

Міністерство освіти і науки України

Харківський національний університет імені В.Н. Каразіна

Кафедра прикладної хімії

“ЗАТВЕРДЖУЮ”

Проректор з науково-педагогічної
роботи



Г. Голошко

20 р.

Робоча програма навчальної дисципліни

Хімія

(назва навчальної дисципліни)

рівень вищої освіти бакалавр

галузь знань 10 «Природничі науки»

спеціальність 101 «Екологія», 201 «Агрономія»

освітня програма освітньо-професійні програми «Екологія», «Агроменеджмент і цифрові технології в агробізнесі»,

вид дисципліни обов'язкова

факультет навчально-науковий інститут екології

2022 / 2023 навчальний рік

Програму рекомендовано до затвердження вченою радою хімічного факультету

“22” червня 2022 року, протокол № 4

РОЗРОБНИКИ ПРОГРАМИ: **Ткаченко Володимир Володимирович**, к.х.н., доцент, доцент кафедри прикладної хімії, **Кравченко Олексій Андрійович**, к.х.н., доцент кафедри прикладної хімії.

Програму схвалено на засіданні кафедри прикладної хімії

Протокол від “20” червня 2022 року № 1

Завідувач кафедри прикладної хімії



(Валентин **ЧЕБАНОВ**)

Програму погоджено методичною комісією хімічного факультету,

Протокол від “ 21 ” червня 2022 року № 10

Голова методичної комісії хімічного факультету



(Павло **ЄФІМОВ**)

Програму погоджено науково-методичною комісією ННІ екології

Протокол від « 20 » червня 2022 року № 10

Голова науково-методичної комісії ННІ екології



(Надія **МАКСИМЕНКО**)

ВСТУП

Програма навчальної дисципліни “Хімія” складена відповідно до освітньо-професійної програми підготовки бакалавр; спеціальність 101 «Екологія»;

1. Опис навчальної дисципліни

1.1. Мета викладання навчальної дисципліни.

Забезпечити фундаментальну підготовку з теоретичних основ загальної та неорганічної хімії, сформувані уявлення про найбільш загальні властивості хімічних елементів і їх сполук, створити наукову основу для подальшого вивчення спеціальних дисциплін.

1.2. Основні завдання вивчення дисципліни.

Розглянути основні закони загальної та неорганічної хімії та їх практичне застосування щодо прикладних задач екології.

1.3. Кількість кредитів – 4.

1.4. Загальна кількість годин – 120.

1.5. Характеристика навчальної дисципліни	
Нормативна	
Денна форма навчання	Заочна (дистанційна) форма навчання
Рік підготовки	
1-й	1-й
Семестр	
2-й	2-й
Лекції	
28 год.	6 год.
Практичні, семінарські заняття	
14 год.	8 год.
Лабораторні заняття	
28 год.	-
Самостійна робота	
50 год.	106 год.
Індивідуальні завдання	
-	

1.6. Заплановані результати навчання.

Студенти повинні знати основні положення про будову речовини, хімічний зв'язок, закономірності перебігу хімічних реакцій, властивості розчинів неелектролітів та електролітів, основні властивості хімічних елементів та їх найважливіших сполук.

Студенти повинні вміти використовувати теоретичні знання для розв'язання практичних задач, в основі яких використовуються хімічні сполуки та хімічні перетворення. проводити прості розрахунки, розв'язувати задачі з неорганічної хімії.

Компетентності:

ЗК08. Здатність проведення досліджень на відповідному рівні

ФК15. Здатність до критичного осмислення основних теорій, методів та принципів природничих наук.

ФК18. Здатність до оцінки впливу процесів техногенезу на стан навколишнього середовища та виявлення екологічних ризиків, пов'язаних з виробничою діяльністю

Програмні результати навчання

ПР11. Уміти прогнозувати вплив технологічних процесів та виробництв на навколишнє середовище.

ПР21. Уміти обирати оптимальні методи та інструментальні засоби для проведення досліджень, збору та обробки даних

2. Тематичний план навчальної дисципліни

Розділ 1. Загальна хімія

Тема 1. Вступ. Основні хімічні закони

Вступ. Означення хімії, її місце у ряду природних наук. Основні поняття та закони хімії. Атомно-молекулярна теорія. Фізичні та хімічні системи. Закон збереження маси речовин - основа стехіометрії. Закон сталості складу. Дальтоніди та бертоліди. Закон кратних відношень. Молярна маса еквіваленту елемента, речовини. Закон еквівалентів. Способи означення концентрації. Закони газового стану. Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро як складова частина закону Клапейрона - Менделєєва.

Тема 2. Електронна будова атомів та Періодичний закон

Електронна будова атомів. Експерименти, що свідчать про складність атомів. Моделі атому – статистична модель Томсона, планетарна Резерфорда, динамічна модель Бора. Постулати Бора. Недоліки теорії Бора. Корпускулярно-хвильовий дуалізм. Квантово-хімічні принципи будови атомів. Принцип невизначеності Гайзенберга. Поняття про орбіталь. Квантові числа, їх фізичний сенс. Графічне зображення атомних орбіталей. Багатоелектронні атоми. Правила заповнення атомних орбіталей (принцип мінімуму енергії, принцип Паулі, правило Гунда, правила Клечковського). Електронні конфігурації атомів. Електронна будова атомів та Періодичний закон. Періодичний закон та періодична система елементів Д. І. Менделєєва. Структура періодичної системи. Зміна хімічних властивостей по періодам та групам. Енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона, електронегативність. Уявні радіуси атомів: іонні, ковалентні, ван-дер-ваальсові, металеві.

Тема 3. Хімічний зв'язок та будова молекул

Хімічний зв'язок та будова молекул. Типи хімічних зв'язків: ковалентний, йонний, металевий, водневий. Потенціальна крива молекули водню. Поняття про метод валентних зв'язків. Поняття про метод молекулярних орбіталей. Полярність ковалентного зв'язку. Дипольний момент зв'язку та молекули. Характеристики хімічного зв'язку. Донорно-акцепторний механізм утворення хімічного зв'язку. Принцип ізоелектронності. Йонний зв'язок, його властивості. Металевий зв'язок та його особливості. Водневий зв'язок. Сили міжмолекулярної взаємодії.

Тема 4. Хімічна кінетика та хімічна рівновага

Хімічна кінетика. Швидкість хімічної реакції. Залежність швидкості хімічної реакції від температури, концентрації реагуючих речовин, розчинника, тиску, ступеня дисперсності, каталізатору. Поняття про гомо- та гетерогенний каталіз. Константа швидкості реакції, енергія активації. Закон Арреніуса. Хімічна рівновага. Закон діючих мас. Принцип Ле Шательє.

Тема 5. Основи термохімії та хімічної термодинаміки

Теплові ефекти хімічних реакцій. Термохімічний закон Гесса. Елементи хімічної термодинаміки. Основні термодинамічні функції. Ентропія. Умови можливості хімічного перетворення.

