

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ імені І. І. МЕЧНИКОВА
ХІМІЧНИЙ ФАКУЛЬТЕТ

МЕТОДИКА ВИКЛАДАННЯ ХІМІЇ

**Методичні вказівки та
завдання для самостійної роботи**

**ОДЕСА
ОНУ
2015**

УДК 54:378.14(075.8)
ББК 24р30я73
М299

Рекомендовано до друку Вченою радою хімічного
факультету ОНУ імені І. І. Мечникова.
Протокол № 6 від 18 березня 2015 року.

Рецензенти:

Т. О. Кіосе, кандидат хімічних наук, доцент кафедри неорганічної хімії та хімічної екології ОНУ імені І. І. Мечникова;

О. Г. Песарогло, кандидат хімічних наук, доцент кафедри садівництва, виноградарства, біології та хімії Одеського державного аграрного університету.

Марцинко О. Е.

М299 Методика викладання хімії: методичні вказівки та завдання для самостійної роботи / О. Е. Марцинко. Под. ред. проф. І. Й. Сейфулліної – Одеса: «Одеський національний університет імені І. І. Мечникова», 2015.– 60 с.

Методичні вказівки з курсу «Методика викладання хімії» містять робочу програму дисципліни, план практичних занять, типи розрахункових та експериментальних задач шкільного курсу хімії з прикладами їх розв'язку, види шкільного планування, теми пробних уроків з хімії для студентів зі зразком складання плану-конспекту та докладними умовами проведення демонстраційного експерименту, а також завдання для самостійної підготовки до контрольної роботи.

Призначені для студентів II курсу біологічного факультету спеціальності «біологія», що навчаються на базі диплому молодшого спеціаліста.

УДК 54:378.14(075.8)
ББК 24р30я73

© О. Е. Марцинко, 2015

© Одеський національний університет імені І. І. Мечникова, 2015

ВСТУП

Учебний процес у сучасній школі відповідно до вимог суспільства повинен виконувати три найважливіші функції: освітню, виховну і розвиваючу. Методика навчання хімії в середній школі – це педагогічна наука про освіту, виховання і розвиток учнів в процесі вивчення хімії. Вчитель біології та хімії, а саме такий диплом отримують випускники біологічного факультету зі спеціальності «біологія», повинен озброїти учнів знаннями основ хімічної науки, розвивати їх здібності, формувати науковий діалектичний світогляд. Для цього потрібно застосовувати знання і вміння в області педагогіки, психології, хімії і методики її викладання з метою вирішення конкретних навчально-виховних задач. Ці професійні вимоги до вчителя визначають методологію курсу методики навчання хімії.

Метою навчальної дисципліни «Методика викладання хімії», яка викладається в обсязі 14 лекційних годин та 14 годин практичних занять, є засвоєння студентами системи теоретичних знань в області методики навчання хімії, що закладені в курсі хімії середньої школи, вивчення окремих методичних проблем, ознайомлення з сучасним досвідом вчителів-новаторів, придбання практичних умінь та навичок, необхідних для формування наукового діалектичного світогляду майбутнього вчителя хімії. Кінцева мета навчальної дисципліни впливає з цілей освітньої-професійної програми підготовки випускників вищого навчального закладу та визначається змістом тих системних знань і умінь, котрими повинен оволодіти бакалавр у системі підготовки із спеціальності «біологія».

Завдання до вивчення дисципліни:

- ознайомлення студентів з формуванням в учнів середньої школи уявлень щодо основних хімічних законів, теорій, вчень, визначень, формул;
- ознайомлення з системою дидактичних вимог, що висувуються до формування змісту шкільного курсу хімії;
- засвоєння структури сучасного предметного змісту шкільного курсу хімії;
- оволодіння практичними вміннями та навичками при виконанні лабораторного практикуму з використанням експерименту;
- виховання у студентів активного і дбайливого відношення до навколишнього середовища, до природи;
- ознайомлення студентів з різними формами організації навчального процесу при вивчанні хімії у середній школі, з формами, видами і методами контролю результатів навчання хімії, з умовами успішного виконання виховного і розвиваючого навчання.

Студенти повинні знати:

- структуру сучасного шкільного курсу хімії;
- принципи організації та виконання лабораторного практикуму в школі;
- сучасні форми організації навчального процесу, а також методи контролю результатів навчання хімії;

Студенти повинні вміти:

- формувати зміст шкільного курсу хімії на основі системи сучасних дидактичних вимог та реалізовувати в навчальному процесі вивчення хімії освітню, виховну та розвивальну функції;
- застосовувати теоретичні знання з хімії при вивченні конкретних тем;
- використовувати технічні засоби навчання в навчальному процесі;
- формувати алгоритми при вирішенні хімічних задач різних типів;
- виховувати на прикладах активне і дбайливе відношення до навколишнього середовища;
- використовувати активні методи (проблемного) навчання в навчальному процесі з хімії.

РОБОЧА ПРОГРАМА

1. Предмет і завдання методики викладання хімії (МВХ) як науки. Огляд історії розвитку та актуальні проблеми сучасної МВХ. Зв'язок МВХ з іншими науками. Методи дослідження в галузі МВХ. Мета і завдання навчання хімії. Сучасні вимоги до викладання хімії в середній школі. Освітні та виховні завдання МВХ.

