

Міністерство освіти і науки України
Одеський національний університет імені І. І. Мечникова

М. В. Хитрич, О. Е. Марцинко

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт
для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня

Галузь знань – 01 «Освіта/Педагогіка»
Спеціальність – 014 «Середня освіта»
Спеціалізація – 014.05 «Середня освіта (Біологія та здоров'я людини)»

Галузь знань – 20 «Аграрні науки та продовольство»
Спеціальність – 206 «Садово-паркове господарство»

УДК 546(075.8)

X52

Рецензенти:

Т. О. Кіосе, кандидат хімічних наук, доцент кафедри неорганічної хімії та хімічної екології Одеського національного університету імені І. І. Мечникова;
О. Г. Песарогло, кандидат хімічних наук, доцент кафедри садівництва, виноградарства, біології та хімії Одеського державного аграрного університету.

Рекомендовано до друку вченою радою факультету
хімії та фармації ОНУ імені І. І. Мечникова,
протокол № 1 від 7 вересня 2021 року

X52 Хитрич М. В., Марцинко О. Е.

Загальна та неорганічна хімія : методичні вказівки до виконання лабораторних робіт / М. В. Хитрич, О. Е. Марцинко. – Одеса, 2021. – 60 с.

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт «Загальна та неорганічна хімія» призначені для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за спеціалізацією 014.05 «Середня освіта (Біологія та здоров'я людини)» та спеціальністю 206 «Садово-паркове господарство». Вони включають зміст та робочий план навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія», заходи безпеки під час виконання лабораторних робіт, питання для підготовки та обговорення до 10 лабораторних робіт, порядок виконання лабораторних дослідів й обробки результатів експерименту, а також питання для контролю знань та рекомендовану літературу.

УДК 546(075.8)

Зміст

Вступ.....	4
Зміст навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія»	5
Робочий план	11
Шкала оцінювання: національна та ECTS	11
Заходи безпеки під час виконання лабораторних робіт	12
Лабораторна робота № 1. Хімічна кінетика	13
Лабораторна робота № 2. Розчини. Способи вираження складу розчину	17
Лабораторна робота № 3. Теорія електролітичної дисоціації. Ступінь, константа дисоціації. Закон розбавлення Оствальда. Йонний добуток води, рН розчинів	21
Лабораторна робота № 4. Добуток розчинності	26
Лабораторна робота № 5. Гідроліз солей.....	29
Лабораторна робота № 6. Окисно-відновні реакції. Галогени	33
Лабораторна робота № 7. Хром, Манган та їх сполуки	37
Лабораторна робота № 8. Оксиген. Гідроген пероксид. Сульфур і його сполуки	43
Лабораторна робота № 9. Нітроген і Фосфор та їх сполуки.....	49
Лабораторна робота № 10. Карбон, Силіцій та їх сполуки.....	55
Рекомендована література	60

Вступ

Дисципліна «Загальна та неорганічна хімія» є основою вивчення загально-наукових і спеціальних дисциплін за спеціалізацією 014.05 «Середня освіта (Біологія та здоров'я людини)» та спеціальністю 206 «Садово-паркове господарство», відіграє роль фундаментальної природничої бази, без засвоєння якої неможлива успішна діяльність сучасного спеціаліста.

Метою викладання навчальної дисципліни є забезпечення необхідного рівня теоретичної та практичної підготовки майбутнього фахівця з основ загальної та неорганічної хімії, формування наукового світогляду студентів, розвиток у них сучасних форм теоретичного мислення та здатності аналізувати явища, формування умінь і навичок для застосування хімічних законів і процесів у майбутній практичній діяльності, грамотне використання хімічних речовин та матеріалів.

Основними завданнями вивчення дисципліни є:

- формування у студентів цілісних уявлень про хімію як науку та її місце серед інших природничих дисциплін, засвоєння фундаментальних хімічних законів, теорій, а також узагальнень світоглядного характеру;
- формування уявлень про взаємозв'язок будови, реакційної здатності, біологічної активності та практичного застосування неорганічних сполук;
- навчання студентів використанню основних понять та законів хімії, загальних закономірностей перебігу хімічних реакцій, теорій будови атома та хімічних зв'язків, вчення про розчини, загальних відомостей про хімічні елементи та їх сполуки у вирішенні конкретних задач;
- розвинення та закріплення на лабораторному практикумі у студентів вмінь і навиків хімічного експерименту та узагальнення результатів досліджень, розвиток творчої та пізнавальної активності.

Програма дисципліни складається з двох взаємозв'язаних частин. Перша частина охоплює загальнотеоретичні положення про будову атомів, молекул, речовин, природу хімічного зв'язку, хімічну рівновагу, періодичність зміни властивостей елементів та їх сполук, кінетику та енергетику хімічних процесів, властивості розчинів. Розглядаються закономірності перебігу різних типів хімічних реакцій і процесів з погляду формування діалектичного мислення і сприяння розвитку хімічного світогляду студентів.

Друга частина присвячена неорганічній хімії, де розглянуто закономірності змін властивостей *s*-, *p*-, *d*-елементів періодичної системи Д. І. Менделєєва. Набуті знання з неорганічної хімії дозволять майбутньому фахівцю оволодіти навичками якісного і кількісного прогнозування вірогідності перебігу хімічних реакцій та встановлення механізмів взаємодії неорганічних речовин, що використовуються в біотехнологічній практиці, а також їх трансформації в біосфері.

На вивчення навчальної дисципліни відводиться 120 годин (по 40 годин на лекційні, лабораторні заняття та самостійну роботу), що становить 8 кредитів ЄКТС.

Зміст навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія»

Змістовий модуль 1. Загальна хімія.

Тема 1. Атомно-молекулярна теорія. Розвиток уявлення про атоми та молекули. Праці М. В. Ломоносова та їх роль у створенні атомно-молекулярної теорії. Атомістика Дальтона. Найважливіші поняття хімії. Атом. Молекула. Атомна одиниця маси. Атомна та молекулярна маса. Визначення молекулярних та атомних мас. Моль. Молярна маса. Уявлення про валентність. Визначення хімічних формул. Формули найпростіші, істинні та структурні. Визначення основних понять хімії на основі атомно-молекулярного вчення. Доказ реальності молекул.

Тема 2. Основні закони хімії. Прості та складні речовини. Хімічні реакції. Типи хімічних реакцій. Стехіометричні закони (збереження маси, сталості складу, еквівалентів). Закон Авогадро. Газові закони. Рівняння Клапейрона-Менделєєва. Газова стала.

Тема 3. Енергетика хімічних процесів. Внутрішня енергія, ентальпія. Екзо- та ендотермічні реакції. Термохімічні рівняння. Закони термохімії. Ентальпія утворення речовини. Стандартний стан речовин та стандартні умови. Закони термодинаміки. Поняття про ентропію та енергію Гіббса. Напрямок самовільного протікання процесу.

Тема 4. Кінетика хімічних реакцій. Хімічна рівновага. Швидкість хімічної реакції. Методи визначення. Константа швидкості. Закон діючих мас. Молекулярність і порядок реакції. Вплив зовнішніх факторів на швидкість хімічної реакції. Температурна залежність швидкості реакції. Теорії хімічної кінетики. Енергія активації. Каталіз (гомогенний та гетерогенний). Ферментативний каталіз. Умови хімічної рівноваги. Константа рівноваги. Вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє.

Тема 5. Розчини та їх природа. Розчини та дисперсні системи. Поняття про колоїдний стан. Розчинник та розчинна речовина. Концентрація розчинів та способи її вираження. Розчинність. Розчинність газів, рідин і твердих тіл у рідинах. Процес розчинення та його механізм. Вплив температури та тиску на розчинність. Фізичні властивості розчинів. Дифузія і осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Визначення молекулярної маси розчинної речовини за осмотичним тиском. Пружність пари розчинів. Підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчинів у порівнянні з чистим розчинником. Закони Рауля. Поняття про криоскопію та ебуліоскопію.

Тема 6. Хімічні властивості розчинів. Теорія електролітичної дисоціації. Реальні та ідеальні розчини. Хімічні властивості розчинів. Гідратна теорія Д. І. Менделєєва. Уявлення про сольватацію. Електроліти та неелектроліти. Відхилення властивостей розчинів електролітів від законів Рауля і Вант-Гоффа. Теорія електролітичної дисоціації. Кислоти, основи, амфотерні гідроксиди з точки зору теорії електролітичної дисоціації. Амфотерні гідроксиди. Фактори, що впливають на ступінь електролітичної

дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації. Ступінчата дисоціація. Зв'язок між ступенем і константою дисоціації. Дисоціація води. Йонний добуток води. Водневий показник (рН) та його розрахунок. Індикатори. Реакція нейтралізації. Добуток розчинності. (ДР). Реакція обміну між електролітами. Йонні рівняння. Гідроліз солей. Залежність гідролізу від природи солі. Вплив концентрації та температури на ступінь гідролізу.

Тема 7. Окисно-відновні реакції. Загальне поняття про окисно-відновні реакції. Окисники та відновники. Ступінь окиснення. Типи окисно-відновних реакцій. Залежність протікання окисно-відновних реакцій від кислотності середовища. Рівняння Нернста. Стандартні електродні потенціали. Ряд напруг. Гальванічні елементи. Електроліз.

Тема 8. Будова атома. Розвиток уявлень про будову атомів. Найважливіші елементарні частинки. Ядро атома. Протонно-нейтронна теорія будови ядра. Електронна будова атомів. Атомні спектри. Досліди Резерфорда. Планетарна модель атома. Постулати Бора. Корпускулярно-хвильові (двоїсті) властивості мікрооб'єктів (рівняння Планка, Ейнштейна, де Бройля). Основні постулати квантової механіки (хвильовий характер електрона, принцип невизначеності Гейзенберга). Рівняння Шредінгера. Хвильова функція. Електронна густина ймовірності. Густина електронної хмари. Квантові числа. Атомні орбіталі. Заповнення атомних орбіталей електронами. Принципи найменшої енергії та Паулі. Правила Клечковського та Хунда.

Тема 9. Періодичний закон Д. І. Менделєєва. Перші спроби систематики хімічних елементів. Д. І. Менделєєв та його роль у розвитку сучасної хімії. Праці Д. І. Менделєєва. Графічні форми виразу періодичного закону. Періодична система елементів Д. І. Менделєєва, малі та великі періоди. Групи і підгрупи. Значення періодичного закону в хімії. Структурограма періодичної системи елементів. Вплив електронної будови атомів на їх властивості (енергія йонізації, спорідненість до електрона, електронегативність). Радіуси атомів та йонів. Періодичність фізичних та хімічних властивостей елементів. Електронні аналоги. Типи періодичності (повторна, внутрішня, ядерна).

Тема 10. Хімічний зв'язок. Характеристики зв'язку: енергія, довжина, валентний кут, полярність. Типи хімічного зв'язку. Механізми утворення ковалентного зв'язку – обмінний та донорно-акцепторний. Напрявленість ковалентного зв'язку та його насичуваність. Перекривання орбіталей, сігма-, пі-, дельта-зв'язок. Гібридні орбіталі. Полярний ковалентний зв'язок. Полярні і неполярні молекули. Дипольний момент. Утворення сполук з точки зору методу валентних зв'язків (МВЗ), методу молекулярних орбіталей (ММО). Зв'язуючі, незв'язуючі та розпушуючі МО. Енергетичні діаграми двохатомних гомоядерних молекул та йонів елементів I та II періодів. Кратність зв'язку. Магнітні властивості молекул. Принципи побудови енергетичних діаграм багатоатомних молекул (H_2O , CH_4 , NH_3 , XeF_2). Йонний зв'язок. Водневий зв'язок. Міжмолекулярні сили (сили Ван-дер-Ваальса). Орієнтаційна, дисперсійна, індукційна взаємодія. Металічний зв'язок. Різні типи хімічного

зв'язку в молекулах, які входять до складу живих організмів (приклади). Важливість водневого зв'язку для біосистем.

Змістовий модуль 2. Неорганічна хімія.

Тема 11. Основні класи хімічних сполук. Оксиди. Класифікація та номенклатура оксидів. Методи одержання оксидів. Пероксиди. Основи, їх класифікація. Амфотерні гідроксиди. Номенклатура основ та амфотерних гідроксидів. Кислотність основ. Луги. Одержання основ. Кислоти та їх класифікація. Оксигеновмісні та безоксигенові кислоти. Ізополігетерокислоти. Пероксид-, галогено-, тіо- та інші гетерополікислоти. Основність кислот. Номенклатура кислот. Одержання кислот. Солі. Способи одержання кислот та їх класифікація. Середні, кислі та основні солі. Солі подвійні та комплексні. Номенклатура солей. Будова комплексних молекул. Координаційна теорія Вернера. Назви комплексних молекул.

Тема 12. Водень. Кисень. Повітря. Інертні гази. Гідроген у природі. Водень, дейтерій та тритій. Способи одержання водню в лабораторних умовах та техніці. Фізичні та хімічні властивості водню. Сполуки Гідрогену та їх застосування. Вода. Хімічні та фізичні властивості. Гідрати. Вода як розчинник. Гідроген пероксид. Одержання та властивості. Оксиген у природі. Ізотопи Оксигену. Способи добування кисню в лабораторії та техніці. Практичне застосування. Алотропія. Озон. Фізичні та хімічні властивості кисню та озону. Сполуки елементів з Оксигеном. Повітря та його роль у природі. Склад повітря. Рідке повітря та його застосування. Історія відкриття інертних газів. Інертні гази, їх властивості та застосування.

Тема 13. *p*-елементи VII групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Загальна характеристика елементів сьомої групи. Галогени. Будова атомів та молекул. Поширеність у природі та природні сполуки. Методи одержання галогенів. Фізичні властивості галогенів. Хімічні властивості галогенів. Взаємодія галогенів з металами та неметалами. Основні типи бінарних галогенних сполук. Галогеноводневі кислоти та їх солі. Промислове добування та застосування хлоридної кислоти. Оксигеновмісні сполуки галогенів. Оксигеновмісні кислоти галогенів. Перхлорати та перхлоратна кислота, їх застосування. Бромати та йодати. Перйодати. Окисно-відновні властивості сполук галогенів. Роль галогенів в біохімічних процесах.