Тема 6. Розчини. Властивості розчинів неелектролітів

Властивості розчинів, їх класифікація. Розчинення, сольватація. Енергетичний ефект розчинення. Властивості розведених розчинів. Закони Рауля, Вант-Гоффа, їх роль в хімії.

Тема 7. Розчини електролітів

Вода як розчинник. Фізичні властивості води. Розчини електролітів. Електролітична дисоціація. Ступень дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Закон розведення Оствальда. Константа дисоціації. Характеристика різних електролітів з точки зору електролітичної дисоціації. Дисоціація води, поняття про рН. Поняття про індикатори. Гідроліз солей. Розчинення осадів.

Тема 8. Окисно-відновні реакції

Поняття про ступінь окиснення. Окисно-відновні реакції. Методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Властивості найважливіших окисників та відновників. Електроліз як окисно-відновний процес. Закони Фарадея. Використання електролізу.

Розділ 2. Неорганічна хімія

Тема 9. Водень. Галогени

Загальна характеристика неметалів. Водень. Поширення у природі. Отримання, фізичні та хімічні властивості. Гідриди металів. Галогени. Загальна характеристика групи галогенів. Електронна конфігурація атомів галогенів, їх ступені окиснення. Методи отримання галогенів, фізичні та хімічні властивості. Водневі сполуки, кисневі сполуки. Соляна кислота, її практичне значення.

Тема 10. Халькогени. Підгрупа азоту

Халькогени. Загальна характеристика, електронні конфігурації, ступені окиснення. Кисень, методи отримання, фізичні та хімічні властивості. Озон. Сірка. Отримання, фізичні та хімічні властивості. Водневі сполуки, сульфідні. Кисневі сполуки сірки — оксиди, кислоти. Сірчана кислота, промислові методи отримання, значення у промисловості. Підгрупа азоту. Азот. Поширення у природі, отримання. Водневі сполуки азоту. Амонійні солі, кисневі сполуки азоту — оксиди, азотиста та азотна кислоти, нітрити, нітрати. Азотні добрива. Фосфор, отримання, властивості. Фосфати, фосфорні кислоти, фосфорні добрива.

Тема 11. Підгрупа вуглецю. Підгрупа бору

Підгрупа вуглецю. Загальна характеристика. Вуглець. Поширення у природі. Водневі, кисневі сполуки, кислоти. Солі вугільної кислоти. Кремній. Природні сполуки. Кремнієва кислота, силікати. Скло, цемент. Бор. Будова атому, валентність, ступені окиснення, методи отримання. Бура, боросилікатне скло. Галогеніди бору, нітрид бору. Алюміній, отримання, властивості. Сплави алюмінію. Алюмотермія. Оксид та гідроксид. Галун, кріоліт, алюмінати. Виробництво алюмінію.

Тема 12. Метали. Підгрупа мангану. Підгрупа феруму

Загальна характеристика металів. Методи отримання, фізичні та хімічні властивості. Загальна характеристика лужних та лужноземельних металів. Поширення у природі, отримання, фізичні та хімічні властивості. Оксиди, гідроксиди. Метали підгрупи

цинку. Найважливіші сполуки цинку, кадмію, ртуті. Підгрупа хрому. Підгрупа марганцю. Поширення у природі. Марганець, його отримання та властивості. Оксиди, гідроксиди, кислоти та солі марганцю. Окисно-відновні властивості сполук марганцю. Підгрупа заліза. Залізо у природі. Виробництво чавуну та сталі. Фізичні та хімічні властивості заліза. Найважливіші сполуки заліза. Властивості кобальту та нікелю. Практичне значення металів сімейства заліза.

3. Структура навчальної дисципліни

Назви розділів	Кількість годин										
	денна форма						заочна форма				
	усього	у тому числі					усього	у тому числі			
л		п	лаб	інд.	с. р.	л		п	лаб.	інд.	с. р.
Розділ 1. Загальна хімія											
Разом за розділом 1	70	20	10	20		20	48	4	4		40
Розділ 2. Неорганічна хімія											
Разом за розділом 2	50	8	4	8		30	72	2	4		66
Усього годин	120	28	14	28		50	120	6	8		106

4. Темі практичних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин (денна форма)	Кількість годин (заочна форма)
1	Знаходження молярної маси еквіваленту	1	-
2	Електронна будова атомів	1	1
3	Хімічний зв'язок та будова молекул	1	1
4	Способи вираження складу розчинів	1	-
5	Кислотно-основні рівноваги у розчинах	2	1
6	Гідроліз солей. Розчинення осадів	1	-
7	Окисно-відновні реакції	2	1
8	Комплексні сполуки	1	-
9	Гідроген. Галогени	1	1
10	Оксиген. Сульфур	1	1
11	Нітроген. Фосфор	1	1
12	Алюміній. Бор	1	1
	Разом	14	8

5. Темі лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин (денна форма)	Кількість годин (заочна форма)
1	Кислотно-основні рівноваги у розчинах	4	-
2	Гідроліз солей. Розчинення осадів	2	-
3	Окисно-відновні реакції	4	-
4	Комплексні сполуки	4	-
5	Залежність швидкості хімічної реакції від температури	2	-
6	Залежність швидкості хімічної реакції від	2	-

	концентрації		
7	Теплота розчинення солі	2	-
8	Властивості лужних та лужноземельних металів	2	-
9	Метали підгрупи Цинку	2	-
10	Сполуки Мангану та Хрому	2	-
11	Сполуки Феруму, Кобальту та Нікелю	2	-
	Разом	28	-

6. Завдання для самостійної роботи

№ з/п	Види, зміст самостійної роботи	Кількість годин (денна форма)	Кількість годин (заочна форма)
1	Хімічний зв'язок та будова молекул. Розв'язування задач	6	12
2	Хімічна кінетика. Розв'язування задач	8	16
3	Теплові ефекти хімічних реакцій. Розв'язування задач	6	12
4	Властивості сполук галогенів. Розв'язування задач	6	12
5	Властивості сполук халькогенів. Розв'язування задач	6	12
6	Властивості сполук елементів підгрупи Нітрогену. Розв'язування задач	6	12
7	Властивості сполук d-металів. Розв'язування задач	6	12
8	Властивості сполук f-металів. Розв'язування задач	6	18
	Разом	50	106

7. Індивідуальні завдання

Не передбачено навчальним планом.

8. Методи контролю

Поточний контроль на лекціях. Написання контрольних робіт. Розв'язування задач. Семестровий екзамен (письмова робота).

9. Схема нарахування балів

Поточний контроль, самостійна робота												Контрольна робота 1	Контрольна робота 2	Разом	Екзамен	Сума
Розділ 1								Розділ 2								
T1	T2	T3	T4	T5	T6	T7	T8	T9	T10	T11	T12	15	15	60	40	100
3	2	3	2	2	2	3	3	3	3	2	2					

Критерії оцінювання

Студенти одержують 30 балів за виконання та оформлення всіх лабораторних робіт протягом семестру, 30 балів за написання двох контрольних робіт (по 15 балів за кожну роботу). Несвоєчасне оформлення лабораторних робіт оцінюється максимум у 75% від можливої кількості балів.