2. Завдання, зміст і система побудови шкільного курсу хімії. Вимоги до змісту курсу хімії. Основні принципи побудови шкільного курсу хімії. Програма для середньої загальноосвітньої школи та для загальноосвітніх навчальних закладів хіміко-біологічного профілю навчання. Принципи побудови програми.

3. Характеристика процесу навчання. Класифікації методів навчання хімії (за джерелами знань, діяльністю суб'єкта, дидактичними цілями тощо); їх дидактичні та методичні особливості. Особливості методів навчання, які застосовують під час вивчення нового навчального матеріалу. Методи, які застосовують у процесі удосконалення знань. Методи перевірки знань та умінь з хімії. Самостійна робота учнів на уроках хімії. Хімічні задачі, їх типи і методи розв'язування. Оцінювання знань і вмінь учнів.

4. Організаційні форми навчання хімії. Урок – основна форма навчання хімії в школі. Сучасні вимоги до уроків. Класифікація, типи та структура уроків. Основні види поєднання слова з засобами наочності. Значення, місце та форми шкільного хімічного експерименту (демонстраційні досліди, лабораторні та практичні роботи, експериментальні задачі), техніка та методика виконання. Інші організаційні форми навчальної роботи з хімії (додаткові, факультативні заняття, позакласна робота, екскурсії).

5. Науково-методична робота вчителя. Річний календарний план. Тематичне планування. План-конспект уроку. Схема аналізу уроку з хімії. Аналіз лабораторних і практичних занять з хімії. Ознайомлення з передовим педагогічним досвідом і його використання на практиці. Проблемне навчання хімії: створення та вирішення проблемних ситуацій на уроках хімії.

6. Роль хімічної мови в процесі навчання хімії. Сучасна хімічна термінологія. Методика формування основних хімічних понять. Методика викладання вибраних тем з розділів загальної та неорганічної хімії (основні хімічні закони

та теорії, періодичний закон та періодична система елементів, будова атома та хімічний зв'язок, окисно-відновні процеси). Методичні особливості вивчення курсу органічної хімії (дедуктивний підхід, відбір і послідовність вивчення класів органічних сполук). Опорні поняття неорганічної та органічної хімії, їхній розвиток і взаємозв'язок.

ТЕМИ ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ

1. Шкільний кабінет хімії. Техніка безпеки на уроках хімії.
2. Застосування фізичних величин у шкільному курсі хімії.
3. Методика розробки плану уроку хімії, складання конспекту уроку.
4. Техніка проведення лабораторних робіт: основне приладдя шкільного кабінету хімії, реактиви і матеріали.
5. Методика рішення розрахункових задач.
6. Методика рішення експериментальних задач.
7. Проведення уроків з демонструванням хімічного експерименту і застосуванням технічних засобів навчання. Аналіз уроків.

Під час виконання практичних робіт студент *повинен*:

Провести 2 пробні уроки з хімії з демонструванням хімічного експерименту та без нього. Визначити місце даного уроку в системі уроків, проаналізувати його зв'язок з іншими темами з хімії, іншими навчальними предметами (біологією, фізикою, основами безпеки життєдіяльності, математикою). Обдумати структуру та зміст уроку, виділити головну дидактичну мету, вибрати тип уроку. Розробити дидактичний матеріал, підібрати демонстраційні досліди, ретельно продумати хід уроку, скласти розгорнутий план-конспект (з орієнтовним розподілом часу складових частин уроку). Виконати досліди, звертаючи увагу на явища, які відбуваються (зміна забарвлення, випадання або розчинення осаду, виділення газу тощо).

Написати контрольну роботу, що містить дві розрахункові та одну експериментальну задачі. У відповіді надати детальні теоретичні пояснення, зробити необхідні розрахунки, написати рівняння відповідних реакцій та зробити обґрунтований висновок.

Студенти, які пропустили заняття, отримують від викладача тему реферату. Опрацьовують рекомендовану літературу (подану в кінці методичних вказівок, та в програмі з хімії), а також використовують інші літературні джерела, інтернет-ресурси. Складають план реферату, пишуть його на стандартних листках (формат А4) обсягом 10-15 сторінок. Реферат повинен мати чітку структуру: план/зміст; вступна частина з обґрунтуванням важливості обраної теми; основна частина, в якій розкривають зміст головних питань; висновок; використана література.

Виконуючи завдання з курсу «Методика викладання хімії», треба використовувати українську хімічну номенклатуру, побудовану згідно з правилами Міжнародної спілки теоретичної і практичної хімії (IUPAC) щодо систематичних назв хімічних елементів і неорганічних та органічних сполук,

що були уніфіковані українською національною комісією з хімічної термінології та номенклатури (див. додатки).

ШКІЛЬНИЙ КАБІНЕТ ХІМІЇ ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ НА УРОКАХ ХІМІЇ

Шкільний хімічний кабінет – це спеціальне приміщення з раціонально розташованим комплектом навчального обладнання та пристроями, які допомагають ефективно викладати предмет. Вимоги щодо оформлення хімічного кабінету поділяються на чотири групи.

1. Науково-методичні. Кабінет повинен відповідати вимогам змісту хімічної освіти, дидактики, психології та теорії виховання.
2. Ергономічні, гігієнічні та вимоги з техніки безпеки. Кабінет повинен задовольняти вимоги наукової організації праці та забезпечувати охорону здоров'я вчителя та учнів.
3. Технічні, технологічні, економічні. Елементи обладнання кабінету повинні бути прості у виготовленні, зроблені з негорючих матеріалів, надійні, довготривалі.
4. Специфічні, зумовлені своєрідністю тих чи інших засобів навчання.