Тема 14. *p*-елементи VI групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Загальна характеристика елементів шостої групи. Сульфур та його природні сполуки. Поширеність у природі. Добування, властивості та використання. Сульфур та його сполуки. Сірководень. Сульфідна кислота. Відновні властивості сірководню та сульфідів. Полісульфіди. Кисневі сполуки Сульфуру. Сульфур діоксид. Сульфідна кислота та сульфіти. Сульфур триоксид та сульфатна кислота. Одержання сульфатної кислоти. Олеум. Значення сульфатної кислоти та її солей в промисловості, у сільському господарстві. Сульфати. Тіосульфатна кислота, тіосульфати та їх властивості. Кругообіг

Сульфуру в природі. Сполуки Сульфуру як природні та антропогенні забрудники навколишнього середовища. Екологічні аспекти хімії Сульфуру.

Халькогени. Селен і Телур. Загальна характеристика фізичних та хімічних властивостей Селену, Телуру та їх сполук. Промислове значення селену і телуру. Порівняльна характеристика сполук Сульфуру, Селену та Телуру.

Тема 15. p-елементи V групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Загальна характеристика елементів п'ятої групи. Підгрупа Нітрогену, її відмінність від підгрупи Ванадію. Нітроген, валентності та ступені окиснення. Азот та його поширеність у природі. Одержання та властивості азоту. Використання азоту в народному господарстві. Роль Нітрогену в житті рослинних та тваринних організмів. Водневі сполуки Нітрогену: амоніак, гідразин, гідроксиламін. Одержання, властивості та застосування. Оксиди Нітрогену. Нітритна кислота та її окисно-відновні властивості. Нітратна кислота. Нітрати. Азотні добрива. Кругообіг Нітрогену в природі. Нітрати та оксиди Нітрогену – антропогенні забруднюючі фактори навколишнього середовища.

Фосфор та його сполуки у природі. Способи одержання. Алотропія. Фосфін. Фосфіди. Кисневі сполуки Фосфору. Фосфатні кислоти та фосфати. Значення Фосфору у сільському господарстві. Фосфорні добрива, їх одержання. Суперфосфати: простий, подвійний. Преципітат, амофоси, комбіновані добрива. Розвиток промислового виробництва мінеральних добрив.

Підгрупа Арсену. Арсен та його природні сполуки. Водневі та кисневі сполуки Арсену. Арсенати. Солі Стибію та Бісмуту. Гідроксиди стибію та бісмуту. Використання стибію, бісмуту та їх сполук. Отрутохімікати та їх вплив на навколишнє середовище.

Тема 16. p-елементи IV групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Загальна характеристика елементів четвертої групи. Карбон та Силіцій. Карбон в природі. Алотропія Карбону. Алмаз, графіт, аморфний вуглець. Їх практичне застосування. Активоване вугілля. Карбіди металів та вуглеводні. Кисневі сполуки Карбону. Чадний газ та його властивості. Генераторний, водяний та змішаний газ. Вуглекислий газ. Лабораторне і промислове одержання. Властивості вуглекислого газу. Карбонатна кислота та її солі. Кругообіг карбону в природі. Сполуки Карбону з Сульфуром та Нітрогеном. Ціаніди та роданіди, практичне використання. Кам'яне вугілля. Екологічні аспекти хімії Карбону. Силіцій. Поширення у природі, одержання та властивості. Силіциди. Силани. Силіцій діоксид. Силікатні кислоти та їх солі. Природні силікати та алюмосилікати. Скло. Добування скла. Силікатна промисловість.

Загальна характеристика Германію, Стануму, Плюмбуму. Знаходження у природі. Методи добування. Фізичні та хімічні властивості елементів та їх сполук. Солі Стануму та Плюмбуму. Свинцевий акумулятор. Використання елементів підгрупи Германію та їх сполук.

Тема 17. p-елементи III групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Загальна характеристика елементів третьої групи. Бор. Природні сполуки бору.

Методи одержання. Властивості. Бориди. Бороводні (борани). Оксид бору. Боратні кислоти та їх солі. Бура. Бор як мікроелемент у сільському господарстві. Алюміній. Знаходження в природі, одержання, використання. Сплави алюмінію. Фізичні та хімічні властивості алюмінію. Оксид та гідроксид алюмінію. Каолін. Використання каоліну. Керамічне виробництво. Фарфор. Цемент. Корунд, рубін та їх практичне використання. Солі алюмінію. Алюмінати. Алюмінієві галуни. Алюмотермія. Алюмінієва промисловість.

Тема 18. Загальні властивості металів. Метали у природі. Основні види руд. Збагачення руд. Основні методи добування металів. Піро-, електро- та гідрометалургія. Фізичні та хімічні властивості металів. Метали в періодичній системі. Зміни йонних радіусів перехідних металів. Закономірності в зміні стійкості сполук вищої валентності для цих елементів. Електрохімічні властивості металів. Корозія металів та методи боротьби з нею.

Тема 19. s-елементи I та II груп періодичної системи Д. І. Менделєєва. Загальна характеристика елементів першої групи. Лужні метали. Природні сполуки лужних металів. Роль лужних металів у живій природі. Добування. Хімічні властивості та використання. Гідриди. Оксиди та гідроксиди. Найважливіші солі. Методи добування соди. Калійні добрива. Значення та кругообіг лужних металів у природі.

Загальна характеристика елементів другої групи. Магній. Природні сполуки. Добування та застосування. Властивості магнію та його сполук. Оксид та гідроксид магнію. Солі магнію. Промислове значення магнію та його сполук. Роль магнію в житті рослинних організмів. Лужноземельні метали, природні сполуки, добування. Властивості кальцію, стронцію та барію. Оксиди та пероксиди. Гідроксиди. Солі лужноземельних металів. Розчинність солей. Твердість природних вод, методи її усунення. Сполуки Кальцію в техніці. Негашене та гашене вапно. Гіпс. Хімізм тверднення гіпсу. Використання сполук кальцію в сільському господарстві.

Тема 20. d-елементи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Загальна характеристика елементів восьмої групи. Родина Феруму. Ферум, кобальт, нікель у природі. Добування, фізичні та хімічні властивості. Доменний процес. Ступені окиснення та їх відносна стабільність. Солі двовалентного та тривалентного Феруму. Комплексні сполуки Феруму. Солі нікелю та кобальту. Комплексні сполуки нікелю та кобальту. Промислове застосування заліза, нікелю та кобальту. Чорна металургія.

Підгрупа мангану. Загальна характеристика. Манган та його знаходження у природі. Одержання чистого мангану та феромангану. Ступені окиснення, кислотно-основні та окислювально-відновні властивості оксидів та гідроксидів мангану. Залежність окисно-відновних властивостей сполук Мангану від кислотності середовища. Манганати та перманганати. Значення мангану та його сполук в природі.

Підгрупа хрому. Хром і його природні сполуки. Одержання ферохрому і чистого хрому. Ступені окиснення та їх відносна стабільність. Фізичні та хімічні властивості хрому. Сплави. Оксиди та гідроксиди, їх властивості. Солі

тривалентного хрому. Хроміти. Хромові галуни. Окиснення тривалентного хрому. Хроматний ангідрид. Хромові кислоти. Хромати та дихромати, їх окисні властивості. Взаємний перехід хроматів та дихроматів. Практичне використання хрому та його сполук.

Підгрупа Цинку. Цинк, кадмій, ртуть. Їх природні сполуки. Промислові способи одержання. Сплави. Амальгами. Властивості цинку, кадмію, ртуті. Оксиди та гідроксиди цих елементів. Амфотерність оксиду та гідроксиду цинку. Найважливіші сполуки елементів підгрупи цинку. Комплексні сполуки цинку, кадмію, ртуті. Практичне використання цинку, кадмію, ртуті та їх сполук. Ртуть та кадмій як антропогенні забруднювачі ґрунтів та водойм.

Підгрупа Купруму. Знаходження Купруму, Аргентуму та Ауруму в природі. Методи добування та очистки. Народногосподарське значення. Фізичні та хімічні властивості міді, срібла та золота. Оксиди, гідроксиди та солі Купруму. Срібло, його властивості та застосування. Фотохімічні властивості галогенідів Аргентуму і застосування їх у фотографії. Йони Купруму, Аргентуму та Ауруму як комплексоутворювачі.

Робочий план

Види занять	Номери навчальних тижнів										
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Лекції, год. (№ теми)	4 (1-2)	4 (3-4)	4 (5-6)	4 (7)	4 (8)	4 (9)	4 (10)	4 (11)	4 (13-17)	4 (18-20)	
Лабораторні, год. (№ теми)	4 (5)	4 (4)	4 (6)	4 (6)	4 (6)	4 (7, 13)	4 (20)	4 (14)	4 (15)	4 (16)	
Самостійна робота, год. (№ теми)	4 (1-2)	4 (5)	4 (3-4)	4 (4, 6)	4 (6, 13)	4 (6-7, 20)	4 (8-9, 12, 14)	4 (10, 15)	4 (11, 16)	4 (17-19)	
Вид контролю (№ теми)		ПКР (5)	ПКР (4)	ПКР (6)	ПКР (6)	ПКР (6), ПО (13)	ПО (20)	МКР (1-10), ПО (14)	ПКР (7), ПО (15)	МКР (11-20) ПО (16)	Іспит
Максимальний бал		5	5	5	5	5 + 4	4	20 + 4	5 + 4	30 + 4	100
Отриманий бал											

ПКР – поточна контрольна робота; МКР – модульна контрольна робота; ПО – поточне опитування (сума балів за ПО = 4).

Шкала оцінювання: національна та ECTS

Сума балів за всі види навчальної діяльності	Оцінка ECTS	Оцінка за національною шкалою
90-100	A	відмінно
85-89	B	добре
75-84	C	
70-74	D	
60-69	E	задовільно
35-59	FX	незадовільно з можливістю повторного складання
0-34	F	незадовільно з обов'язковим повторним вивченням дисципліни

Заходи безпеки під час виконання лабораторних робіт

До виконання лабораторних робіт допускаються студенти, які опрацювали необхідний теоретичний матеріал, що стосується теми лабораторної роботи та виконали задачі і вправи по даній темі.

Виконуючи хімічний експеримент студент повинен:

1. Детально ознайомитися із змістом роботи і точно виконувати методичні вказівки.
2. Чітко виконувати правила роботи, пов'язані із складанням приладів, зважуванням, додержанням температурного режиму.
3. Ощадливо витрачати реактиви, берегти посуд та лабораторне обладнання.
4. Результати дослідів записувати в лабораторному журналі. В протоколі лабораторної роботи чітко і стисло записують спостережувані явища, рівняння хімічних реакцій або математичний розрахунок та висновки.

Після закінчення експерименту кожний студент здає протокол лабораторної роботи керівникові практикуму для перевірки та підпису.

В хімічній лабораторії студенти повинні ознайомитися з правилами внутрішнього розпорядку та техніки безпеки. Деякі з цих правил:

1. Робоче місце тримати чистим, без сторонніх предметів.
2. Суворо додержувати правил користування реактивами і техніки проведення хімічних дослідів.
3. На посуді з реактивами повинні бути етикетки з назвою речовини і її хімічною формулою. Забороняється використовувати реактиви без етикеток на посуді або з невідповідними написами.
4. Забороняється відбирати речовини брудними шпателями чи піпетками.
5. Надлишки реактивів забороняється повертати в посуд з реактивом.
6. Залишки реактивів, а також продукти реакцій, добуті після проведених дослідів не можна викидати в раковини, чи в сміття. Для цього використовують спеціальний посуд.
7. Хімічні реактиви слід використовувати в мінімальних кількостях, достатніх для проведення дослідів.
8. Забороняється залишати без догляду працююче приладдя, включені газові пальники, електричні плити, тощо.
9. Категорично забороняється засмоктувати рідини в піпетки. Для цього потрібно використовувати гумові груші.
10. Обережно поводитися з хімічним посудом, особливо тонкостінним.
11. Забороняється проводити дослідів на лабораторних столах з використанням легкозаймистих речовин. Такі роботи проводять тільки в витяжних шафах при вимкнених джерелах запалювання.
12. При проведенні дослідів, де можливе руйнування скляного приладдя, використовують захисні екрани, маски чи окуляри.
13. При хімічних опіках кислотами чи лугами уражене місце промивають струменем води з-під крану. Далі накладають примочку: або з 2% розчину натрій бікарбонату при опіках кислотами, або з 2% розчину оцтової чи лимонної кислоти – при опіках лугами (при опіках очей використовують 1% розчин аскорбінової кислоти в теплій воді).

Лабораторна робота № 1

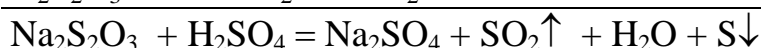
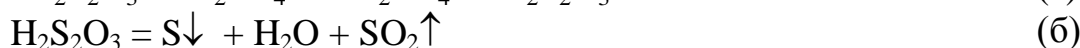
Хімічна кінетика

Питання для підготовки та обговорення:

1. Швидкість хімічної реакції.
2. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин, температури.
3. Вплив каталізатора на швидкість реакції.
4. Швидкість гетерогенних хімічних реакцій.
5. Хімічна рівновага.
6. Принцип Ле Шательє. Зміщення хімічної рівноваги.

Дослід 1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин

Таку залежність можна простежити, якщо використати реакцію взаємодії натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ з сульфатною кислотою, яка перебігає в дві стадії:



Реакція (а) проходить практично миттєво, швидкість реакції (б) невелика і тому вона визначає загальну швидкість процесу. Середня швидкість реакції вимірюється часом від початку зливання розчинів до появи мути сірки в зоні реакції (тобто $V \approx 1/\tau$).