Студенти, які протягом семестру одержали менше 30 балів (50% від максимально можливої кількості балів), не допускаються до написання семестрового екзамену. Щоб бути допущеними до екзамену та одержати необхідну кількість балів, такі студенти

можуть виконати додаткові домашні завдання або додаткові завдання для самостійної роботи.

Шкала оцінювання

Сума балів за всі види навчальної діяльності протягом семестру	Оцінка за чотирирівневою шкалою
90 – 100	відмінно
70-89	добре
50-69	задовільно
1-49	незадовільно

10. Рекомендована література

Основна література

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 2017. – 480 с.
2. Дмитрів Г.С., Павлюк В.В. Загальна та неорганічна хімія. Львів, ВЦ ЛНУ ім. І. Франка, 2018. – 299 с.
3. Стародуб П., Шпирка З., Муць Н., Ничипорук Г. Перевір себе. Навчальний посібник для студентів нехімічних спеціальностей. – Львів: ТОВ Поліграфія, 2018. – 216 с.
4. Котур Б.Я. Хімія. Практикум. – Львів: ВЦ ЛНУ ім. І. Франка, 2019. – 237 с.
5. Chang, Raymond; Overby, Jason. Chemistry. – 13-th ed. New York: McGraw-Hill, 2019.
6. Burdge, Julia R. Chemistry. – 5-th ed. New York: McGraw-Hill, 2019.
7. Atkins, Peter; de Paola, Julio; Keeler, James. Atkins' Physical Chemistry. – 11-th ed. Oxford University Press, 2018.

Допоміжна література

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2020. – 424 с.
2. Яворський В.Т. Основи теоретичної хімії. – Львів: ВЦ Нац. ун-ту “Львівська політехніка”, 2018. – 348 с.
3. Яцимирський В.К., Павленко В.О., Савченко І.О. та ін. Хімія: для університетів: повний курс в одному томі. – К.: Перун, 2020 – 432 с.
4. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – К.: Либідь, 2019. – 400 с.
5. Brown, Theodore L. et al. Chemistry: the Central Science. – 14-th ed. Glenview: Pearson, 2018.

11. Посилання на інформаційні ресурси в Інтернеті, відео-лекції, інше методичне забезпечення

1. <http://www.twirpx.com/files/chidnustry/common/ft.lecture/>
2. <http://bookfi.org/book/524710>
3. <http://www.geokniga.org/books/11408>

Розширений план лекцій

Лекція 1. Вступ. Основні хімічні закони

Вступ. Означення хімії, її місце у ряду природних наук. Основні поняття та закони хімії. Атомно-молекулярна теорія. Фізичні та хімічні системи. Закон збереження маси речовин - основа стехіометрії. Закон сталості складу. Дальтоніди та бертоліди. Закон кратних відношень. Молярна маса еквіваленту елемента, речовини. Закон еквівалентів. Способи означення концентрації. Закони газового стану. Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро як складова частина закону Клапейрона - Менделєєва.

Основні закони хімії: закон збереження маси, закон сталості складу і його сучасне трактування, закон Авогадро. Мольний об'єм газу. Зв'язок між густиною газу і його молекулярною масою. Приведення газів до нормальних умов, рівняння Клапейрона-Менделєєва.

Хімічні формули, їхні типи, складання формул за даними хімічного аналізу або рівнянь хімічних реакцій. Якісна і кількісна інформація, що впливає з хімічних формул та рівнянь.

Хімічні рівняння. Складання молекулярних та йонних рівнянь різних типів хімічних реакцій. Стехіометрія. Розрахунки за хімічними формулами та рівняннями.

Лекція 2. Електронна будова атомів та Періодичний закон

Електронна будова атомів. Експерименти, що свідчать про складність атомів. Моделі атому – статистична модель Томсона, планетарна Резерфорда, динамічна модель Бора. Постулати Бора. Недоліки теорії Бора. Корпускулярно-хвильовий дуалізм. Квантово-хімічні принципи будови атомів. Принцип невизначеності Гайзенберга. Поняття про орбіталь. Квантові числа, їх фізичний сенс. Графічне зображення атомних орбіталей. Багатоелектронні атоми. Правила заповнення атомних орбіталей (принцип мінімуму енергії, принцип Паулі, правило Гунда, правила Клечковського). Електронні конфігурації атомів. Електронна будова атомів та Періодичний закон. Періодичний закон та періодична система елементів Д. І. Менделєєва. Структура періодичної системи. Зміна хімічних властивостей по періодам та групам. Енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона, електронегативність. Уявні радіуси атомів: іонні, ковалентні, ван-дер-ваальсові, металеві.

Основні етапи і діалектика розвитку вчення про будову атома. Спектри атомів. Квантовий характер поглинання і випромінювання енергії. Корпускулярно-хвильовий дуалізм мікрочастинок. Рівняння де Бройля. Хвильові властивості мікрочастинок і принцип невизначеності Гейзенберга. Характер руху електронів в атомі. Хвильова функція в системах мікрочастинок.

Електронні енергетичні рівні атома. Головне квантове число. Форма s-, p- і d-орбіталей атома. Орбітальне, магнітне і спінове квантові числа. Їхній фізичний зміст.

Принципи та правила, що визначають послідовність заповнення атомних орбіталей електронами: принцип найменшої енергії, принцип Паулі, правило Хунда, правила Клечковського, правило симетрії. Електронні та електронно-графічні формули атомів елементів та їх йонів.

Природна та штучна радіоактивність. Токсична дія радіонуклідів. Радіофармацевтичні препарати, що використовують для лікування (препарати Кобальту, Фосфору, Йоду) та діагностики (препарати Калію, Фосфору) різних захворювань.

Періодичний закон Д.І. Менделєєва і його пояснення на основі сучасної теорії будови атомів. Періодичний закон як приклад дії законів діалектики.

Структура періодичної системи елементів: періоди, групи, родини. Варіанти періодичної системи. Періодичний характер зміни властивостей елементів: радіус, енергія активації, енергія спорідненості до електрона, відносна електронегативність. Вплив будови зовнішніх електронних оболонок на хімічні властивості елементів. Періодичний характер зміни властивостей простих речовин, гідридів, оксидів. Внутрішня та вторинна періодичність.

Лекція 3. Хімічний зв'язок та будова молекул

Хімічний зв'язок та будова молекул. Типи хімічних зв'язків: ковалентний, йонний, металевий, водневий. Потенціальна крива молекули водню. Поняття про метод валентних зв'язків. Поняття про метод молекулярних орбіталей. Полярність ковалентного зв'язку. Дипольний момент зв'язку та молекули. Характеристики хімічного зв'язку. Донорно-акцепторний механізм утворення хімічного зв'язку. Принцип ізоелектронності. Йонний зв'язок, його властивості. Металевий зв'язок та його особливості. Водневий зв'язок. Сили міжмолекулярної взаємодії.