Шкільний кабінет хімії має клас-лабораторію та лаборантську кімнату.

Клас-лабораторія – це кімната, в якій повинно бути розміщене спеціальне обладнання: демонстраційний стіл учителя, учнівські лабораторні столи, обладнані водопровідними та газопровідними кранами, витяжна шафа, велика класна дошка, підвісний екран та проекційна апаратура, розподільні пристрої електро- і газопостачання. Витяжна шафа – необхідний атрибут при роботі з отруйними речовинами, одночасно обслуговує клас-лабораторію та лаборантську кімнату.

Важливий атрибут хімічного кабінету – періодична система елементів Д. І. Менделєєва, таблиця розчинності кислот, основ і солей у воді, таблиця електрохімічного ряду напруг металів.

Лаборантська кімната розташована поряд з класом-лабораторією. За розмірами вдвічі менша від класу, є робочим місцем вчителя та лаборанта. Лаборантська кімната повинна мати два виходи – в клас-лабораторію і коридор. Вона призначена для підготовки обладнання до демонстраційних дослідів, лабораторних і практичних робіт, для зберігання приладів, дозволених реактивів, хімічного посуду, обладнання, навчальних наочних посібників тощо. В лаборантській кімнаті повинен бути столик лаборанта, столик з терезами, шафа для реактивів, шафа для хімічного посуду, невелика бібліотека методичної та хімічної літератури, сейф для зберігання фізіологічно активних та отруйних речовин, мийка, пісок, вогнегасник.

Робоче місце учня (лабораторний учнівський стіл) повинно бути обладнане лабораторним приладдям і сприяти формуванню, розвитку практичних умінь і навичок, забезпечувати самостійність у роботі.

На початку навчального року проводиться *первинний інструктаж* учнів з безпеки життєдіяльності. Його мета – формування відповідального ставлення

до питань особистої безпеки та безпеки тих, хто оточує, свідоме розуміння необхідності захисту та збереження свого власного здоров'я, дотримання правил безпечної поведінки в умовах виникнення екстремальних ситуацій, у тому числі аварій, і уміння надати першу допомогу і самопомогу у разі нещасних випадків. Реєстрація такого інструктажу проводиться в журналі реєстрації інструктажів з безпеки життєдіяльності, який зберігається в кожному кабінеті (лабораторії).

Перед початком вивчення навчальної теми, виконання завдань якої буде пов'язано з використанням різних матеріалів, інструментів, приладів, на початку лабораторної чи практичної роботи також проводиться первинний інструктаж з безпеки життєдіяльності, про проведення якого в журналі обліку на сторінці предмета в розділі змісту уроку робиться запис: «Інструктаж з БЖД». Учні не розписуються про такий інструктаж.

Позаплановий інструктаж з учнями проводиться у разі порушення ними вимог норм і правил, що може призвести чи призвело до травм, аварій, пожеж тощо, при зміні умов виконання навчальних завдань, у разі нещасних випадків за межами навчального закладу (екскурсії, подорожі тощо). Під час проведення позанавчальних заходів у кабінеті (лабораторії) (конкурси, олімпіади, турніри з предметів, екскурсії, подорожі) або заходів навчального призначення (прибирання приміщення, дослідна робота) з учнями проводиться *цільовий інструктаж*.

Журнал з техніки безпеки в кабінеті хімії

№ п/п	Клас, ПІБ учня	Дата проведення інструктажу	Зміст інструктажу	ПІБ особи, що проводила інструктаж	Примітка
1.					

Правила зберігання реактивів в кабінеті хімії

<i>Хімічна сполука</i>	<i>Речовини, з якими не слід зберігати поряд</i>
Актив. вугілля	CaOCl ₂ , всі окисники
NH ₃ (газ)	Cl ₂ , CaOCl ₂ , I ₂ , Br ₂ , HF
NH ₄ NO ₃	кислоти, порошки металів, займісті рідини, займісті органічні речовини
C ₆ H ₅ NH ₂	HNO ₃ , H ₂ O ₂
C ₂ H ₂	Cl ₂ , Br ₂ , Cu, F ₂ , Ag
BaO ₂	CH ₃ COOH, C ₂ H ₂ OH, CH ₃ OH, CS ₂ , гліцерин, етиленгліколь
Br ₂	NH ₃ , C ₂ H ₂ , CH ₄ , C ₃ H ₈ , H ₂ , C ₆ H ₆
I ₂	мінеральні та органічні кислоти, C ₂ H ₂ , NH ₃ , H ₂
K, Na	CCl ₄ , CO ₂ , H ₂ O
H ₂ O ₂	Cu, Cr, Fe, спирти, ацетон, всі займісті органічні речовини
H ₂ SO ₄	KClO ₃ , KClO ₄ , KMnO ₄
H ₂ S	HNO ₃ , гази-окисники
CH ₃ COOH	H ₂ CrO ₄ , HNO ₃ , етиленгліколь, H ₂ O ₂ , KMnO ₄

