.
17. Гідрогеновмісні сполуки галогенів. Кисневмісні кислоти хлору та їх солі, застосування.

18. Характеристика Сульфуру: будова атома, одержання, фізичні і хімічні властивості, застосування.
19. Сполуки Сульфуру: сірководень, сульфід, сульфур(IV) оксид, сульфїтна кислота, сульфатна кислота. Їх основні властивості та застосування.
20. Характеристика Нітрогену: будова атома, одержання, фізичні й хімічні властивості, застосування.
21. Сполуки Нітрогену: амонїак, оксиди Нітрогену, нїтритна, нїтратна кислоти. Їх основні властивості. Нїтрати й нїтрити у воді та продуктах харчування – екологічна проблема.
22. Характеристика Фосфору. Фосфорні кислоти, їх солі, застосування.
23. Характеристика Карбону, застосування в харчовій промисловості його адсорбційних властивостей.
24. Сполуки Карбону: карбон(IV) оксид, карбонатна кислота та її солі, застосування. Використання натрій гїдрокарбонату в харчовій промисловості.
25. Характеристика Силїцію, його сполуки, їх застосування.
26. Характеристика Бору, його сполуки, їх застосування.
27. Метали: положення в періодичній системі, особливості будови їх атомів, характерні властивості металів (тепло- і електропровідність, металічний блиск, механічна деформація). Електрохімічний ряд напруг металів.
28. Характеристика s-елементів-металів: розташування в періодичній системі, електронна структура, енергія йонїзації, електронегативність.
29. Характеристика лужних s-елементів-металів (Натрій, Калій): будова атома, одержання, основні хімічні й фізичні властивості, застосування.
30. Сполуки лужних металів: луги, солі. Застосування натрій хлориду в харчовій промисловості та в побуті.
31. Лужно-земельні метали (Кальцій, Барій): основні властивості, їх сполуки (оксиди, гїдроксиди, солі), застосування.
32. Постійна й тимчасова твердість води та методи її знешкодження.
33. Характеристика р-елементів-металів: електронна структура, енергія йонїзації, електронегативність.
34. Характеристика Алюмінію: одержання, фізичні й хімічні властивості, застосування.

35. Сполуки Алюмінію: оксид і гідроксид Алюмінію, їх хімічні властивості, застосування. Найважливіші солі Алюмінію, застосування. Використання солей Алюмінію для очищення води.
36. Характеристика Стануму: одержання, властивості, застосування.
37. Сполуки Стануму: оксиди й гідроксиди. Застосування олова для виготовлення упаковки для харчових продуктів.
38. Характеристика Плюмбуму: одержання, властивості, застосування.
39. Сполуки Плюмбуму: оксиди й гідроксиди, застосування. Забруднення довкілля сполуками Плюмбуму.
40. Загальна характеристика перехідних d-елементів-металів: електронна структура, зміна радіуса й енергії йонізації у групах і періодах.
41. Характеристика Хрому: одержання, властивості, застосування.
42. Сполуки Хрому: оксиди й гідроксиди; хроміти, хромати, дихромати; хромова та дихромова кислоти, застосування сполук Хрому. Використання калій дихромату під час аналізу якості харчових продуктів.
43. Характеристика Мангану: одержання, властивості, застосування.
44. Сполуки Мангану зі ступенем окиснення +2, +4, +6, +7, їх хімічні властивості.
45. Окислювальні властивості Мангану(VII) залежно від рН-середовища. Використання перманганатів у лабораторіях харчової промисловості.
46. Характеристика Феруму: одержання, властивості, застосування. Чавун, сталь.
47. Сполуки Феруму: оксиди, гідроксиди, солі Феруму(II і III), застосування.
48. Характеристика Цинку: одержання, властивості, застосування. Сполуки Цинку: оксиди, гідроксиди, солі, застосування Цинку.
49. Характеристика Купруму: одержання, властивості, застосування. Сплави міді. Найважливіші сполуки міді.
50. Характеристика Аргентуму: одержання, властивості, застосування. Бактерицидні властивості срібла та його розчинних солей.

Приклад побудови екзаменаційного білета

ЗАТВЕРДЖЕНО

Наказ Міністерства освіти і науки,
молоді та спорту України

29 березня 2012 року № 384

Форма № Н-5.05

Вищий навчальний заклад Укоопспілки «Полтавський університет економіки і торгівлі»

Освітньо-кваліфікаційний рівень бакалавра
Напрямок підготовки 6.051401 «Біотехнологія»

Семестр II

Навчальна дисципліна «Загальна та неорганічна хімія»

ЕКЗАМЕНАЦІЙНИЙ БІЛЕТ № 1

1. Класифікація неорганічних сполук.
2. Методом електронного балансу підберіть коефіцієнти в окисно-відновній реакції, укажіть окисник і відновник:
$$\text{HClO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$$
3. Характеристика Нітрогену: будова атома, одержання, фізичні й хімічні властивості, застосування.

