

Волинський національний університет імені Лесі Українки
Факультет хімії та екології
Кафедра неорганічної та фізичної хімії

Олександр Смітюх
Олег Марчук
Людмила Піскач

Хімія Неорганічна

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1

Методичні розробки лабораторних занять

Луцьк – 2025

УДК 546(072)
С 50

*Рекомендовано до друку науково-методичною радою
Волинського національного університету імені Лесі Українки
(протокол № 7 від 19 березня 2025 року)*

Рецензент:

Супрунович С.В. – канд. хім. наук, доцент; доцент кафедри органічної хімії та фармації Волинського національного університету імені Лесі Українки

С 50 Смітюх О.В., Марчук О.В., Піскач Л.В. Хімія Неорганічна. Змістовий модуль 1 / Смітюх Олександр Вікторович, Марчук Олег Васильович, Піскач Людмила Василівна. – Луцьк : ПП Іванюк В.П., 2025. – 76 с.

Методичні розробки призначені для самостійної підготовки до лабораторних занять з неорганічної хімії здобувачами освіти спеціальностей: 205 – Лісове господарство, 014.15 – Середня освіта (Природничні науки) та 181 – Харчові технології. Їх зміст і структура базуються на програмі навчальної дисципліни «Хімія неорганічна».

Методичні вказівки до курсу містять план лабораторного практикуму, основні правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії, інформацію про хімічний лабораторний посуд та обладнання, зміст лабораторних експериментів, які виконуються студентами, а також комплекс практичних завдань для контролю знань та приклади розв'язку.

УДК 546(072)

© Смітюх О.В., Марчук О.В., Піскач Л.В.
2025

© ВНУ імені Лесі Українки, 2025

ЗМІСТ	ст.
Пояснювальна записка	4
Основні правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії	13
Хімічний лабораторний посуд, обладнання	20
 Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття та закони хімії. Стехіометричні розрахунки	
Лабораторна робота № 1	
Визначення молярної маси карбон диоксиду. Будова атомів, молекул та твердих тіл	30
 Будова атомів, молекул і твердих тіл	
Лабораторна робота № 2	
Будова атома. Хімічний зв'язок. Класифікація неорганічних сполук. Комплексні сполуки	42
 Класифікація неорганічних сполук. Комплексні сполуки	
Лабораторна робота № 3	
Класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки	58
 Рекомендована література	68
 Додатки	70

ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА

Методичні вказівки складені у відповідності до програми з загальної та неорганічної хімії для нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів і призначені для організації підготовки студентів до проведення лабораторних експериментів.

Курс «Хімія неорганічна» ділиться на дві частини. Розділи загальної хімії містять поняття, закони і теорії, без яких неможливо зрозуміти властивості і перетворення речовин. Розділи хімії елементів присвячені систематичному розгляду властивостей елементів та їх найважливіших сполук відповідно до розміщення елементів у головних та побічних підгрупах періодичної системи.

Під час проходження лабораторного практикуму студенти повинні виконати певну кількість із 9 наведених лабораторних робіт залежно від спеціальності.

Мета проведення лабораторних робіт – закріплення теоретичного програмного матеріалу та оволодіння практичними навичками роботи в хімічній лабораторії.

Основні вимоги до виконання лабораторних робіт

1. Студент має скласти протокол лабораторної роботи. У протоколі зазначаються: номер лабораторної роботи та її назва; мета роботи; хід її виконання із спостереженнями, рівняннями хімічних реакцій, розрахунками та висновками.
2. По завершенні роботи, необхідно вимити хімічний посуд та привести в порядок робоче місце.
3. Одержані під час виконання роботи експериментальні дані потрібно показати викладачу для перевірки і приступити до обробки результатів дослідів і оформлення звіту.

Як допуск до виконання лабораторної роботи на кожному занятті проводяться тематичні опитування по теоретичному матеріалу і рішення задач, а також перевіряються знання студентами методики експерименту.

Для підготовки до опитувань необхідно користуватися методичними рекомендаціями, де наведені питання для самопідготовки, задачі та вправи для самостійного розв'язування, які дозволяють студентам закріпити набуті теоретичні знання.

Пропущені лабораторні заняття, незалежно від причини пропуску, повинні бути відпрацьовані, оформлені та захищені. Відпрацювання їх проводиться в позаурочний час у присутності

лаборанта чи викладача за узгодженим графіком.

Після вивчення тем кожного змістового модуля, виконання відповідних лабораторних робіт проводиться модульна контрольна робота. Кожна форма навчальної діяльності оцінюється певною кількістю балів згідно кредитно-модульної системи організації навчального процесу.

Самостійна робота включає опрацювання теоретичних основ лекційного матеріалу; вивчення окремих тем або питань, що не розглядаються в курсі лекцій; підготовку до лабораторних занять та систематизація вивченого матеріалу перед іспитом.

Семестрова форма контролю – екзамен, який студенти отримують за умови виконання лабораторного практикуму, самостійних завдань та оволодіння достатніми теоретичними знаннями, що відображається результатами проміжного модульного контролю.

Оформлення звіту

На виконання дослідів отримують дозвіл лише ті студенти, які за результатами попереднього контролю знань мають достатній рівень теоретичної підготовки та ознайомлені з безпечними методами виконання лабораторної роботи.

До кожної лабораторної роботи звіт оформляють за наступною схемою:

***Хід роботи (ліва сторінка робочого зошита) →
Спостереження (права сторінка робочого зошита)***

У розділі “Хід роботи” скорочено описують те, що необхідно зробити, послідовність виконання роботи. У розділі “Спостереження” описують, які явища спостерігаються в процесі хімічної реакції, які хімічні та фізичні перетворення відбуваються, як змінюється забарвлення, можливо виділяється газ або випадає осад. До кожного дослідів необхідно представити рівняння хімічної реакції.

В кінці лабораторної роботи пишуть загальний висновок до всієї роботи. Робота вважається захищеною тоді, коли вона вчасно виконана студентом, захищена їм та підписана викладачем.

Програма контролю теоретичних знань

Тема 1. Вступ. Атомно-молекулярне вчення

Предмет і завдання хімії. Хімія в системі природничих наук. Хімія – експериментальна наука.

Основні положення атомно-молекулярної теорії. Сучасний зміст понять: атом, молекула, проста і складна речовина, алотропія, хімічний елемент. Одиниці вимірювання в хімії. Кількість речовини – моль. Маса атома, молекулярна маса, відносна молекулярна маса, молярна маса, молярний об'єм. Еквівалент. Число Авогадро. Поняття валентності.

Фундаментальні закони хімії: збереження маси та енергії, імпульсу та заряду, періодичності розвитку. Стехіометричні закони хімії: сталості складу, еквівалентів та кратних відношень, їх сучасне трактування.

Стан ідеального газу. Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро, висновки із закону Авогадро. Статистична теорія газів. Закон Бойля-Маріотта, закон Гей-Люссака, закон Шарля, загальне рівняння стану ідеального газу (рівняння Менделєєва-Клапейрона), універсальна газова стала. Тиск газових сумішей, закон парціального тиску. Реальні гази, рівняння Ван-дер-Ваальса.

Основні класифікаційні поняття: система, тіло, фаза, компонент. Поняття хімічної сполуки. Молекулярні та немoleкулярні форми існування речовин; сполуки постійного і змінного складу (дальтоніди, бертоліди). Види хімічних формул. Методи визначення атомних і молекулярних мас. Співвідношення між молярною масою, еквівалентом та еквівалентною масою речовин. Рівняння хімічних реакцій та стехіометричні розрахунки.

Тема 2. Будова атомів, молекул та твердих тіл

Розвиток уявлень про будову атома (Дж. Дальтон, В. Томсон, Е. Резерфорд, Н. Бор, Е. Шредінгер, Г. Мозлі). Квантово-механічні принципи будови речовини: квантова механіка, корпускулярно-хвильовий дуалізм, принцип невизначеності, хвильова функція, рівняння Шредінгера. Квантові числа. Енергії та конфігурації електронних орбіталей атома. Атомні орбіталі (АО), енергетичні підрівні та рівні електронів в атомі. Принцип Паулі, принцип мінімальної енергії; правила Хунда; правила Клечковського електронні та електронно-структурні формули. Будова атома. Деякі

характеристики атомів елементів: атомні радіуси, потенціали іонізації та спорідненість до електрона, електронегативність. Атомне ядро. Радіоактивність. Ядерні реакції. Значення теорії будови атома в хімії та біології.

Періодичний закон та періодична система елементів.

Структура періодичної системи. Зв'язок положення елемента в періодичній системі з електронною будовою його атома. Особливості електронних конфігурацій атомів елементів головних і побічних підгруп. Зв'язок властивостей елементів з їх положенням в періодичній системі.

Хімічний зв'язок і будова молекул. Еволюція уявлень на сутність хімічного зв'язку. Типи та характеристики хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок. Квантово-механічна трактовка його утворення. Два механізми утворення хімічного зв'язку. Метод ВЗ. Властивості ковалентного зв'язку: насичуваність, полярність, напрямленість, поляризація. Гібридизація атомних електронних орбіталей. Метод МО (ЛКАО). Енергетичні діаграми і символічні електронні формули молекул найпростіших двоатомних гомонуклеарних та гетеронуклеарних молекул. Кратність зв'язку.

Інші типи хімічного зв'язку: йонний, металічний, водневий зв'язки, вандерваальсівська взаємодія (дисперсійна, орієнтаційна, індукційна).

Агрегатний стан речовини і його особливості. Кристалічний стан. Тип кристалічної ґратки і хімічний зв'язок. Зонна теорія твердого тіла. Метали, неметали, напівпровідники.

Тема 3. Класифікація неорганічних сполук. Комплексні сполуки

Прості та складні речовини. Прості речовини. Класифікація складних речовин. Бінарні сполуки Оксигену.

Оксиди. Солетворні та несолетворні оксиди. Основні, кислотні, амфотерні оксиди, їх властивості. Номенклатура. Пероксиди, їх будова, властивості. Надпероксиди. Озоніди.

Гідроксиди елементів. Властивості гідроксидів залежно від положення елементів у періодичній системі. Аналогія з відповідними оксидами. Основи, кислоти. Способи добування. Класифікація, властивості, номенклатура. Амфоліти. Способи добування. Властивості, номенклатура.

Солі. Класифікація, номенклатура. Отримання та властивості кислих та основних солей. Солеподібні бінарні сполуки. Галоген і тіоангідриди. Металіди (інтерметаліди).

Координаційні (комплексні) сполуки. Розвиток уявлень про координаційні сполуки. Теорія будови комплексних сполук А. Вернера. Комплексоутворювач, ліганди. Координаційне число та його просторова інтерпретація. Сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Ізомерія, класифікація, номенклатура комплексних сполук.

Тема 4. Закономірності перебігу хімічних реакцій

Хімічна кінетика і хімічна рівновага. Гомогенні та гетерогенні системи. Швидкість хімічних реакцій і фактори, що впливають на неї. Закон діючих мас. Молекулярність та порядок реакції. Закон Вант-Гоффа. Енергія активації. Шлях реакції. Ланцюгові реакції. Поняття про каталіз (гомогенний, гетерогенний). Ферментативний каталіз. Значення хімічної кінетики. Основні поняття й ознаки хімічної рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Значення хімічних рівноваг у природі.

Енергетика хімічних процесів. Енергетичний ефект хімічних реакцій. Тепловий ефект реакції. Ендотермічні та екзотермічні реакції. Внутрішня енергія системи, її зміна. Ентальпія (тепловміст, теплоємність) системи. Термохімічні рівняння, закон Гесса. Теплоти утворення речовин. Стандартні теплоти утворення та теплові ефекти. Вільна енергія Гіббса. Перший закон термодинаміки. Ентропія – міра неупорядкованості системи. Другий закон термодинаміки. Можливість і напрям перебігу хімічних реакцій. Значення і застосування енергетики хімічних процесів.

Тема 5. Дисперсні системи. Розчини

Поняття про **дисперсні системи**. Їх класифікація за ступенем дисперсності: грубодисперсні, граничнодисперсні (колоїдні), молекулярнодисперсні (істинні) системи.

Розчини. Концентрація розчинів. Способи вираження концентрації розчинів.

Фізичні властивості розчинів неелектролітів. Закон Рауля. Ебуліоскопія та криоскопія. Осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Явище осмосу в природі. Осмос у системах організму людини.

Істинні розчини. Газоподібні, рідкі, тверді розчини. Причини утворення. Роль сольватації. Вплив на розчинність хімічної природи компонентів, агрегатного стану, температури, тиску. Застосування принципу Ле-Шательє. Закон Генрі-Дальтона.

Тема 6. Хімія s-елементів

Гідроген. Гідроген – перший елемент періодичної системи. Особливості будови атома. Ізотопи Гідрогену (Протій, Дейтерій, Тритій). Водень в природі. Його одержання та властивості. Гідриди з ковалентним та йонним типом зв'язку. Їх одержання та застосування. **Вода.** Будова молекули і речовини. Діаграма стану. Аномальні властивості. Важка вода. Водопідготовка, водоочистка. Роль водню і води в природі і сільському господарстві.

s-Елементи I групи. Електронна будова, валентний стан лужних металів. Поширеність у природі, основні мінерали. Одержання металів, їх фізичні властивості та застосування. Сполуки лужних металів з неметалами (гідриди, нітриди, галогеніди, сульфід), їх одержання, властивості та застосування. Оксиди, пероксиди, надпероксиди, озоніди лужних металів. Гідроксиди лужних металів, їх одержання, властивості, застосування. Солі лужних металів, їх будова, властивості, застосування. Комплексоутворююча здатність катіонів лужних металів. Застосування сполук лужних металів. Йони натрію та калію в живих організмах

s-Елементи II групи. Будова атома, валентність Берилію, Магнію та лужно-земельних металів. Берилій та магній: поширеність у природі, основні мінерали та одержання металів. Токсичність берилію та сполук Берилію. Фізичні властивості металів та їх застосування. Амфотерні властивості оксиду та гідроксиду берилію. Солі Берилію та Магнію. Берилати. Лужноземельні метали: поширеність у природі, основні мінерали та одержання металів. Їх фізичні властивості та застосування. Хімічні властивості лужноземельних металів. Оксиди та гідроксиди. Галогеніди лужноземельних металів. Нітриди та

карбіди. Гідриди. Комплексоутворююча здатність йонів лужноземельних металів. Твердість води (тимчасова та постійна) та методи її пом'якшення. Очистка води.

Тема 7. Хімія р-елементів

р-Елементи III групи. Загальна характеристика групи. Бор. Поширеність, знаходження у природі, одержання, фізичні та хімічні властивості. Галій, індій, талій. Поширеність, знаходження у природі, одержання,

р-Елементи IV групи. Загальна характеристика групи. Карбон. Знаходження у природі, розповсюдженість в органічному та неорганічному світі. Особливість електронної будови атома карбону, що обумовлює здатність утворення зв'язків Карбон-Карбон різної кратності та зв'язків його з іншими елементами. Алотропія (алмаз, графіт, карбін). Аморфний вуглець. Хімічні властивості вуглецю. Силіцій, його поширеність. Роль Силіцію в будові земної кори. Основні силіцієвмісні мінерали – кварц, силікати, алюмосилікати. Кристалічна будова кремнію. Одержання кремнію. Фізичні та хімічні властивості кремнію. Германій, станум, плумбум. Поширеність, знаходження у природі. Мінерали, одержання, фізичні властивості. Хімічні властивості елементів підгрупи Германію.

р-Елементи V групи. Загальна характеристика р-елементів V групи. Нітроген. Поширеність та кругообіг у природі. Добування азоту. Будова молекули азоту з позиції методу МО та ВЗ. Застосування та властивості азоту. Фосфор. Поширеність фосфору та форми Фосфору знаходження в природі. Алотропні відозміни фосфору, їх стабільність, будова. Фізичні та хімічні властивості фосфору, його застосування. Арсен, стибій, бісмут. Загальна характеристика. Знаходження у природі. Добування простих речовин та їх фізичні властивості. Хімічні властивості елементів підгрупи Арсену.

р-Елементи VI групи (халькогени). Підгрупа халькогенів. Поширеність та знаходження у природі (самородна сірка, сульфати, халькогеніди металів, органічні сульфуровмісні сполуки). Добування сірки, селену та телуру. Фізичні властивості та застосування халькогенів. Хімічні властивості халькогенів.

Халькогеноводні. Халькогеноводневі кислоти та їх солі. Гідросульфіді та полісульфиди. Халькогеніди як відновники.

***p*-Елементи VII групи** (галогени). Поширеність у природі. Основні галогеновмісні мінерали. Одержання простих речовин, фізичні та токсикологічні властивості галогенів. Хімічні властивості галогенів. Галогеноводні, їх фізичні та хімічні властивості, одержання. Галогеноводневі кислоти та їх солі. Оксигеновмісні сполуки галогенів. Хлорна, бромна та йодна вода. Зміна характеру взаємодії галогенів з водою. Вплив концентрації водневих йонів на положення рівноваги реакції взаємодії галогенів з водою.

Тема 8. Хімія *d*- та *f*-елементів

***d*-елементи I групи.** Підгрупа Купруму. Поширеність у природі, основні мінерали. Металургія міді, срібла та золота. Фізичні властивості металів. Сплави металів підгрупи Купруму. Хімічні властивості елементів підгрупи Купруму.