Засоби першої допомоги при різних отруєннях

Речовини, що викликають отруєння	Що необхідно
Оксиди Нітрогену	Спокій, вдихання кисню, не допускати охолодження тіла
H ₂ S	Свіже повітря, кисень, штучне дихання
SO ₂ , CS ₂	Свіже повітря, інгаляції розчином соди. Покій, валеріанові краплі
Cl ₂	Свіже повітря. Покій, вдихання кисню. Зігрівати грілками
Br ₂ (пари)	Вдихання повітряної суміші з 3-5% NH ₃ . Промивання очей, рота, носа розчином питної соди. Спокій, вдихання кисню
CO	Свіже повітря, не допускати охолодження тіла. Кисень, спокій
NH ₃ (р-н)	Пити слабкий розчин лимонної кислоти, лимонний сік. Визвати блювання. Дати рослинне масло, молоко. Свіже повітря
I ₂	Визвати блювання. Дати 1% розчин соди, крохмальний клейстер, молоко
Ацетон, спирти, анілін	Визвати блювання. Дати молоко і яєчний білок
HF	Пити молоко з яєчним білком. Дати вапняну воду. Спокій
H ₂ SO ₄	Проковтнути шматочок льоду і покласти лід на живіт. Полоскати рот 1% розчином KMnO ₄ або соди

ВИДИ ШКІЛЬНОГО ПЛАНУВАННЯ

1. *Річний календарний план.* Складається на основі навчальної програми з хімії. Основна мета – визначити термін вивчення кожної теми. Наприклад, для 9 класу (2 год на тиждень, разом 70 год, із них 2 год – резервний час) календарний план подається у вигляді таблиці. Наприклад:

№	Зміст навчального матеріалу	К-ть годин	Дата
1.	Повторення основних питань курсу хімії 8-го класу (2 год). Вступний інструктаж з Т.Б. під час занять з хімії. <i>Інструкція з Т.Б. * № 1.</i> Склад і властивості основних класів неорганічних сполук.	1	
2.	Хімічний зв'язок і будова речовин.	1	
3.	Тема 1. Розчини (16 год). Значення розчинів у природі та житті людини. Поняття про дисперсні системи, колоїдні та істинні розчини. Розчин і його компоненти: розчинник, розчинена речовина.	1	
4.	Вода як розчинник. Будова молекули води, поняття про водневий зв'язок.	1	
5.	Розчинність, її залежність від різних чинників.	1	
6.	Насичені й ненасичені розчини. Теплові явища, що супроводжують розчинення речовин. Фізико-хімічна суть процесу розчинення. Поняття про кристалогідрати. <i>Демонстрація: 1.</i> Теплові явища під час розчинення (розчинення амоній нітрату і концентрованої сульфатної кислоти у воді). <i>Інструкція з Т.Б. № 1, 3, 6, 8, 10.</i>	1	
7.	Кількісний склад розчину. Масова частка розчиненої речовини.	1	
8.	Розрахункові задачі: 1. Обчислення масової частки і маси розчиненої речовини в розчині. Виготовлення розчину. <i>Демонстрація: 2.</i> Виготовлення розчину. <i>Інструкція з Т.Б. № 1, 3, 6, 10.</i>	1	
9.	Практична робота №1. Приготування розчину солі з певною масовою часткою розчиненої речовини. <i>Інструкція з Т.Б. № 1, 3, 6, 10.</i>	1	
10.	Підсумковий урок. Проміжне оцінювання знань учнів.	1	

*Примітка: інструкції з техніки безпеки в кожному навчальному закладі можуть мати свою нумерацію.

2. *Тематичні плани* – більш розгорнуті плани уроків, з визначенням мети уроку, засобів її реалізації та міжпредметних зв'язків. Орієнтовне тематичне (поурочне) планування уроків з хімії публікується в журналі «Біологія і хімія в школі», газеті «Хімія і біологія» та інших спеціалізованих виданнях.

3. *Плани уроків*. План конкретного уроку можна подати у вигляді плану-схеми, розгорнутого плану або плану-конспекту. Студентам-практикантам і молодим вчителям рекомендується складати план-конспект до кожного уроку із зазначенням терміну кожного етапу заняття.

ПРИКЛАД СКЛАДАННЯ ПЛАНУ-КОНСПЕКТУ УРОКУ

Тема. Кількість речовини. Моль – одиниця кількості речовини. Стала Авогадро. Молярна маса. Молярний об'єм газів. Розв'язування задач.

Мета уроку: сформувати уявлення учнів про хімічне поняття «кількість речовини»; показати сутність фізичної величини кількості речовини; ознайомити з одиницею вимірювання кількості речовини; увести поняття «моль», «стала Авогадро», «молярна маса», ознайомити з одиницею вимірювання молярної маси речовини; показати фізичний зміст молярної маси речовини; пояснити взаємозв'язок між кількістю речовини, масою, молярною масою, ознайомити учнів з поняттям «молярний об'єм»; розкрити особливості використання поняття «молярний об'єм» для газоподібних речовин; навчити учнів використовувати отримані знання для вирішування задач.

Тип уроку: вивчення нового матеріалу.

Форми роботи: розповідь учителя, бесіда.

Обладнання: Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва.

ХІД УРОКУ

I. Організація класу (1 хв)

II. Актуалізація опорних знань (7 хв)

Фронтальна бесіда

1) З чого складаються всі речовини на Землі? (З атомів, молекул, іонів).