Для встановлення залежності швидкості реакції від концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в три нумеровані пробірки налити 0,1 М розчин натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$: в першу 5 мл, в другу 10 мл, а в третю 15 мл. Потім в першу пробірку додати 10 мл, а в другу 5 мл води. В три інші пробірки налити по 5 мл 0,1 М розчину сульфатної кислоти. По черзі в кожен пробірку з розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ прилити по 5 мл розчину H_2SO_4 і визначити час з моменту зливання реагентів до появи мути в кожній пробірці (ступінь помутніння в кожній пробірці повинен бути однаковим). Результати дослідів звести в таблицю:

№ пробірки	Об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Об'єм H_2O , мл	Об'єм розчину H_2SO_4 , мл	Загальний об'єм розчину, мл	Відносна концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Час перебігу реакції τ , с	Швидкість реакції $V = 1/\tau$, с^{-1}
1	5	10	5	20	1 С		
2	10	5	5	20	2 С		
3	15	—	5	20	3 С		

Побудувати графік залежності швидкості реакції від відносної концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Висновок:

Дослід 2. Залежність швидкості реакції від температури

Дослід виконується з використанням реакції взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою (див. дослід 1).

Налити в три пробірки по 10 мл 0,1 М розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в три інші пробірки – по 10 мл 0,1 М розчину H_2SO_4 та розділити всі пробірки на пари: в кожній парі повинна бути пробірка з розчином натрій тіосульфату і пробірка з розчином сульфатної кислоти. Відмітити температуру повітря в лабораторії. Злити пробірки першої пари, визначити час появи муті сірки. Другу пару пробірок нагріти в термостаті на 10°C вище кімнатної і після зливання розчинів в пробірках відмітити час появи муті. Для третьої пари пробірок нагрів провести до температури на 20°C вище кімнатної і знову визначити час появи муті.

Результати дослідів записати в таблицю:

№ п/п	Об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Об'єм розчину H_2SO_4 , мл	Температура, $^\circ\text{C}$	Час появи муті τ , с	Швидкість реакції $V = 1/\tau$, c^{-1}
1	10	10			
2	10	10			
3	10	10			

Побудувати графік залежності швидкості реакції від температури. Знайти температурний коефіцієнт швидкості реакції γ .

Висновок:

Дослід 3. Вплив каталізатора на швидкість реакції

Прослідкувати каталітичну дію різних каталізаторів на реакцію розкладу гідроген пероксиду: $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ по швидкості знебарвлення індигокарміну внаслідок окиснення барвника киснем.

Налити в три пробірки по десять крапель розчину індигокарміну, потім в одну із пробірок додати трохи манган(IV) оксиду MnO_2 , в другу – трохи плюмбум(IV) оксиду PbO_2 . Третя пробірка використовується для порівняння.

В інші три пробірки налити по 3 мл розчину гідроген пероксиду з масовою часткою 10%. По черзі прилити розчин пероксиду до пробірок з барвником (обережно, використати захисні окуляри!) і після струшування визначити час знебарвлення розчинів у пробірках.

Зробити висновок про порівняльну каталітичну активність узятих каталізаторів MnO_2 і PbO_2 .

Дослід 4. Швидкість гетерогенних хімічних реакцій

В сухій ступці обережно змішати (без розтирання) декілька кристаликів плюмбум(II) нітрату $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ та калій йодиду KI . Чи змінюється забарвлення суміші _____

Розтерти суміш. Що відбувається? _____

З допомогою піпетки до розтертої суміші додати декілька крапель води. Звернути увагу на зміну забарвлення системи. Написати рівняння реакції. Пояснити дослід.

Дослід 5. Зміщення хімічної рівноваги

До 5 мл 0,001 М розчину ферум(III) хлориду FeCl_3 додати 15 мл 0,001 М розчину амоній роданіду NH_4SCN . Утворюється забарвлений в червоний колір ферум(III) роданід $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. Реакція оборотна:



За зміною інтенсивності забарвлення $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ зручно спостерігати за зміщенням хімічної рівноваги реакції.

Добутий червоний розчин розлити порівну в чотири пробірки. Одну з цих пробірок залишити для порівняння, в другу пробірку додати кілька крапель насиченого розчину FeCl_3 , в третю – кілька крапель насиченого розчину NH_4SCN , в четверту пробірку додати сухий амоній хлорид NH_4Cl . Як змінюється забарвлення розчинів в пробірках порівняно з першою? Пояснити зміну забарвлення розчинів в пробірках.

Підпис керівника практикуму _____

Питання для контролю:

1. Розклад нітроген(I) оксиду N_2O на поверхні золота при високих температурах виражається хімічним рівнянням: $2N_2O \rightleftharpoons 2N_2 + O_2$. При температурі 1173 К константа швидкості реакції $K=5 \cdot 10^{-4}$ л/моль·хв. Початкова концентрація N_2O дорівнює 3,2 моль/л. Визначте швидкість реакції при даній температурі на початку реакції і для моменту, коли розкладеться 25% нітроген(I) оксиду.

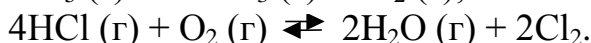
2. Як потрібно збільшити тиск, щоб швидкість утворення нітроген(IV) оксиду NO_2 згідно реакції $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ збільшилася в 1000 разів?

3. Як збільшиться швидкість взаємодії заліза з хлоридною кислотою, масова частка якої 5%, при збільшенні температури на 32°C? Температурний коефіцієнт швидкості реакції $\gamma=2,8$.

4. При температурі 393 К реакція закінчується за 18 хвилин. Знайти тривалість реакції при температурі 453 К, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції $\gamma=3$.

5. Знайти температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо константа швидкості реакції при температурі 120°C дорівнює $5,88 \cdot 10^{-4}$, а при температурі 170°C її значення $6,7 \cdot 10^{-2}$.

6. Як впливає підвищення тиску на рівновагу таких оборотних реакцій:



7. Як впливає підвищення температури на рівновагу таких реакцій:



8. При нагріванні нітроген(IV) оксиду в закритому об'ємі рівновага реакції $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO + O_2$ установилась при концентрації нітроген(IV) оксиду 0,8 моль/л, нітроген(II) оксиду – 2,2 моль/л, кисню – 1,1 моль/л. Знайти константу рівноваги реакції і вихідну концентрацію нітроген(IV) оксиду.

9. При певній температурі константа рівноваги реакції $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ дорівнює 0,12. Початкова концентрація йодидної кислоти складає 0,55 моль/л. Знайти рівноважні концентрації речовин в реакції.

Лабораторна робота №2

Розчини. Способи вираження складу розчину

Питання для підготовки та обговорення:

1. Розчини та дисперсні системи.
2. Концентрація розчинів та способи її вираження.
3. Визначення теплового ефекту розчинення.
4. Приготування водного розчину з заданою масовою часткою розчиненої речовини.
5. Приготування розчинів з заданою масовою часткою шляхом змішування розчинів.
6. Визначення молярної концентрації еквіваленту лугу методом титрування.

Дослід 1. Визначення теплового ефекту розчинення

У дві пробірки налити по 3 мл води та виміряти температуру води в цих пробірках. В одній пробірці розчинити 3 г натрій гідроксиду, в другій 3 г натрій нітрату. При розчиненні слідкувати за зміною температури в обох пробірках до досягнення максимальної або мінімальної температури розчину. Дані дослідів записати в таблицю:

Речовина	Початкова температура води	Температура розчинів	Δt	Висновки
NaOH				
NaNO ₃				

Дослід 2. Приготування водного розчину з заданою масовою часткою розчиненої речовини

а) Приготувати водний розчин купрум(II) сульфату масою 110 г з масовою часткою CuSO₄ 2%, використовуючи мідний купорос CuSO₄·5H₂O та воду.

б) Приготувати водний розчин натрій тіосульфату масою 120 г з масовою часткою Na₂S₂O₃ 2%, використовуючи Na₂S₂O₃·5H₂O та воду.

в) Приготувати водний розчин натрій ацетату масою 130 г з масовою часткою CH₃COONa 2%, використовуючи CH₃COONa·3H₂O та воду.

г) Приготувати водний розчин цинк сульфату масою 110 г з масовою часткою ZnSO₄ 2%, використовуючи ZnSO₄·7H₂O та воду.

Обчислити масу кристалогідрату та об'єм води, необхідні для приготування розчину. Зважити на технохімічних терезах (точність 0,01 г) розраховану наважку кристалогідрату. Відібрати циліндром необхідний об'єм води та розчинити в ній при розмішуванні кристалогідрат. В спеціальному циліндрі ареометром виміряти густину одержаного розчину. Порівняти теоретичні (табл. 1) та практичні величини густини розчину.

Записати результати в вигляді: $\rho_{\text{практ.}} =$

$\rho_{\text{теорет.}} =$

Знайти відносну похибку експерименту

$$1\% = \left| \frac{\rho_{\text{теор}} - \rho_{\text{практ}}}{\rho_{\text{теор}}} \right| \cdot 100$$

Таблиця 1

Густина водних розчинів деяких неорганічних речовин

Речовина	ρ , г/см ³ при масовій частці речовини, в %										
	1	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20
CuSO ₄	1,009	1,019	1,040	1,062	1,084	1,107	1,131	1,154	1,180	1,206	-
Na ₂ S ₂ O ₃	1,006	1,015	1,032	1,048	1,065	1,082	1,100	1,118	1,136	1,155	1,174
CH ₃ COONa	1,004	1,009	1,019	1,021	1,039	1,049	1,059	1,070	1,080	1,091	1,102
Zn ₂ SO ₄	-	1,019	1,040	1,062	1,084	1,107	-	-	-	-	-
NaCl	1,005	1,012	1,026	1,041	1,055	1,070	1,080	1,100	1,116	1,131	1,147

Розрахунок та висновки

Дослід 3. Приготування розчинів з заданою масовою часткою шляхом змішування розчинів

Приготувати розчин натрій хлориду масою 150 г з масовою часткою NaCl 12% шляхом змішування 20% та 2% розчинів натрій хлориду.

Обчислити маси 20% та 2% розчинів натрій хлориду, які потрібні для приготування заданого розчину. Використовуючи таблицю 1, визначити об'єми відповідних розчинів.

Відміряти циліндром визначені об'єми 20% та 2% розчинів натрій хлориду, вилити їх в хімічний стакан і перемішати. За допомогою ареометру визначити густину одержаного розчину та порівняти теоретичні (табл. 1) та практичні величини густини розчину.

Записати результати в вигляді: $\rho_{\text{практ.}} =$

$\rho_{\text{теорет.}} =$

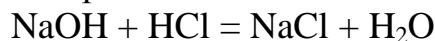
Знайти відносну похибку експерименту

$$1\% = \left| \frac{\rho_{\text{теор}} - \rho_{\text{практ}}}{\rho_{\text{теор}}} \right| \cdot 100$$

Розрахунок та висновки

Дослід 4. Визначення молярної концентрації еквівалента лугу методом титрування

Для знаходження молярної концентрації еквівалента лугу використовують реакцію нейтралізації розчину лугу розчином кислоти з точно визначеною молярною концентрацією еквівалента кислоти. Наприклад:



Суть методу полягає в тому, що точно вимірюють об'єм кислоти, який необхідно додати до визначеного об'єму розчину лугу, щоб кількісно провести реакцію нейтралізації. Для розрахунків використовують формулу:

$$c\left(\frac{1}{z} \text{NaOH}\right) \cdot v(\text{NaOH}) = c\left(\frac{1}{z} \text{HCl}\right) \cdot v(\text{HCl})$$

Методика виконання дослідів:

1. Зібрати прилад для титрування. В конічну колбу для титрування відібрати 10 мл розчину лугу, додати 2-3 краплі розчину фенолфталеїну (розчин при цьому стає малиновим).
2. Бюретку заповнити 0,1н розчином хлоридної кислоти.
3. Конічну колбу для титрування підставити під бюретку і поступово добавляти в колбу по 2-3 краплі кислоти при інтенсивному перемішуванні рідини колби. Кислоту добавляти до тих пір, доки не зникне забарвлення розчину в конічній колбі. Об'єм розчину кислоти, який витрачений на реакцію нейтралізації, виміряти по нижньому меніску бюретки з точністю 0,01 мл.
4. Титрування повторити не менше трьох разів та знайти середнє значення об'єму кислоти.

1 титрування $V_1(\text{HCl}) =$

2 титрування $V_2(\text{HCl}) =$

3 титрування $V_3(\text{HCl}) =$

$$V(\text{HCl})_{\text{середнє}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} =$$

Обчислити молярну концентрацію еквіваленту лугу:

$$C\left(\frac{1}{z}(\text{NaOH})\right) = C(\text{NaOH}) = \frac{V(\text{HCl}) \cdot 0,1}{10} = \text{моль/л}$$

Підпис керівника практикуму _____

Питання для контролю:

1. До розчину нітратної кислоти об'ємом 300 мл і масовою часткою HNO_3 12% ($\rho=1,1 \text{ г/см}^3$) добавили воду об'ємом 500 мл. Для отриманого розчину розрахувати масову частку HNO_3 , молярну концентрацію, молярну концентрацію еквіваленту, молярність, титр, молярні частки нітратної кислоти й води.

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

3. До розчину KOH об'ємом 0,4 л і масовою часткою KOH 10% ($\rho=1,082 \text{ г/см}^3$) додали сухий KOH масою 16 г. Для отриманого розчину розрахувати масову частку KOH, молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту (змінюючи об'єм знехтувати).

4. Обчислити масову частку HNO_3 , молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту розчину, що утворився при змішуванні 300 мл 10%-ного ($\rho=1,055 \text{ г/см}^3$) та 300 мл 24%-ного ($\rho=1,14 \text{ г/см}^3$) розчинів нітратної кислоти.

5. Розрахувати титр розчину нітратної кислоти, який отримано змішуванням розчину нітратної кислоти ($\rho=1,05 \text{ г/мл}$) об'ємом 400 мл і масовою часткою HNO_3 10% з розчином нітратної кислоти ($\rho=1,12 \text{ г/мл}$) об'ємом 150 мл і масовою часткою HNO_3 20%.