***d*-елементи II групи.** Підгрупа Цинку. Поширеність у природі, основні мінерали. Одержання кадмію, цинку та ртуті. Фізичні властивості металів та їх застосування. Хімічні властивості металів підгрупи Цинку.

***d*- та *f*-елементи III групи.** Рідкісноземельні елементи. Історія відкриття елементів. Поширеність оксидів Скандію, Ітрію та лантаноїдів у земній корі. Добування металів, їх фізичні властивості. Електронна будова атомів та її вплив на властивості лантаноїдів. Класифікація лантаноїдів. Явище *f*-стиску і його вплив на властивості. Хімічні властивості рідкісноземельних елементів. Актиноїди. Історія відкриття, та знаходження у земній корі. Найважливіші представники родини. Особливості будови електронних оболонок та ступенів окиснення лантаноїдів та актиноїдів. Фізичні властивості металів, їх застосування. Хімічні властивості актиноїдів.

***d*-елементи IV групи.** Загальна характеристика підгрупи Титану. Поширеність у природі та основні мінерали елементів підгрупи Титану. Одержання титану, цирконію та гафнію, їх очистка методом зонної плавки та йодидного рафінування. Хімічні властивості та застосування металічних титану, цирконію, гафнію та сплавів на їх основі.

d-елементи V групи. Підгрупа Ванадію. Поширеність, знаходження у природі. "Розсіяність" ванадію. Мінерали Ніобію та Танталу. Одержання металів підгрупи Ванадію, їх фізичні властивості та застосування. Сплави на основі металів підгрупи Ванадію. Хімічні властивості ванадію, ніобію, танталу.

d-елементи VI групи. Підгрупа Хрому. Будова атомів, валентні стани. Поширеність у природі елементів підгрупи Хрому. Мінерали Хрому, Молібдену та Вольфраму. Одержання металів, їх фізичні та хімічні властивості, застосування.

d-елементи VII групи. Підгрупа Мангану. Історія відкриття мангану, технецію, ренію. Поширеність в природі. Одержання простих речовин. Властивості та застосування металічного мангану та його ізотопів. Хімічні властивості елементів підгрупи Мангану.

d-елементи VIII групи. Родина Феруму. Поширеність у природі, основні мінерали. Добування заліза методом безпосереднього відновлення оксидів. Одержання кобальту та нікелю при переробці сульфідних руд. Фізичні властивості та застосування металів родини Феруму. Валентні стани Феруму, Кобальту та Ніколу. Платинові метали. Поширеність та знаходження у природі. Відокремлення платиноїдів від інших металів. Фізичні властивості та використання. Хімічні властивості платиноїдів. Здатність до утворення комплексів.

Порівняння властивостей атомів, простих речовин, сполук елементів головних та побічних підгруп.

ОСНОВНІ ПРАВИЛА РОБОТИ І ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Загальні правила роботи та техніка безпеки

1. До початку заняття необхідно уважно ознайомитися з темою роботи, використовуючи методичний посібник, підручник і конспект лекцій.
2. У хімічній лабораторії слід працювати в халаті. Забороняється приносити в лабораторію верхній одяг, залишати сумки в проходах.
3. У лабораторії забороняється бігати, голосно розмовляти, їсти; звукові сигнали мобільних телефонів під час заняття повинні бути відключені.
4. Кожен студент повинен працювати тільки на закріпленому за ним робочому місці., яке слід тримати в чистоті, не загромождаючи предметами, що не відносяться до роботи.
5. Під час роботи слід точно дотримуватись порядку і послідовності операцій, вказаних в даних вказівках.
6. Склянки з реактивами загального користування повинні знаходитись в спеціально відведених для них місцях (під витяжкою, на спеціальних столах); забороняється їх переносити на своє робоче місце.
7. Категорично забороняється працювати в лабораторії самостійно у відсутності лаборанта чи викладача.
8. Усі досліди необхідно виконувати з такими кількостями та концентраціями реактивів, в тому хімічному посуді та приладах, як це вказано у відповідних методичних вказівках. Забороняється виконувати додаткові досліди без дозволу викладача.
9. Забороняється без дозволу викладача вмикати і вимикати рубильники і електроприлади, газові та водяні крани.
10. Зайві книги, журнали і зошити не повинні знаходитися на робочому столі та зберігатися у спеціально відведених місцях. Методичні посібники, необхідні для роботи, та робочі зошити треба обережати від попадання на них хімічних реактивів.
11. Після використання необхідної кількості реактива відразу повертайте на місце корок або піпетки від них, щоб не

переплутати. Не дозволяється брати сухі реактиви незахищеними руками. Для цього слід використовувати спеціальні ложечки, шпателі або совочки.

12. Працювати в лабораторії слід обережно, без зайвої квапливості, не проливати і не просипати реактиви. Насипати або наливати реактиви необхідно на столі: сухі – над аркушем паперу, рідкі – над скляною посудиною. Надлишки реактивів забороняється виливати чи зсипати його назад в тару (склянку чи банку) з чистими реактивами. Пролиті чи розсипані реактиви на столі або на підлозі слід негайно прибрати і нейтралізувати.
13. Забороняється зливати в раковину залишки кислот, лугів, вогнєнебезпечних та рідин з сильним запахом; їх треба зливати в спеціальні склянки.
14. Категорично забороняється пробувати на смак або запах хімічні речовини, або пити воду з хімічного посуду. Зі всіма речовинами в лабораторії слід поводитись як з більш-менш шкідливими.
15. При піпетуванні користуються піпетками з грушами або дозаторами. Кінець піпетки завжди повинен бути нижче рівня рідини в посудині або рідина з піпетки повинна стікати по внутрішній стінці посудини.
16. Всі досліди, пов'язані з використанням або утворенням токсичних, неприємно пахнучих речовин, а також шкідливих парів або газів, слід проводити лише при ввімкненій вентиляції у витяжній шафі, дверцята якої повинні бути опущені на одну третину.
17. Закріплювати хімічний посуд (колби, стакани тощо) у тримачах штатива слід обережно, обертаючи його навколо осі, поки не відчується невелике утруднення в обертанні.
18. Нагрівати хімічні реактиви для дослідів необхідно тільки у тонкостінному скляному або фарфоровому посуді. Під час нагрівання рідин та твердих речовин в пробірках необхідно користуватися тримачами і не спрямовувати їх отвором на себе, або в сторону студентів, що знаходяться поряд.
19. Не слід нахилятися над отвором пробірки чи колби, в якій проходить нагрівання або кип'ятіння рідини, для попередження попадання крапель в обличчя в разі

можливого викиду нагрітої речовини.. При необхідності визначити запах парів (газу, що виділяється) не можна вдихати його безпосередньо з робочої посудини, а легким рухом долоні направити струмінь газу від горла посудини до себе і обережно вдихнути.

20. Для попередження бурхливого закипання та викиду рідини, яка нагрівається до кипіння, необхідно користуватись "кипілками" (шматочками подрібненого фарфору). "Кипілки" забороняється додавати в нагріту до кипіння рідину, їх слід вносити тільки в холодну рідину.
21. Досліди з легкозаймистими, леткими і вогнебезпечними речовинами слід проводити в малих кількостях (не більше 2 мл), подалі від відкритого полум'я і по можливості у витяжній шафі.
22. Прилади, які необхідно нагрівати, або з яких будуть виділятися гази не слід залишати закритими, крім спеціально для цього призначених.
23. Під час розведення концентровані кислоти (особливо сульфатну) і луги, слід невеликими порціями вливати кислоту (або концентрований розчин лугу) у воду, а не навпаки, безперервно перемішуючи утворений розчин.
24. При запалюванні пальника спочатку обмежують до мінімуму доступ повітря в нього, запалюють сірник, відкривають газовий кран і підносять запалений сірник збоку до отвору пальника. Потім поступово збільшують притік повітря і отримують безбарвне полум'я; відрегулювати висоту полум'я до необхідної шляхом обмеження або збільшення подачі газу. При цьому потрібно враховувати, що значний надлишок повітря при запалюванні пальника і під час користування ним може привести до відриву полум'я від пальника.
25. Якщо склянка з легкозаймистою рідиною перекинеться або розіб'ється, слід відразу вимкнути всі пальники, що знаходяться поруч, засипати розливу рідину піском, зібрати його і перенести у призначений для цього ящик.
26. У разі виникнення непорозумінь стосовно виконання дослідів лабораторної роботи необхідно припинити роботу та звернутися до викладача.

27. На робочому місці категорично забороняється вживати їжу, пити воду, курити.
28. Категорично забороняється проводити досліди, які не стосуються даної роботи, без відома викладача.
29. При створенні нестандартної ситуації в лабораторії терміново повідомте викладача та вийдіть із лабораторії.
30. Після закінчення роботи необхідно прибрати робоче місце, вимкнути електроприлади, закрити крани з газом і водою. Здати свої робочі місця черговим із числа студентів. Чергові по закінченню роботи групи здають робочі місця лаборантам практикуму.

Надання першої (долікарської) медичної допомоги

Під час проведення лабораторних занять у хімічній лабораторії можливі нещасні випадки (отруєння, хімічні й термічні опіки, травмування осколками скла тощо). Слід пам'ятати, що чим швидше буде надано допомогу потерпілому, тим менше буде негативних наслідків. Кожен працюючий повинен знати, де в лабораторії знаходиться аптечка з медикаментами, уміти надати першу допомогу при різних травмах. У випадку необхідності потрібно негайно викликати швидку допомогу.

1. Надання першої допомоги при ураженні електричним струмом

При ураженні електричним струмом необхідно негайно звільнити потерпілого від дії електричного струму, відключивши електроустановку від джерела живлення, а при неможливості відключення - відтягнути його від струмоведучих частин за одяг, застосувавши підручний ізоляційний матеріал. При відсутності у потерпілого дихання і пульсу необхідно робити йому штучне дихання і непрямий (зовнішній) масаж серця, звернувши увагу на зіниці. Розширені зіниці свідчать про різке погіршення кровообігу мозку. При такому стані необхідно негайно приступити до оживлення потерпілого і викликати швидку медичну допомогу.

2. Перша допомога при пораненні

Для надання першої допомоги при пораненні необхідно розкрити індивідуальний пакет, накласти стерильний

перев'язочний матеріал, що міститься у ньому на рану і зав'язати її бинтом.

Якщо індивідуального пакету не виявиться, то для перев'язки необхідно використати чисту носову хустинку, чисту полотняну ганчірку і т. п. На те місце ганчірки, що приходить безпосередньо на рану, бажано накапати декілька капель настойки йоду, щоб одержати пляму розміром більше рани, а після цього накласти її на рану. Особливо важливо застосовувати настойку йоду зазначеним чином при забруднених ранах.

3. Перша допомога при переломах, вивихах, ударах

При переломах і вивихах кінцівок необхідно пошкоджену кінцівку укріпити шиною, фанерною пластинкою, палицею, картоном або іншим подібним предметом. Пошкоджену руку можна також підвісити за допомогою перев'язки або хустки до шиї і прибинтувати до тулуба.

При передбачуваному переломі черепа (несвідомий стан після удару голови, кровотеча з вух або роту) необхідно прикласти до голови холодний предмет (грілку з льодом або снігом, чи холодною водою) або зробити холодну примочку.

При підозрінні перелому хребта необхідно потерпілого покласти на дошку, не підіймаючи його, чи повернути потерпілого на живіт обличчям униз, наглядаючи при цьому, щоб тулуб не перегинався з метою уникнення ушкодження спинного мозку.

При переломі ребер, ознакою якого є біль при диханні, кашлю, чханні, рухах, необхідно туго забинтувати груди чи стягнути їх рушником під час видиху.

4. Надання першої допомоги при хімічних опіках

Слід пам'ятати, що концентровані кислоти, луги, бром та ін. можуть завдати дуже тяжкі хімічні опіки.

При попаданні кислоти або лугу на шкіру, ушкоджені ділянки необхідно ретельно промити цівкою води на протязі 15-20 хвилин, після цього пошкоджену кислотою поверхню обмити 5 %-ним розчином питної соди, а обпечену лугом – 3 %-ним розчином борної кислоти або розчином оцтової кислоти.

При попаданні на слизову оболонку очей кислоти або лугу необхідно очі ретельно промити цівкою води протягом 15-20 хвилин, після цього промити 2%-ним розчином питної соди, а при ураженні очей лугом – 2 %-ним розчином борної кислоти.

При опіках порожнини рота лугом необхідно полоскати 3 %-ним розчином оцтової кислоти або 3 %-ним розчином борної кислоти, при опіках кислотою – 5 %-ним розчином питної соди.

При потраплянні кислоти в дихальні шляхи необхідно дихати розпиленням за допомогою пульверизатора 10 %-ним розчином питної соди, при потраплянні луку – розпиленням 3 %-ним розчином оцтової кислоти.

В разі опіку бромом уражене місце необхідно промити великою кількістю води, або спирту, а потім 5-10 %-ним розчином гідросульфиту натрію.

5. Надання першої допомоги при теплових опіках

При опіках вогнем, парою, гарячими предметами, ні в якому разі не можна відкривати бульбашки, які утворюються, та перев'язувати опіки бинтом.

При опіках першого ступеня (почервоніння) обпечене місце обробляють ватою, змоченою етиловим спиртом.

При опіках другого ступеня (пухирі) обпечене місце обробляють спиртом, 3 %-ним розчином перманганату калію чи 5 %-ним розчином таніну або рідиною від опіків (із аптечки).

При опіках третього ступеня (зруйнування шкіряної тканини) накривають рану стерильною пов'язкою або чистою тканиною та викликають лікаря.

6. Перша допомога при кровотечі

Для того щоб зупинити кровотечу, необхідно: підняти поранену кінцівку вгору; рану, що кровоточить, закрити стерильним перев'язочним матеріалом та притиснути його зверху, не торкаючись самої рани, потримати протягом 4-5 хв.; якщо кровотеча зупинилася, то не знімаючи накладеного матеріалу, поверх нього покласти ще одну подушечку з іншого пакета чи кусок вати і забинтувати поранене місце (із деяким натиском); **при сильній кровотечі**, яку не можна зупинити пов'язкою, застосовується здавлювання кровоносних судин, які живлять поранену область, при допомозі згинання кінцівок у суглобах, а також пальцями, джгутом або закруткою; при великій кровотечі необхідно терміново викликати лікаря.

7. Перша допомога при отруєннях

При отруєнні газоподібними речовинами: (сірководнем, хлором, парами броду, карбон оксидом) потрібно вийти (потерпілого вивести) на свіже повітря, а потім звернутися до лікаря.

При отруєнні ціаністими сполуками, а також солями Арсену, Талію і Меркурію необхідно відразу звернутись до лікаря.

8. Перша допомога при пораненні

Той, хто подає допомогу при пораненні, повинен з милом помити руки, а якщо це неможливо – змазати пальці йодною настоянкою. Торкатися рани навіть вимитими руками не дозволяється. Не дозволяється обмивати рану водою.

При незначних порізах рану обробляють йодною настоянкою і накладають марлеву пов'язку, яка захищає організм від мікробів і сприяє швидкому зсіданню крові.

При пораненні склом або іншим предметом рану промивають великою кількістю дистильованої води або тампоном, змоченим етиловим спиртом; виймають осколки скла і знову промивають рану спиртом. Якщо рана забруднена, бруд видається лише навкруги, але ні в якому разі не з глибинних шарів рани. Шкіру навколо рани обробляють йодною настоянкою або розчином брильянтової зелені, перев'язують і звертаються до медпункту.

При серйозному порізі й сильній кровотечі необхідно накласти джгут вище рани, покрити рану стерильною марлею і негайно викликати лікаря.

ХІМІЧНИЙ ЛАБОРАТОРНИЙ ПОСУД, ОБЛАДНАННЯ

Проведення будь-якого експерименту, лабораторно-клінічного дослідження неможливе без використання хімічного лабораторного посуду: мірного, загального і спеціального призначення (скляного, порцелянового, металічного чи пластмасового).

Чистота хімічного посуду при аналітичних дослідженнях має велике значення; *при використанні недостатньо добре вимитого хімічного посуду (через недбалість або через невміння) можуть бути отримані спотворені результати досліду і зроблені неправильні висновки.*

Хіміки в своїх дослідженнях використовують спеціальний посуд, в якому проводять і вивчають перетворення речовин, тобто хімічні реакції (рис. 1). Його виготовляють з різних природних та штучних матеріалів: скла, фарфору, корунду, кварцу, металу, пластмас та ін.

Хімічний посуд, що використовується в лабораторіях може бути поділений на ряд груп. По призначенню посуд можна поділити на посуд *загального призначення, спеціального призначення та мірний.*

До групи *загального призначення* відносяться ті предмети, які завжди необхідні в лабораторії і без яких неможливо провести більшість робіт. Такими є: пробірки, лійки прості та ділильні, стакани, плоскодонні колби, кристалізатори, конічні колби (Ерленмеєра), колби Бунзена, холодильники, реторти, трійники, крани.

До групи *спеціального призначення* відносяться ті предмети, які використовуються для однієї якої-небудь мети, наприклад: апарат Кіппа, дефлегматори, круглodonні колби, пікнометри, ареометри, склянки Вульфа, Дрекслея, Тищенко, прилади для визначення CO_2 , температур кипіння, плавлення, молекулярної маси, та ін.

До *мірного* посуду відносяться: мірні циліндри та мензурки, піпетки, бюретки і мірні колби.