2) В яких одиницях вимірюються розміри атомів? (нм, тобто 10^{-9} м, $r_a = 10^{-14}$ см; якщо атом збільшити до розміру друкарської крапки, то пропорційно збільшена людина досягала б зросту близько 7 км).

3) Якою є маса атома? (Це маленька частинка, реальна маса якої оцінюється величиною порядку 10^{-27} - 10^{-26} кг).

4) Скільки молекул води H_2O міститься в краплі води? (Багато, розв'язати задачу нам допоможе величина, з якою ми познайомимось на сьогоднішньому уроці).

III. Вивчення нового матеріалу (20 хв)

1) Кількість речовини. Моль – одиниця кількості речовини

Ще у XVIII столітті для хімічних обчислень водночас з масою й об'ємом було введено фізичну величину, яка дозволяла розрахувати кількість

структурних частинок (атомів, молекул, іонів) у певній порції речовини. Ця величина одержала назву «кількість речовини».

Кількість речовини – це фізична величина, що показує число структурних частинок (атомів, молекул, іонів) у певній порції цієї речовини. Позначається грецькою літерою ν (ню). Одиниця вимірювання кількості речовини – **моль**.

2) Стала Авогадро

Відомий італійський учений Амедео Авогадро вивчив і виміряв кількість речовини для різних речовин. За допомогою спеціальних розрахунків Авогадро підрахував, що у 12 г вуглецю міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів. Таку кількість речовини взяли за 1 моль. Подібні розрахунки показали, що: у 32 г сірки міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів; у 18 г води міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Ця величина одержала назву «стала Авогадро». Позначається вона $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ частинок/моль, або моль⁻¹. Ця величина не залежить від агрегатного стану речовини. Отже, 1 моль – це кількість речовини, що містить стільки ж частинок (атомів, молекул, іонів), скільки атомів міститься у 12 г вуглецю, тобто $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок.

$\nu = N/N_A$, де N — число частинок у порції речовини; N_A – стала Авогадро.

3) Молярна маса

Скільки важить 1 моль речовини? В 1 молі міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок речовини. Кожна частинка має певну масу. Молярна маса – це маса 1 моля речовини або сумарна маса всіх частинок, що входять в 1 моль цієї речовини. Молярна маса пропорційна масі однієї молекули певної речовини. Тому числове значення молярної маси дорівнює відносній молекулярній масі для будь-якої речовини. Молярна маса – це фізична величина, що дорівнює відношенню маси речовини до відповідної кількості речовини. Позначається M . Одиниці вимірювання: кг/моль або г/моль.

$$M = m/\nu.$$

4) Молярний об'єм газів

Створення й розв'язання проблемної ситуації. Проблемне питання. Який об'єм займатиме: 1 моль льоду, 1 моль води, 1 моль пари? Відповісти на ці запитання відразу ми не можемо, тому що об'єм речовини залежить від густини речовини. Згідно з формулою $V = m/\rho$, об'єм буде різним. 1 моль пари займає об'єм більший, ніж 1 моль води або льоду. Чому? Тому, що в рідких і газоподібних речовинах відстань між молекулами води різна.

Вивченням газоподібних речовин займалося багато учених. Значний внесок у вивчення цього питання зробили французький хімік Жозеф Луї Гей-Люссак та англійський фізик Роберт Бойль, які сформулювали низку фізичних закономірностей, що описують стан газів.

Які з цих закономірностей ви знаєте? Усі гази однаково стискаються, мають однаковий термічний коефіцієнт розширення. Об'єми газів залежать не від розмірів окремих молекул, а від відстані між молекулами. Відстані між молекулами залежать від швидкості їхнього руху, енергії та, відповідно, температури. На підставі цих законів і своїх досліджень італійський учений Амедео Авогадро сформулював закон:

В однакових об'ємах різних газів міститься однакова кількість молекул.

А. Авогадро зробив висновок, що, якщо взяти 1 моль, тобто $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул будь-яких газів, то вони займатимуть однаковий об'єм. Але при цьому вимірюватися цей об'єм має за однакових умов, тобто за однакових температури й тиску. Умови, за яких проводяться подібні розрахунки, назвали нормальними умовами. Нормальні умови (н. у.): $T = 273 \text{ К}$ або $t = 0 \text{ }^{\circ}\text{C}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$ або $P = 1 \text{ атм.} = 760 \text{ мм рт. ст.}$

Об'єм 1 моль речовини називають молярним об'ємом (V_m). Для газів за нормальних умов він дорівнює $22,4 \text{ л/моль}$. Із закону Авогадро випливає, що

$$V = \nu \cdot V_m; \quad \text{отже,} \quad \nu = V/V_m,$$

де $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$ для будь-якого газу за н. у.

Отже, знаючи об'єм газу, можна обчислити кількість речовини, і навпаки.

IV. Закріплення вивченого матеріалу (12 хв)

Сьогодні ви навчитеся здійснювати обчислення за хімічними формулами з використанням фізичних величин «кількість речовини», «молярна маса», «молярний об'єм».

Задача 1. Обчисліть масу 3 моль карбон(IV) оксиду.

<p>Дано:</p> $\nu(\text{CO}_2) = 3 \text{ моль}$ <hr/> $m(\text{CO}_2) = ?$	<p>Розв'язання</p> <p>3 формули $\nu = \frac{m}{M}$ впливає:</p> $m(\text{CO}_2) = \nu(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2).$
---	---

$$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \quad M(\text{CO}_2) = 44 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

$$m(\text{CO}_2) = 3 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 132 \text{ г}.$$

Відповідь: 132 г.