Механізм утворення хімічного зв'язку (ХЗ) між атомами. Типи хімічного зв'язку. Фізико-хімічні властивості сполук з ковалентним, йонним і металічним зв'язком. Експериментальні характеристики зв'язків: енергія, довжина, напрямленість.

Насиченість, направленість і полярність ковалентного зв'язку. Утворення π і σ зв'язків. Метод валентних зв'язків (ВЗ). Визначення кратності і ковалентності за методом ВЗ. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.

Гібридизація атомних орбіталей. Просторова будова молекул. Полярні і неполярні молекули.

Йонний зв'язок та його властивості. Будова та властивості сполук з йонним типом зв'язку. Металічний зв'язок.

Основні положення методу молекулярних орбіталей (МО). Зв'язуючі, розпушуючі і незв'язуючі МО, їх енергія та форма, енергетичні діаграми МО. Кратність зв'язку в методі МО.

Міжмолекулярні взаємодії (орієнтаційні, індукційні, дисперсні). Водневий зв'язок і його біологічна роль.

Лекція 4. Хімічна кінетика та хімічна рівновага

Хімічна кінетика. Швидкість хімічної реакції. Залежність швидкості хімічної реакції від температури, концентрації реагуючих речовин, розчинника, тиску, ступеня дисперсності, каталізатору. Поняття про гомо- та гетерогенний катализ. Константа швидкості реакції, енергія активації. Закон Арреніуса. Хімічна рівновага. Закон діючих мас. Принцип Ле Шательє.

Середня та миттєва швидкість реакції. Поняття про механізм реакцій. Прості та складні реакції. Чинники, що впливають на швидкість хімічних реакцій у гомогенних та гетерогенних системах. Закон дії мас. Константа швидкості хімічної реакції, її фізичний зміст. Порядок та молекулярність реакції. Рівняння константи швидкості реакції першого порядку.

Залежність швидкості реакції від температури (рівняння Арреніуса та правило Вант-Гоффа). Енергія активації. Залежність енергії активації від механізму перебігу реакції. Теорії активних зіткнень молекул та перехідного стану. Катализ. Енергія активації каталітичних реакцій та механізм дії каталізаторів. Поняття про ферментний катализ у біологічних системах.

Оборотні і необоротні хімічні реакції та стан хімічної рівноваги. Кількісна характеристика стану хімічної рівноваги. Константа хімічної рівноваги та її зв'язок зі стандартною зміною енергії Гіббса. Принцип Ле Шательє-Брауна.

Лекція 5. Основи термохімії та хімічної термодинаміки

Теплові ефекти хімічних реакцій. Термохімічний закон Гесса. Елементи хімічної термодинаміки. Основні термодинамічні функції. Ентропія. Умови можливості хімічного перетворення.

Поглинання та виділення різних видів енергії при хімічних перетвореннях. Тепло та робота, як характеристики процесів.

Внутрішня енергія і ентальпія речовин. Перший закон термодинаміки. Стандартні умови і стандартні ентальпії утворення і згоряння речовин. Теплоти хімічних реакцій при сталій температурі і тиску. Термохімічні рівняння, їх особливості та обчислення на основі термохімічних рівнянь.

Закон Гесса. Розрахунки стандартних ентальпій хімічних реакцій і фізико-хімічних перетворень (процесів розчинення речовини, гідратації, дисоціації кислот та основ) на основі закону Гесса.

Поняття про ентропію як міру неупорядкованості системи (рівняння Больцмана). Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних реакцій і характеристика термодинамічної стійкості хімічних сполук. Таблиці стандартних енергій Гіббса, їх використання для визначення напрямку перебігу процесу.

Лекція 6. Розчини. Властивості розчинів неелектролітів

Властивості розчинів, їх класифікація. Розчинення, сольватація. Енергетичний ефект розчинення. Властивості розведених розчинів. Закони Рауля, Вант-Гоффа, їх роль в хімії.

Суть основних положень: розчини, розчинник, розчинена речовина. Розчинність. Розчини газуватих, рідких та твердих речовин. Вода як один з найпоширеніших розчинників у біосфері і хімічній технології. Роль водних розчинів у життєдіяльності організмів. Неводні розчинники і розчини.

Процес розчинення як фізико-хімічне явище (Д.І. Менделєєв, М.С. Курнаков). Розчинність твердих речовин у рідинах, чинники, що впливають на розчинність. Розчинність газів у рідинах, її залежність від парціального тиску (закон Генрі, Генрі-Дальтона), від температури, концентрації розчинених у воді електролітів (закон Сеченова).

Способи вираження складу розчинів. Масова, об'ємна та масо-об'ємна частка розчиненої речовини. Молярна концентрація. Молярна концентрація еквівалента. Моляльність розчину. Мольна частка розчиненої речовини. Титр розчину. Приготування розчинів із заданим складом.

Поняття про колігативні властивості розчинів. Залежність «властивість розчину – концентрація». Закони Рауля і Вант-Гоффа. Осмос і осмотичний тиск. Осмолярність розчинів. Концентраційні ефекти осмотичного тиску розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини. Роль осмосу і осмотичного тиску в біологічних системах. Плазмоліз, гемоліз, тургор. Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія та їх застосування.

Лекція 7. Розчини електролітів

Вода як розчинник. Фізичні властивості води. Розчини електролітів. Електролітична дисоціація. Ступень дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Закон розведення Оствальда. Константа дисоціації. Характеристика різних електролітів з точки зору електролітичної дисоціації. Дисоціація води, поняття про рН. Поняття про індикатори. Гідроліз солей. Розчинення осадів.

Розвиток І.М. Каблуковим теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса. Поняття про сильні і слабкі електроліти. Теорія розчинів сильних електролітів. Йонна сила розчинів, коефіцієнт активності та активність йонів сильних електролітів в розчинах. Розчини слабких електролітів. Ступень дисоціації. Залежність ступеня дисоціації від концентрації (закон розведення Оствальда). Застосування закону дії мас до дисоціації слабких електролітів. Константа дисоціації. Ступінчастий характер дисоціації.

Рівновага між розчином і осадом малорозчинних електролітів. Добуток розчинності (ДР). Умови утворення і розчинення осадів.

Теорії кислот і основ (Арреніуса, Брендстеда-Лоурі, Льюїса). Амфотерні електроліти (амфоліти). Кількісні характеристики сили кислот та основ.

Дисоціація води. Йонний добуток води. Характеристика кислотності середовища. Водневий та гідроксильний показники (рН та рОН) розчинів слабких та сильних кислот і основ.

Протолітичні процеси та їх напрямленість. Гідроліз катіонів, аніонів і сумісний гідроліз. Ступінь і константа гідролізу. Зміщення рівноваги протолітичних реакцій. Роль протолітичних реакцій при метаболізмі ліків та в аналізі лікарських препаратів. Хімічна несумісність лікарських речовин.