Рис. 1. Лабораторний хімічний посуд і обладнання.

Найбільш поширений в лабораторіях посуд загального призначення, який виготовляють із тонкостінного чи товстостінного лабораторного скла. Завдяки прозорості, термостійкості, хімічній стійкості та міцності скло є найбільш придатним матеріалом для виготовлення хімічного посуду. Посуд, в якому проводяться реакції при нагріванні, виготовляється з жаростійкого пірексного скла і кварцу. Пірексне скло містить ~80 % сіліцій диоксиду, ~5 % лугів і володіє низьким коефіцієнтом розширення; посуд з нього володіє високою термічною стійкістю. Температура його розм'якшення близько 620 °С. Для проведення реакцій при більш високій температурі хімічний посуд виготовляється із кварцового скла. Кварцове скло містить ~99,95 % сіліцій диоксиду, відрізняється високою термічною стійкістю, інертністю по відношенню до ряду хімічних реагентів (крім фторидної і фосфатної кислот). Температура розм'якшення кварцового скла приблизно 1650 °С.

Скляний посуд

До основного лабораторного скляного посуду, що найбільш часто використовується, фото яких приведені на рисунках, відносяться пробірки, колби, стакани, чашки, лійки, холодильники, дефлегматори та інший посуд різноманітної конструкції.

Хімічні реакції проводять в пробірках (рис. 2), плоскодонних (рис. 3) чи конічних (рис. 4) колбах. Якщо вміст пробірки необхідно нагріти, користуються спеціальними тримачами (рис. 5).

Пробірки - вузькі циліндричної форми посудини із заокругленим дном; різної величини і діаметра та із різного скла. Необхідні для проведення багатьох експериментів з невеликими кількостями реактивів. Крім простих пробірок, застосовують градуйовані та центрифужні конічні. Пробірки з конусним шліфом та відповідною трубкою застосовують для фільтрування невеликих об'ємів рідин при пониженому тиску



Рис. 2. Штатив з пробірками.

Колби використовуються для проведення багатьох експериментів по синтезу і аналізу. В залежності від їх призначення виготовляють різної місткості та форми (рис. 3, 4). Вони бувають круглодонні, плоскодонні, конічні, грушеподібні, гостродонні та бувають різної місткості – від 5 мл до 25 л, з шліфами і без них. Їх виготовляють з різних сортів скла. Нагрівати можна лише ті колби, які виготовлені із спеціального термостійкого скла. Такий посуд помічають спеціальним знаком – матовим прямокутником.



Рис. 3. Плоскодонні колби.



Рис. 4. Конічні колби.

Для утримання пробірок, що нагріваються відкритим полум'ям, при проведенні демонстраційних і лабораторних дослідів, пов'язаних з вивченням властивостей речовин, використовуються **щипці-тримач** (рис. 5). Виготовляється зазвичай з металу з дерев'яною ручкою.

Для демонстраційного експерименту часто використовують **хімічні стакани** (рис. 6), що представляють собою тонкостінні циліндри (хоча іноді можуть мати форму розширеного доверху зрізаного конуса) різної ємності (від 50 до 1000 мл). Вони бувають двох видів: з носиками і без носиків. Стакани застосовують, як правило, для допоміжних робіт – фільтрування, випарювання (при температурі не більше 100 °С) та для приготування розчинів в лабораторних умовах, а також для проведення окремих синтезів.



Рис. 5. Тримач для пробірок.



Рис. 6. Хімічні стакани.

Іноді використовують і товстостінні (батерейні) стакани (для робіт без нагрівання). Часто стакани і конічні колби мають спеціальні мітки, з їх допомогою можна приблизно визначити об'єм рідини, що в них знаходиться.

Бюкси, або стакани для зважування застосовують для зважування та зберігання летких, гігроскопічних речовин.

Круглодонна колба (рис. 7) – колба з круглим дном і з одною чи декількома шийками різної довжини. Колби виготовляють із термостійкого боросилікатного скла для проведення хімічних реакцій. Круглі форми колби сприяють рівномірному нагріву та добре витримують вакуум.

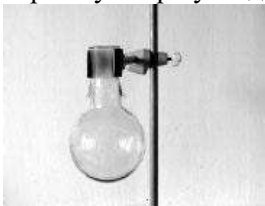


Рис. 7. Круглодонна колба.

Круглодонні колби не можна поставити на стіл; тому їх встановлюють на спеціальні підставки, які мають заглиблення чи закріплюють на металічних стійках – **штативах** (рис. 8) – з допомогою лапок. Лапки, а також металічні кільця кріплять на штативі спеціальними затискачами. В круглодонних колбах зручно отримувати газоподібні речовини.



Рис. 8. Штатив з кільцем,
лапкою
і затискачем.

Для того щоб збирати гази, що утворюються, користуються колбою з відводом (її називають колбою Вюрца) (рис. 9) чи пробіркою з газовідвідною трубкою.

Якщо газоподібні речовини необхідно охолоджувати, конденсувати в рідину, використовують скляний **холодильник** (рис. 10).



Рис. 9. Колба Вюрца.



Рис. 10. Скляні холодильники.

По його внутрішній трубці рухаються гази, що перетворюючись в рідину охолоджуються під дією холодної води, яка тече по «сорочці» холодильника в зворотньому напрямку. Прямі холодильники Лібіха (низхідні) застосовують для збору конденсату. Зворотні холодильники Алліна (висхідні) використовують для перегонки конденсату. Кульковий холодильник Сокслета може бути обладнаний мішалкою і найчастіше використовується як зворотній. Холодильник Дітмора можна використовувати як зворотній, так і низхідний. Пальцевий холодильник використовується для охолодження реакційного середовища. Простим типом лабораторного холодильника є повітряний – зазвичай просто скляна трубка, яка охолоджується навколишнім повітрям. Він застосовується виключно в роботі з висококиплячими рідинами (бажано з точкою кипіння не нижче 120 °С), тому що в роботі з водяним холодильником за рахунок

великої різниці температур можуть в склі холодильника статися тріщини.

Лійки використовують для наливання, переливання рідин із однієї посудини в іншу, фільтрування та інших операцій. Вони бувають різних діаметрів, мають гладку і ребристу внутрішню поверхню, а також різної довжини трубки. При роботі їх встановлюють у спеціальному штативі або в кільці. Лійки конусні (рис. 11) незамінні в процесі фільтрування, ділильні (рис. 12) – служать для розділення рідин, що не перемішуються; крапельні – для додавання рідини в реакційну масу.



Рис. 11. Конусні лійки.



Рис. 12. Ділильні лійки.

Посуд спеціального призначення

Колби для дистиляції Вюрца, Кляйзена, Арбузова мають різну місткість. При перегонці рідин їх приєднують до холодильника, зверху вставляють термометр. В другу шийку колби Кляйзена вставляють трубку, яка відтягнута в капіляр, що поліпшує перегонку при зниженому тиску. Колба Арбузова (вдосконалена колба Кляйзена) має більшу дефлегмаційну здатність (при раптовому закипанні рідина стікає назад).

Кристалізатор – циліндричний з плоским дном посуд різних діаметрів і місткості, використовують для перекристалізації речовин та випарювання розчинів (рис. 13). Через велику площу поверхні налитого в кристалізатор розчину розчинник швидко випаровується, розчинена речовина виділяється в вигляді кристалів. Нагрівати кристалізатор не можна: його стінки лише здаються міцними, насправді при нагріванні він обов'язково трісне.

Ексикатор використовують для висушування та зберігання речовин, які поглинають вологу з повітря, їх поділяють на звичайні (без крана) і вакуумні (з краном). Речовину, що висушується, розміщують на вставці над водопоглинальною речовиною. При роботі з ексикатором необхідно стежити за змащенням його притертих частин (рис. 14).



Рис. 13. Кристалізатори.



Рис. 14. Ексикатор.

Мірний посуд для вимірювання об'єму рідини

До мірного посуду відносять бюретки, мірні колби, піпетки, вимірювальні циліндри, мензурки та градуйовані пробірки.

Бюретки використовують для вимірювання точних об'ємів рідин при титруванні. Найбільше поширені прямі бюретки з однокрановим краном. Мікробюретки використовують для вимірювання об'ємів рідини близько десятих, сотих часток см^3 .

Мірні колби зазвичай плоскодонні з довгими шийками, призначені для приготування розчинів визначеної концентрації, розчинення речовин, розбавлення розчинів, мають кільцеву позначку по циліндричній частині шийки.

Вимірювальні піпетки – це посуд для точного відмірювання об'єму рідини. Піпетки випускають градуйовані і неградуйовані (з позначкою). Піпетки калібровані по воді, ними можна користуватися для вимірювання об'єму рідин, близьких за в'язкістю до води (рис. 15).

Мірний циліндр, мензурка – це лабораторний посуд з позначеними на ній поділками, якою вимірюють невеликі об'єми рідини. Мензурки бувають циліндричної або конічної форми (рис. 16).



Рис. 15. Мірні піпетки.



Рис. 16. Мірні циліндри, мензурка.

Градуйовані **мірні пробірки** призначені для проведення хімічних реакцій, які відбуваються із зміною об'єму.

Нескляний посуд

Окрім скляного посуду в хімічній лабораторії є посуд з фарфору, графіту, алунду, кварцу, шамоту, карбідів, деяких металів та їх окислів. Він має більшу термостійкість (до 1300-1800 °С в залежності від матеріалу) і механічну міцність, ніж скляний.

Найчастіше в учбових лабораторіях використовують фарфоровий посуд. Тонкостінний фарфоровий посуд витримує різкі перепади температур, в ньому можна проводити пропінання речовин на газовому пальнику, у муфельній печі, випарювання на піщаній бані. Промисловість випускає фарфорові **стакани** (рис. 17), випарювальні чашки, лійки, ступки, тиглі, лійки, ложки-шпателі. Як правило, фарфорові вироби покривають тонким шаром глазури спеціального складу, що забезпечує високу абразивну міцність і стійкість до дії кислот та лугів.

В **ступці** товкачиком (рис. 18) подрібнюють кристалічні речовини. Скляний посуд для цього не підходить: від тиску товкачика вона відразу розколеться. Фарфорова **чашка** подібна на маленький кристалізатор; стінки її гладкі та блискучі. Нагрівати її можна навіть на відкритому полум'ї до повного випарювання розчину. Фарфорова **каструлька** з зручною ручною застосовується для випарювання на водяній бані, підігріву рідин (рис. 19).



Рис. 17. Фарфоровий стакан.



Рис. 18. Ступка з товкачиком.



Рис. 19. Фарфорова чашка та кастрюлька.



Тиглі Гуча з сітчатим дном (рис. 20) призначені для фільтрування хімічно активних речовин відсмоктуванням через азбестовий вкладиш.

Лійки Бюхнера (рис. 21) призначені для фільтрування осадів та відокремлення твердих речовин від рідин у нагрітому і холодному стані при низькому тиску.

Ложки-шпателі застосовують для знімання осадів з фільтрів, відбору речовини (рис. 22).



Рис. 20. Тиглі Гуча.



Рис. 21. Лійки Бюхнера.



Рис. 22. Ложки-шпателі.

Посуд із полімерних та інших матеріалів (рис. 23) (пластиків, метилметакрилових смол, фторопластів) має велику хімічну стійкість, малу теплопровідність, легкість, здатність витримувати удари. Використовується для виготовлення лійок, флаконів, промивалок, трубок, корків для посуду.



Рис. 23. Посуд із інших матеріалів (напр. лійки, шпателі, промивалки, йоршики, корки).

У лабораторіях будь-яких підприємств і організацій для статичного вимірювання маси застосовують **лабораторні ваги** (рис. 24). Високоточні лабораторні ваги ще називають аналітичними. Їх використовують для визначення маси твердих, сипучих і рідких речовин з точністю 0,1 мг.



Рис. 24. Лабораторні ваги.

Для підігріву реакційної суміші в лабораторних умовах використовуються **спиртівки**, **електричні плитки** із закритою спіраллю, **водяні бані**, а при наявності газу – **газові пальники**

(рис. 25). Можна користуватися і **сухим пальним**, спалюючи його на спеціальних підставках.

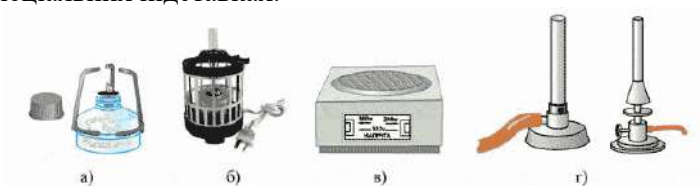


Рис. 25. Нагрівальні прилади: а) спиртівка; б) електрична баня з штативом; в) електрична плита; г) газові пальники.

Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття та закони хімії. Стехіометричні розрахунки

Лабораторна робота № 1 Визначення молярної маси карбон диоксиду.

Мета роботи: навчитися експериментально визначати молярні маси газів, провівши розрахунки, пов'язані з кількістю речовини, молярним об'ємом та молярною масою, користуючись рівняннями газових законів.



Хід виконання роботи

Установка для отримання карбон(IV) оксиду (вуглекислого газу) (рис. 26) складається з апарата Кіппа 1, який заповнений шматками мармуру і розчином хлоридної кислоти, двох послідовно з'єднаних промивних склянок Тищенко 2 і 3 (склянка 2 заповнена водою для очистки газу від хлороводню і механічних домішок, склянка 3 – концентрованою сульфатною кислотою для осушування газу) і колби 4 для збирання вуглекислого газу.

Суху колбу місткістю ~250-500 мл щільно закрити гумовим корком і позначити на шийці колби маркером рівень, до якого корок входить у горло колби. Зважити колбу з корком на технічних терезах з точністю до 0,01 г, результат зважування записати (m_1).

Відкрити колбу і опустити газовідвідну трубку приладу до дна колби, відкрити газовідвідний кран апарата Кіппа і повільно пропускати газ. Через 3-4 хвилини, не закриваючи кран в апараті Кіппа, повільно вийняти газовідвідну трубку з колби і відразу закрити колбу тим же корком до мітки, не нагріваючи колбу руками (при закриванні корком тримати її пальцями за шийку у вертикальному положенні). Закрити кран в апараті Кіппа. Зважити колбу з карбон (IV) оксидом на тих самих терезах і з тією ж точністю, що й колбу з повітрям. Щоб бути впевненим, що повітря

з колби повністю витіснене і вона цілком заповнена карбон (IV) оксидом, слід ще раз опустити в неї газовідвідну трубку, пропустити газ і знову зважити колбу, повторюючи цю операцію до одержання сталої маси колби з газом (значення мас двох послідовних зважувань повинні відрізнятись не більше ніж на 0,01-0,02 г). Значення маси колби з карбон (IV) оксидом записати (m_2).

Визначити об'єм колби, для чого наповнити її водою до мітки на шийці, виміряти об'єм води (V) мірним циліндром з точністю до 1 мл і записати результати (*об'єм колби дорівнює об'єму повітря та об'єму вуглекислого газу, яким наповнювали колбу*). За показами барометра і термометра записати значення атмосферного тиску і температури в приміщенні (P , T).

Результати експерименту записати у лабораторний зошит:

- маса колби з корком і повітрям – m_1 , г;
- маса колби з корком і карбон (IV) оксидом – m_2 , г;
(декілька зважувань);
- об'єм газу в колбі – V , мл; л;
- температура – t , °C; абсолютна температура – T , K;
- атмосферний тиск – P , мм рт. ст.; атм; Па.

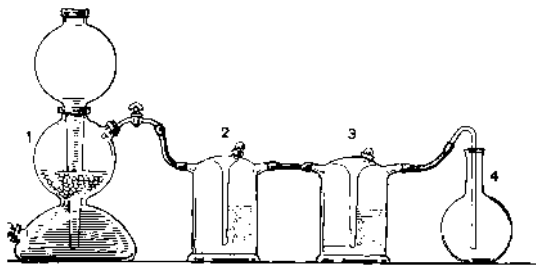


Рис. 26. Установка для отримання і очистки карбон (IV) оксиду:
1 – апарат Кінпа [1]; 2,3 – склянки Тищенко; 4 – колба-приймач.

[1] **Апарат Кінпа** - універсальний прилад для одержання газів дією розчинів кислот і лугів на тверді речовини. Він виготовляється зі скла і складається з декількох частин: верхня посудина (грушоподібна лійка з довгою трубкою), колба-реактор (сферичний резервуар з газовідвідною трубкою), нижня посудина (півсферичний резервуар з плоским дном).

Знаючи місткість колби і молярну масу повітря ($M_{\text{пов}} = 29 \text{ г/моль}$), обчислити масу повітря (m_3 , г) в колбі за рівнянням Менделєєва-Клапейрона [2]: $PV = \frac{m_3}{M} RT$. Звідси $m_3 = \frac{PVM}{RT}$.

(Ще один спосіб обчислення маси повітря (m_3 , г) в колбі:

- перерахувати об'єм повітря (CO_2) на н.у.: $P_0 \cdot V_0 / T_0 = P \cdot V / T$;
- знайти кількість речовини повітря у колбі: $n_{\text{пов.}} = V_0 / V_m$;
- розрахувати масу повітря $m_{3(\text{пов.})}$ у колбі: $m_3 = n_{\text{пов.}} \cdot M_{\text{пов.}}$, де $M_{\text{пов.}} = 29 \text{ г/моль}$.