Задача 2. Обчисліть кількість речовини в порції води, що містить $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул.

<p>Дано:</p> $N(\text{H}_2\text{O}) = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$ <hr/> $\nu(\text{H}_2\text{O}) = ?$	<p>Розв'язання</p> $\nu = \frac{N}{N_A}.$ $\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{12,04 \cdot 10^{23} \text{ молекул}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул}} = 2 \text{ моль}.$
--	--

Відповідь: 2 моль.

Задача 3. Обчисліть кількість атомів Феруму у ферум(II) сульфіді масою 352 г.

<p>Дано:</p> $m(\text{FeS}) = 352 \text{ г}$ <hr/> $N(\text{Fe}) = ?$	<p>Розв'язання</p> <p>1) Обчислюємо молярну масу FeS:</p> $M(\text{FeS}) = 88 \text{ г/моль}.$
---	--

2) За формулою $\nu = m/M$ обчислюємо кількість речовини FeS:

$$\nu(\text{FeS}) = \frac{352 \text{ г}}{88 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль.}$$

3) З формули $\nu = N/N_A$ випливає: $N = \nu \cdot N_A$.

Обчислюємо число молекул FeS:

$$N(\text{FeS}) = 4 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 24,08 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

4) Оскільки молекула FeS складається з одного атома Феруму й одного атома Сульфуру, то $N(\text{Fe}) = N(\text{S}) = 24,08 \cdot 10^{23}$ (атомів).

Відповідь: $24,08 \cdot 10^{23}$ атомів.

V. Підбиття підсумків (2 хв)

VI. Домашнє завдання (3 хв)

Розв'язати задачі:

- 1) Обчисліть, який об'єм займатимуть 3 моль кисню за н. у.
- 2) Обчисліть, який об'єм займає азот масою 112 г (за н. у.).
- 3) Обчисліть кількість молекул карбон(IV) оксиду в об'ємі 44,8 л (н. у.).

АНАЛІЗ УРОКУ ХІМІЇ

1. Організація уроку (керівництво діяльністю учнів, розподіл навчального часу, методи актуалізації знань, активізації уваги та зворотний зв'язок, дидактичне забезпечення уроку, дотримання правил техніки безпеки). Перевірка домашнього завдання (форма, ефективність та об'єктивність оцінювання знань).
2. Тип уроку, його структура та зміст (характеристика відповідності типу уроку його змісту, структурі та вимогам програми і підручника; науковість, доступність, послідовність і системність викладення матеріалу; внутрішньо- та міжпредметні зв'язки; якість та ефективність використання наочності на уроці).
3. Методичний рівень уроку (характеристика вибраних методів, прийомів та засобів навчання, відповідність змісту навчального матеріалу, врахування вікових особливостей учнів, активізація розумової діяльності учнів, ефективність використання наочних та технічних засобів навчання; техніка та методика виконання хімічного експерименту; ефективність розподілу та використання навчального часу).
4. Діяльність вчителя (освітня, виховна, розвивальна) та учнів (поведінка, сприймання, наявність інтересу до уроку).
5. Оцінювання уроку, рекомендації та побажання.

ТЕМИ УРОКІВ З ДЕМОНСТРАЦІЙНИМ ЕКСПЕРИМЕНТОМ

1. Чисті речовини та суміші. Способи розділення сумішей.
2. Фізичні та хімічні явища.
3. Ознаки та умови протікання хімічних реакцій.
4. Типи хімічних реакцій.
5. Кисень, способи отримання, властивості, застосування.
6. Водень, способи отримання, властивості, застосування.
7. Оксиди, їх склад, класифікація, властивості, отримання.
8. Основи, їх склад, класифікація, властивості, отримання.
9. Кислоти, їх склад, класифікація, властивості.
10. Солі, їх склад, класифікація, властивості.
11. Гідроліз солей.
12. Вода у природі. Вода як розчинник. Фізичні та хімічні властивості води.
13. Лужні метали.
14. Алюміній та його сполуки.
15. Залізо та сполуки феруму.
16. Окисно-відновні реакції.
17. Загальні властивості сульфатної кислоти.
18. Швидкість хімічних реакцій.
19. Аміак. Отримання в лабораторії. Фізичні та хімічні властивості.
20. Фізичні та хімічні властивості нітратної кислоти.
21. Карбон(IV) оксид, карбонатна кислота та її солі.
22. Бензол.
23. Багатоатомні спирти.
24. Фенол.
25. Альдегіди.
26. Карбонові кислоти. Хімічні властивості оцтової кислоти.
27. Глюкоза.
28. Білки.

ТЕМИ УРОКІВ БЕЗ ЕКСПЕРИМЕНТУ

1. Валентність хімічних елементів. Визначення валентності елементів у сполуках. Складання формул за валентністю (7 клас).
2. Хімічні рівняння (7 клас).
3. Відносна молекулярна маса. Масова частка елемента у складній речовині. Розв'язання задач (7 клас).
4. Кількість речовини. Моль – одиниця кількості речовини. Молярна маса. Число Авогадро. Молярний об'єм. Розв'язання задач (8 клас).
5. Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук (8 клас).
6. Періодичний закон та періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва (8 клас).
7. Будова атома. Розподіл електронів в атомах (8 клас).