6. Який об'єм розчину амоніаку ($\rho=0,88 \text{ г/мл}$) з масовою часткою NH_3 35% потрібно додати до 400 мл розчину амоніаку ($\rho=0,94 \text{ г/мл}$) з масовою часткою NH_3 15%, щоб одержати розчин з масовою часткою NH_3 25%?

7. Розрахувати об'єм і молярну концентрацію розчину нітратної кислоти, який отримано змішуванням розчину нітратної кислоти ($\rho=1,39 \text{ г/мл}$) об'ємом 100 мл і масовою часткою HNO_3 65% з розчином нітратної кислоти ($\rho=1,1 \text{ г/мл}$) об'ємом 100 мл і масовою часткою HNO_3 17,6%?

8. Який об'єм розчину натрій гідроксиду ($\rho=1,275 \text{ г/мл}$) з масовою часткою NaOH 20% потрібно додати до розчину натрій гідроксиду ($\rho=1,115 \text{ г/мл}$) об'ємом 50 мл і масовою часткою NaOH 10% для одержання розчину об'ємом 2 л і молярної концентрації еквіваленту 1,6 моль/л? Для вихідного розчину з масовою часткою NaOH 20% розрахувати молярну концентрацію, молярну концентрацію еквіваленту, молярність, титр розчину та молярні частки натрій гідроксиду і води.

Лабораторна робота № 3
Теорія електролітичної дисоціації. Ступінь, константа дисоціації. Закон розбавлення Оствальда. Йонний добуток води, рН розчинів

Питання для підготовки та обговорення:

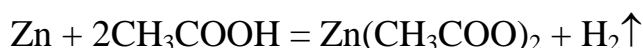
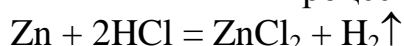
1. Дисоціація солей, основ, кислот.
2. Ступінь, константа дисоціації.
3. Порівняння хімічної активності сильних і слабких електролітів.
4. Закон розбавлення Оствальда.
5. Йонний добуток води.
6. рН розчинів. Розрахунок рН розчинів електролітів різної сили за величиною ступеня дисоціації: Забарвлення індикаторів в різних середовищах.
7. Реакції нейтралізації.
8. Оборотні та необоротні реакції. Написання молекулярних, повних та скорочених йонно-молекулярних рівнянь.

Дослід 1. Дисоціація солей

Кристалик купрум(II) хлориду CuCl_2 розчинити в 2-3 краплях води. Відмітити забарвлення розчину _____. До розчину додати декілька мл води. Спостерігати зміну забарвлення розчину _____. Написати рівняння дисоціації $\text{CuCl}_2 \rightleftharpoons$
Як впливає розбавлення розчину на дисоціацію купрум(II) хлориду?

Дослід 2. Порівняння хімічної активності сильних і слабких електролітів

В одну пробірку налити 5 мл розчину хлоридної кислоти з молярною концентрацією 0,1 моль/л, в другу пробірку – 5 мл розчину оцтової кислоти з такою ж концентрацією. В кожну пробірку опустити по кусочку цинку. Відмітити, в якій пробірці виділення водню протікає більш інтенсивно: _____. Записати скорочені йонні рівняння хімічних процесів в пробірках.



По табл. 2 знайти значення ступеня дисоціації кислот та пояснити різницю в інтенсивності виділення водню:

$$\alpha(\text{HCl}) = \quad \quad \quad \alpha(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

Дослід 3. Забарвлення індикаторів в різних середовищах

а) Налити в три пробірки по 1-2 мл дистильованої води та додати до води по 2 краплі розчину одного із індикаторів: лакмусу, метилового

оранжевого і фенолфталеїну. Відмітити в таблиці колір розчину індикаторів в нейтральному розчині.

Б) Налити в три пробірки по 1-2 мл 2 М розчину натрій гідроксиду NaOH та додати до них по 2-3 краплі розчину одного із перелічених індикаторів. Записати в таблиці зміну забарвлення розчинів індикаторів в лужному середовищі.

В) Проробити те ж саме для розбавлених розчинів хлоридної кислоти.

Середовище	Забарвлення індикатора		
	лакмус	метилоранж	фенолфталеїн
Кисле			
Нейтральне			
Лужне			

Дослід 4. Реакції нейтралізації

До 1-2 мл 0,2 М розчину натрій гідроксиду прибавити 1-2 краплі індикатору метилоранжу і визначити колір розчину _____.
До цього розчину по краплям додати 0,2 М розчин хлоридної кислоти до появи оранжево-жовтого забарвлення розчину. Повторити дослід, але замінити розчин натрій гідроксиду на розчин амоніаку. Написати йонно-молекулярні рівняння реакцій нейтралізації і визначити, яка з цих реакцій є практично необоротною, а яка – оборотною.

Дослід 5. Йонні реакції обміну

а) Реакції обміну з утворенням малорозчинних речовин. В пробірку налити 1-2 мл розчину натрій сульфату Na_2SO_4 та прилити до нього 1-2 мл розчину барій хлориду. Відмітити колір осаду _____.
Скласти рівняння реакції в молекулярній і йонно-молекулярній формі:

б) Реакції обміну з утворенням газоподібних речовин. В пробірку налити 1-2 мл розчину натрій карбонату Na_2CO_3 та додати декілька крапель хлоридної кислоти HCl. Спостерігати виділення вуглекислого газу CO_2 .
Скласти рівняння реакції в молекулярній і йонно-молекулярній формі:

в) Реакції обміну з утворенням малодисоційованих речовин. Налити в пробірку 1-2 мл розчину натрій ацетату CH_3COONa та відмітити наявність запаху _____. Додати трохи хлоридної кислоти HCl і знову відмітити наявність запаху: _____.

Скласти рівняння реакцій в молекулярній і йонно-молекулярній формі:

Дослід 6. Зміщення рівноваги в розчинах електrolітів

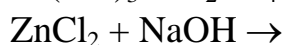
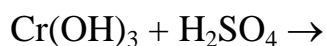
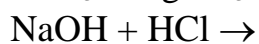
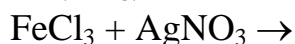
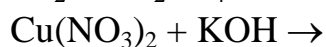
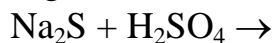
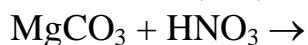
В дві пробірки налити по 5 мл 2 н. розчину хлоридної кислоти і в кожен з пробірок помістити по гранулі цинку. Після того, як в пробірках установиться рівномірне виділення водню, в одну із пробірок додати 5 мл 2 н. розчину натрій ацетату CH_3COONa , в іншу – 5 мл води. Відмітити зміни в інтенсивності виділення водню. Скласти рівняння реакцій в молекулярній і йонно-молекулярній формі:

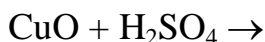
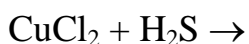
Пояснити, чому добавка солі слабкої кислоти до розчину сильної кислоти зменшує реакційну здатність сильної кислоти.

Підпис керівника практикуму _____

Питання для контролю:

10. Написати молекулярні і скорочені йонно-молекулярні рівняння реакцій між такими електrolітами в водному розчині:

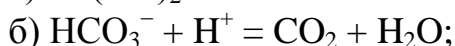




2. Написати молекулярні і скорочені йонно-молекулярні рівняння реакцій між такими електролітами в водному розчині:

- а) алюміній гідроксидом і калій гідроксидом;
- б) станум(II) гідроксидом і хлоридною кислотою;
- в) амоній хлоридом і барій гідроксидом;
- г) натрій гідрогенсульфідом і натрій гідроксидом;
- д) магній карбонатом і хлоридною кислотою.

3. Скласти по два молекулярні рівняння до кожного з йонно-молекулярних рівнянь:



4. Константа дисоціації нітритної кислоти становить $5,4 \cdot 10^{-4}$. Знайти ступінь дисоціації кислоти в 0,01 М розчині і концентрацію йонів Гідрогену H^+ .

5. Знайти молярну концентрацію ацетатної кислоти, якщо її ступінь дисоціації в розчині становить 0,01. При якій концентрації ступінь дисоціації ацетатної кислоти зросте в 2 рази? $K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

6. Знайти концентрацію йонів H^+ , H_2AsO_4^- , HAsO_4^{2-} , AsO_4^{3-} в 0,3 М розчині H_3AsO_4 ($K_1 = 6 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 1 \cdot 10^{-7}$, $K_3 = 3 \cdot 10^{-12}$).

7. Як зміниться концентрація йонів OH^- в 1 н. розчині NH_4OH , якщо до 5 л розчину додати 26,75 г амоній хлориду, ступінь дисоціації якого в розчині становить 85%? $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

8. Знайти рН таких розчинів:

а) 0,1 н. розчин калій гідроксиду;

б) 0,2 н. розчин барій гідроксиду.

9. Знайти молярну концентрацію ацетатної кислоти в розчині, рН якого дорівнює 3. $K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

10. Знайти об'єм води, який необхідно додати до розчину мурашиної кислоти об'ємом 0,2 л ($\omega(\text{HCOOH}) = 5\%$, $\rho = 1,1012$ г/мл) для утворення розчину, рН якого дорівнює 2,5. $K(\text{HCOOH}) = 1,77 \cdot 10^{-4}$.

Таблиця 2

Ступені та константи дисоціації деяких електролітів*

Назва електроліту	Формула	Ступінь дисоціації, %		K
		1 н.	0,1 н.	
Нітратна кислота	HNO ₃	82	92	-
Хлоридна кислота	HCl	78	92	-
Бромідна кислота	HBr	-	92	-
Йодидна кислота	HI	-	92	-
Фторидна кислота	HF	-	8,5	6,6·10 ⁻⁴
Силікатна кислота	H ₂ SiO ₃	-	-	K ₁ 2,2·10 ⁻¹⁰ K ₂ 1,6·10 ⁻¹²
Сульфатна кислота	H ₂ SO ₄	51	58	K ₂ 1,2·10 ⁻²
Сульфідна кислота	H ₂ S	-	0,07	K ₁ 6,3·10 ⁻⁸ K ₂ 1,0·10 ⁻¹⁴
Сульфітна кислота	H ₂ SO ₃	-	34	K ₁ 1,6·10 ⁻² K ₂ 6,3·10 ⁻⁸
Карбонатна кислота	H ₂ CO ₃	-	0,17	K ₁ 4,5·10 ⁻⁷ K ₂ 4,7·10 ⁻¹¹
Ортофосфатна кислота	H ₃ PO ₄	-	27	K ₁ 7,5·10 ⁻³ K ₂ 6,3·10 ⁻⁸ K ₃ 1,3·10 ⁻¹²
Ортоборатна кислота	H ₃ BO ₃	-	0,01	K ₁ 5,8·10 ⁻¹⁰
Оцтова (етанова) кислота	CH ₃ COOH	0,4	1,3	1,8·10 ⁻⁵
Оксалатна кислота	H ₂ C ₂ O ₄	-	31	K ₁ 5,4·10 ⁻² K ₂ 5,4·10 ⁻⁵
Калій гідроксид	KOH	77	91	-
Натрій гідроксид	NaOH	78	91	-
Амоній гідроксид	NH ₄ OH	0,4	1,3	1,8·10 ⁻⁵
Барій гідроксид	Ba(OH) ₂	-	80	-
Кальцій гідроксид	Ca(OH) ₂	-	78	-

* Ступінь дисоціації для багатоосновних кислот відноситься до першого ступеня дисоціації.

Таблиця 3

Добутки розчинності малорозчинних електролітів при 25°C

Електроліт	ДР	Електроліт	ДР
BaSO ₄	1,1·10 ⁻¹⁰	FeS	3,7·10 ⁻¹⁹
CaCO ₃	3,8·10 ⁻⁹	HgS	1,6·10 ⁻⁵²
CaC ₂ O ₄	2,3·10 ⁻⁹	MnS	5,6·10 ⁻¹⁶
CaCrO ₄	7,1·10 ⁻⁴	PbS	1,1·10 ⁻²⁹
Ca ₃ (PO ₄) ₂	2,0·10 ⁻²⁹	PbSO ₄	2·10 ⁻⁸
CaSO ₄	6,1·10 ⁻⁶	PbCrO ₄	1,8·10 ⁻¹⁴
CdS	1,6·10 ⁻²⁸	SrSO ₄	2,8·10 ⁻⁷
CuS	4·10 ⁻³⁸	ZnS	1,6·10 ⁻²⁴

Лабораторна робота № 4

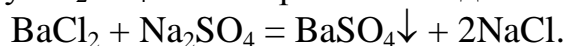
Добуток розчинності

Питання для підготовки та обговорення:

1. Добуток розчинності. Умови утворення малорозчинних речовин.
2. Залежність розчинності осадів від величини їх добутків розчинності.
3. Вплив однойменних йонів на розчинність осадів.
4. Розчинення осаду малорозчинного електроліту.
5. Залежність послідовності випадіння осадів від величини їх ДР.

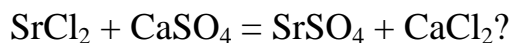
Дослід 1. Утворення малорозчинних речовин

Налити в три пробірки по 1-2 мл розчинів барій хлориду BaCl_2 , стронцій хлориду SrCl_2 та кальцій хлориду CaCl_2 . Потім в першу пробірку додати розчин натрій сульфату Na_2SO_4 . Спостерігати випадіння осаду барій сульфату:



По табл. 3 знайти величину $\text{ДР}(\text{BaSO}_4) =$

В другу пробірку додати розчин кальцій сульфату. Чи буде проходити реакція:

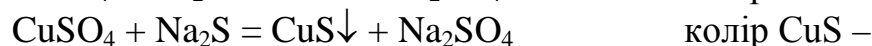


Для цього треба порівняти $\text{ДР}(\text{CaSO}_4) =$ та $\text{ДР}(\text{SrSO}_4) =$ (табл. 3). Якщо $\text{ДР}(\text{SrSO}_4) < \text{ДР}(\text{CaSO}_4)$, реакція відбудеться.