За різницею між масою колби з повітрям і масою повітря вирахувати масу колби (m_4 , г): $m_4 = m_1 - m_3$. За різницею між масою колби з карбон діоксидом і масою порожньої колби обчислити масу вуглекислого газу в об'ємі колби (m_5 , г): $m_5 = m_2 - m_4$.

Колба-реактор має верхню шароподібну частину з тубулузом, в який вставляється газовідвідна трубка, забезпечена краном або затискачем Мора, і нижній резервуар у вигляді півсфери. Нижній резервуар і колба-реактор розділені гумовою або пластиковою прокладкою з отвором, через яке проходить в нижній резервуар довга трубка лійки, яка практично доходить до дна нижнього резервуара.

Розчин в нижньому резервуарі приладу служить затвором, що перешкоджає виділенню газу назад через лійку під час досліду. Нижній резервуар зазвичай має тубулуз, закритий притертим скляним корком: він необхідний для зливу рідини після використання приладу.

На прокладку через бічний тубулуз шпателем насипають тверді речовини (мармур, цинк, алюміній, натрій сульфід, натрій сульфат). Тубулуз закривається корком з газовідвідною трубкою. Потім при відкритому крані або затисканні в верхню лійку заливається розчин реагенту. Коли рівень рідини досягає речовини на прокладці, починається хімічна реакція з виділенням газу.

При закриванні крана тиск газу, що виділяється, витискує рідину з реактора в верхню частину лійки. Реакція припиняється. Відкривання крану призводить до відновлення реакції.

[2] Слід пам'ятати, що залежно від одиниць вимірювання термодинамічних параметрів системи (P , V) слід використовувати різні значення R .

Розрахувати молярну масу вуглекислого газу $M(\text{CO}_2)$ трьома способами:

- 1) за кількістю речовини CO_2 в колбі:

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{пов.}}; \quad n_{\text{CO}_2} = m_{5(\text{CO}_2)} / M_{\text{CO}_2} (1); \Rightarrow M_{\text{CO}_2} (1) = \dots$$

- 2) за відносною густиною за повітрям:

$$D_{\text{пов.}} = m_{5(\text{CO}_2)} / m_{3(\text{пов.})} = M_{\text{CO}_2} (2) / M_{\text{пов.}}; \Rightarrow M_{\text{CO}_2} (2) = \dots$$

- 3) за рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$P \cdot V = m_{5(\text{CO}_2)} / M_{\text{CO}_2} (3) \cdot R \cdot T; \Rightarrow M_{\text{CO}_2} (3) = \dots$$

Визначте середнє значення молярної маси:

$$M_{\text{CO}_2} (\text{сер.}) = M_{\text{CO}_2} (1) + M_{\text{CO}_2} (2) + M_{\text{CO}_2} (3) / 3.$$

Знайдену величину порівняти з молярною масою, обчисленою за формулою CO_2 .

Визначити абсолютну (Δ) та відносну (η) похибки досліду:

$$\Delta = |M_{\text{CO}_2} (\text{сер.}) - M_{\text{CO}_2} (\text{теор.})|;$$

$$\eta (\%) = \Delta / M_{\text{CO}_2} (\text{теор.}) \cdot 100 \, \%.$$

Питання для самопідготовки

1. Основні положення атомно-молекулярної теорії.
2. Відносна атомна та молекулярна маси.
3. Моль, молярна маса. Зв'язок між молярною та молекулярною масами.
4. Закон кратних відношень (проілюструвати на прикладі нітроген оксидів).
5. Закон сталості складу. Бертоліди, дальтоніди.
6. Еквівалент. Закон еквівалентів.
7. Фактор еквівалентності, молярна маса еквівалента.
8. Правила визначення еквівалентної маси складних речовин.
9. Нормальні та стандартні умови. Закон Авогадро, стала Авогадро, молярний об'єм.
10. Ідеальний газ. Закони Бойля-Маріотта, Гей-Люссака та Шарля.
11. Універсальна газова стала. Закон Менделєєва-Клапейрона.
12. Атомна теплоємність. Правило Дюлонга-Пті.
13. Відносні густини газів.
14. Тиск газової суміші. Парціальні тиски. Реальні гази.
15. Міжнародна система одиниць СІ.

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Обчислити масові частки елементів в сульфур (VI) оксиді.

Розв'язок. В сульфур (VI) оксиді на 1 моль молекул SO_3 припадає 1 моль атомів S і 3 моль атомів O. Їх молярні маси дорівнюють:

$$M(\text{SO}_3) = 32 + 16 \cdot 3 = 80 \text{ (г/моль)},$$

$$A(\text{S}) = 32 \text{ г/моль},$$

$$A(\text{O}) = 16 \text{ г/моль},$$

де A – молярна маса атомів.

Для визначення масової частки елемента потрібно молярну масу атомів елемента з врахуванням кількості атомів поділити на відповідну молярну масу сполуки:

$$\omega(\text{S}) = \frac{A(\text{S})}{M(\text{SO}_3)} = \frac{32}{80} = 0,4$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{3A(\text{O})}{M(\text{SO}_3)} = \frac{3 \cdot 16}{80} = 0,6$$

Приклад 2. Яка маса (в грамах) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул хлору (н. у.)?

Розв'язок. Складаються пропорції між величинами, які відносяться до одного моля речовини, та величинами, вказаними в умові задачі:

$$1 \text{ моль } \text{Cl}_2 - 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} - 71 \text{ г/моль},$$

$$3,01 \cdot 10^{23} \text{ молекул} - x \text{ г},$$

$$x(\text{Cl}_2) = \frac{3,01 \cdot 10^{23} \cdot 71}{6,02 \cdot 10^{23}} = 35,5 \text{ (г)}$$

Приклад 3. Який об'єм (мл) займуть при н.у. 120 мл азоту, зібраного над водою при 20 °C і тиску 100 кПа (750 мм. рт. ст.)? Тиск насиченої пари води при 20 °C рівний 2,3 кПа.

Розв'язок. Парціальний тиск азоту рівний різниці загального і парціального тиску води:

$$p_{\text{N}_2} = P - p_{\text{H}_2\text{O}} = 100 - 2,3 = 97,7 \text{ (кПа)}.$$

Позначивши шуканий об'єм через V_0 і користуючись об'єднаним рівнянням законів Бойля-Маріота і Гей-Люссака, знаходимо:

$$V_0 = \frac{P \cdot V \cdot T_0}{T \cdot P_0} = \frac{97,7 \cdot 120 \cdot 273}{273 \cdot 101,3} = 108 \text{ (мл)}$$

Приклад 4. Вирахувати молярну масу газу, якщо відомо, що 200 см^3 його при температурі 17°C та тиску 78 кПа , мають масу $0,125 \text{ г}$? Відповідь подати з точністю до сотих.

Розв'язок. Розв'язок проводиться за рівнянням Менделєєва-Клапейрона. В рівняння підставляємо значення відповідних величин з умови задачі, попередньо перевівши їх в систему СІ, окрім маси (маса підставляється в грамах, щоб молярну масу одержати в грамах на моль):

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{0,125 \cdot 8,314 \cdot 290}{78 \cdot 10^4 \cdot 2 \cdot 10^{-4}} = 19,32 \text{ (г/моль)}$$

де $T = 17 + 273 \text{ К} = 290 \text{ К}$; $P = 78 \cdot 10^3 \text{ Па}$; $V = 200 \text{ см}^3 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$,

Приклад 5. Яка маса (в грамах, з точністю до сотих) 1 л (н.у.) водяної пари при 160°C та 2026 кПа ?

Розв'язок. Задачу можна розв'язувати двома способами: а) за рівнянням Менделєєва-Клапейрона і б) через мольний об'єм газів.

а) Цей спосіб детально описаний у попередній задачі:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{2026 \cdot 10^3 \cdot 1 \cdot 10^{-3} \cdot 18}{8,314 \cdot 433} = 10,13 \text{ (г)}$$

Зверніть увагу, що при використанні тиску (P) в $[\text{Па}]$ об'єм (V) обов'язково береться в $[\text{м}^3]$!

б) Оскільки значення мольного об'єму газів коректне лише за нормальних умов, то об'єм поданий в умові задачі також

потрібно привести до нормальних умов. Для цього використовується об'єднаний закон газового стану:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}$$

$$P_0 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_0}{T_1 \cdot P_0} = \frac{2026 \cdot 1 \cdot 273}{433 \cdot 101,3} = 12,6 \text{ (л)}$$

При використанні тиску (P) в [кПа] об'єм (V) обов'язково береться в [л]!

Далі складаємо пропорцію, аналогічну до прикладу 1.

$$\begin{aligned} 1 \text{ моль } (H_2O_{\text{пара}}) &- 22,4 \text{ л} - 18 \text{ г}, \\ 12,61 \text{ л} &- x \text{ г}, \\ x \text{ моль } (H_2O_{\text{пара}}) &= \frac{12,61 \cdot 18}{22,4} = 10,13 \text{ (г)} \end{aligned}$$

Приклад 6. Визначити еквівалентні маси металу і Сульфору, якщо 3,24 г металу утворюють 3,48 г оксиду і 3,72 г сульфідів.

Розв'язок. Такого типу задачі розв'язуються за законом еквівалентів. Визначити масу Оксигену, яка сполучилась з металом:

$$m_{\text{(Оксигену)}} = m_{\text{(метал оксиду)}} - m_{\text{(металу)}} = 3,48 - 3,24 = 0,24 \text{ (г)}.$$

$$m_{\text{(Сульфурі)}} = m_{\text{(метал сульфіді)}} - m_{\text{(металу)}} = 3,72 - 3,24 = 0,48 \text{ (г)}.$$

Тепер застосовуємо закон еквівалентів:

$$\frac{m_{Me}}{m_O} = \frac{E_{Me}}{E_O}$$

$$E_{Me} = \frac{m_{Me} \cdot E_O}{m_O} = \frac{3,24 \cdot 8}{0,24} = 108 \text{ (г/моль – екв)}$$

Розрахунок молярної маси еквівалента Сульфору проводимо з врахуванням того, що в сполучі складові співвідносяться в еквівалентних кількостях

$$\begin{aligned} 3,24 \text{ г (металу)} &- 0,48 \text{ г (Сульфурі)} \\ 108 \text{ г/моль-екв (металу)} &- x \text{ г/моль-екв (Сульфурі)} \\ x \text{ (Сульфурі)} &= \frac{108 \cdot 0,48}{3,24} = 16 \text{ (г/моль – екв)} \end{aligned}$$

або за законом еквівалентів:

$$E_S = \frac{E_{Me} \cdot m_S}{m_{Me}} = \frac{\frac{m_{Me}}{m_S} = \frac{E_{Me}}{E_S}}{3,24} = 16 \text{ (г/моль – екв)}$$

Приклад 7. Із 5,7 г сульфату металу одержано 2,6 г його гідроксиду.
Розрахувати еквівалентні маси металу і гідроксиду.

Розв’язок. Еквівалентні маси сульфату і гідроксиду металу можна виразити як:

$$E(\text{солі}) = E(\text{металу}) + E(\text{SO}_4^{2-}), E(\text{гідроксиду}) = E(\text{металу}) + E(\text{OH}^-).$$

Згідно закону еквівалентів:

$$\frac{E_{Me} + E_{\text{SO}_4^{2-}}}{E_{Me} + E_{\text{OH}^-}} = \frac{m_{\text{солі}}}{m_{\text{гідроксиду}}}$$

Розраховуємо $E_{\text{SO}_4^{2-}}$ та E_{OH^-} :

$$E_{\text{SO}_4^{2-}} = \frac{32 + 64}{2} = 48 \text{ (г/моль – екв)}$$

$$E_{\text{OH}^-} = \frac{16 + 1}{1} = 17 \text{ (г/моль – екв)}$$

Підставляємо відомі значення і розв’язуємо рівняння:

$$\begin{aligned} \frac{E_{Me} + 48}{E_{Me} + 17} &= \frac{5,7}{2,6} \\ 5,7 \cdot (E_{Me} + 17) &= 2,6 \cdot (E_{Me} + 48) \\ E_{Me} &= 9 \end{aligned}$$

Далі знаходимо еквівалентну масу гідроксиду:

$$E(\text{гідроксиду}) = E(\text{металу}) + E(\text{OH}^-) = 9 + 17 = 26 \text{ (г/моль-екв)}.$$

Приклад 8. Газ, молекула якого містить 82,35 % Нітрогену і 17,65 % Гідрогену, має густину за повітрям 0,59. Вивести формулу речовини і вказати загальну кількість атомів у молекулі цього газу.

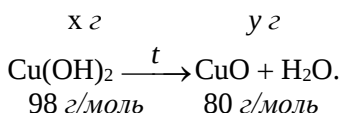
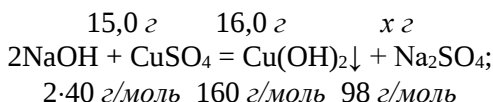
Розв’язок. Нехай маса N_xH_y рівна 100 г, тоді $m(\text{N})=82,35$ г, $m(\text{H})=17,65$ г. На початку можна знайти найпростішу формулу шуканої речовини N_xH_y , визначивши атомне співвідношення усіх компонентів для отримання цілочисельних індексів у формулі:

$$x:y = \frac{m_N}{A_N} : \frac{m_H}{A_H} = \frac{82,35}{14} : \frac{17,65}{1} = 5,88:17,65 = 1:3$$

Відповідно до отриманого результату сполуки мала б мати формулу NH_3 і її молярна маса мала б бути наступною: $M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17$ (г/моль). Оскільки в умові задачі приведена густина пари цього газу за повітрям, то можна знайти її реальну молярну масу: $M(\text{N}_x\text{H}_y) = D_{\text{H}_2}(\text{N}_x\text{H}_y) \cdot M(\text{повітря}) = 0,59 \cdot 29 = 17,11$ (г/моль). Порівняння експериментально визначеної молярної маси (17,11 г/моль) з молярною масою, яка відповідає найпростішій формулі (17 г/моль) показує що реальна формула буде аналогічна: NH_3 ; $x=1$, $y=3$, а загальна кількість атомів складає 4.

Приклад 9. До розчину, який містить 15 г натрій гідроксиду додали 16 г купрум (II) сульфату. Осад відфільтрували і прожарили. Обчислити масу твердого залишку.

Розв'язок. Будь-яку задачу в якій потрібно проводити визначення маси (об'єму газу, кількості моль) однієї з речовин, які вступають в реакцію, або утворюються в результаті реакції слід починати з написання та урівнювання відповідного рівняння реакції. Далі над речовинами, про які згадуються в умові задачі, розставляють значення їх мас (об'ємів газів, кількостей молей), а під ними відповідні значення молярних мас (молярного об'єму газу) з врахуванням коефіцієнтів рівняння хімічної реакції, або самі коефіцієнти з рівняння реакції, які вказують на молярне співвідношення речовин, якщо в умові задачі вказуються кількості моль:



Якщо була б відома маса лише однієї з вихідних речовин, то для розв'язку задачі було б достатньо лише скласти пропорцію. Якщо ж вказані кількості декількох вихідних речовин, то спочатку потрібно визначити котра з них є в недостатці і лише за нею складати пропорцію для отримання кількості продукту. Для цього потрібно маси поділити на відповідні молярні маси з врахуванням коефіцієнтів реакції.

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{15}{40} = 0,375 \text{ (моль)}$$

$$\nu(\text{CuSO}_4) = \frac{16}{160} = 0,1 \text{ (моль)}$$

$\nu(\text{NaOH}) : \nu(\text{CuSO}_4) = 0,375 : 0,1$ – за умовою задачі;

$\nu(\text{NaOH}) : \nu(\text{CuSO}_4) = 2 : 1$ – за рівнянням реакції.

Отже в недостатці є натрій гідроксид і розрахунок маси купрум(II) гідроксиду слід проводити власне за ним, Так як повністю провзаємодіє натрій гідроксид, а частина купрум(II) сульфату залишиться непрореагованою. Для остаточного розв'язку задачі залишилось лише скласти пропорцію за рівняннями хімічних реакцій:

$$m(\text{Cu(OH)}_2) = x = \frac{98 \cdot 15}{2 \cdot 40} = 18,375 \text{ (г)}$$

$$m(\text{CuO}) = y = \frac{80 \cdot 18,375}{98} = 15 \text{ (г)}$$

Приклад 10. Газову суміш приготовано з 2 л H_2 ($P = 93,3$ кПа) та 5 л CH_4 ($P = 112$ кПа). Об'єм суміші становить 7 л. Знайти парціальні тиски p_{H_2} і p_{CH_4} та загальний тиск суміші (з точністю до десятих).