Лекція 8. Окисно-відновні реакції

Поняття про ступінь окиснення. Окисно-відновні реакції. Методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Властивості найважливіших окисників та відновників. Електроліз як окисно-відновний процес. Закони Фарадея. Використання електролізу.

Електронна теорія окисно-відновних реакцій (ОВР). Окисно-відновні властивості елементів і їх сполук у залежності від положення в періодичній системі. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках і правила його розрахунку. Зміна ступеня окиснення в ОВР. Поєднані пари окисно-відновних процесів. Окисно-відновна двоїстість. Поняття про вплив кислотності середовища на характер продуктів та напрямленість ОВР. Визначення напрямку окисно-відновного процесу, окисно-відновні потенціали, стандартна зміна енергії Гіббса в окисно-відновних процесах. Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі та аналізі лікарських засобів. Роль окисно-відновних процесів у метаболізмі.

Сучасний зміст поняття «комплексна сполука» (КС). Будова КС за Вернером: центральний атом, ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня координаційні сфери КС. Природа хімічного зв'язку в КС (метод ВЗ і теорія кристалічного поля). Спектри і магнітні властивості КС.

Умови перебігу реакцій комплексоутворення. Утворення і дисоціація КС в розчинах. Константи стійкості та константи нестійкості комплексних йонів (ступінчасті та загальні).

Класифікація, номенклатура та ізомерія КС. Комплексні кислоти, основи, солі. Карбоніли металів, хелатні і макроциклічні КС. Кластерні і клатратні сполуки.

Біологічна роль КС. Металоферменти, поняття про будову їхніх активних центрів. Утворення комплексів між неорганічними і біологічними сполуками. Метало-лігандний гомеостаз. Хімічні основи використання КС у фармацевтичному аналізі і медицині.

Лекція 9. Водень. Галогени

Загальна характеристика неметалів. Водень. Поширення у природі. Отримання, фізичні та хімічні властивості. Гідриди металів. Галогени. Загальна характеристика групи галогенів. Електронна конфігурація атомів галогенів, їх

ступені окиснення. Методи отримання галогенів, фізичні та хімічні властивості. Водневі сполуки, кисневі сполуки. Соляна кислота, її практичне значення.

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

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

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

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

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

Галогени з додатним значенням ступеня окиснення. Сполуки з Оксигеном і міжгалоїдні сполуки. Взаємодія галогенів з водою та водними розчинами лугів. Оксигеновмісні кислоти галогенів та їхні солі. Будова і природа зв'язків. Стійкість у вільному стані і в розчинах, зміна кислотних і окисно-відновних властивостей залежно від ступеня окиснення галогена. Хлорне вапно. Хлорати, бромати і йодати. Біологічна роль сполук Хлору, Флуору, Броду та Йоду.

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

Лекція 10. Халькогени. Підгрупа азоту

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

Нітроген. Загальна характеристика. Сполуки з різними значеннями ступенів окиснення. Азот як проста речовина. Причини малої хімічної активності. Молекула азоту як ліганд. Сполуки з від'ємним ступенем окиснення. Нітриди. Амоніак, кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, реакції заміщення. Похідні амоніаку. Аміди, Амоніакати. Йон амонію та його солі, кислотно-основні властивості, термічне розкладання. Гідразин та гідроксиламін. Кислотно-основна та окисно-відновна характеристики. Азотистоводнева кислота, азиди, їх стійкість.

Сполуки Нітрогену з додатним ступенем окиснення. Оксиди Нітрогену. Будова молекул і природа зв'язку. Способи одержання. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Нітритна кислота та нітрити, їх властивості. Нітратна

кислота та нітрати, кислотно-основна та окисно-відновна характеристика. Термічна стійкість, застосування. «Царська вода». Механізм токсичної дії оксидів Нітрогену та нітратів.

Фосфор. Загальна характеристика. Алотропні видозміни Фосфору, їх хімічна активність. Фосфіди, фосфін, порівняння їх з відповідними сполуками Нітрогену.

Сполуки Фосфору з позитивним значенням ступеня окиснення. Галогеніди, їх гідроліз. Оксиди, стереохімія і природа зв'язку, взаємодія з водою і спиртами. Фосфатна(I) і фосфатна(III) кислоти, будова молекул, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Ортофосфатна кислота та її йони; дигідрогенфосфати, гідрогенфосфати і фосфати, їх кислотно-основні властивості. Дифосфатна кислота. Ізополі- і гетерополіфосфатні кислоти. Метафосфатна кислота, порівняння її з нітратною кислотою. Якісна реакція на фосфат-іон. Біологічна роль Фосфору та його сполук.

Елементи підгрупи Арсену. Загальна характеристика. Сполуки Арсену, Стибію та Бісмуту з Гідрогеном у порівнянні з амоніаком та фосфіном.

Визначення Арсену та Стибію методом Марша.

Сполуки з додатним ступеням окиснення. Галогеніди і зміна їхніх властивостей в групі. Оксиди і гідроксиди елементів(III) та елементів(V), їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Арсеніти й арсенати, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Солі катіонів Стибію і Бісмуту. Утворення оксосолей. Стибіатна кислота та її солі. Бісмутати та їх стійкість.

Хімічні основи застосування в медицині і фармації оксидів і солей Арсену, Стибію та Бісмуту, та сполук р-елементів VA групи у фармацевтичному аналізі.

Загальна характеристика елементів VIA групи. Оксиген. Загальна характеристика, поширення в природі, біологічна роль. Особливості електронної структури молекули кисню, хімічна активність. Молекула кисню як ліганд в оксигемоглобіні. Триоксиген (озон), стереохімія і природа зв'язку. Хімічна активність у порівнянні з діоксигеном, якісна реакція. Значення озонowego прошарку для життєдіяльності людини. Класифікація оксигеновмісних сполук та їхні загальні властивості. Бінарні сполуки: оксиди, пероксиди, супероксиди (надпероксиди), озоніди. Сполуки Оксигену з Флуором. Біологічна роль Оксигену, хімічні основи застосування кисню та озону у медицині і фармації.

Сульфур. Загальна характеристика. Біологічна роль Сульфуру (сульфгідрильні групи і дисульфідні містки в білках). Здатність до утворення гомоланцюгів. Сірка як проста речовина, застосування у медицині. Сполуки Сульфуру з від'ємним ступенем окиснення. Гідрогенсульфід, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Сульфіди металів і неметалів, їхня розчинність у воді та гідроліз. Якісна реакція на сульфід-іон. Полісульфіди, кислотно-основні та окисно-відновні властивості, стійкість.