Завідувач кафедри, голова циклової комісії _____

Екзаменатор _____

Порядок проведення іспиту

Завданням іспиту з навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є перевірка розуміння студентами програмного матеріалу вцілому, логіки та взаємозв'язків між окремими розділами, здатності творчого використання накопичених знань. Іспит проводиться в усній формі. Екзаменаційний білет містить 3 завдання. Результати іспиту оцінюються в діапазоні від 0 до 40 балів (включно). Якщо відповіді студента оцінені менше, ніж у 20 балів (0; 5; 10; 15), він отримує незадовільну оцінку (тобто 0 балів) за результатами іспиту.

СИСТЕМА НАРАХУВАННЯ ДОДАТКОВИХ БАЛІВ ЗА ВИДАМИ РОБОТИ

| Форма роботи | Вид роботи | Бали |
|------------------|--|------|
| Навчальна | 1. Участь у предметних олімпіадах: університетських, міжвузівських, всеукраїнських, міжнародних | 5 |
| | 2. Виконання індивідуальних навчально-дослідних завдань підвищеної складності. | 3 |
| Науково-дослідна | 1. Участь у наукових гуртках | 3 |
| | 2. Участь у конкурсах студентських робіт: університетських, міжвузівських, всеукраїнських, міжнародних | 3 |
| | 3. Участь у наукових студентських конференціях: університетських, міжвузівських, всеукраїнських, міжнародних | 5 |

ЗАГАЛЬНА ПІДСУМКОВА ОЦІНКА З ДИСЦИПЛІНИ

Загальна підсумкова оцінка з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» складається із суми балів за результатами поточного контролю знань та за виконання завдань, що виносяться на іспит.

Якщо відповіді студента оцінені менше ніж в 11 балів, він отримує незадовільну оцінку (тобто 0 балів) і загальна підсумкова оцінка включає лише результати поточного контролю. До відомості обліку успішності вносяться сумарні результати в балах поточного контролю та іспиту (загальна підсумкова оцінка). Академічні успіхи студента визначаються за допомогою системи оцінювання, що використовується в ПУЕТ, з обов'язковим переведенням оцінок до національної шкали та шкали ECTS.

ШКАЛА НАРАХУВАННЯ ПІДСУМКОВИХ БАЛІВ

| Оцінка за системою ECTS | Оцінка за бальною шкалою, що використовується в ПУЕТ | Оцінка за національною шкалою | Якісні критерії оцінки знань |
|-------------------------|--|---|---|
| A | 90-100 | 5 (відмінно) | глибокі знання, можлива незначна кількість помилок; |
| BC | 74-89 | 4 (добре) | міцні знання з можливими кількома помилками; |
| DE | 60-73 | 3 (задовільно) | достатні знання, але є значна кількість недоліків; |
| FX | 35-59 | 2 (незадовільно) з можливістю повторного складання | недостатні знання, слабо засвоєний матеріал, невміння самостійно викласти його зміст; |
| F | 0-34 | 2 (незадовільно) з обов'язковим повторним вивченням дисципліни | невміння осмислити зміст теми і публічно чи письмово представити його. |

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНИХ ІНФОРМАЦІЙНИХ ДЖЕРЕЛ

Основні

1. Басов В. П. Хімія / В.П. Басов, В.М. Родіонов – К.: “Каравела”, 2004. – 318 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – Л. : Химия, 1988. – 702 с.
3. Рейтер А. Г. Теоретичні розділи загальної хімії / А. Г. Рейтер, О. М. Степаненко, В. П. Басов. – К. : “Каравела”, 2003. – 342 с.
4. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія / Н. В. Романова. – К. : Ірпінь : ВТФ «Перун», 2007. – 480 с.
5. Цветкова Л. Б. Неорганічна хімія: теорія і задачі / Л. Б. Цветкова. – Львів : “Магнолія Плюс”, 2006. – 368 с.

Додаткові

6. Момот Ю. В. Збірник завдань з навчальної дисципліни «Харчова хімія», розділ «Загальна та неорганічна хімія» / Ю. В. Момот, Е. А. Назаренко. – Полтава: РВВ ПУЕТ, 2013. – 54 с.
7. Шешеня С. К. Неорганічна хімія: навчальний комплекс з дисципліни / С. К. Шешеня, В. І. Омелян, Н. О. Буєвич. – Полтава: РВЦ ПУСКУ, 2002. – 150 с.
8. Шешеня С. К. Неорганічна хімія: опорний конспект лекцій / С. К. Шешеня. – Полтава: РВЦ ПУСКУ, 2003. – 62 с.
9. Шешеня С. К. Неорганічна хімія: Збірник контрольно-тренінгових завдань / С. К. Шешеня, Н. О. Буєвич. – Полтава: РВЦ ПУСКУ. 2005. – 22 с.