Розв'язок. Задачі, в яких потрібно визначати тиск сумішей газів і які не вступають між собою в хімічні реакції вирішуються за законом парціальних тисків. Виходячи з визначення парціального тиску, можемо визначити який тиск

створюватимуть водень та метан займаючи об'єм 7 л. Для цього використовуємо закон Бойля-Маріотта: $p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$.

$$P_{H_2} \cdot V_{H_2} = p_{H_2} \cdot V_{\text{суміші}}$$

$$p_{H_2} = \frac{P_{H_2} \cdot V_{H_2}}{V_{\text{суміші}}} = \frac{93,3 \cdot 2}{7} = 26,7 \text{ (кПа)}$$

Аналогічно для метану:

$$p_{CH_4} = \frac{P_{CH_4} \cdot V_{CH_4}}{V_{\text{суміші}}} = \frac{112 \cdot 5}{7} = 80,0 \text{ (кПа)}$$

$$P_{\text{суміші}} = p_{H_2} + p_{CH_4} = 26,7 + 80 = 106,7 \text{ (кПа)}$$

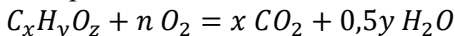
Варто зазначити, що при утворенні суміші газів, коли об'єм суміші газів дорівнює сумі вихідних об'ємів газів, тиск суміші повинен бути усередненим між тисками вихідних газів, що можна використовувати для самоконтролю:

$$P_{H_2} < P_{\text{суміші}} < P_{CH_4}$$

$$93,3 < 106,7 < 112$$

Приклад 11. При спалюванні 4,6 г деякої органічної речовини утворилось 8,8 г карбон(IV) оксиду та 5,4 г води. Густина парів цієї речовини за воднем дорівнює 23. Встановити істинну формулу речовини.

Розв'язок. Молекулярну формулу можна вивести за допомогою рівняння хімічної реакції:



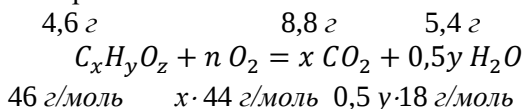
Невідома речовина точно міститиме Карбон і Гідроген, які після спалювання увійшли до складу карбон(IV) оксиду та води, а от Оксиген до складу невідомої речовини може входити, а

може і не входити. Знаючи значення відносної густини невідомої речовини за воднем знаходимо її молярну масу:

$$D_{H_2}(C_xH_yO_z) = \frac{M(C_xH_yO_z)}{M(H_2)}$$

$$M(C_xH_yO_z) = M(H_2) \cdot D_{H_2}(C_xH_yO_z) = 2 \cdot 23 = 46 \text{ (г/моль)}$$

Оскільки ми знаємо маси і молярні маси невідомої речовини, карбон(IV) оксиду та води, то можемо підставити їх в рівняння хімічної реакції з врахуванням відповідних коефіцієнтів рівняння:



Звідси можна безпосередньо визначити кількості атомів Карбону (x) та Гідрогену (y), які входять до складу невідомої речовини:

$$\frac{4,6}{46} = \frac{8,8}{44 \cdot x} \quad x = \frac{46 \cdot 8,8}{4,6 \cdot 44} = 2$$

$$\frac{4,6}{46} = \frac{5,4}{0,5y \cdot 18} \quad y = \frac{46 \cdot 5,4 \cdot 2}{4,6 \cdot 18} = 6$$

Останній крок, це перевірка речовини на наявність Оксигену. Для цього потрібно порівняти реальну молярну масу невідомої речовини, визначену за відносною густиною за воднем з молярною масою речовини з визначеним вмістом Карбону та Гідрогену:

$$(C_2H_6) = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 30 \text{ (г/моль)}$$

$$\Delta M = M(C_xH_yO_z) - M(C_2H_6) = 46 - 30 = 16 \text{ (г/моль)}$$

Отже до складу невідомої речовини входить один атом Оксигену і реальна формула невідомої речовини буде наступна: C_2H_6O .

Будова атомів, молекул і твердих тіл

Лабораторна робота № 2

Будова атома. Хімічний зв'язок.

Класифікація неорганічних сполук. Комплексні сполуки.

Мета роботи: навчитися трактувати хімічні перетворення між речовинами з точки зору будови атомів, складати електронні формули атомів і простих іонів, аналізувати тип хімічного зв'язку в неорганічних сполуках.

Хід виконання роботи

Дослід 1. Зміна металічних властивостей атомів елементів.

а) Взаємодія металів з водою. У три чашки Петрі з дистильованою водою помістіть шматочки (0,1-0,3 г) літію, натрію і калію; а у дві пробірки з водою – шматочки магнію і алюмінію. Спостерігайте хід реакцій без нагрівання, а також за нагрівання (у випадку магнію і алюмінію). Необхідно впевнитися у тому, що в усіх випадках утворилися відповідні гідроксиди. Як це зробити? За поведінкою (активністю) взаємодії металів з водою зробіть висновок про зміну металічних властивостей у ІА групі зверху вниз.



<http://surl.li/gojxbs>

б) Взаємодія металів з нітратною кислотою. У три пробірки (на 1/3 об'єму) налейте розчин нітратної кислоти. У першу пробірку занурте шматочок цинку, у другу – свинцю, а в третю – міді.



1



2



3

Другу і третю пробірки підігрійте. Що сталося з металами, чи змінився колір розчину? Які ще спостерігаються ознаки хімічної реакції? Складіть рівняння реакції. Заповніть табл.

<i>До реакції</i>		<i>Після реакції</i>	
<i>Хімічний знак атому металу</i>	<i>Електронна формула атому</i>	<i>Хімічний знак йону металу</i>	<i>Електронна формула йону</i>
Zn			
Pb			
Cu			

Дослід 2. Зміна неметалічних властивостей атомів елементів.

У дві пробірки налейте окремо по 1 мл розчину калій йодиду і натрій броміду. У першу додайте 1 мл бромної води, а у другу пробірку з розчином натрій броміду – 1 мл хлорної води. Чи спостерігається зміна забарвлення розчинів?



У звіті запишіть відповідні рівняння реакції. На прикладі елементів VIIA групи зробіть висновок про зміну неметалічних властивостей в групах зверху вниз.

Дослід 3. Електронна структура атомів та одноатомних катіонів металів

При окисненні атомів металів число електронів в електронній оболонці зменшується і утворюються іони металів з позитивним зарядом (катіони), наприклад: $\text{Mg}^0 - 2\bar{e} = \text{Mg}^{2+}$; $\Rightarrow 1s^22s^22p^63s^2 - 2\bar{e} = 1s^22s^22p^63s^0$.

Для дослідження в дві пробірки влити по 1-2 мл розчину плюмбум нітрату $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. В першу пробірку занурити гранулу металічного цинку, а в другу – залізний цвях.



1



2

Через кілька хвилин спостерігати розчинення цинку і заліза з утворенням відповідних катіонів металів і відновлення катіонів Плюмбуму в вільний свинець.

Написати віддачу електронів (за наведеним прикладом) від атомів Цинку, Феруму з утворенням катіонів Zn^{2+} , Fe^{3+} . Для кожного атома металу і його катіона написати електронну формулу, навести розподіл електронів по квантових комірках, навести значення квантових чисел для валентних електронів атомів. Вказати, виходячи з положення в періодичній системі та будови зовнішніх електронних шарів, до *s*-, *p*-, *d*- чи *f*-елементів належать ці метали.

Дослід 4. Електронна структура атомів та одноатомних аніонів неметалів

При відновленні атомів неметалів число електронів в електронній оболонці збільшується і утворюються іони неметалів з негативним зарядом (аніони), наприклад: $\text{Br}^0 + \bar{e} = \text{Br}^-$; $\Rightarrow 1s^22s^22p^63s^23d^{10}4s^24p^5 + \bar{e} = 1s^22s^22p^63s^23d^{10}4s^24p^6$.

Для дослідження налити в 2 пробірки по 1-2 мл розчинів натрій сульфідy Na_2S і калій йодиду KI .

Додати в обидві пробірки хлорної води Cl_2 (під витяжкою). Спостерігати випадіння вільної сірки в першій пробірці та виділення вільного йоду у другій пробірці.

Написати віддачу електронів від сульфід-іону S^{2-} до вільної сірки S, від йодид-іону I^- до атома I; записати приєднання електронів до атома Хлору з утворенням хлорид-іонів Cl^- (за прикладом в досл. 4). Навести для кожного атома неметалу і його аніона електронну формулу, навести розподіл електронів по квантових комірках, навести значення квантових чисел для валентних електронів атомів. Вказати, виходячи з положення в періодичній системі та будови зовнішніх електронних шарів, до s-, p-, d-, чи f-елементів належать згадані неметали.

Дослід 5. Визначення типу хімічного зв'язку в простих і складних речовинах

Який тип хімічного зв'язку (ковалентний неполярний, ковалентний полярний, металічний, іонний) має місце в речовинах: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2S , KI , Cl_2 , I_2 , Pb , Zn , Fe ? Які властивості цих типів хімічного зв'язку? Навести графічні формули наведених солей: плумбум нітрату, натрій сульфід, калій йодиду.

Питання для самопідготовки

1. Способи класифікації неорганічних сполук.
2. Оксиди: класифікація, номенклатура, графічні формули, способи одержання.
3. Хімічні властивості оксидів.
4. Основи: класифікація, номенклатура, графічні формули, способи одержання.
5. Хімічні властивості основ.
6. Визначення поняття кислоти за різними теоріями. Зв'язок назви кислоти зі ступенем окиснення основного компонента.
7. Класифікація, графічні формули, способи одержання, та хімічні властивості кислот.
8. Амфотерні гідроксиди.
9. Солі: середні, основні, кислі, подвійні та змішані. Номенклатура та графічні формули.

10. Способи одержання середніх солей (не менше 6 способів).
Хімічні властивості солей.
11. Координаційні (комплексні) сполуки: комплексоутворювач, ліганди, координаційне число, внутрішня та зовнішня координаційні сфери.
12. Типи лігандів. Номенклатура комплексних сполук.
13. Ізомерія комплексних сполук.
14. Дисоціація в водних розчинах, стійкість. Константа нестійкості.
15. Подвійні солі. Кристалогідрати.

Задачі та вправи для самостійного розв'язування:

1. До якого класу і типу хімічних сполук відноситься H_2S ?
Написати рівняння реакцій одержання цієї сполуки.

Відповіді: 1) оксид основний; 6) кислота оксигеновмісна;
2) оксид кислотний; 7) кислота безкиснева;
3) оксид амфотерний; 8) сіль середня;
4) основа розчинна; 9) сіль кисла;
5) основа нерозчинна; 10) сіль основна.

2. Яка взаємодія характерна для алюміній оксиду Al_2O_3 ?
Написати відповідні рівняння реакцій.

Відповіді: 1) з кислотою; 2) з лугом.

3. Якими основою і кислотою утворений натрій сульфід?
Написати рівняння реакцій одержання цієї сполуки.

Відповіді: 1) сильною основою і сильною кислотою;
2) сильною основою і слабкою кислотою;
3) слабкою основою і сильною кислотою;
4) сильною основою і середньою кислотою;
5) слабкою основою і слабкою кислотою.

4. З перелічених сполук вибрати та назвати: а) кислоти, б) основи, в) солі:

1) LiOH ;

7) HMnO_4 ;

- | | |
|-------------------------------|-----------------------------------|
| 2) HNO_2 ; | 8) H_3PO_4 ; |
| 3) $\text{La}(\text{OH})_3$; | 9) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; |
| 4) $\text{Ni}(\text{OH})_2$; | 10) HBr ; |
| 5) NaHCO_3 ; | 11) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; |
| 6) HClO ; | 12) KNaSO_4 . |

5. Які з перелічених сполук (назвати їх) належать до пероксидів:

- | | |
|------------------------------|-----------------------------|
| 1) Na_2O ; | 7) P_2O_6 ; |
| 2) Na_2O_2 ; | 8) P_2O_5 ; |
| 3) CaO_2 ; | 9) SO_3 ; |
| 4) Cu_2O ; | 10) MnO_2 ; |
| 5) CuO ; | 11) ZnO ; |
| 6) CrO_3 ; | 12) SiO_2 . |

6. Яка сіль утвориться, якщо змішувати однакові об'єми амоніаку і сірководню? Вказати її відносну молекулярну масу.

7. Яка основність кислоти H_3PO_3 , якщо на нейтралізацію 0,1 моль її витрачається 0,2 моль NaOH ?

8. Скільки моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$ треба витратити на нейтралізацію 0,3 моль нітратної кислоти.

9. Вказати молярну масу солі, що утвориться при взаємодії розчину, який містить 9,8 г ортофосфатної кислоти з 4 г натрій гідроксиду.

10. При взаємодії чистого кристалогідрату натрій броміду масою 1,39 г з надлишком розчину аргентум(I) нітрату одержано 1,88 г осаду. Вивести формулу кристалогідрату натрій броміду. Вказати молярну масу кристалогідрату.

11. Записати рівняння реакцій таких перетворень: $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$.

12. Записати рівняння реакцій таких перетворень: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P}_4 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow \text{HPO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

13. Записати рівняння реакцій таких перетворень: $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$.

14. Здійснити перетворення та вказати молярну масу речовини Г:
 $\text{Na} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{A}(\text{T}) \xrightarrow{\text{HCl}} \text{B}(\text{T}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{B}(\text{r}) \xrightarrow{\text{NH}_3} \text{Г}(\text{r})$.

15. Здійснити перетворення та вказати молярну масу речовини Г:

$$Al \xrightarrow{Cl_2} A(т) \xrightarrow{NaOH} B(осад) \xrightarrow{t^\circ} B(тв) \xrightarrow{t^\circ, Na_2CO_3} Г(т).$$
16. Здійснити перетворення та вказати молярну масу речовини Г:

$$Fe_2O_3 \xrightarrow{HCl} A(т) \xrightarrow{NaOH} B(осад) \xrightarrow{t^\circ} B(тв) \xrightarrow{t^\circ, H_2CO_3} Г(т).$$
17. Здійснити перетворення та вказати молярну масу речовини Г:

$$KClO_3 \xrightarrow{t^\circ, MnO_2} A(г) \xrightarrow{t^\circ, H_2} B(р) \xrightarrow{SO_3} B(р) \xrightarrow{Zn} Г(т).$$
18. Написати назви комплексних сполук $Na_3[Fe(CN)_6]$, $K_2[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$. Визначити ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача.
19. Назвати та визначити заряди і тип комплексних іонів: $[Cu(NH_3)_4]^x$, $[CrCl_6]^x$, $[Cr(H_2O)_3Cl_3]^x$.
20. Написати формули комплексних сполук: диакватетрааміннікель(II) нітрату, гідроген гептахлоровольфрамату(VI), калій діамінтетратіоціанатохромат(III). Вказати заряди комплексних іонів та кількість усіх атомів в сполуках.
21. Координаційне число комплексоутворювача – платини (II) дорівнює чотирьом. Написати координаційну формули сполуки $PtCl_2 \cdot 4NH_3$.
22. Записати у вигляді комплексних солей наступні сполуки: $2KCl \cdot PtCl_4$; $AlF_3 \cdot 3NaF$; $3KNO_2 \cdot Co(NO_2)_3$. Назвати їх та вказати комплексоутворювач і ліганди.
22. Порахувати ступінь окиснення комплексоутворювача у сполуках: $[Pt(NH_3)_5Br](NO_3)_3$; $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$; $K_4[Fe(CN)_6]$. Назвати їх.
24. Написати рівняння дисоціації та вираз константи нестійкості для сполук: а) $K_2[HgI_4]$, б) $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$, в) $Na_3[Fe(CN)_3(NO_2)_3]$, $[Cu(NH_3)_6]SO_4$. Назвати їх.
25. Закінчити рівняння утворення комплексних сполук, назвати їх та вказати комплексоутворювач, його координаційне число, ліганди:
 а) $3KCN + Cr(CN)_3 =$;
 б) $CuCl_2 + 2HCl =$;
 в) $CoCl_3 + 4NH_3 + H_2O =$.
26. Розрахувати концентрацію іонів Аргентуму в 0,1 М розчині $[Ag(NH_3)_2]NO_3$.

27. Розрахувати концентрацію іонів Меркурію в 0,1 М розчині $K_2[HgCl_4]$.

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Навести рівняння реакцій таких перетворень: $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$.

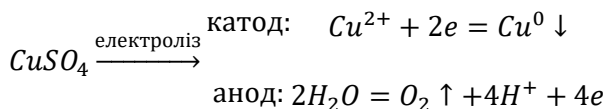
Розв'язок. Для написання таких схем перетворень потрібно знати властивості як певних класів речовин так і конкретних сполук. Зокрема, необхідно враховувати активність металів і неметалів, силу утворюваних ними кислот чи основ, розчинності солей і т.п. У кожному випадку перетворення можна здійснювати декількома шляхами, так як вказані лише продукти реакцій. В даному випадку рівняння можуть бути такими:

- 1) нагріванням на повітрі або в чистому кисні переводять вільну мідь в оксид: $2Cu + O_2 \xrightarrow{t} 2CuO$;
- 2) взаємодія оксиду з сульфатною кислотою призводить до утворення купрум (II) сульфату: $CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$;
- 3) під час дії лугу на розчин купрум (II) сульфату в осад випадає слабка важкорозчинна основа – купрум (II) гідроксид: $CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$;
- 4) купрум (II) гідроксид при нагріванні розкладається:
 $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O \uparrow$;
- 5) відновити вільну мідь з її оксиду можна дією водню під час нагрівання: $CuO + H_2 \xrightarrow{t} Cu + H_2O \uparrow$.

Приклад 2. Здійснити перетворення: $Cu \xrightarrow{t^\circ, Cl_2} A \xrightarrow{NaOH} B(\text{осад}) \xrightarrow{H_2SO_4} V(p.) \xrightarrow{\text{електроліз}} G(t)$. Вказати молярну масу речовини Г.