Сполуки Сульфуру(IV) – оксид, хлорид, оксохлорид, сульфатна кислота, сульфати та гідрогенсульфати, їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Відновлення сульфатів до дитіонатів, властивості дитіонатів. Взаємодія сульфатів із

сіркою. Якісна реакція на сульфат-іон. Властивості тіосульфатів: реакції з кислотами, окисниками (хлором, йодом), катіонами металів, реакції комплексоутворення. Якісна реакція на тіосульфат-іон. Політійонати, особливості їхньої будови. Тіонілхлорид.

Сполуки Сульфуру(VI) – оксид, гексафторид, діоксохлорид, сульфатна кислота, сульфати, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Олеум. Дисульфатна кислота, хлорсульфонова кислота. Пероксосульфати та їхні окисні властивості.

Хімічні основи застосування сполук Сульфуру в медицині, фармації, фармацевтичному аналізі.

Селен і Телур. Загальна характеристика. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук. Біологічна роль Селену. Поняття про антиоксиданти.

Лекція 11. Підгрупа вуглецю. Підгрупа бору

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

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

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

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

Карбон з від'ємним значенням ступеня окиснення. Карбіди активних та перехідних металів, їх властивості та застосування.

Сполуки Карбону(II). Оксид Карбону(II), його кислотно-основні та окисно-відновні характеристики. Оксид Карбону(II) як ліганд, хімічні основи його токсичності.

Ціанідна кислота, прості і комплексні ціаніди. Хімічні основи токсичності ціанідів.

Сполуки Карбону(IV). Оксид Карбону(IV), хімія і природа зв'язку, рівновага у водному розчині. Карбонатна кислота, карбонати і гідрогенкарбонати, їх гідроліз і термоліз.

Сполуки Карбону з галогенами і Сульфуром. Хлорид карбону(IV), карбоксидхлорид (фосген), фреони. Сірковуглець і тіокарбонати. Тіоціанати і ціанати. Фізичні та хімічні властивості, застосування.

Силіцій. Загальна характеристика. Основна відмінність Силіцію від Карбону, відсутність π -зв'язків у сполуках. Біологічна роль. Силіциди. Сполуки з Гідрогеном (силани), їх окиснення і гідроліз. Тетрафторид і тетрахлорид силіцію, їх гідроліз. Гексафторосилікати.

Оксигеновмісні сполуки Силіцію, оксид силіцію(IV). Силікагель, його використання. Скло, його властивості та стійкість. Силікатні кислоти. Силікати, їх розчинність і гідроліз. Природні силікати й алюмосилікати. Цеоліти. Силіційорганічні сполуки. Силікони і силоскани. Застосування в медицині сполук Силіцію.

Елементи підгрупи Германію. Загальна характеристика. Стійкість сполук з Гідрогеном. Сполуки з галогенами типу EF_2 і EF_4 , їхня поведінка у водних розчинах. Станумхлористоводнева кислота. Оксиди. Амфотерність оксидів. Оксигеновмісні сполуки, кислоти та солі. Германати, станати, станіти. Гідроксокомплекси Стануму та Плюмбуму. Відновні властивості сполук Стануму(II). Оксид плюмбуму(IV) як сильний окисник. Розчинні і нерозчинні солі Стануму і Плюмбуму. Окисно-відновні реакції у розчинах. Хімізм токсичної дії сполук Плюмбуму. Застосування в медицині препаратів, що містять Плюмбум (оксид плюмбуму(II), ацетат плюмбуму). Хімічні основи використання сполук Стануму та Плюмбуму в аналізі фармацевтичних препаратів. Плюмбуморганічні сполуки (тетраетилплюмбум), їх токсичність.

Лекція 12. Метали. Підгрупа мангану. Підгрупа феруму

Загальна характеристика металів. Методи отримання, фізичні та хімічні властивості. Загальна характеристика лужних та лужноземельних металів. Поширення у природі, отримання, фізичні та хімічні властивості. Оксиди, гідроксиди. Метали підгрупи цинку. Найважливіші сполуки цинку, кадмію, ртуті. Підгрупа хрому. Підгрупа марганцю. Поширення у природі. Марганець, його отримання та властивості. Оксиди, гідроксиди, кислоти та солі марганцю. Окисно-відновні властивості сполук марганцю. Підгрупа заліза. Залізо у природі. Виробництво чавуну та сталі. Фізичні та хімічні властивості заліза. Найважливіші сполуки заліза. Властивості кобальту та нікелю. Практичне значення металів сімейства заліза.

Загальна характеристика *s*-елементів ІА групи. Поширення в природі. Біологічна роль елементів у мінеральному балансі організму. Макроелементи, їх вміст у організмі. Йодофори та їх роль у мембранному перенесенні йонів Калію і Натрію. Характеристика йонного стану цих елементів. Металічний стан лужних

металів. Відмінність Літію від інших лужних металів. Взаємодія з простими і складними речовинами. Бінарні сполуки лужних металів: гідриди, оксиди, пероксиди, супероксиди, озоніди.

Берилій. Хімічна активність. *sp*-Гібридизація атомних орбіталей Берилію. Амфотерність берилію, його оксиду та гідроксиду. Аква- та гідроксокомплекси Берилію. Розчинність у воді та гідроліз солей Берилію. Подібність Берилію з Алюмінієм (діагональна подібність), її причини. Магній. Оксид та гідроксид Магнію. Розчинність солей Магнію у воді та їх гідроліз. Йон Магнію як комплексоутворювач. Хлорофіл.

Лужноземельні метали. Загальна характеристика. Фізико-хімічні властивості та характеристика найважливіших сполук. Основний характер оксидів та гідроксидів. Розчинність гідроксидів та солей у воді. Реакції виявлення катіонів Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} . Реакції катіонів ІІА групи з комплексонами (на прикладі ЕДТА). Твердість води, одиниці її вимірювання. Методи її усунення.

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

Загальна характеристика елементів підгрупи Мангану. Манган. Хімічна активність простої речовини. Здатність до комплексоутворення (утворення карбонілів).

Сполуки Манган(ІІ) та Мангану(ІІІ): кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон Mn^{2+} . Манган(ІV) оксид, кислотно-основні та окисно-відновні властивості, вплив рН середовища на окисно-відновні властивості. Сполуки Мангану(VІ): манганати, їх утворення, термічна стійкість, диспропорціонування в розчині та умови стабілізації. Сполуки Мангану(VІІ): оксид, перманганатна кислота, її солі, окисно-відновні властивості, продукти відновлення перманганатів за різних значеннь рН, окиснення органічних сполук, термічне розкладання. Біологічна роль Мангану. Хімічні основи застосування калію перманганату та його розчинів як антисептичного засобу та у фармацевтичному аналізі.

Загальна характеристика елементів родини Феруму. Характеристика елемента, його йонні стани, координаційні числа. Природні сполуки.

Залізо. Хімічна активність заліза, здатність до комплексоутворення. Корозія виробів із заліза. Сполуки Феруму(ІІ) – кислотно-основна та окисно-відновна характеристики. Комплексні сполуки з ціанід- і тіоціанат-йонами, диметилгліоксимом, порфіринами. Гемоглобін і ферумвмісні ферменти, їхня біологічна роль. Сполуки феруму(ІІІ). Характеристика ферум(ІІІ) оксиду та гідроксиду. Ферум(ІІІ) хлорид та його гідроліз. Комплексні сполуки феруму(ІІІ). Низькоспінові та високоспінові комплексні солі Феруму.