В третю пробірку додати насичений розчин стронцій сульфату. Провести аналогічне порівняння та зробити висновок:

Дослід 2. Залежність розчинності осадів від величини їх добутків розчинності

В дві пробірки до розчинів ферум(II) сульфату FeSO_4 і купрум(II) сульфату CuSO_4 додати розчин Na_2S або $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Відмітити колір осадів:



Подіяти на утворені осадки 2 н. розчином хлоридної кислоти. Який з осадів розчинився? Записати молекулярні і йонно-молекулярні рівняння розчинення осаду в кислоті:

Пояснити явища, які ви спостерігали на досліді:

Дослід 3. Розчинення осаду малорозчинного електроліту

В дві пробірки помістити невеликі порції сухого кальцій оксалату CaC_2O_4 . В одну із пробірок додати розчин хлоридної кислоти HCl , в другу – розчин оцтової кислоти CH_3COOH . Відмітити, в якій із пробірок осад розчинився _____. Записати молекулярні і йонно-молекулярні рівняння реакції:

Порівняти ступені дисоціації хлоридної, щавлевої (оксалатної) і оцтової кислот (табл. 2) і пояснити результати дослідів.

Дослід 4. Залежність послідовності випадіння осадів від величини їх добутоків розчинності

В пробірці одержати осад плюмбум(II) сульфату PbSO_4 при змішуванні 2-3 мл розчинів натрій сульфату Na_2SO_4 і плюмбум(II) нітрату $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Відмітити колір осаду PbSO_4 _____. Скласти молекулярні і йонно-молекулярні рівняння:

В іншій пробірці одержати осад плюмбум(II) хромату PbCrO_4 при змішуванні розчинів калій хромату K_2CrO_4 і плюмбум(II) нітрату $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Відмітити колір осаду PbCrO_4 _____. Записати молекулярні і йонно-молекулярні рівняння:

В третю пробірку додати по 1-2 мл розчинів натрій сульфату Na_2SO_4 і калій хромату K_2CrO_4 і після перемішування до цього розчину по краплям прилити 1-2 мл розчину плюмбум(II) нітрату $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Визначити, який осад утворюється в першу чергу PbSO_4 чи PbCrO_4 _____

Порівняти добутки розчинності (табл. 3) $\text{DP}(\text{PbSO}_4)=$ _____ і $\text{DP}(\text{PbCrO}_4)=$ _____ і пояснити результати дослідів:

Підпис керівника практикуму _____

Питання для контролю:

1. Для розчинення плюмбум(II) йодиду PbI_2 масою 1,16 г потрібно 2 л води. Знайти добуток розчинності плюмбум(II) йодиду.
2. Розчинність $CaCO_3$ при $35^\circ C$ дорівнює $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Знайти $DP(CaCO_3)$.
3. Добуток розчинності Ag_2CO_3 становить $6,15 \cdot 10^{-12}$. Знайти розчинність Ag_2CO_3 в моль/л та г/л.
4. Чи випаде осад $CaSO_4$, якщо змішати однакові об'єми розчинів кальцій хлориду і натрій сульфату, молярна концентрація яких дорівнює 0,1 моль/л. $DP(CaSO_4) = 6 \cdot 10^{-15}$.
5. Чи випадає осад Ag_2SO_4 при змішуванні однакових об'ємів 0,02 н. розчину $AgNO_3$ і 1 н. розчину сульфатної кислоти. $DP(Ag_2SO_4) = 7 \cdot 10^{-5}$?
6. До 100 мл 0,2 н. розчину манган(II) сульфату $MnSO_4$ добавили 50 мл 0,2 н. розчину амоній сульфїду. Чи випаде осад манган(II) сульфїду, якщо $DP(MnS) = 1,1 \cdot 10^{-15}$?

Лабораторна робота № 5

Гідроліз солей

Питання для підготовки та обговорення:

1. Гідроліз солей. Реакція середовища в водних розчинах солей.
2. Ступінь гідролізу солі та фактори, що впливають на його величину.
3. Константа гідролізу, її зв'язок із ступенем гідролізу солі та константами дисоціації слабких електролітів.
4. Аналіз продуктів гідролізу.
5. Зміщення рівноваги процесу гідролізу.
6. Повний гідроліз.
7. Гідроліз білків.

Дослід 1. Реакція середовища в водних розчинах солей

В три пробірки налити по 2 мл дистильованої води і по 2-3 краплі нейтрального розчину лакмусу. В першу пробірку додати декілька кристаликів калій хлориду KCl , в другу пробірку – алюміній сульфату $Al_2(SO_4)_3$, а в третю – натрій карбонату Na_2CO_3 . Визначити рН середовища і заповнити таблицю:

Сіль	Колір лакмусу	рН розчину (рН<7, рН=7, рН>7)	Чи проходить гідроліз? (Да чи ні)
KCl			
$Al_2(SO_4)_3$			
Na_2CO_3			

Для солей, які зазнають гідролізу, написати рівняння реакцій гідролізу:

Дати відповідь на наступні запитання:

- 1) Яка сіль не зазнає гідролізу? _____.
- 2) Яка середня сіль при гідролізі утворює кислу сіль? _____.
- 3) Яка середня сіль при гідролізі утворює основну сіль? _____.

Дослід 2. Аналіз продуктів гідролізу.

Налити в пробірку 1-2 мл розчину ферум(III) хлориду FeCl_3 і за допомогою універсального індикаторного папірця визначити рН середовища _____. В розчин ферум(III) хлориду в пробірці додати трохи порошку магнію. Який газ виділяється? _____. Пояснити дослід і написати відповідні йонно-молекулярні рівняння реакцій:

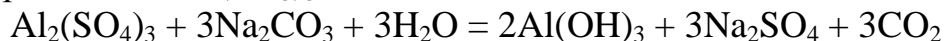
Дослід 3. Зміщення рівноваги процесу гідролізу (вплив температури)

Налити в пробірку 2-3 мл дистильованої води та внести декілька кристаликів натрій ацетату CH_3COONa . Після розчинення кристалів до розчину додати 2-3 краплі розчину фенолфталеїну. Відмітити колір розчину: _____. Відлити половину розчину в іншу пробірку та поставити її в стакан з гарячою водою. Порівняйте колір розчинів в пробірках. Чому нагрітий розчин має більш інтенсивне забарвлення? Відповідь:

Написати рівняння гідролізу натрій ацетату CH_3COONa .

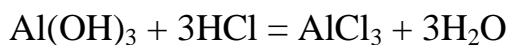
Дослід 4. Повний гідроліз

Налити в пробірку 1-2 мл розчину алюміній сульфату $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ та додати до цього розчину розчин натрій карбонату. Пробірку нагріти до утворення осаду. Замість очікуваного алюміній карбонату $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ в осаді знаходиться алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$. Це пояснюється тим, що проходить повний гідроліз солі $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$:



Написати йонно-молекулярні рівняння реакції.

Для того, щоб довести присутність алюміній гідроксиду в осаді, осад промивають гарячою водою і ділять на дві частини. Одну частину осаду розчиняють в хлоридній кислоті:



Написати йонно-молекулярні рівняння реакції.

Другу частину осаду розчиняють в розчині лугу:

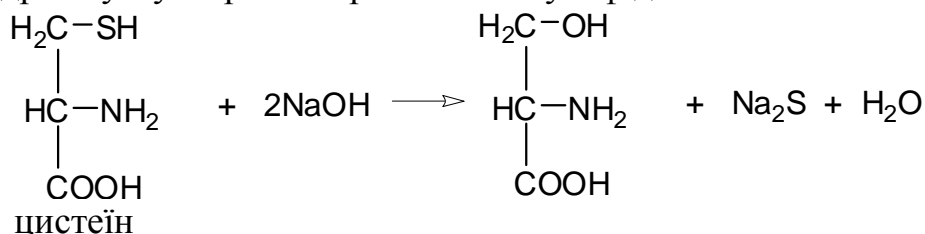


Написати йонно-молекулярні рівняння реакції.

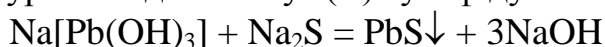
Амфотерна властивість осаду доказує, що в осаді знаходиться Al(OH)_3 . На основі даного досліду зробіть висновок про можливість одержання в реакціях обміну в водних розчинах солей, утворених слабкими основами та слабкими кислотами. Відповідь:

Дослід 5. Гідроліз білків.

Сульфгідрильні групи SH в білках або в пептидах в лужному середовищі зазнають гідролізу з утворенням розчинних сульфідів металів:



При дії на таку систему натрій гідроксоплюмбату (реактив Фоля), випадає чорний або бурий осад плюмбум(II) сульфідів PbS :



Така реакція є тестом на присутність Сульфуру в білках. Реактив Фоля утворюється при взаємодії:



Приготувати реактив Фоля: до водного розчину плюмбум(II) ацетату з масовою часткою $\text{Pb(CH}_3\text{COO)}_2$ 5% добавляти по краплям розчин натрій гідроксиду з масовою часткою NaOH 30% до утворення прозорого розчину.

Налити в пробірку 5 мл розчину білку або пептиду і додати 5 крапель реактиву Фоля. Добре перемішати суміш в пробірці і прокип'ятити. Через 1-2 хвилини відмітити зміни в реагуючій системі: _____

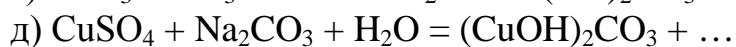
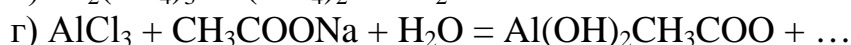
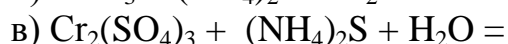
Підпис керівника практикуму _____

Питання для контролю:

1. Написати йонно-молекулярні рівняння гідролізу: 1) калій фосфату; 2) цинк хлориду; 3) ферум(III) сульфату; 4) алюміній ацетату; 5) натрій хлориду. Визначити рН цих розчинів.

2. Яку реакцію середовища мають розчини солей: амоній хлориду NH_4Cl , калій сульфіту K_2SO_3 , натрій нітрату NaNO_3 , ферум(III) хлориду FeCl_3 , купрум(II) сульфату CuSO_4 , алюміній сульфід Al_2S_3 . Відповідь підтвердити відповідними йонно-молекулярними рівняннями гідролізу.

3. Написати в молекулярній і йонно-молекулярній формі рівняння реакцій і пояснити їх механізм:



4. Знайти ступінь гідролізу і рН в 0,01 н. розчині K_2SO_3 . $K_2(\text{H}_2\text{SO}_3)=6,3 \cdot 10^{-8}$.

5. В 0,1 н. розчині натрій ціаніду NaCN рН=11. Знайти константу гідролізу NaCN і константу дисоціації слабкої кислоти в розчині.

6. При якій концентрації купрум(II) хлориду CuCl_2 рН розчину становить 5? $K_2(\text{Cu}(\text{OH})_2)=3,4 \cdot 10^{-7}$.

Лабораторна робота № 6 Окисно-відновні реакції. Галогени

Питання для підготовки та обговорення:

1. Окисно-відновні реакції. Йонно-електронний метод.
2. Галогени.
3. Хлорна вода і її властивості.
4. Властивості бромної води.
5. Властивості йоду.
6. Властивості оксигеновмісних сполук галогенів.
7. Властивості галогенід-йонів.

Дослід 1. Властивості бромної води

а) Дослід проводити в витяжній шафі!

В пробірку налити 1 мл розчину сульфідної кислоти H_2S і при енергійному збовтуванні по краплям додати 1 мл бромної води. Визначити ознаки хімічної реакції: _____ . Записати рівняння хімічної реакції:

б) Налити в пробірку 1 мл бромної води і додати в розчин невелику порцію порошку цинку або алюмінію і перемішати вміст скляною паличкою. Відмітити зміну забарвлення розчину _____ .
Написати рівняння реакції:

Дослід 2. Властивості йоду

а) В дві пробірки помістити декілька кристаликів йоду. В першу пробірку прилити 5 мл води і енергійно збовтати суміш в пробірці. Відмітити забарвлення розчину і зробити висновок про розчинність йоду в воді:

_____ .
Додати до цієї суміші декілька крапель насиченого розчину KI до розчинення йоду. Записати відповідне рівняння реакції:

В другу пробірку з йодом додати 1-2 мл етилового спирту. Відмітити колір розчину: _____ . Порівняти розчинність йоду в воді, розчині KI і в етиловому спирті:

б) Дослід проводити в витяжній шафі!

Налити в пробірку 1 мл розчину сульфідної кислоти H_2S і при енергійному збовтуванні по краплям додати 1 мл водного розчину йоду.
Записати рівняння реакції:

в) Демонстраційний дослід. Проводити в витяжній шафі!

В фарфоровій чашці перемішати невеликі порції порошку алюмінію і кристалічного йоду. До суміші додати декілька крапель води (каталізатор).

Відмітити ознаки хімічної реакції _____

Написати рівняння реакції:

Дослід 3. Властивості оксигеновмісних сполук галогенів

а) В пробірку налити 1 мл насиченого розчину хлорного вапна і додати розчин KI. Відмітити зміну забарвлення розчину _____

Написати рівняння реакції:

б) Налити в пробірку 2 мл насиченого розчину хлорного вапна і додати декілька крапель розчину солі кобальту(II) (каталізатор). Пробірку нагріти газовим пальником. Який газ виділяється в цій реакції _____

Написати рівняння реакції:

в) В пробірку налити 1-2 мл розчину калій хлорату та додати 1-2 мл калій йодиду KI. Одержаний розчин солей підкислити розбавленим розчином сульфатної кислоти H_2SO_4 . Що спостерігається? _____. Яка речовина забарвлює розчин після реакції? _____. Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:

Дослід 5. Властивості галогенід-іонів.