Розв'язок. Для даних перетворень вказані реагуючі речовини та є коментарі щодо умов взаємодії. Тобто реакції мусять бути конкретними:

- 1) мідь при попередньому нагріванні в середовищі хлору загоряється: $Cu + Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} CuCl_2$;
- 2) при дії лугу на розчин купрум(II) хлориду в осад випадає слабка важкорозчинна основа – купрум(II) гідроксид: $CuCl_2 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + 2NaCl$;
- 3) взаємодія купрум(II) гідроксиду з сульфатною кислотою призводить до утворення купрум(II) сульфату: $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + 2H_2O$;
- 4) при електролізі водного розчину купрум(II) сульфату (анод інертний) на катоді утворюється вільна мідь, на аноді виділяється кисень, а в анодному просторі нагромаджуються іони H^+ :



Речовиною G в цьому випадку є мідь. Молярна маса міді становить:
 $M(Cu) = 63,5 \text{ (г/моль)}$.

Приклад 3. Знайти масову частку солі (у %, з т. до десятих) у розчині, отриманому після пропускання 11,2 л CO_2 через 315 мл 6 %-го розчину їдкого натру ($\rho = 1,06 \text{ г/мл}$).

Розв'язок. При взаємодії вуглекислого газу з натрій гідроксидом можливе утворення 2-х типів солей: $CO_2 + NaOH = NaHCO_3$ **(1)**; $CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$ **(2)**.

За співвідношення чисел молей газу до лугу 1 : 1 **(1)** утворюється кисла сіль, а за 1 : 2 **(2)** – середня сіль. Проміжні значення цього співвідношення призводить до утворення суміші обох солей. Знаходимо кількості речовин реагентів:

$$v(CO_2) = \frac{V(CO_2)}{V_M} = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ (моль)};$$

$$v(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH)} = \frac{m_{p-ny} \cdot \omega}{M(NaOH)} =$$

$$= \frac{\rho \cdot V_{p-ny} \cdot \omega}{M(NaOH)} = \frac{1,06 \cdot 315 \cdot 0,06}{40} = 40 \text{ (моль)}$$

За такого співвідношення (1 : 1) утворюється лише кисла сіль у кількості 0,5 моль. Її маса: $m(NaHCO_3) = \nu(NaHCO_3) \cdot M(NaHCO_3) = 0,5 \cdot 84 = 42 \text{ (г)}$.

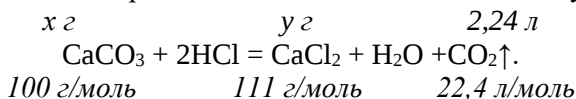
Маса розчину зросла за рахунок поглинання вуглекислого газу і становить: $m(p-ny) = m(vix.p-ny) + m(CO_2) = \rho \cdot V(vix.p-ny) + \nu(CO_2) \cdot M(CO_2) = 315 \cdot 1,06 + 0,5 \cdot 44 = 356 \text{ (г)}$.

Тоді масова частка солі в кінцевому розчині:

$$\omega(NaHCO_3) = \frac{m(NaHCO_3)}{m(\text{розчину})} \cdot 100\% = \frac{42}{356} \cdot 100\% = 11,8\%$$

Приклад 4. Під час обробки 31 г суміші кальцій сульфату, кальцій карбонату та кальцій гідроксиду хлоридною кислотою отримано 2,24 л (н.у.) газу та 35,5 г твердого залишку. Знайти масу речовин (у грамах, з точністю до сотих) у вихідній суміші.

Розв'язок. Серед вказаних речовин лише кальцій карбонат взаємодіє з хлоридною кислотою з виділенням газу:



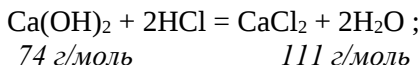
За рівнянням реакції знаходимо масу CaCO_3 (x) та масу CaCl_2 (y):

$$x = m_1 = \frac{100 \cdot 2,24}{22,4} = 10 \text{ (г)}$$

$$y = m_2 = \frac{111 \cdot 2,24}{22,4} = 11,1 \text{ (г)}$$

Тоді маса суміші кальцій сульфату та кальцій гідроксиду складатиме: $m_3 = 31 - 10 = 21 \text{ (г)}$. Позначивши масу CaSO_4 через z, виражаємо масу кальцій хлориду, отриманого в наступній реакції (m_4):

$$(21 - z) \text{ г} \qquad k \text{ г}$$



$$k = m_4 = \frac{111 \cdot (21 - z)}{74}$$

Тоді кінцева маса твердого залишку становитиме: $35,5 = z + y + k = z + 11,1 + \frac{111 \cdot (21 - z)}{74}$; звідси: $z = 14,2$ г, а маса Ca(OH)_2 становитиме $m_5 = 21 - z = 21 - 14,2 = 6,8$ (г).

Отже маси речовин у вихідній суміші складають: $m(\text{CaSO}_4) = 14,2$ (г); $m(\text{CaCO}_3) = 10$ (г); $m(\text{Ca(OH)}_2) = 6,8$ (г).

Приклад 5. Визначити ступінь окиснення комплексоутворювача в таких комплексних сполуках: $\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{CN})_4\text{Cl}_2]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{CNS})_3]$, $\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5 \text{I}]\text{I}_2$.

Розв'язок. Спочатку потрібно визначити заряд комплексних іонів знаючи заряди іонів, які входять до зовнішньої оординаційної сфери: $[\text{Pt}(\text{CN})_4\text{Cl}_2]^{2-}$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{CNS})_3]^0$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]^+$, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5 \text{I}]^{2+}$.

Далі, для кожного з комплексних іонів можна скласти рівняння пам'ятаючи, що сума усіх ступенів окиснення має дорівнювати заряду комплексного іона:

Ступінь окиснення Платини:

$$\begin{aligned} x + 4 \cdot (-1) + 2 \cdot (-1) &= -2 \\ x &= +6. \end{aligned}$$

Ступінь окиснення Хрому:

$$\begin{aligned} x + 3 \cdot 0 + 3 \cdot (-1) &= 0 \\ x &= +3. \end{aligned}$$

Ступінь окиснення Кобальту:

$$\begin{aligned} x + 2 \cdot 0 + 4 \cdot (-1) &= -1 \\ x &= +3. \end{aligned}$$

Ступінь окиснення Феруму:

$$\begin{aligned} x + 5 \cdot 0 + 1 \cdot (-1) &= +2 \\ x &= +3. \end{aligned}$$

Приклад 6. Назвати комплексні сполуки та визначте координаційне число центрального атома: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$, $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$, $\text{H}[\text{AuCl}_4]$, $\text{Ca}_3[\text{Co}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]_2$.

Розв'язок. Назви комплексних сполук будуються так само, як і назви неорганічних сполук: спочатку називають катіон у називному відмінку, потім аніон із суфіксом *-ат* не залежно від того який з них комплексний, а який простий. Оскільки центральні атоми можуть мати різні ступені окиснення, то їх потрібно визначити щоб включити в назву сполуки:

Ступінь окиснення Цинку:

$$x + 3 \cdot 0 + (-1) = +1$$

$$x = +2.$$

Ступінь окиснення Ніколу:

$$x + 2 \cdot (-2) = -2$$

$$x = +2.$$

Ступінь окиснення Ауруму:

$$x + 4 \cdot (-1) = -1$$

$$x = +3.$$

Ступінь окиснення Кобальту:

$$(x + 3 \cdot (-2)) \cdot 2 = -6$$

$$x = +3.$$

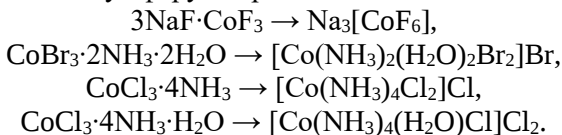
Знаючи ступені окиснення усіх центральних атомів можна дати назви сполук: хлоротриамінцинк(II) хлорид, натрій диоксалатоніколат(II), гідроген тетрахлороаурат(III), кальцій дитіосульфатокобальтат(III).

Третя сполука належить до класу кислот а не солей, тому можна запропонувати назву на основі номенклатури кислот, в основі якої лежить назва аніона кислоти: тетрахлорауратна кислота.

Для визначення координаційного числа (КЧ) центральних атомів спочатку треба проаналізувати дентатність лігандів: з усіх лігандів, які містяться в складі запропонованих комплексних сполук, щавелат- та тіосульфат-іони є дводентатними і тому КЧ Ніколу та Кобальту дорівнювати 4 та 6 відповідно. Координатні числа решти центральних атомів будуть дорівнювати числу лігандів: КЧ (Zn) = 4, КЧ (Au) = 4.

Приклад 7. Координаційне число комплексоутворювача – кобальту(III) дорівнює шести. Написати координаційні формули таких сполук: $3\text{NaF} \cdot \text{CoF}_3$, $\text{CoBr}_3 \cdot 2\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

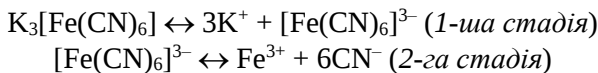
Розв’язок. Щоб записати подані речовини у вигляді комплексних солей, спочатку потрібно визначити дентатність запропонованих лігандів, оскільки без цієї інформації неможливо записати вірну кількість лігандів у внутрішню координаційну сферу навіть знаючи координаційне число центрального атома. Усі аніони та нейтральні молекули з умови задачі є монодентатними, тому кількість частинок (молекул та аніонів), які входитимуть до складу комплексного іона, повинна дорівнювати шести. Якщо в сполуці кількість частинок, (окрім центрального атома Кобальту) більше шести, то в першу чергу в склад комплексного іону потрібно вводити нейтральні молекули, а надлишкові аніони виводити поза межі комплексу в зовнішню координаційну сферу, також в зовнішню координаційну сферу потрібно поміщати катіони:



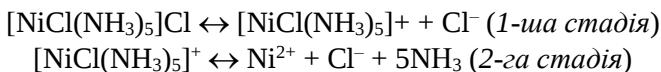
Приклад 8. Записати рівняння дисоціації таких сполук та вирази констант нестійкості відповідних комплексних іонів: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{NiCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}$, $[\text{Cu}(\text{SCN})_2\text{NH}_3\text{H}_2\text{O}]$.

Розв’язок. Комплексні солі як звичайні прості солі належать до сильних електролітів, тому в розчині вони дисоціюють практично повністю на іони зовнішньої координаційної сфери та комплексний іон (1-ша стадія дисоціації комплексних сполук). Згідно визначення комплексних сполук, комплексний іон може самостійно існувати в розчині, тому його дисоціація відбувається за схемою слабких електролітів ступінчасто, однак для запису виразу константи

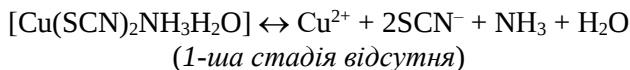
нестійкості комплексного іону рівняння дисоціації записують як одностадійний процес, а вираз константи записують згідно правил констант хімічної рівноваги, оскільки процес дисоціації є оборотним і рівноважним:



$$K = \frac{[\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{CN}^-]^6}{[[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}]}$$



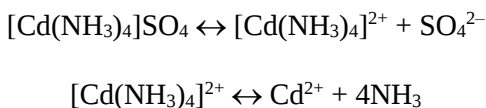
$$K = \frac{[\text{Ni}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-] \cdot [\text{NH}_3]^6}{[[\text{NiCl}(\text{NH}_3)_5]^+]}$$



$$K = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{SCN}^-]^2 \cdot [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[[\text{Cu}(\text{SCN})_2\text{NH}_3\text{H}_2\text{O}]]}$$

Приклад 9. Обчислити концентрацію іонів кадмію в 0,1М розчині тетраамінкадмій(II) сульфату, якщо константа нестійкості комплексного іона становить $4 \cdot 10^{-6}$.

Розв'язок. В першу чергу необхідно записати рівняння дисоціації комплексного іону, щоб на його основі отримати вираз для константи нестійкості:



$$K = \frac{[Cd^{2+}] \cdot [NH_3]^4}{[[Cu(NH_3)_4]^{2+}]}$$

Для розрахунку концентрації іонів Кадмію нам у виразі константи нестійкості бракує концентрації амоніаку. З рівняння дисоціації комплексного катіона можна побачити, що концентрація іонів Кадмію та молекул амоніаку знаходяться у співвідношенні 1:4, і якщо концентрацію іонів Кадмію прийняти рівною x моль/л, то концентрація амоніаку буде $(4 \cdot x)$ (моль/л). Замість концентрації комплексного катіону ми можемо підставляти концентрацію комплексної сполуки, оскільки комплексні солі є сильними електролітами і по першій стадії дисоціюють повністю. Підставляємо ці значення а також значення константи нестійкості у вираз для константи нестійкості:

$$4 \cdot 10^{-6} = \frac{x \cdot (4 \cdot x)^4}{0,1}$$

$$x([Cd^{2+}]) = \sqrt[5]{\frac{4 \cdot 10^{-6} \cdot 0,1}{256}} = 0,017 \text{ (моль/л)}$$

Приклад 10. Розрахувати концентрацію іонів Кадмію в 0,1 М розчині $K_2[Cd(CN)_4]$, який містить, крім того 6,5 (г/л) KCN.

Розв'язок. Знаходимо з таблиці константу нестійкості ($K_{\text{нест.}}$) комплексного іона $[Cd(CN)_4]^{2-}$:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[Cd^{2+}] \cdot [CN^-]^4}{[[Cd(CN)_4]^{2-}]} = 7,8 \cdot 10^{-18}$$

Вторинна дисоціації комплексного іона відбувається за рівнянням:
 $[Cd(CN)_4]^{2-} \leftrightarrow Cd^{2+} + 4CN^-$.

У присутності надлишку іонів CN^- , що утворюються при дисоціації KCN (яку можна вважати повною), ця рівновага зміщена вліво настільки, що кількістю іонів CN^- , які утворилися при дисоціації комплексного іона, можна знехтувати. Тоді концентрація іонів CN^- дорівнює концентрації KCN. З такої

ж причини концентрація може бути прирівнена до концентрації комплексної солі (0,1 моль/л). Тобто концентрації $[CN^-] = 6,5/65 = 0,1$ (моль/л) (дорівнює загальній концентрації KCN) і $[Cd(CN)_4]^{2-} = 6,5/65 = 0,1$ (моль/л) (дорівнює загальній концентрації комплексної солі).

Підставляємо дані у вираз константи нестійкості та знаходимо концентрацію іонів Кадмію:

$$[Cd^{2+}] = \frac{K_{\text{нест}} \cdot [Cd(CN)_4]^{2-}}{[CN^-]^4}$$

$$[Cd^{2+}] = \frac{7,8 \cdot 10^{-18} \cdot 0,1}{(0,1)^4} = 7,8 \cdot 10^{-15} \text{ (моль/л)}$$

Класифікація неорганічних сполук. Комплексні сполуки

Лабораторна робота № 3 Класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки

Мета роботи: ознайомлення зі способами добування і властивостями різних типів оксидів, основ, кислот, солей; встановлення генетичного зв'язку між класами сполук.

Хід виконання роботи:

Дослід 1 (демонстраційний). Добування ортофосфатної кислоти

В залізну ложечку покласти невелику кількість червоного фосфору, підпалити і внести в колбу з 1–2 мл дистильованої води. Фосфор, згоряючи, утворює білий дим (фосфорний ангідрид). Після закінчення реакції колбу закрити корком і енергійно струснути. При цьому білий дим розчиняється у воді. Випробувати одержаний розчин універсальним індикаторним папером реакцію середовища.



Частина 1



Частина 2

Записати спостереження та рівняння трьох можливих реакцій взаємодії фосфорного ангідриду з водою.

Дослід 2 (демонстраційний). Добування натрій гідроксиду

Фарфорову або кварцову чашку до половини заповнити дистильованою водою. Універсальним індикаторним папером перевірити реакцію середовища. Пінцетом дістати шматочок металічного натрію, який зберігається в банці з гасом, відрізати скальпелем невеликий шматочок, просушити фільтрувальним папером і опустити в чашку з водою. Проходить

енергійна взаємодія з виділенням тепла. Після закінчення реакції універсальним індикаторним папером встановити реакцію середовища.

Записати спостереження та рівняння реакцій.



Дослід 3. Добування та властивості купрум(II) гідроксиду

Внести в пробірку 2 мл розчину купрум(II) сульфату і стільки ж 2 н. розчину лугу. Відзначити колір осаду, що утворився. Спостерігаючи за кольором осаду, пробірку обережно нагріти на полум'ї пальника до зміни забарвлення.

До якого класу сполук належить чорний осад, що утворився? Написати рівняння реакцій утворення купрум(II) гідроксиду і його розкладу.



Дослід 4. Дослідження амфотерності гідроксидів

Налити в окремі пробірки по 2–3 мл розчинів солі $AlCl_3$, додати одну краплю розчину $NaOH$ до утворення осаду. Вміст розділяємо на дві пробірки. В одну долити хлоридної кислоти, а в іншу – розчину натрій гідроксиду.

Після експерименту зробити висновок про амфотерність гідроксиду. Записати рівняння реакцій.



Дослід 5. Одержання і властивості основних солей

У дві пробірки до 1–2 мл солі кобальту додати краплями луг до утворення синього осаду основної солі. В одну додати лугу, а в іншу – кислоти.

Описати зміни, які відбуваються в пробірках, записати відповідні рівняння реакцій.