Завдання для лабораторних робіт та самостійної роботи

Лабораторна робота № 1

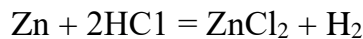
Визначення молярної маси еквівалентів металу

Мета роботи: навчитися експериментально визначати молярні маси еквівалентів металів.

Прилади: штатив з тримачем, технічні терези, мірний циліндр, конічна колба, газовідвідна система, кристалізатор, термометр, барометр.

Порядок виконання роботи.

Молярну масу еквівалентів цинку потрібно визначити об'ємним методом за результатами дослідження взаємодії цинку з хлоридною кислотою:



У колбу місткістю 250 мл налейте через лійку 20 мл розчину хлоридної (соляної) кислоти так, щоб кислота не потрапила на внутрішню частину шийки колби. Потім закріпіть колбу горизонтально (Рис. 1). У шийку колби покладіть шматочок цинку, попередньо зважений з точністю до 0,01 г. Отвір колби щільно закрийте газовідвідною трубкою, протилежний кінець якої занурте у кристалізатор з водою.

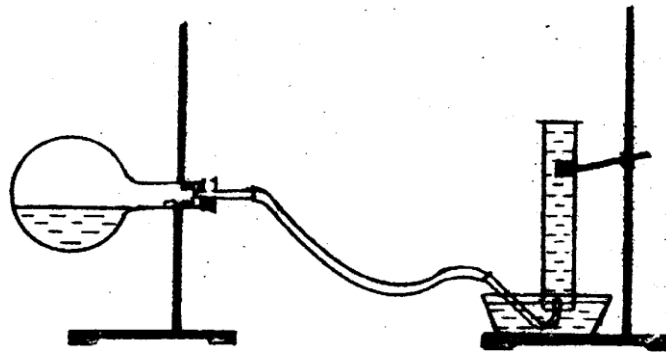


Рис. 1. Прилад для визначення молярної маси еквівалентів металу

Прилад потрібно перевірити на герметичність. Для цього нагрійте рукою верхню частину колби. Якщо прилад герметичний, то з трубки будуть виділятися бульбашки повітря. Якщо вони не виділяються, то необхідно перевірити всі місця з'єднання. Потім заповніть мірний циліндр місткістю 250 мл водою та закрийте скляною пластиною так, щоб у циліндрі не було бульбашок повітря. Опустіть циліндр у кристалізатор з водою отвором донизу і під водою заберіть пластину, закріпіть циліндр у штативі вертикально.

Кінець газовідвідної трубки підведіть під циліндр (Рис. 1) і надайте колбі вертикального положення. Потрапивши на дно колби, шматочок цинку починає взаємодіяти з кислотою. Водень, що виділяється, буде збиратися в циліндрі над водою, витісняючи її. Після розчинення цинку слід виміряти об'єм водню, що виділився, та висоту водяного стовпа від поверхні води в кристалізаторі до поверхні води у циліндрі.

Дані досліду занесіть до лабораторного журналу:

1) маса наважки металу $m(\text{Zn}) = \text{___}$ г;

- 2) об'єм водню в циліндрі $V(\text{H}_2) = \underline{\hspace{2cm}}$ мл;
- 3) висота водяного стовпа $h = \underline{\hspace{2cm}}$ мм;
- 4) барометричний тиск $P_6 = \underline{\hspace{2cm}}$ мм рт. ст.;
- 5) температура $t = \underline{\hspace{2cm}}$ °С;
- 6) тиск водяної пари, що насичує простір за температури досліду (довідкові дані), $P(\text{H}_2\text{O}) = \underline{\hspace{2cm}}$ мм рт. ст.

Тиск водню в циліндрі $P(\text{H}_2)$ визначте за співвідношенням:

$$P_6 = P(\text{H}_2) + P(\text{H}_2\text{O}) + h / 13,6.$$

Масу водню $m(\text{H}_2)$ розрахуйте за рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$P(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} RT.$$

Одиниці виміру $P(\text{H}_2)$, $V(\text{H}_2)$, T треба спочатку перевести в систему СІ:

1 мм рт. ст. = 133,12 Па; 1 мл = 10^{-3} л; $R = 8,31 \cdot 10^3$ л·Па/(моль·К).

Молярну масу еквівалентів цинку (експериментальне значення) розрахуйте, користуючись законом еквівалентів:

$$\frac{m(\text{Zn})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M_{\text{експ}}\left(\frac{1}{2}\text{Zn}\right)}{M\left(\frac{1}{2}\text{H}\right)}.$$

Визначте абсолютну (Δ) та відносну (δ) похибки досліду:

$$\Delta = \left| M_{\text{експ.}}\left(\frac{1}{2}\text{Zn}\right) - M_{\text{теор.}}\left(\frac{1}{2}\text{Zn}\right) \right| ; \quad \delta = \frac{\Delta}{M_{\text{теор.}}\left(\frac{1}{2}\text{Zn}\right)}.$$

Проаналізуйте значення похибки і зробіть висновки про причини її виникнення.

Контрольні запитання

1. Що таке атом, елемент, проста речовина? У чому відмінності понять елемент і проста речовина?
2. Що таке еквівалент, еквівалентна маса? Чи може еквівалент бути ідентичним атому, молекулі речовини, у яких випадках?
3. Сформулюйте закон еквівалентів, наведіть його математичний вираз та поясніть з позицій атомно-молекулярного вчення.
4. Чому дорівнюють еквівалент та молярна маса еквівалентів:
 - а) сульфуру в сполуках H_2S , SO_2 , BaSO_4 ;
 - б) фосфору в сполуках PH_3 , P_2O_5 , H_3PO_4 ;
 - в) карбону в сполуках CH_4 , CO , H_2CO_3 ;
 - г) металу в сульфідах: FeS , Bi_2S_3 , Sb_2S_5 (сульфур у всіх наведених сполуках двовалентний);
 - д) хлору в сполуках Cl_2O , HClO_3 , Cl_2O_7 ?
5. Чому дорівнюють еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів складних речовин: а) сульфатної та ортофосфатної кислот; б) гідроксидів феруму (II) і (III); в) нітрату і фосфату магнію?

Лабораторна робота № 2
Вивчення реакцій комплексоутворення

Мета роботи: експериментально вивчити реакції утворення комплексних сполук.

Прилади: штатив з пробірками, реактиви.

Порядок виконання роботи.