8. Характеристика хімічних елементів малих періодів за їх місцем в періодичній системі та будовою атомів (8 клас).
9. Типи хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок. Іонний зв'язок (8 клас).
10. Типи кристалічних ґраток (8 клас).
11. Розчини. Значення розчинів у природі та житті людей. Класифікація розчинів. Кількісний склад розчину. Масова доля розчиненої речовини у розчині (9 клас).
12. Теорія електролітичної дисоціації. Електроліти та неелектроліти (9 клас).
13. Мінеральні добрива. Раціональне використання добрив та проблеми охорони природи (10 клас).
14. Поняття про сплави. Виробництво чавуну та сталі (10 клас).
15. Корозія металів. Види корозії. Захист від корозії (10 клас).
16. Теорія будови органічних речовин Бутлерова. Основні положення теорії, її значення. Ізомерія (11 клас).
17. Класифікація вуглеводнів. Види гібридизації електронних орбіталей атома Карбону (11 клас).
18. Алкани. Гомологічний ряд, номенклатура, ізомерія, фізичні та хімічні властивості. Способи отримання й застосування (11 клас).
19. Алкени. Гомологічний ряд, номенклатура, ізомерія, фізичні та хімічні властивості. Способи отримання й застосування (11 клас).
20. Алкіни. Гомологічний ряд, номенклатура, ізомерія, фізичні та хімічні властивості. Способи отримання й застосування (11 клас).
21. Насичені одноатомні спирти. Гомологічний ряд, номенклатура, ізомерія, фізичні та хімічні властивості. Способи отримання та застосування (11 клас).
22. Нафта. Склад та властивості нафти. Основні процеси переробки нафти. Застосування нафтопродуктів (11 клас).
23. Естери. Їх склад, номенклатура, властивості. Реакція естерифікації. Застосування та значення (11 клас).
24. Жири, їх склад, властивості. Мила (11 клас).
25. Аміни. Їх склад, будова, фізичні та хімічні властивості (11 клас).
26. Анілін. Будова молекули, фізичні та хімічні властивості. Отримання аніліну (11 клас).
27. Амінокислоти. Ізомерія. Хімічні властивості (11 клас).

ДЕМОНСТРАЦІЙНИЙ ЕКСПЕРИМЕНТ (ОПИС ДОСЛІДІВ)

1. Чисті речовини та суміші. Способи розділення сумішей

Необхідні реактиви і посуд: порошки сірки та заліза, натрій хлорид, пісок, вода, бензол, кристалічний калій перманганат, шпатель, пробірки, спиртівка, сірники, хімічний стакан з водою, магніт, два листа паперу, три порцелянові чашки, лабораторний штатив з металевим кільцем, скляна воронка, фільтр, хімічний стакан на 100 мл, колба, скляна паличка, ділильна воронка, для перегонки – зворотний холодильник, колба для перегонки,

насадка Кляйзена, термометр, алонж, колба-приймач, електрична плитка, кип'ятильники, два лабораторних штатива з двома металевими лапками.

1. Розділення суміші порошоків сірки та заліза. В порцелянову чашку насипати по два шпателі порошоків сірки та заліза, перемішати. Два шпателі цієї суміші насипати на листок паперу, накрити іншим листом та піднести магніт. Підняти магніт догори. При цьому суміш розділяється. Порошок сірки залишається на нижньому листі паперу, а порошок заліза крізь папір притягується до магніту. В суміші зберігаються властивості окремих речовин. Іншу частину суміші порошоків сірки та заліза покласти в стакан з водою. При цьому сірка буде плавати на поверхні води, а частинки заліза будуть лежати на дні.

2. Розділення суміші солі та піску. В порцелянову чашку насипати по три шпателі кухонної солі та піску, перемішати їх. Пересипати цю суміш в стакан і налити туди воду. Складною паличкою перемішати. При цьому сіль розчиниться у воді, а пісок – ні. Після цього за допомогою фільтру відділити пісок від розчину. На скляну воронку помістити фільтр. Воронку разом з фільтром помістити в колбу, а паперовий фільтр змочити водою, щоб він щільно прилягав до стінок воронки. Суміш фільтрують. При цьому пісок залишається на паперовому фільтрі, а в колбу поступають краплі очищеного фільтрату. Щоб відділити з розчину сіль в чистому вигляді, використовують випаровування. Для цього невелику кількість розчину, отриманого після фільтрування, переносять у порцелянову чашку, яку поміщають на металеве кільце лабораторного штативу. Під чашкою розміщують спиртівку. Розчин випаровують. Вода випаровується, а в порцеляновій чашці лишається очищена кухонна сіль.

3. Розділення сумішей води та бензолу. В ділильну воронку налити трохи води та бензолу, закрити її і ретельно перемішати. Після чого при відстоюванні спостерігається розділення суміші. Бензол має густину меншу, ніж у води. Тому зверху знаходиться бензол, а знизу вода. Відкрити краник внизу ділильної воронки і вилити у стакан воду. Бензол лишається у воронці.

4. Дистиляція. В колбу для перегонки налити воду і додати декілька кристаликів калій перманганату. Туди ж покласти декілька кип'ятильників. Зібрати прилад для перегонки і увімкнути електроплитку. Після того як рідина в колбі для перегонки закипить, через деякий час в колбу-приймач починає поступати очищена вода.