Дослід 6. Катіонний комплекс Ніколу

Добути осад нікол(II) гідроксиду шляхом змішування розчинів нікол(II) нітрату та натрій гідроксиду. Обережно злити рідку фазу. До осаду додати декілька крапель 25 %-ного розчину аміаку. Що відбувається? Порівняти забарвлення іонів Ni^{2+} в розчині нікол нітрату з забарвленням отриманого розчину. Присутністю яких іонів зумовлене забарвлення розчину?



Написати рівняння реакцій: утворення нікол(II) гідроксиду, взаємодії нікол(II) гідроксиду з аміаком і рівняння електролітичної дисоціації утвореної комплексної основи (КЧ Ніколу вважати рівним шести).

Дослід 7. Порівняння подвійних і комплексних солей

Для дослідження взяти розчини двох солей: подвійну - залізоамонійний галун $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ і комплексну - калій гексаціаноферат(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, які містять іон Fe^{3+} . Записати рівняння їх дисоціації і визначити за допомогою якісних реакцій, які йони існують у цих розчинах.

а) Дослідження галуну. У три пробірки налити по 1 мл розчину галуну. У першу пробірку додати розчин калій роданіду KCNS , у другу - розчин барій хлориду BaCl_2 , у третю - розчин натрій гідроксиду NaOH (підігріти цю пробірку і обережно понюхати). Скласти рівняння реакцій, які відбуваються у кожній пробірці. Записати спостереження.

б) Дослідження комплексної сполуки. У дві пробірки налити по 1 мл розчину комплексної солі. У першу додати розчин калій роданіду, у другу - натрій гідроксиду. Записати, які зміни відбуваються у пробірках. Відмітити, які йони присутні у розчині.



Частина 1



Частина 2

Зробити висновок про природу подвійних і комплексних солей.

Питання для самопідготовки:

1. Розвиток уявлень про будову атома (Дж. Дальтон, В. Томсон, Е. Резерфорд, Н. Бор, Е. Шредінгер, Г. Мозлі).
2. Ядро і електрони. Ізотопи. Дуальна природа електрону.
3. Квантові числа, їх фізичний зміст і можливі значення.
4. Енергії та конфігурації електронних орбіталей атома. Форми атомних орбіталей (АО).
5. Принцип мінімальної енергії; принцип Паулі. Правила Хунда; правила Клечковського.
6. Сучасне формулювання періодичного закону Д. І. Менделєєва.
7. Будова періодичної системи. Форма таблиць.
8. Періодичність зміни властивостей хімічних елементів та їх сполук в залежності від розташування в таблиці Менделєєва.
9. *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи.
10. Електронні формули багатоелектронних атомів.
11. Зв'язок електронної будови елементів з періодичною системою.
12. Атомні радіуси, енергія іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність і періодичність зміни цих характеристик.
13. Загальні хімічні властивості елементів: металічність чи неметалічність, кислотно-основні властивості, окисно-відновні властивості; періодичність їх зміни.
14. Атомне ядро. Радіоактивність. Ядерні реакції.
15. Поширення елементів у природі, походження елементів.

Задачі для самостійного розв'язування:

1. Масове число атома деякого елемента дорівнює 181, в електронній оболонці атома міститься 73 електрони. Вказати кількість протонів і нейтронів (дати суму) у ядрі атома і назву елемента.
2. Охарактеризувати властивості елемента та його сполук за планом:
1) електронна формула; 2) період; 3) група; 4) підгрупа; 5) родина;
6) метал чи неметал; 7) вищий ступінь окиснення; 8) формула вищого оксиду та його кислотно-основні властивості; 9) формула відповідної кислоти чи гідроксиду. (Відповіді пояснити).

В (Бор)	N (Нітроген)	O (Оксиген)
С (Карбон)	Fe (Ферум)	P (Фосфор)
Cl (Хлор)	Pb (Плюмбум)	Ni (Нікол)
Ge (Германій)	Ti (Титан)	Zn (Цинку)
Mo (Молибден)	S (Сульфур)	Hf (Гафній)
Mn (Манган)	Br (Бром)	Co (Кобальт)
P (Фосфор)	I (Йод)	Cu (Купрум)

- За електронною конфігурацією зовнішнього енергетичного рівня (валентними електронами) назвіть елемент і охарактеризувати його хімічні властивості: $3s^2, 3s^2 3p^1, 4s^2 3d^2, 5s^1 4d^5, 4s^2 3d^{10}, 4s^2 3d^6, 6s^2 5d^4, 5s^2 5p^2, 6s^2 5d^{10}, 6s^2 6p^1, 4s^2 3d^5, 4s^2 3d^7, 4s^1 3d^{10}, 6s^2 6p^2, 5s^2 4d^{10}, 4s^2 3d^8, 4s^1 3d^5, 6s^2 3p^2, 6s^2 5d^{10}, 2s^2 2p^3$.
- Серед наведених нижче електронних конфігурацій вкажіть неможливі: 1) $1p^3$, 2) $3p^6$, 3) $2s^2$, 4) $2d^5$, 5) $3f^{12}$, 6) $2p^4$, 7) $3p^7$. Відповідь подати у вигляді числа з цифр - варіантів відповідей.
- За наведеною нижче формулою іона визначити, якому елементу він відповідає, записати електронну формулу атома цього елемента, підкреслити валентні електрони і обґрунтувати його положення в періодичній системі:
 - $E^{3+} - 1s^2 2s^2 2p^6, E^{1-} - 1s^2 2s^2 2p^6$;
 - $E^{2-} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6, E^{1+} - 1s^2 2s^2 2p^6$;
 - $E^{2-} - 1s^2 2s^2 2p^6, E^{2+} - 1s^2 2s^2 2p^6$.
- Вищий оксид елемента має загальну формулу EO_2 . Елемент утворює летку водневу сполуку, густина якої за повітрям дорівнює 0,552. Назвати елемент.
- Що спільного в будові атомів елементів з порядковими номерами 12 і 20: а) заряд ядра; б) кількість електронів; в) кількість електронних рівнів; г) кількість електронів на зовнішньому рівні?
- Вказати максимально можливий додатний ступінь окиснення у атомів Алюмінію, Силіцію, Фосфору, Сульфуру, Хлору.
- Які значення приймає орбітальне квантове число при значення головного квантового числа, рівного 4?
- Які значення мають всі квантові числа для останнього електрона атомів Na, Te, Pt?

11. Яку енергію (eВ) треба витратити, щоб збудити електрон в атомі Гідрогену, який знаходиться в основному стані, до другого і п'ятого енергетичних рівнів?
12. Вирахувати довжину хвилі (нм) де Бройля для α -частинки, якщо її маса складає $6,6 \cdot 10^{-27}$ кг, а швидкість $8 \cdot 10^4$ м/с.
13. Вирахувати зміну енергії (Дж) молекули хлорофілу, яка після поглинання фотону з довжиною хвилі $4,6 \cdot 10^{-7}$ м (синє світло) випускає фотон з довжиною хвилі $6,6 \cdot 10^{-7}$ м (червоне світло).
14. Людське око сприймає сигнал з енергією $1,5 \cdot 10^{-17}$ Дж. Яка кількість фотонів з довжиною хвилі $5,3 \cdot 10^{-7}$ м (зелене світло) повинно потрапити в око, щоб викликати реакцію на світло?
15. Вказати, які з наведених символів ^{40}Ar , ^{48}Ca , ^{39}K , ^{30}Si , ^{40}K , ^{32}S , ^{36}Ar , ^{40}Ca відповідають: а) ізотопам; б) ізобарам; в) ізотонам.
16. Визначити відносну атомну масу елемента, який складається з трьох ізотопів з масовими числами 28, 29 і 30, масова частка яких відповідно рівна: 0,923; 0,047; 0,030. Результат подати з точністю до сотих.
17. На один моль атомів ізотопу ^{13}C припадає 89 молів атомів ізотопу ^{12}C . Розрахувати відносну атомну масу елемента Карбону з точністю до тисячних.
18. Гідроген складається з ізотопів протію та дейтерію. В 1 г води міститься $5,35 \cdot 10^{20}$ атомів дейтерію. Розрахувати відносну атомну масу Гідрогену з точністю до сотих.
19. Написати рівняння ядерного розпаду: а) $^{152}_{62}\text{Sm}$ втрачає α -частинку; б) $^{87}_{37}\text{Rb}$ з відбувається β -розпад; в) $^{40}_{19}\text{K}$ піддається K -захопленню.
20. Пояснити, який тип радіоактивного розпаду спостерігається при слідуючих перетворюваннях: а) $^{34}_{17}\text{Cl} \rightarrow ^{34}_{16}\text{S}$; б) $^{43}_{21}\text{Sc} \rightarrow ^{43}_{20}\text{Ca}$ в) $^{152}_{62}\text{Sm} \rightarrow ^{148}_{60}\text{Nd}$.
21. Вирахувати енергію зв'язку (MeВ/нуклон) в ядрах атомів ^2_4He та $^{120}_{50}\text{Sn}$, якщо точні маси цих ізотопів рівні 4,0026 та 119,902, відповідно.
22. Через скільки років з 10 г радіоактивного ізотопу Кобальту ^{60}Co залишиться 1 г, якщо період його напіврозпаду 5,3 роки.

Приклади розв'язування типових задач

Приклад 1. Один квант світла (фотон) несе енергію рівну $3,06 \cdot 10^{-19}$ Дж. Якій частоті коливань, довжині хвилі (якій частині спектра) та хвильовому числу це відповідає?

Розв'язок. За умовою задачі $E = h\nu = 3,06 \cdot 10^{-19}$ Дж, де E – енергія фотона, h – стала Планка ($6,62 \cdot 10^{-34}$ Дж·с), ν – частота коливань. Звідки: $\nu = 3,06 \cdot 10^{-19}$ Дж / $6,62 \cdot 10^{-34}$ Дж·с = $4,62 \cdot 10^{14}$ с⁻¹. Відомо, що $\lambda = c/\nu$, c – швидкість світла у вакуумі ($3 \cdot 10^8$ м·с⁻¹).

Отже $\lambda = 3 \cdot 10^8 / 4,62 \cdot 10^{14} = 649 \cdot 10^{-9}$ м = 649 нм. Зв'язок між хвильовим числом (ν) і довжиною хвилі виражений формулою: $\nu = 1/\lambda$, $\nu = 1/649 \cdot 10^{-9}$ м = $1,54 \cdot 10^6$ м⁻¹ = 15400 см⁻¹.

Знайдені параметри вказують на те, що випромінювання знаходиться в червоній частині спектру, яке лежить в діапазоні довжин хвиль 760-625 нм і хвильових чисел 13160-16000 см⁻¹.

Приклад 2. В електронному мікроскопі електрони розганяються електричним полем до швидкості 1000 км/с. Визначити, які найменші за розмірами об'єкти (приблизно рівні довжині хвилі випромінювання) можна спостерігати в електронному мікроскопі. Маса спокою електрону приймаємо рівною $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ кг.

Розв'язок. Хвильові властивості електрону, який рухається зі швидкістю – v , визначається рівнянням де Бройля: $\lambda = h/mv = 6,62 \cdot 10^{-34}$ Дж·с / $9,11 \cdot 10^{-31}$ кг · 10^6 м·с⁻¹ = $0,727 \cdot 10^{-9}$ м = 0,727 нм, що суттєво менше довжини хвилі видимої ділянки спектра (400-800 нм).

Приклад 3. Вирахувати енергію, необхідну для переходу електрону з першої орбітالي на другу в атомі Гідрогену. До якої серії спектру відноситься лінія, яка виникає при зворотньому переході? Вирахувати енергію іонізації атома водню.

Розв'язок. Спектр атома Гідрогену є найбільш простим. Положення ліній в цьому спектрі визначається співвідношенням: $E = h\nu = K(1/n_b^2 - 1/n_d^2)$, де $K = me^4/8 \cdot \varepsilon_0 \cdot h^2 = 9,11 \cdot 10^{-31} \cdot (1,6 \cdot 10^{-19})^4/8 \cdot (8,85 \cdot 10^{-12})^2 \cdot (6,62 \cdot 10^{-34})^2 = 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ Дж}$, де ε_0 – діелектрична проникність вакууму.

Спектр випромінювання атомарного Гідрогену складається із декількох серій, яка визначається значенням головного квантового числа тої орбіти, на яку переходить збуджений електрон.

Серія Лаймана ($n_b = 1$) лежить в ультрафіолетовій (УФ) області спектра ($\lambda = 10\text{-}400 \text{ нм}$); серія Бальмера ($n_b = 2$) – в видимій його частині ($\lambda = 400\text{-}760 \text{ нм}$); серія Пашена ($n_b = 3$) – в інфрачервоній області ($\lambda = 760\text{-}400000 \text{ нм}$).

Сама короткохвильова лінія в спектрі з'являється за рахунок переходу електрону з максимально збудженого стану (E_∞) в основний E_1 . Різниця енергій цих двох станів визначає енергію іонізації: $E_i = \Delta E = E_\infty - E_1 = h\nu = 2,17 \cdot 10^{-18}(1/1^2 - 0) = 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ Дж} = 13,54 \text{ eV}$, так як $1 \text{ Дж} = 6,24 \cdot 10^{18} \text{ eV}$.

Отже, за умовою задачі: $E = 2,17 \cdot 10^{-18} (1/1^2 - 1/2^2) = 1,63 \cdot 10^{-18} \text{ Дж} = 10,16 \text{ eV}$. Так як $n_b = 1$, то лінія відноситься до серії Лаймана.

Приклад 4. Серед наведених нижче електронних конфігурацій вказати неможливі: 1) $1s^1$, 2) $2d^5$, 3) $4p^3$, 4) $4f^{15}$.

Розв'язок. Для аналізу можливості чи неможливості електронних конфігурацій слід згадувати квантові числа та правила, які визначають заповнення електронами атомних орбіталей. Розглянемо по-порядку кожне із завдань:

1) $1s^1$: для атомної орбіталі $1s$ квантові числа мають наступні значення: $n=1$, $l=0$, що не суперечить визначенню орбітального квантового числа ($l=0, \dots, n-1$), отже така орбіталь можлива; згідно принципу Паулі і можливого значення квантового числа $m=0$ ($m = -l; 0; +l$) на першому енергетичному рівні є лише одна s орбіталь і на ній може перебувати 2 електрони, отже конфігурація $1s^1$ можлива.

2) $2d^5$: для атомної орбіталі $2d$ квантові числа мають наступні значення: $n=2$, $l=2$, що суперечить визначенню орбітального

квантового числа, оскільки при $n=2$, l може приймати значення лише 0 і 1 ($l=0, \dots, n-1$), отже конфігурація $2d^5$ не можлива.

3) $4p^3$: для атомної орбіталі $4p$ квантові числа мають наступні значення: $n=4$, $l=1$, що не суперечить визначенню орбітального квантового числа ($l=0, \dots, n-1$), отже така орбіталь можлива. Згідно принципу Паулі і можливого значення квантового числа $m = -1, 0, +1$ на четвертому енергетичному рівні є три p орбіталі і на них може перебувати 6 електронів, отже конфігурація $4p^3$ можлива.

4) $4f^{15}$: для атомної орбіталі $4f$ квантові числа мають наступні значення: $n=4$, $l=3$, що не суперечить визначенню орбітального квантового числа ($l=0, \dots, n-1$), отже така орбіталь можлива. Згідно принципу Паулі і можливого значення квантового числа $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ на четвертому енергетичному рівні є сім f орбіталей і на них може перебувати 14 електронів, отже конфігурація $4f^{15}$ не можлива.

Приклад 5. Нітроген складається з ізотопів ^{14}N і ^{15}N . Відносна атомна маса його дорівнює 14,01. Скільки атомів ізотопу ^{15}N міститься в 5,6 л азоту за н.у.

Розв'язок. Як відомо, відносна атомна маса елементу в періодичній системі – це середнє значення атомних мас його ізотопів з урахуванням їх масових часток у природньому елементі. Загальна формула для розрахунку: $A_r = (w_1 \cdot A_{r1} + w_2 \cdot A_{r2} + \dots + w_n \cdot A_{rn}) / (w_1 + w_2 + \dots + w_n)$. Вміст ізотопу ^{15}N позначимо через x %, а ^{14}N ($100-x$) %. Складаємо рівняння $(15x + 14(100-x)) / 100 = 14,01$; звідки $x = 1\%$. Знаходимо кількість атомів ізотопу ^{15}N у 5,6 л з пропорції:

$$22,4 \text{ л} - 2,6,02 \cdot 10^{23} \cdot 0,01$$

$$5,6 \text{ л} - x;$$

$$x = 3,01 \cdot 10^{21}.$$

$$\text{Відповідь: } N = 3,01 \cdot 10^{21}.$$

Приклад 6. Написати рівняння ядерної реакції, яка відбувається при бомбардуванні $^{14}_7\text{N}$ α -частинками, якщо в результаті утворюється протон та ізотоп деякого елементу.

Розв'язок. Ядерні реакції – це перетворювання атомних ядер, обумовленні їх взаємодією з іншими ядрами або елементарними частинками.

Рівняння ядерних реакцій повинні задовольняти наступним вимогам:

1) сума масових чисел всіх ядер і частинок, що вступають в реакцію, рівна сумі масових чисел ядер і частинок, утворених в результаті реакції (маса електронів і позитронів через малі величини не враховуються); 2) сума зарядів ядер атомів і частинок, що вступають в реакцію, рівна сумі зарядів ядер атомів і частинок – продуктів реакції.