а) Теоретичний дослід. В три сухі пробірки помістити відповідно невеликі порції (~1 г) розтертих KCl, KBr, KI і прилити в кожну пробірку по 2 мл концентрованої сульфатної кислоти H_2SO_4 . Визначити інтенсивність виділення і колір газів, які утворюються:

I пробірка _____ II пробірка _____ III пробірка _____

Записати відповідні рівняння реакцій:

Розташувати йони Cl^- , Br^- , I^- в ряд по мірі зростання їх відновної активності:

б) В три пробірки налити по 1 мл розчинів KCl , KBr , KI . В кожну пробірку додати по декілька крапель розчину AgNO_3 . Порівняти колір осадів в пробірках:

I пробірка _____ II пробірка _____ III пробірка _____

В пробірки з осадами додати по 1 мл розчину амоніаку. Відмітити розчинність осадів:

I пробірка _____ II пробірка _____ III пробірка _____

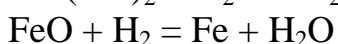
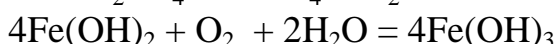
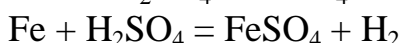
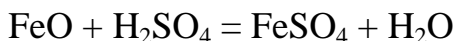
Написати відповідні рівняння реакцій:

Підпис керівника практикуму _____

Питання для контролю:

1. Визначити ступінь окиснення елементів, які помічені в сполуках: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HClO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, H_3PO_4 , KMnO_4 , NH_3 , N_2H_4 , N_2O , H_2O_2 , BaO_2 , Na_3N , K_2S , NaNO_2 , FeSO_4 , FeCl_3 , NH_4NO_2 , NaClO_3 .

2. Знайти, які з наведених нижче реакцій належать до окисно-відновних. Визначити відновник та окисник.



3. Написати електронні формули атома Хлору у нормальному та збудженому станах. Які ступені окиснення та валентність може проявляти Хлор у сполуках?

4. Як змінюються окисні властивості галогенів в ряду: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 ?

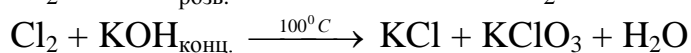
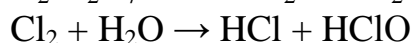
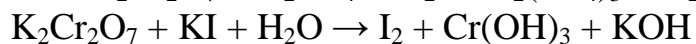
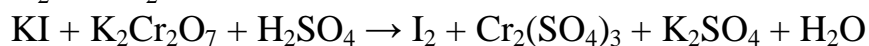
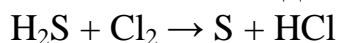
5. Як змінюються кислотні та окиснювальні властивості кислот в ряду: HClO , HBrO , HIO ? Як добувають ці кислоти?

6. Як змінюються кислотні та окиснювальні властивості кислот: HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 ?

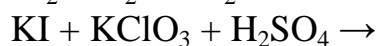
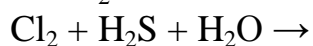
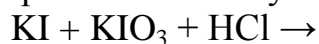
7. Як змінюються кислотні та відновні властивості в ряду: HF , HCl , HBr , HI ?

8. Які з перелічених солей піддаються гідролізу: натрій йодид, ферум(III) хлорид, калій хлорит, натрій гіпохлорит, натрій перхлорат?

9. Знайти коефіцієнти в реакціях методом йонно-електронного балансу. Вказати окисник та відновник.



10. Закінчити рівняння реакцій та розставити коефіцієнти методом йонно-електронного балансу:



Лабораторна робота № 7 Хром, Манган та їх сполуки

Питання для підготовки та обговорення:

1. Одержання і властивості хром(III) оксиду. Одержання і властивості хром(III) гідроксиду. Гідроліз солей хрому(III). Окиснення сполук хрому(III).
2. Умови існування в розчинах хроматів і дихроматів.
3. Окисні властивості сполук хрому(VI).
4. Манган(II) гідроксид і його властивості. Властивості солей мангану(II).
5. Властивості манган(IV) оксиду.
6. Окисні властивості калій перманганату.

Дослід 1. Одержання і властивості хром(III) оксиду

Демонстраційний дослід. Насипати на металевий лист гіркою невелику порцію порошку амоній дихромату $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. На вершину гірки капнути декілька крапель спирту і підпалити. Відмітити ознаки хімічної реакції:

Записати рівняння реакції термічного розкладу амоній дихромату:

До якого типу окисно-відновних реакцій належить реакція розкладу $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ _____.

Невеликі порції хром(III) оксиду Cr_2O_3 , що утворився, помістити в дві пробірки. В одну із пробірок додати воду, в іншу – розведену сульфатну кислоту. Визначити розчинність хром(III) оксиду у воді _____, в розведеній сульфатній кислоті _____.

Дослід 2. Одержання і властивості хром(III) гідроксиду

а) в пробірку налити 2-3 мл розчину солі хрому(III) і по краплям добавляти розчин лугу до утворення осаду. Відмітити колір осаду _____

Написати рівняння реакцій в молекулярній і йонно-молекулярній формах:

б) Розділити осад на дві пробірки і в одну із них додати розчин хлоридної кислоти HCl , в іншу – розчин лугу до розчинення осаду в пробірках. Відмітити зміни в пробірках: I пробірка _____ II пробірка _____
Написати рівняння реакцій в молекулярній і йонно-молекулярній формах:

Які властивості має хром(III) гідроксид? _____

Дослід 3. Гідроліз солей хрому(III)

а) Налити в пробірку 1 мл розчину нейтрального лакмусу і додати в розчин декілька кристаликів хрому(III) сульфату. Перемішувати розчин скляною паличкою до розчинення кристалів. Відмітити зміну забарвлення індикатора і визначити рН розчину хрому(III) сульфату _____
Записати рівняння гідролізу хрому(III) сульфату:

б) В пробірку налити 1 мл розчину хрому(III) сульфату і додати 1 мл розчину амонію або натрію сульфідів. Який осад утворюється при такій взаємодії: _____
Записати рівняння реакцій в молекулярній і йонно-молекулярній формах:

Дослід 4. Окиснення сполук хрому(III)

В пробірку налити 1-2 мл розчину хрому(III) сульфату і додати по краплям розчин лугу до повного розчинення осаду, що утворюється. Додати бромну воду та відмітити ознаки хімічної реакції: _____
Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:

Дослід 5. Умови існування в розчинах хроматів і дихроматів

Налити в пробірку 1 мл розчину калій дихромату $K_2Cr_2O_7$. Відмітити колір розчину _____.
Додати в пробірку з розчином калій дихромату розчин лугу. Відмітити зміну забарвлення розчину _____
До розчину, що утворився, додати розчин сульфатної кислоти до зміни забарвлення розчину. Який колір нового розчину _____
Записати рівняння взаємних переходів хроматів і дихроматів в розчинах:

Які умови існування в розчинах хроматів і дихроматів:

Дослід 6. Окисні властивості сполук хрому(VI)

а) Розчин калій дихромату $K_2Cr_2O_7$ об'ємом 1 мл підкислити розчином сульфатної кислоти і додати 1 мл розчину калій йодиду KI. Відмітити зміну забарвлення розчину після реакції: _____

Визначити утворення вільного йоду в розчині за допомогою розчину крохмалю:

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:

б) Налити в пробірку 1 мл розчину калій дихромату $K_2Cr_2O_7$, підкислити його розчином сульфатної кислоти та додати 1 мл розчину натрій нітриту $NaNO_2$. Пробірку підігріти. Відмітити ознаки хімічної реакції: _____

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:

Дослід 7. Манган(II) гідроксид і його властивості

В пробірку налити 1 мл розчину солі мангану(II) і додати розчин лугу до утворення осаду. Відмітити колір осаду _____

Скласти молекулярне і йонно-молекулярні рівняння:

Поставити пробірку в штатив і через деякий час відмітити зміну кольору осаду: _____ Написати рівняння реакції окиснення манган(II) гідроксиду молекулярним киснем:

Дослід 8. Властивості солей мангану(II)

а) Налити в пробірку 1 мл розчину солі мангану(II), додати 1 мл розчину луку та прилити 1 мл бромної води. Відмітити ознаки хімічної реакції:

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:

б) Дослід проводити в витяжній шафі! В пробірку насипати невелику порцію (~0,1 г) порошку плюмбум(IV) оксиду PbO_2 , додати 5-6 крапель концентрованої нітратної кислоти HNO_3 і 1-2 краплі (не більше!) 2 н. розчину манган(II) сульфату. Суміш обережно прокип'ятити 1-2 хвилини (на водяній бані). Після відстоювання суміші відмітити забарвлення розчину _____
Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:

Дослід 9. Властивості манган(IV) оксиду

В пробірку помістити декілька кристаликів оксиду MnO_2 і додати 1 мл 2 н. розчину сульфатної кислоти. До суміші додати 1-2 мл розчину ферум(II) сульфату $FeSO_4$. Закрити пробірку пробкою і струшувати суміш до повного розчинення кристалів MnO_2 . В розчин, що утворився, додати 3-4 краплі розчину $K_4[Fe(CN)_6]$. Як змінилося забарвлення розчину _____

Який йон виявляється у розчині _____

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:



Які властивості виявляє манган(IV) оксид MnO_2 в даній реакції _____

Дослід 10. Окисні властивості калій перманганату $KMnO_4$

В три пробірки налити по 1 мл розчину калій перманганату $KMnO_4$. В першу пробірку додати 1 мл розбавленої сульфатної кислоти H_2SO_4 , в другу – 1 мл розчину луку. В третій пробірці розчин залишити нейтральним. В кожен із пробірок додати по 1 мл розчину калій йодиду KI . Вміст третьої пробірки трохи нагріти. Спостерігати за ознаками хімічних реакцій в кожній із пробірок. Яка речовина забарлює розчин в жовто-бурий колір в першій пробірці _____

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:

Яка речовина забарвлює розчин в другій пробірці в зелений колір _____
Йонно-електронним методом скласти рівняння окисно-відновної реакції, якщо врахувати перетворення форм відновника: $\Gamma \rightarrow \text{IO}_3^-$

Яка речовина випала в осад в третій пробірці _____
Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:

Підпис керівника практикуму _____

Питання для контролю:

1. Написати електронні формули атомів Хрому та Мангану. Які ступені окиснення вони проявляють у сполуках?

2. З якими з перелічених речовин взаємодіє металічний хром?

а) вода б) HCl , $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{розв.}}$ в) $\text{HNO}_{3\text{конц.}}$, $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}}$ г) $\text{NaOH}_{\text{конц.}}$, $\text{KOH}_{\text{розв.}}$

3. Яку реакцію середовища мають розчини CrCl_3 та MnSO_4 ?

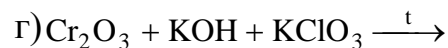
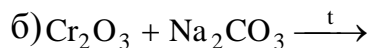
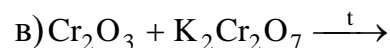
а) $\text{pH} > 7$ б) $\text{pH} < 7$ в) $\text{pH} = 7$.

Написати рівняння реакцій гідролізу в молекулярній та йонно-молекулярній формах.

4. Який з оксидів є найсильнішим окиснювачем?

а) CrO_3 б) CrO в) Cr_2O_3

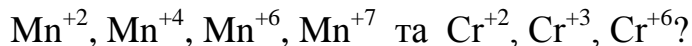
5. Які реакції можна використати, щоб перевести сполуки Cr^{+3} у сполуки Cr^{+6} ?



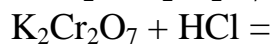
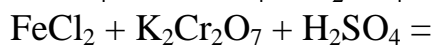
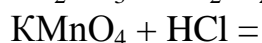
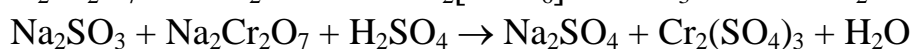
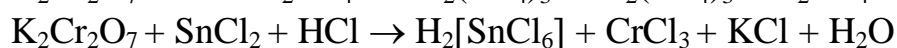
6. Написати рівняння хімічних реакцій для здійснення наступних перетворень:



7. Як змінюються кислотні та окисні властивості сполук в рядах:



8. Закінчити рівняння реакцій та розставити коефіцієнти методом йонно-електронного балансу:



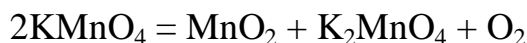
Лабораторна робота № 8 Оксиген. Гідроген пероксид. Сульфур і його сполуки

Питання для підготовки та обговорення:

1. Оксиген. Одержання кисню.
2. Гідроген пероксид. Властивості гідроген пероксиду.
3. Сульфур і його сполуки.
4. Відновні властивості сірководню. Одержання сульфідів металів. Гідроліз сульфідів.
5. Окисно-відновні властивості сульфїтної кислоти і її солей.
6. Властивості сульфатної кислоти.
7. Властивості натрій тіосульфату.

Дослід 1. Одержання кисню

В сухій пробірці, яка затиснута в лапці штативу, нагріти 0,5-1 г калій перманганату KMnO_4 .

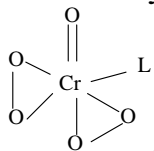


Випробувати газ, який виділяється, тліючою скалкою. Висновок:

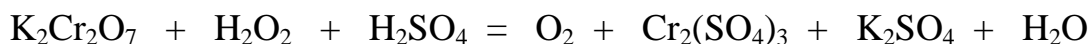
Дослід 2. Властивості гідроген пероксиду H_2O_2

а) Налити в пробірку 10 крапель 3% розчину гідроген пероксиду, додати 3 краплі 2 н. розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 та 10 крапель суміші бензолу з ацетоном (80% бензолу в суміші). До суміші в пробірці додати 3-4 краплі розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ і вміст пробірки енергійно перемішати струшуванням. Відмітити забарвлення: бензольного шару _____ водного розчину _____

В бензольному шарі утворюється стійкий пероксо-комплекс хрому(VI) $\text{CrO}(\text{O}_2)_2\text{L}$ (де L – молекули води або бензолу):



який розпадається в водному розчині з утворенням кисню і аквакомплексу хрому(III). Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:



б) Налити в пробірку 1 мл розчину калій перманганату KMnO_4 , додати до розчину 1-2 мл розведеної сульфатної кислоти і 1-2 мл розчину гідроген пероксиду. Що спостерігається? _____
Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:



Які властивості виявляє гідроген пероксид в реакціях а) і б)? _____

в) В пробірку налити 2 мл розчину хром(III) нітрату $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ і по краплях добавляти розчин натрій гідроксиду NaOH до розчинення осаду хром(III) гідроксиду $\text{Cr}(\text{OH})_3$. До одержаного розчину добавити розчин гідроген пероксиду H_2O_2 . Що спостерігається? _____

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:



Які властивості виявляє гідроген пероксид в реакції в)? _____

Дослід 3. Відновні властивості гідроген сульфїду H_2S

а) В пробірку налити 1 мл розчину калій перманганату KMnO_4 , добавити 1 мл розведеної сульфатної кислоти і розчину сульфїдної кислоти H_2S . Що спостерігається? _____

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:



б) В пробірку налити 1 мл розчину калій дихромату $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, добавити 1 мл розведеної сульфатної кислоти і розчину сульфїдної кислоти. Що спостерігається? _____

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:

Дослід 4. Одержання сульфїдів металів

В п'ять пробірок налити по 1 мл розчинів цинк сульфату ZnSO_4 , манган(II) сульфату MnSO_4 , кадмій(II) нітрату $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, пльомбум(II) нітрату $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і купрум(II) сульфату CuSO_4 . В кожну із пробірок по краплям добавити розчин амоній сульфїду $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ або Na_2S до випадіння осадів.