Дослід 1: До розчину *X* поступово додайте надлишок розчину *Y*. Що спостерігається? Чому змінюється забарвлення розчину? Поясніть явища, які відбуваються, склавши рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах:

- а) *X* – розчин сульфату міді (II), *Y* – розчин аміаку;
- б) *X* – розчин сульфату нікелю (II), *Y* – розчин аміаку;
- в) *X* – розчин сульфату кобальту (II), *Y* – концентрований розчин аміаку;
- г) *X* – розчин сульфату цинку, *Y* – розчин аміаку;
- д) *X* – розчин хлориду заліза (III), *Y* – розчин тіоціанату калію (KCNS);
- е) *X* – розчин сульфату міді (II), *Y* – кристалічний хлорид натрію.

Дослід 2: До розчину солі: а) цинку; б) алюмінію; в) хрому(III); г) олова(IV) додайте спочатку невелику кількість розчину гідроксиду натрію, а потім – надлишок до розчинення осаду, що спочатку утворився. Поясніть явища, які при цьому відбуваються. Яка речовина випадає в осад, чому осад розчиняється?

Контрольні запитання

Для отриманих в досліді комплексних сполук вкажіть:

- комплексоутворювач і його заряд;
- електронну формулу атома та іона комплексоутворювача;
- стан гібридизації комплексоутворювача та геометрію комплексного іону;
- ліганди, їх заряди, дентатність;
- координаційне число комплексоутворювача;
- склад внутрішньої координаційної сфери та її заряд;
- класифікацію комплексу: за типом ліганду, за зарядом комплексного іону;
- назву комплексної сполуки.

Лабораторна робота № 3

Дослідження залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагентів та від температури

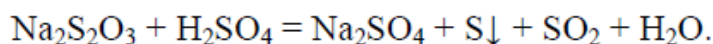
Мета роботи: експериментально вивчити, як впливає концентрація речовин і температура на швидкість хімічних реакцій.

Прилади: штатив з пробірками, бюретки, скляні стакани, термостат, секундомір, реактиви.

Порядок виконання роботи.

Дослід 1: Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції.

Налийте в три пронумеровані хімічні склянки розчин тіосульфату натрію ($\omega(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)=0,5\%$) та дистильовану воду в кількостях, вказаних у Табл. 1. Додайте в кожную склянку по 15 мл розчину сульфатної (сірчаної) кислоти ($\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=0,5\%$) та визначте час від моменту змішування розчинів до моменту появи помутніння. Помутніння обумовлене виділенням сірки в результаті реакції:



Дані дослідів занесіть до Табл. 7.1.

Таблиця 7.1

Номер склянки	Розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Вода дист., мл	C_1	Розчин H_2SO_4 , мл	C_2	Загальний об'єм розчину, мл	Час появи помутніння τ , с	Відносна швидкість реакції ν , с^{-1}	Константа швидкості, k
1	5	10	1	15	3	30			
2	10	5	2	15	3	30			
3	15	–	3	15	3	30			

Розрахуйте відносну швидкість реакції ($\nu = 100/\tau$) та умовну константу швидкості реакції ($k = \nu/C_1 \cdot C_2$, де C_1 і C_2 – відносні концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та H_2SO_4 відповідно).

Залежність швидкості реакції від концентрації тіосульфату відобразіть у вигляді графіка $\nu = f(C_1)$. По осі абсцис відкладіть відносну концентрацію, а по осі ординат – відносну швидкість реакції.

Визначте порядок реакції за тіосульфатом натрію (x), для цього побудуйте графік $\lg v = f(\lg C_1)$.

Порядок реакції визначається за формулою: $x = \frac{\Delta \lg v}{\Delta \lg C_1}$.

Дослід 2: Вплив температури на швидкість реакції. В одну пробірку налийте 5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в іншу – 5 мл розчину H_2SO_4 . Обидві пробірки помістіть у термостат, нагрітий до 40 °С. Через 5 хв. до розчину тіосульфату долийте розчин сульфатної кислоти. Визначте час до появи помутніння. Такі ж вимірювання проведіть для температури 60 °С. Результати дослідів занесіть до Табл. 7.2.

Таблиця 7.2

Номер дослідів	Температура $t, ^\circ\text{C}$	Час появи помутніння $\tau, \text{с}$	Відносна швидкість v	Константа швидкості k	Температурний коефіцієнт γ
1	20*				
2	40				
3	60				

* Чи інша кімнатна температура

Розрахуйте відносну швидкість ($v = 100/\tau$) та умовну константу швидкості реакції ($k = v/C_1C_2$, де $C_1=C_2=3$). Залежність швидкості реакції від температури відобразіть у вигляді графіка, відклавши по осі абсцис температуру, а по осі ординат – швидкість реакції. Розрахуйте значення температурного коефіцієнта γ за співвідношенням (правило Вант-Гоффа):

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Контрольні запитання

1. Що таке швидкість реакції в гомогенній та гетерогенній системах? Як залежить швидкість реакції в гомогенній системі від концентрації вихідних речовин?
2. Який фізичний зміст константи швидкості реакції? Від чого вона залежить?
3. Чому зміна температури суттєво впливає на швидкість хімічних реакцій? Наведіть відповідне рівняння.
4. Що таке енергія активації, перехідний стан?
5. Які речовини називають каталізаторами, як і чому вони впливають на швидкість реакцій?
6. Чим різняться порядок та молекулярність реакції? Як їх визначають? Наведіть приклади.

7. Поясніть механізм протікання розгалужених та нерозгалужених ланцюгових реакцій на відомих вам прикладах. Які головні стадії характерні для таких реакцій?

8. Для реакції: а) $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$; б) $2\text{NO} = \text{N}_2 + \text{O}_2$; наведіть математичний вираз закону діючих мас та розрахуйте, у скільки разів збільшиться швидкість реакції при: 1) збільшенні концентрації оксиду азоту (II) в 4 рази; 2) підвищенні тиску в 2 рази.

9. Реакція $2\text{NO} + 2\text{H}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ має перший порядок за воднем і другий порядок за оксидом азоту. Запишіть кінетичне рівняння швидкості цієї реакції. Яку розмірність має константа швидкості цієї реакції?

10. У скільки разів треба знизити тиск, аби швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ зменшилася в 729 разів?

11. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури на 50°C , якщо $\gamma = 2$?

12. На скільки градусів треба підвищити температуру в системі, аби швидкість реакції збільшилась в 256 разів ($\gamma = 4$)?

13. Розрахуйте температурний коефіцієнт реакції, швидкість якої зменшилась у 27 разів при зменшенні температури від 313 К до 283 К.

14. Визначте початкову швидкість реакції $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$, якщо вихідна концентрація речовини А дорівнює 0,4 моль/л, вихідна концентрація речовини В - 0,6 моль/л, а константа швидкості – $0,7 \text{ л}^2/(\text{моль}^2 \cdot \text{с})$. Якою буде швидкість, якщо в процесі реакції концентрація речовини А зменшиться на 0,2 моль/л.

15. Швидкості реакції $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ при концентраціях А 0,04 і 0,12 моль/л відповідно дорівнюють 0,1 і 0,9 моль/(л·с). Визначте порядок реакції за речовиною А.