Виходячи з цих правил рівняння реакції можна записати: ${}^{14}_7N + {}^4_2He = {}^x_yE + {}^1_1H$. Звідки $14 + 4 = x + 1$, $x = 17$; $7 + 2 = y + 1$, $y = 8$. Кінцеве рівняння: ${}^{14}_7N + {}^4_2He = {}^{17}_8O + {}^1_1H$. В результаті реакції утворюється ізоотп Оксигену ${}^{17}O$.

Приклад 7. Вирахувати енергію зв'язку в ядрі атома ${}^{35}_{17}Cl$, якщо маса цього ізоотпа рівна 34,9689 а.о.м.

Розв'язок. Знаходимо масу всіх елементарних частинок, з яких складається атом хлору: $m_p + m_n + m_e = 17 \cdot 1,007276 + 18 \cdot 1,008665 + 17 \cdot 0,0005486 = 35,2890$ а.о.м., де m_p , m_n , m_e – маси протонів, нейтронів, електронів. Отже, експериментальна маса менше теоретичної на: $35,2890 - 34,9689 = 0,3201$. Втрати маси на один нуклон: $\Delta m = 0,3201/35 = 0,009146$ а.о.м. З рівняння Ейнштейна отримуємо: $E = \Delta m \cdot c^2 = 0,009146 \cdot 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ м/с})^2 = 8,52 \text{ MeV/нуклон}$, де $1 \text{ а.о.м.} = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$.

Рекомендована література

1.1. Основна література

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студ. вищ. навч. закл. К.: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2002. 480 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студ. вищ. навч. закладів: у 2-ох ч. Ч. I. К.: Пед. преса, 2002. 520 с.
3. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студ. вищ. навч. закладів: у 2-ох ч. – Ч. II. К.: Пед. преса, 2000. 784 с.
4. Котур Б.Я. Хімія. Практикум: Навч. посібник. Л.: Видавничий центр ЛНУ ім. Івана Франка, 2004. 237 с.
5. Ластухін Ю.О., Воронов С.А. Органічна хімія. Львів: Центр Європи, 2006. 854 с.
6. Бобрівник Л.Д., Руденко В.М., Лезенко Г.О. Органічна хімія. К.: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2002. 544 с.
7. Чирва В.Я., Ярмолюк С.М., Толкачова Н.В., Земляков О.Є. Органічна хімія: підручник для вузів. Львів, Вид. БаК., 2009. 996 с.
8. Толмачова В.С., Ковтун О.Ю., Гордієнко О.В., Василенко С.В. Сучасна термінологія та номенклатура органічних сполук: Навчально-методичний посібник для вчителів та учнів загальноосвітніх навчальних закладів. Тернопіль: Наукова книга – Богдан, 2008. 176 с.
9. Іващенко І.А., Марушко Л.П., Кадикало Е.М. Методичні вказівки до вивчення курсу «Хімія». Луцьк: Вежа, 2009. 75 с.
10. Іващенко І.А., Марушко Л.П., Кадикало Е.М. Методичні вказівки до вивчення курсу «Хімія» (частина 2). Луцьк: ПП Іванюк В.П. 2013. 45 с.
11. Іващенко І.А., Марушко Л.П. Методичні вказівки до вивчення навчальної дисципліни «Хімія» для студ. біол. ф-ту. Луцьк: П “Зоря–плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2019. 83 с.
12. Сливка Н.Ю., Кадикало Е.М. Органічна хімія: метод. вказівки до лабораторного практикуму. Луцьк: П “Зоря–плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2019. 60 с.

13. Кадикало Е.М. Хімія органічна: Метод. вказівки до вивчення навчальної дисципліни для студ. спеціальності 014 Середня освіта (Природничі науки). Луцьк: П “Зоря–плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2020. 45 с.

1.2. Допоміжна література

1. Сиса Л.В., Сомов В.М. Неорганічна хімія в розрахункових задачах для комп’ютерного контролю знань. Луцьк: Волинська обласна друкарня, 2006.
2. Домбровський А.В., Найдан В.М. Органічна хімія: Навч. посібник. К.: Вища школа, 1992. 503 с.
3. Кононський О.І. Органічна хімія. Практикум: Навч. посіб. К.: Вища шк., 2002. 247 с.
4. Смітюх О.В., Марчук О.В., Піскач Л.В. Хімія: методичні розробки лабораторних занять для здобувачів освіти першого курсу хімічних та нехімічних спеціальностей. Луцьк : ПП Іванюк В.П., 2024. 148 с. <http://surl.li/rxdlsz>

ДОДАТКИ

Індивідуальні завдання з хімії

Розрахунки за хімічними формулами та рівняннями

1. Визначити масову частку кристалізаційної води в барій хлориду дигідраті $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
2. Склад аргентум (I) сульфідів виражається співвідношенням: $(\text{Ag}) : (\text{S}) = 27 : 4$. Скільки грамів срібла можна отримати з 124 г цієї речовини?
3. Вивести найпростішу формулу речовини, що містить Na – 43,4%, C – 11,3% і O – 45,3%.
4. При спалюванні 1 г фосфору в кисні отримали 2,29 г фосфор оксиду. Визначити формулу оксиду.
5. Вивести найпростішу формулу речовини, що складається з Гідрогену, Нітрогену і Оксигену. Відношення їх мас 1 : 7 : 12.
6. Вивести формулу кристалогідрату кальцій хлориду, знаючи, що 7,3 г кристалогідрату при нагріванні втрачають 3,6 г води.
7. Газоподібна сполука Нітрогену з Гідрогеном містить 12,5% (мас.) Гідрогену. Густина сполуки за воднем рівна 16. Обчислити молекулярну формулу сполуки.
8. Склад деякої речовини: 62,1 % Карбону, 10,3 % Гідрогену, 27,6 % Оксигену. Молекулярна маса його 57,8 г/моль. Вивести його формулу.
9. Визначити процентний склад нітратної кислоти.
10. Визначити, скільки тонн алюмінію міститься в 170 т алюміній оксиду.
11. Їдкий натр містить 57,5 % Натрію. Визначити, скільки потрібно їдкого натру для отримання 11,5 кг натрію.
12. Скільки Кальцію входить в склад 250 г кальцій карбонату, що містить 12 % домішок?
13. Скільки можна отримати ферум (III) гідроксиду при взаємодії 200 г їдкого натру при достатній кількості ферум (III) хлориду?
14. До розчину, що містить 2,22 г кальцій хлориду, додали розчин аргентум (I) нітрату. Яка маса осаду, що утворився?

15. Скільки металічного натрію і бром у потрібно для добування натрій броміду масою 5,15 г?
16. З 120 кг природного вапняку при взаємодії з нітратною кислотою було отримано 180 кг кальцій нітрату. Визначити процентний вміст домішок у вапняку.
17. Визначити масу кальцій карбонату, необхідного для одержання 100 л (н.у.) карбон (IV) оксиду, при реакції з хлоридною кислотою.
18. Який об'єм аміаку (н.у.) повинен прореагувати з надлишком хлороводню для добування алюміній хлориду масою 10,7 г?
19. Змішано 7,3 г хлороводню з 4 г аміаку. Скільки грамів амоній хлориду утвориться? Надлишок якого газу залишиться після реакції? Скільки його залишиться?
20. Скільки грамів хлоридної кислоти потрібно для розчинення 500 г сплаву, який містить 24% Магнію і 76% Алюмінію?

Основні хімічні закони

21. Зі скількох атомів складаються молекули парів ртуті, якщо густина її пари за повітрям дорівнює 6,91?
22. Визначити густину за воднем газової суміші, що складається з аргону об'ємом 56 л і азоту об'ємом 28 л. Об'єми газів приведені до нормальних умов.
23. Дано 0,31 л газу при 21 °C і 750 мм рт. ст. Маса газу 0,69 г. Визначити молекулярну масу газу і густину його за хлором.
24. Визначте масу натрій іодиду кількістю речовини 0,6 моль.
25. Скільки молекул міститься в 1,00 мл водню за нормальних умов?
26. Який об'єм за нормальних умов займають $27 \cdot 10^{21}$ молекул газу?
27. Скільки моль міститься в 1 м³ будь-якого газу за нормальних умов?
28. Тиск газу, що займає об'єм 2,5 л, дорівнює 121,6 кПа. Чому дорівнюватиме тиск, якщо, не змінюючи температури, стиснути газ до об'єму 1 л?
29. При 15 °C тиск у балоні з киснем становить $90,9 \cdot 10^5$ Па. При якій температурі він дорівнюватиме $101 \cdot 10^5$ Па?
30. Тиск повітря в автомобільній шині дорівнює $3,03 \cdot 10^5$ Па

при 15 °С. Як зміниться тиск в шині при нагріванні її до 50 °С?

31. Об'єм газу при температурі -27 °С становить 250 мл. Визначити об'єм газу при температурі +273 °С. Тиск вважати постійним.
32. На скільки градусів потрібно нагріти газ, який знаходиться в закритій посудині при 0 °С, щоб тиск його збільшився вдвічі?
33. При 15 °С і тиску $0,957 \cdot 10^5$ Па деяка кількість газу займає об'єм 912 мл. Який об'єм займе ця ж кількість газу за н.у.?
34. Визначити об'єм 200 г метану при температурі 50 °С і тиску $2,52 \cdot 10^5$ Па.
35. Визначити молекулярну масу бензену, знаючи, що 600 мл його парів при 87 °С і тиску 83 кПа мають масу 1,3 г.
36. Визначити масу аміаку, що міститься в балоні ємністю 12 л при 77 °С і тиску $2,52 \cdot 10^5$ Па.
37. Який об'єм займе при 18 °С і 98 кПа карбон (IV) оксид, що виділився при розкладі 250 г кальцій карбонату?
38. Визначити об'єм 70 г азоту при температурі 22 °С і тиску $0,98 \cdot 10^5$ Па.
39. Визначити точну атомну масу металу, якщо його атомна питома теплоємність 0,052, а еквівалент 29,5.
40. Газова суміш приготована з 2 л H_2 ($P = 93,3$ кПа) і 5 л CH_4 ($P = 112$ кПа). Об'єм суміші – 7 л. Знайти парціальні тиски газів і загальний тиск суміші.

Будова атома

41. Скільки неспарених електронів в незбудженому стані мають атоми: Сульфуру, Силіцію, Хлору, Бору, Берилію?
42. Що спільного в будові атомів елементів з порядковими номерами 12 і 20: а) заряд ядра; б) кількість електронів; в) кількість електронних рівнів; г) кількість електронів на зовнішньому рівні?
43. Яку кількість неспарених електронів містить електронна оболонка атому елементу з порядковим номером 13?

44. Вказати набір порядкових номерів елементів, атоми яких здатні утворювати вищі оксиди типу RO_3 : а) 15 і 16; б) 16 і 24; в) 16 і 17.
45. Назвати елемент за такими даними: знаходиться в IV групі, відносна молекулярна маса вищого оксиду 44.
46. Назвати елемент за такими даними: знаходиться в VII групі, відносна молекулярна маса гідридної сполуки 81: 1) Іод; 2) Бром; 3) Флуор.
47. Скільки повністю заповнених електронних рівнів мають атоми Берилію, Магнію, Кальцію, Стронцію і Барію?
48. Вказати максимально можливу додатню ступінь окислення у атомів Алюмінію, Силіцію, Фосфору, Сульфуру, Хлору.
49. В яких випадках наведені нижче формули атомів відповідають атомам різних елементів, а в яких – атомам одного і того ж елемента, які знаходяться в різних (збудженому і незбудженому) станах:
 - а) $1s^2 2s^2 2p^3$ і $1s^2 2s^2 2p^4$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^2$ і $1s^2 2s^1 2p^3$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ і $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$;
 - г) $1s^2 2s^2 2p^1$ і $1s^2 2s^1 2p^2$.
50. На скількох енергетичних рівнях розміщені електрони в атомі арсену? Запишіть електронну формулу елемента.
51. Атом елемента має на 3 електрони більше, ніж іон Калію. Назвати елемент, скласти електронну формулу його атома та іона.
52. Запишіть формулу сполуки, що складається лише з однозарядних іонів, що мають конфігурацію $4s^2 4p^6$. Вкажіть суму атомних мас цих елементів.
53. Запишіть електронні формули елементів з порядковими номерами 22 (Ti) та 82 (Pb). Що спільного в їх електронній будові, яка різниця?
54. При розкладі 25 г карбонату двовалентного металу виділилось 5,6 л карбон(IV) оксиду (у.н.). Визначте формулу солі.
55. Визначити квантові числа для $6s^2$ та $5d^7$ електронів атома Іг.
56. Яке максимальне число електронів може містити атом у електронному рівні з головним квантовим числом $n = 4$?

57. Визначити за правилом Клечковського послідовність заповнення електронних орбіталей, що характеризуються сумою $n + l$: а) 5; б) 6; в) 7.
58. Вказати порядковий номер елементу, у якого: а) закінчується заповнення електронами орбіталей $4d$; б) починається заповнення підрівня $4p$.
59. У якого елементу починає заповнюватись підрівень $4f$? У якого елементу завершується заповнення цього підрівня?
60. Вказати особливості електронних конфігурацій атомів Купруму та Хрому. Скільки $4s$ -електронів містять незбуджені атоми цих елементів?
61. Структура валентного електронного рівня атома елементу виражена формулою: а) $5s^25p^4$; б) $3d^54s^1$. Визначте порядковий номер і назву елементу.
62. Символ одного з ізотопів елементу ${}_{24}\text{E}$. Вкажіть: а) назву елементу; б) кількість протонів і нейтронів у ядрі; в) кількість електронів в електронній оболонці атома.
63. Масове ядро атома деякого елементу рівне 181, в електронній оболонці атома міститься 73 електрони. Вкажіть кількість протонів і нейтронів у ядрі атома і назву елементу.
64. У природних сполуках Хлор знаходиться у вигляді ізотопів ${}^{35}\text{Cl}$ [75,5 % (мас.)] та ${}^{37}\text{Cl}$ [24,5 % (мас.)]. Визначити середню атомну масу природнього Хлору.
65. По вмісту в живих організмах макроелементами вважають О, Н, С, N, Ca, S, P, K, Si, Mg, Fe, Na, Cl. Назвати серед них s -, p - і d -елементи. Проаналізуйте розподіл біогенних макроелементів по періодах і групах періодичної системи.

Хімічний зв'язок

66. Який тип зв'язку в молекулах: хлору, бромоводню, води?
а) ковалентний полярний; б) іонний; в) ковалентний неполярний.
67. Який характер мають зв'язки в молекулах NCl_3 , CS_2 , NF_3 , OF_2 , ClF , CO_2 ? Використовуючи таблицю відносних електронегативностей, обчислити їх різницю для цих зв'язків. Вказати для кожної пари напрямок зміщення спільної електронної пари.

68. Чому атом Сульфуру здатний утворювати зв'язки з шістьма атомами Флуору, а атом Оксигену лише з двома атомами Флуору? Зобразити молекули цих сполук за методом валентних схем.
69. Скласти валентну схему молекули хлороформу CHCl_3 і вказати: а) який зв'язок найбільш полярний; б) в якому напрямку зміщена електронна хмара цього зв'язку.
70. Обчислити різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків $\text{H} - \text{O}$ та $\text{O} - \text{As}$. Який із зв'язків більш полярний? До якого класу гідроксидів відноситься $\text{As}(\text{OH})_3$.
71. Пояснити з позицій методу ВЗ електронну будову молекули BF_3 та іону BF_4^- . Який атом або іон служить донором електронної пари при утворенні іону BF_4^- ?
72. Пояснить з позицій методу ВЗ можливість оксидів NO і NO_2 утворювати димерні молекули.
73. Користуючись методом МО ЛКАО пояснити, чому не може існувати молекула He_2 .
74. Як розподілені електрони по МО в молекулі CN і в молекулярному іоні CN^- , що утворюється за схемою: $\text{C}^- + \text{N} \rightarrow \text{CN}^-$. В якій з цих частинок довжина зв'язку найменша?
75. Як змінюється довжина зв'язку, енергія дисоціації і магнітні властивості в ряду: $\text{O}_2^{2-} - \text{O}_2^- - \text{O}_2 - \text{O}_2^+$? Відповідь обґрунтувати.
76. Яка з частинок – NO^+ , NO або NO^- характеризується найменшою довжиною зв'язку?
77. Пояснити, чому молекула BF_3 є плоскою, а молекула NH_3 має форму піраміди.
78. Яка з молекул – BF_3 , NF_3 , PF_3 має нульовий дипольний момент? Пояснити чому?
79. Зобразити графічну формулу киснем молекули хлорноватої кислоти HClO_3 . Скільки пар електронів зв'язують атом хлору з атомами кисню?
80. Описати електронну будову молекули C_2 з позицій методу МО. Яка з молекул характеризується більшою кратністю зв'язку?

Навчально-методичне видання

Смітюх Олександр Вікторович
Піскач Людмила Василівна
Марчук Олег Васильович

Хімія Неорганічна
ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1

Методичні розробки лабораторних занять

Друкується в авторській редакції

Верстка О.В. Смітюх

Підписано до друку 27.09.2024. Формат 60х84 1/16
Ум. друк. арк. 2,00. Зам. № xxx. Тираж 50
Папір офсетний. Гарнітура Times. Друк офсетний

Друк ПП Іванюк В. П. 43021, м. Луцьк, вул. Винниченка, 63
Свідоцтво Держкомінформу
ВЛН № 31 від 04.02.2004 р.