Записати молекулярні рівняння утворення відповідних сульфідів і відмітити колір осадів під формулами сульфідів металів.

Дослід повторити, але в пробірці замість $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ додати по 1 мл розчину сульфідної кислоти H_2S . Чи у всіх випадках відмічається поява осадів?

Скласти рівняння реакцій в молекулярній і йонно-молекулярній формі:

Порівняти добутки розчинності сульфідів вищезазначених металічних елементів (табл. 3) та константу дисоціації H_2S (табл. 2) і пояснити, чому при дії на ці солі розчином сульфідної кислоти H_2S деякі осади не утворюються.

Дослід 5. Гідроліз сульфідів

Розчинити декілька кристаликів натрій сульфиду Na_2S в 4-5 мл води. Додати в пробірку 2-3 краплі розчину фенолфталеїну. Відмітити забарвлення розчину _____.

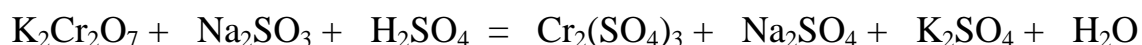
Написати рівняння реакції гідролізу Na_2S :

Дослід 6. Відновні властивості сульфідів

Налити в дві пробірки розчини KMnO_4 і $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Розчини підкислити 1-2 мл розведеної сульфатної кислоти і додати в кожну пробірку по 1-2 мл розчину натрій сульфідів Na_2S . Відмітити зміну забарвлення розчинів в пробірках:

I пробірка _____ II пробірка _____

Скласти рівняння окисно-відновних реакцій йонно-електронним методом:



Дослід 7. Властивості сульфатної кислоти

а) Дія розведеної сульфатної кислоти на метали. На основі ряду напруг металів зробити висновок про можливість взаємодії цинку і міді з розведеною сульфатною кислотою. Висновок:

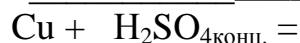
Підтвердити висновок дослідом. Для чого помістити в дві пробірки відповідно кусочки металічного цинку і мідної стружки і додати по 2-3 мл розведеної сульфатної кислоти.

В якій із пробірок можна помітити виділення газу? _____

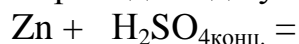
Записати рівняння реакцій і розставити коефіцієнти.

б) Дія концентрованої сульфатної кислоти на метали і неметали. Завдання виконується теоретично. Коефіцієнти у рівняннях реакцій знаходити з використанням методу напівреакцій.

1. Записати рівняння реакції взаємодії міді з концентрованою сульфатною кислотою. Який газ виділяється _____



2. Написати рівняння реакції взаємодії цинку з концентрованою сульфатною кислотою. Відновлення кислоти приводить до утворення H_2S .



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



На основі розглянутих реакцій зробити висновок, що концентрована сульфатна кислота є _____

Дослід 8. Властивості натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$

а) В пробірку налити 1 мл розчину натрій тіосульфату. По краплям додати в пробірку хлорну воду. Відмітити ознаки хімічної реакції.

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:

б) Налити в пробірку 1 мл бромної води і по краплям додати розчин натрій тіосульфату до зникнення забарвлення бром.

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:

в) Налити в пробірку 1 мл йодної води, додати 2-3 краплі 0,5% розчину крохмалю. Після цього в пробірку по краплям додати 0,01 н. розчин натрій тіосульфату до зникнення синього забарвлення розчину.

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:

Підпис керівника практикуму _____

Питання для контролю:

1. Написати електронні формули атомів Оксигену та Сульфуру у нормальному та збудженому станах. Які ступені окиснення та валентність можуть вони проявляти у сполуках?

2. Скільки алотропних модифікацій має Оксиген?

3. Охарактеризуйте алотропні модифікації Сульфуру?

4. Які солі при прожарюванні розкладаються з виділенням кисню?

а) KMnO_4 б) K_2MnO_4 в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ г) CaOCl_2

5. Які сполуки є пероксидами?

а) Na_2O_2 б) BaO_2 в) TiO_2 г) SnO_2

6. Які реакції використовують для добування кисню в лабораторії?

а) $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ}$ б) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ в) $\text{MnO}_2 \xrightarrow{t^\circ}$ г) $\text{HgO} \xrightarrow{t^\circ}$

7. Які сульфідні розчиняються в хлоридній кислоті? Написати молекулярні, повні та скорочені йонно-молекулярні рівняння реакцій:

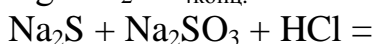
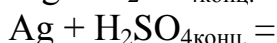
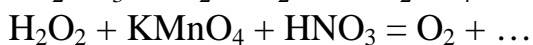
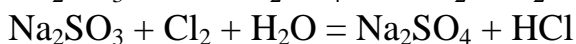
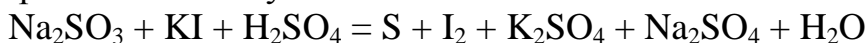
а) FeS б) ZnS в) CuS г) HgS

8. У яких реакціях SO_2 проявляє відновні властивості?

а) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

в) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ г) $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

9. Закінчити рівняння реакцій та розставити коефіцієнти методом йонно-електронного балансу:



Лабораторна робота № 9 Нітроген і Фосфор та їх сполуки

Питання для підготовки та обговорення:

1. Будова атомів пніктогенів, ступені окиснення, сполуки та їх властивості.
2. Одержання і властивості амоніаку.
3. Властивості гідразину і гідроксиламіну.
4. Окисно-відновні властивості нітритної кислоти та її солей.
5. Властивості нітратної кислоти.
6. Ксантопротеїнова реакція визначення амінокислот.
7. Якісні реакції на йони фосфатних кислот. Солі ортофосфатної кислоти.

Дослід 1. Одержання і властивості амоніаку

Змішати в пробірці по 0,5-1 г сухих амоній хлориду NH_4Cl та кальцій гідроксиду $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Пробірку нагріти. Обережно понюхати газ, який утворюється при реакції. Знайти коефіцієнти в рівнянні реакції:



До отвору пробірки піднести змочену водою смужку універсального індикаторного паперу і оцінити рН середовища: _____

Піднести до отвору пробірки змочену концентрованою хлоридною кислотою скляну паличку. Що спостерігається? _____

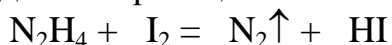
Написати рівняння реакції:

Які властивості виявляє амоніак: кислотні чи основні _____

Дослід 2. Властивості гідразину і гідроксиламіну

а) В пробірку налити 3-4 мл води і додати декілька кристаликів гідразин хлориду або сульфату. Суміш збовтати і долити декілька крапель йодної води. Як змінилося забарвлення йодної води? _____

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:



Які властивості виявляє гідразин? _____

б) Розчинити в 4-5 мл води декілька кристаликів гідроксиламін хлориду і додати до розчину декілька крапель йодної води. Як змінилося забарвлення йодної води? _____

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:



Які властивості виявляє гідроксиламін при взаємодії з йодом? _____

Дослід 3. Окисно-відновні властивості нітритів

а) Налити в пробірку 2-3 мл розчину калій йодиду KI, підкислити розчин розведеною сульфатною кислотою і обережно додати 1 мл розчину натрій нітриту NaNO₂. Як змінилося забарвлення розчину і чому? _____

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:



Натрій нітрит в цій реакції виявляє властивості _____

б) Підкислити розчин калій перманганату розведеною сульфатною кислотою і прилити до нього розчин натрій нітриту NaNO₂. Як змінюється колір розчину? _____

Скласти рівняння окисно-відновної реакції йонно-електронним методом:



Натрій нітрит в цій реакції виявляє властивості _____

Дослід 4. Властивості нітратної кислоти

Теоретичне завдання.

1. Написати рівняння реакції розкладу нітратної кислоти при нагріванні



2. Написати рівняння реакції взаємодії розведеної нітратної кислоти з цинком

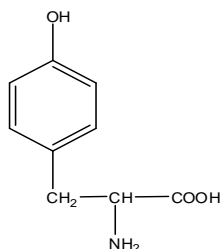
3. Написати рівняння реакції взаємодії міді з концентрованою нітратною кислотою

4. Написати рівняння реакції взаємодії сірки з концентрованою нітратною кислотою при нагріванні

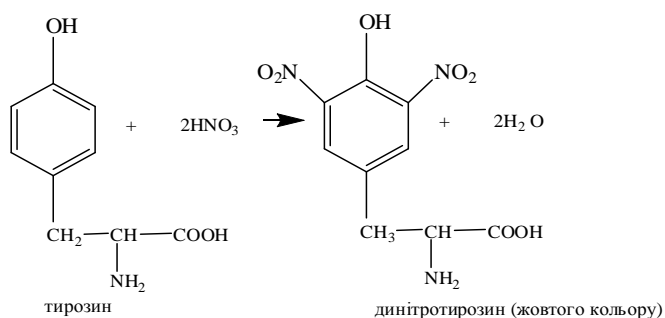
5. Написати рівняння реакції взаємодії фосфору з розведеною нітратною кислотою при нагріванні

Дослід 5. Ксантопротеїнова реакція визначення амінокислот

Така реакція визначає присутність в білках залишків ароматичних амінокислот типу тирозину



Якщо до розчину білку, який має в своєму складі залишки тирозину, додати концентровану HNO_3 , білок забарвлюється в жовтий колір за рахунок реакції нітрування:



Забарвлення білку змінюється до оранжевого при добавленні в розчин після нітрування 10-15 крапель розчину лугу з масовою часткою 20%.

В одну із двох пробірок додати 5 крапель розчину яєчного білку, в іншу – 5 крапель розчину желатини. В кожну пробірку додати по 3 краплі концентрованої нітратної кислоти і суміш в пробірках обережно прокип'ятити. Відмітити зміни забарвлення в пробірках:

I пробірка _____ II пробірка _____

Чому забарвлення білку в розчині желатини менш інтенсивне, ніж в розчині яєчного білку _____

Дослід 6. Якісні реакції на йони фосфорних кислот

а) В пробірку налити 3 мл розчину натрій гідрогенфосфату Na_2HPO_4 і по краплям добавляти розчин аргентум нітрату AgNO_3 до утворення осаду. Відмітити колір осаду _____.

Скласти рівняння реакції в молекулярній і йонно-молекулярній формі:

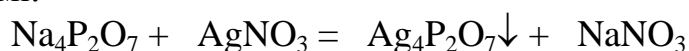


До осаду аргентум фосфату Ag_3PO_4 додати розчин розведеної нітратної кислоти. Скласти рівняння реакції в молекулярній і йонно-молекулярній формі:

б) Додати в пробірку 8-10 крапель розчину амоній молібдату $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ і 8-10 крапель концентрованої нітратної кислоти. До суміші прибавити 2-3 краплі розчину натрій фосфату або фосфорної кислоти. Вміст пробірки перемішати скляною паличкою і нагріти до $40-50^\circ\text{C}$. Відмітити колір осаду _____. Скласти рівняння реакції в молекулярній і йонно-молекулярній формі:



в) До розчину натрій дифосфату $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ додати по краплям розчин аргентум нітрату AgNO_3 до утворення осаду. Відмітити колір осаду _____. Скласти рівняння реакції в молекулярній і йонно-молекулярній формі:



На основі дослідів (а, б, в) зробити висновок, як визначати наявність йонів PO_4^{3-} і $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ в розчині.

Дослід 7. Солі ортофосфатної кислоти

а) Налити в три пробірки окремо по 1-2 мл 0,1 М розчину натрій гідрогенфосфату Na_2HPO_4 , натрій дигідрогенфосфату NaH_2PO_4 і натрій фосфату Na_3PO_4 . В кожен із пробірок додати 5-6 крапель розчину лакмусу. Визначити рН середовища в пробірках:

I пробірка _____ II пробірка _____ III пробірка _____

Написати реакції гідролізу зазначених солей по першому ступеню гідролізу:

Визначити рН зазначених розчинів фосфатів теоретично. Використати для константи дисоціації H_3PO_4 (табл. 2). Порівняти теоретичні і практичні величини рН розчинів.

б) Кальцій фосфати.

Налити в три пробірки по 1 мл розчину кальцій хлориду CaCl_2 . Прибавити в першу пробірку 1 мл розчину натрій фосфату, в другу – 1 мл розчину натрій гідрогенфосфату, в третю – 1 мл розчину натрій дигідрогенфосфату. Які кальцій фосфати нерозчинні в воді? _____
Скласти рівняння реакції в молекулярній і йонно-молекулярній формі:

Порівняти розчинність осадів, що утворилися, в розведених хлоридній та оцтовій кислотах.

Підпис керівника практикуму _____

Питання для контролю:

1. Написати електронні формули атомів Нітрогену та Фосфору у нормальному та збудженому станах. Які ступені окиснення та валентність вони проявляють у сполуках?

2. Які фосфати розчиняються у воді?

а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ б) CaHPO_4 в) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

3. Складіть рівняння термічного розкладу солей амонію: карбонат, хлорид, сульфат, дихромат, гідросульфід,

а також нітратів: KNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

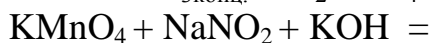
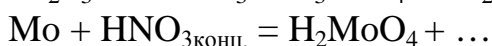
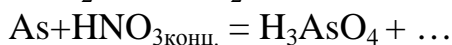
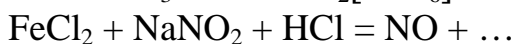
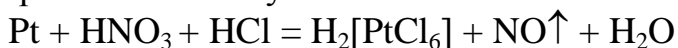
4. Назвіть оксиди Нітрогену. Які з них реагують з водою?

5. Які з наведених металів взаємодіють з концентрованою нітратною кислотою?

а) мідь б) срібло в) ртуть г) платина

6. Які ступені окиснення проявляє Фосфор в сполуках?

7. Закінчити рівняння реакцій та розставити коефіцієнти методом йонно-електронного балансу:



Лабораторна робота № 10

Карбон, Силіцій та їх сполуки

Питання для підготовки та обговорення:

1. Будова атомів елементів IVA групи, ступені окиснення, сполуки та їх стійкість.
2. Одержання і властивості CO_2 . Утворення солей карбонатної кислоти. Властивості солей карбонатної кислоти.
3. Визначення карбонатної твердості води.
4. Одержання силікатної кислоти H_2SiO_3 та її властивості.

Дослід 1. Одержання і властивості карбон(IV) оксиду CO_2

а) У невелику круглодонну колбу помістити 2-3 невеликих шматочка мармуру CaCO_3 і закріпити колбу вертикально в затиску штатива. Додати в пробірку 0,5 мл води і 1 мл концентрованої хлоридної кислоти HCl . Швидко закрити колбу пробкою із зігнутою газовідвідною трубкою. Кінець трубки опустити в пробірку з нейтральним розчином лакмусу, пропустити CO_2 , що виділяється, через цей розчин. Відзначити зміну забарвлення лакмусу _____, визначити реакцію середовища _____.

Скласти рівняння реакції: $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} =$

Розчинність карбон(IV) оксиду невелика (при 15°C в 1 л води розчиняється 1 л CO_2). При цьому у воді встановлюється рівновага:



Рівновага сильно зміщена вліво і велика частина CO_2 знаходиться в розчиненій формі. Нагрівання ще більше зміщує рівновагу вліво і при тривалому кип'ятінні карбон(IV) оксид повністю видаляється з води. Визначити, як зміститься рівновага при додаванні в розчин CO_2 у воді луку _____, кислоти _____.

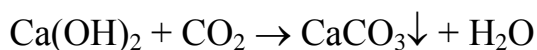
б) Наповнити карбон(IV) оксидом стакан і перевірити повноту наповнення скалкою, що горить. У інший стакан помістити маленький шматочок вати, змоченої етиловим спиртом. Підпалити вату. Перелити CO_2 з першого стакана в стакан з ватою, що горить. Що відбувається? _____. Карбон(IV) оксид CO_2 важчий за повітря і не підтримує горіння. Вміст CO_2 в повітрі близько 10% викликає зупинку дихання.

в) Наповнити карбон(IV) оксидом стакан і внести до стакана залізну ложечку з підпаленим порошком магнію. Спостерігати за горінням магнію в CO_2 . Написати рівняння реакції: $\text{Mg} + \text{CO}_2 =$

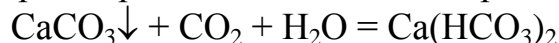
Дослід 2. Утворення солей карбонатної кислоти

Карбонатна кислота H_2CO_3 – слабка двохосновна кислота. Написати рівняння її дисоціації:

а) У пробірку з вапняною водою (розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$) пропустити карбон(IV) оксид CO_2 до утворення осаду кальцій карбонату CaCO_3 :



Після утворення осаду CaCO_3 продовжувати пропускати газоподібний CO_2 до розчинення осаду і утворення розчинного кальцій гідрокарбонату $\text{Ca(HCO}_3)_2$:

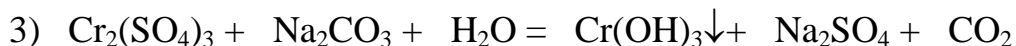
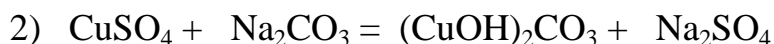
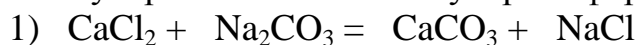


Карбонати і гідрокарбонати яких металічних елементів розчинні у воді?

б) У три пробірки налити наступні розчини солей: у першу пробірку – 5-6 крапель розчину кальцій хлориду CaCl_2 , в другу – 5-6 крапель розчину купрум(II) сульфату CuSO_4 , в третю – 5-6 крапель розчину хром(III) сульфату $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. У кожному з пробірок додають по краплях розчин натрій карбонату Na_2CO_3 до утворення осадів. Відзначити колір осадів:

I пробірка _____ II пробірка _____ III пробірка _____

Написати рівняння в молекулярній і йонно-молекулярній формах:



Пояснити, чому в другому і третьому випадку не утворюються середні солі.

Дослід 3. Властивості солей карбонатної кислоти

а) Помістити в дві пробірки по декілька кристалів натрій карбонату Na_2CO_3 і натрій гідрокарбонату NaHCO_3 . Додати в пробірки по 5-6 крапель розведеної хлоридної кислоти. Який газ виділяється? _____. Скласти рівняння реакцій:

б) В одну пробірку налити 5-6 крапель розчину Na_2CO_3 , в іншу – стільки ж розчину NaHCO_3 . За допомогою універсального індикаторного паперу визначити рН розчинів:

рН (розчину Na_2CO_3) _____ рН (розчину NaHCO_3) _____

Написати рівняння реакцій гідролізу цих солей в йонній і йонно-молекулярній формах:

Яка сіль більшою мірою піддається гідролізу? _____
Зіставити з даними рН розчинів і дати пояснення.

Дослід 4. Одержання силікатної кислоти H_2SiO_3 та її властивості

а) В пробірку налити 0,5 мл 10% розчину натрій силікату Na_2SiO_3 і додати 0,5 мл концентрованої хлоридної кислоти HCl . Розчин перемішати скляною паличкою. Написати рівняння реакції утворення колоїдного розчину силікатної кислоти H_2SiO_3 :

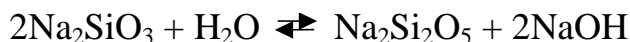
Пробірку нагріти в полум'ї пальника. Спостерігати утворення драглистого осаду (гелю) силікатної кислоти H_2SiO_3 .

б) Визначити універсальним індикаторним папером рН 10% розчинів Na_2CO_3 і Na_2SiO_3 :

рН (розчину Na_2CO_3) _____ рН (розчину Na_2SiO_3) _____

Яка сіль піддається гідролізу більшою мірою? _____

Записати рівняння гідролізу натрій силікату Na_2SiO_3 в йонно-молекулярній формі:



Як зменшити гідроліз натрій силікату? _____

в) В пробірку налити 0,5 мл натрій силікату і додати стільки ж насиченого розчину амоній хлориду, суміш ретельно перемішати. Яка речовина випадає в осад? _____

Скласти рівняння реакції в молекулярній і йонно-молекулярній формах:

г) В пробірку налити 0,5 мл 10% розчину натрій силікату Na_2SiO_3 і пропустити через розчин газоподібний карбон(IV) оксид CO_2 . Що спостерігається? _____

Скласти рівняння реакції в молекулярній і йонно-молекулярній формах:

Яка з кислот: силікатна H_2SiO_3 чи карбонатна H_2CO_3 є слабкішим електролітом? _____

д) Демонстраційний дослід. У невеликий стакан налити 5 мл розчину натрій силікату і опустити в розчин по 2-3 кристали наступних солей: кальцій хлориду $CaCl_2$, купрум(II) сульфату $CuSO_4$ і нікол(II) сульфату $NiSO_4$. Через деякий час відзначити появу довгих ниток солей силікатної кислоти. Скласти рівняння реакцій в молекулярній і йонно-молекулярній формах:



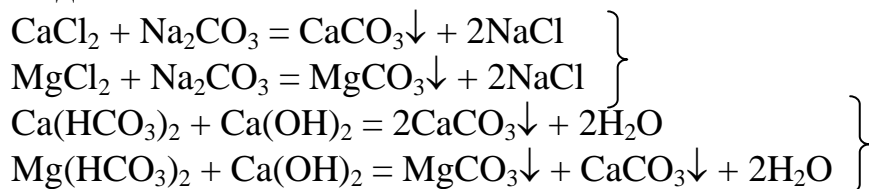
Твердість води

Природна вода завжди містить різні домішки. Якщо в ній є солі кальцію, магнію, феруму, вода називається твердою. В такій воді не піниться мило, під час її кип'ятіння утворюється накип. Твердість води може бути тимчасовою та постійною. Тимчасова твердість води зумовлена наявністю в ній кальцій і магній гідрогенкарбонатів $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ (карбонатна твердість). При кип'ятінні гідрогенкарбонати розкладаються з утворенням карбонатів:



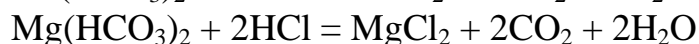
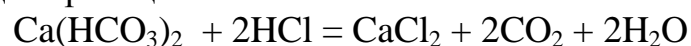
Постійна або некарбонатна твердість зумовлена вмістом у воді переважно кальцій і магній хлоридів і сульфатів. Сума тимчасової та постійної твердості води зумовлює загальну твердість води, яку оцінюють сумою у воді молярних концентрацій еквіваленту йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} (в ммоль/л). Воду, твердість якої менше 4 ммоль/л, вважають м'якою, більше 12 ммоль/л – дуже твердою.

М'яку воду можна добути, добавляючи до твердої води соду Na_2CO_3 , яка усуває постійну твердість, та гашене вапно $\text{Ca}(\text{OH})_2$ для усунення тимчасової твердості води:



Дослід 5. Визначення карбонатної (тимчасової) твердості води

Тимчасову твердість води можна визначити методом титрування води розчином хлоридної кислоти в присутності індикатора метилоранжа. При титруванні проходять реакції:



Зміна забарвлення індикатора відбувається тоді, коли гідрогенкарбонати повністю перетворюються в хлориди і в розчині з'являється надлишок HCl .

Відміряти піпеткою в дві конічні колби по 100 мл водопровідної води та додати в ці колби по 5-6 крапель метилоранжу. Одна із колб буде контрольною. В другу колбу із бюретки по краплям добавляють розчин хлоридної кислоти ($C = 0,1$ н.) до тих пір, поки одна крапля кислоти поміняє забарвлення розчину з жовтого на оранжевий (забарвлення порівнюють з

контрольною колбою). Розрахунок тимчасової твердості проводять за формулою:

$$T = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}, \text{ ммоль/л}$$

де $c(\text{HCl})$ – концентрація хлоридної кислоти, моль/л; $V(\text{HCl})$ – об'єм кислоти, мл; $V(\text{H}_2\text{O})$ – об'єм води, мл.

Розрахунок та висновки:

$V_1(\text{HCl}) =$

$V_2(\text{HCl}) =$

$V_3(\text{HCl}) =$

$$\bar{V} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} =$$

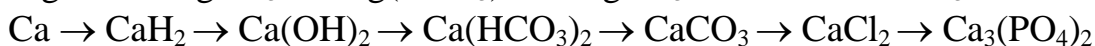
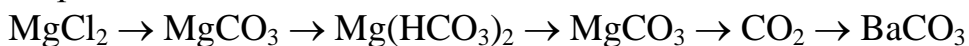
Підпис керівника практикуму _____

Питання для контролю:

1. Запропонувати декілька способів перетворення силіцій(IV) оксиду на водорозчинні сполуки.

2. Як одержати Na_2CO_3 різними способами? Відповідь пояснити.

3. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



4. Карбон(IV) оксид, який одержали при розкладі 125 г вапняку, пропустили у розчин, що містить 5 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Яка сіль і в якій кількості утворилась, якщо масова частка CaCO_3 у вапняку дорівнює 80%.

5. Суміш CO та CO_2 масою 10 г займає об'єм 6,72 л. Визначити відсотковий склад газів за об'ємом.

6. Зразок натрій карбонату масою 10 г розчинили у воді, до одержаного розчину додали 20 г 49%-го розчину сульфатної кислоти. Розчин нагріли до повного видалення CO_2 , потім надлишок кислоти нейтралізували 56 г 5%-го розчину KOH . Визначити відсотковий вміст Na_2CO_3 у зразку.

7. Суміш магній і кальцій карбонатів масою 14,2 г обробили надлишком сульфатної кислоти. Маса CO_2 , що виділився, дорівнює 6,6 г. Визначити масову частку кальцій карбонату у суміші.

8. До 50 г розчину кальцій хлориду додали надлишок розчину натрій карбонату. Осад, що утворився, відфільтрували, висушили та прожарили. Маса отриманого залишку дорівнює 1,4 г. Визначити масову частку CaCl_2 у вихідному розчині.

Рекомендована література

- 1) Григор'єва В. В., Самійленко В. М., Сич А. М. Загальна хімія. – Київ: Вища школа, 1991. – 431 с.
- 2) Карнаухов О. І. та ін. Загальна та біонеорганічна хімія. Вінниця: Нова книга, 2003. – 541 с.
- 3) Неділько С. А., Попель П. П. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. Київ: Либідь, 2001. – 388 с.
- 4) Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. Київ, Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
- 5) Сейфулліна І. Й., Кокшарова Т. В. Загальна хімія. Рекомендовано МОН України. Одеса: Астропрінт, 2000. – 175 с.
- 6) Сейфулліна І. Й., Марцинко О. Е. Неорганічна хімія. Хімія *s*-, *p*- та *d*-елементів, їх роль у природі та біологічних процесах // Одеса: «ОНУ», 2015. – 308 с.
- 7) Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. У 2-х частинах. Ч. 2. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.