2. Фізичні та хімічні явища

Необхідні реактиви і посуд: кристалічний натрій карбонат (Na_2CO_3), розчин хлоридної кислоти (HCl), натрій хлорид (NaCl), вапняна вода ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), цукор, парафін, мідна пластинка, тигельні щипці, пробірки, спиртівка, сірники, два хімічних стакани, дві порцелянові чашки, електроплитка, лабораторний штатив з металевим кільцем, скляна воронка, фільтр, колба, скляна паличка, шпатель, скло, пробіркотримач.

1. Плавлення парафіну. У фарфорову чашку помістити шматочок парафіну і поставити її на електроплитку. При нагріванні парафін плавиться. Це приклад фізичного явища.

2. Нагрівання мідної пластинки. За допомогою тигельних щипців внести в полум'я пальника мідну пластинку. Мідна пластинка, якщо її сильно нагріти на повітрі, втрачає свій блиск, покриваючись нальотом чорного кольору. Утворюється мідна окалина або купрум(II) оксид. Це нова речовина з новими властивостями. При охолодженні вона не стає міддю.

3. Взаємодія соди з кислотою. Насипати в пробірку один шпатель натрій карбонату і долити трохи розчину хлоридної кислоти. При цьому відбувається характерне спінювання за рахунок виділення вуглекислого газу.

4. Горіння деревини. Коли деревина горить, неправильно думати, що речовини, котрі її утворюють, зникають безслідно. Для доказу внесемо запалений сірник в перевернуту догори дном склянку. При цьому на холодних стінках склянки з'являються краплі води. Тепер сполоснути склянку вапняною водою, накрити скельцем і струсити. Тоді вапняна вода мутніє. Властивість каламутити вапняну воду має вуглекислий газ. Таким чином, деревина, згораючи, не зникає безслідно, а перетворюється на нові речовини воду і вуглекислий газ.

5. Нагрівання цукру. Насипати в пробірку два шпателі цукру. Закріпити пробірку в пробіркотримачі і обережно нагріти в полум'ї спиртівки. Спочатку цукор плавиться. Це фізичне явище. Потім цукор починає буріти. На стінках пробірки з'являються краплі води. Зрештою, цукор перетворюється в чорну речовину. Це вугілля. Тепер ми спостерігаємо вже хімічне явище.

6. Розчинення солі у воді і випарювання розчину. У склянці з водою розчинити трохи натрій хлориду. Перелити трохи розчину в порцелянову чашку. Помістити її на металеве кільце лабораторного штативу. Під чашкою помістити спиртівку і запалити її. Випарити розчин, щоб на стінках порцелянкової чашки залишилася кухонна сіль. Розчинення солі у воді, а потім випарювання розчину відноситься до фізичних явищ.

3. Ознаки протікання хімічних реакцій

Необхідні реактиви і посуд: розчини натрій сульфату (Na_2SO_4), барій хлориду (BaCl_2), натрій карбонату (Na_2CO_3), хлоридної кислоти (HCl), лугу (NaOH або KOH), кристалічний амоній біхромат ($(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), фенолфталеїн, спирт, сірники, шпатель, пробірки, металевий диск, тигельні щипці, хімічний стакан, спиртівка.

1. Утворення води при горінні деревини. Див. тема 2, дослід 4.

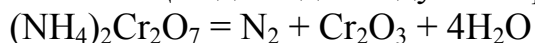
2. Почорніння мідної пластинки при нагріванні. Див. тема 2, дослід 2.

3. Виділення газу. В пробірку налити трохи розчину натрій карбонату і долити розчин хлоридної кислоти. Відбувається характерне спінювання за рахунок виділення вуглекислого газу.

4. Утворення осаду. В пробірку налити трохи розчину натрій сульфату і долити розчин барій хлориду. В результаті утворюється осад білого кольору.

5. Зміна забарвлення. Налити в пробірку трохи лугу і долити дві краплі фенолфталеїну. При цьому індикатор набуває малинового забарвлення. Потім в цю ж пробірку налити розчин хлоридної кислоти до знебарвлення розчину. Ця реакція є екзотермічною, вона протікає з виділенням тепла. Виділення тепла також є ознакою протікання хімічної реакції.

6. Виділення світла та тепла. На металевий диск у вигляді гірки помістити два-три шпатель кристалічного амоній дихромату – речовини жовто-гарячого кольору. У центр гірки капнути краплю спирту і підпалити. При цьому спостерігаються наступні ознаки протікання хімічної реакції: зміна забарвлення (утворюється зелена речовина), збільшення обсягу, виділення газу, виділення світла та тепла. Цей дослід нагадує виверження вулкану.

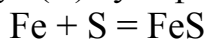


4. Типи хімічних реакцій

Необхідні реактиви і посуд: купрум(II) карбонат основний (малахіт) ($\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3$), вапняна вода ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), розчини купрум(II) сульфату (CuSO_4), натрій гідроксиду (NaOH), калій йодиду (KI), плюмбум(II) нітрату ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$), натрій сульфату (Na_2SO_4), барій хлориду (BaCl_2), залізний цвях на нитці, порошок заліза, порошок сірки, суміш порошків заліза та сірки (7:4) для отримання сульфідів заліза (FeS), шпатель, металевий лабораторний штатив з лапкою, пробіркотримач, спиртівка, сірники, пробка з газовідвідною трубкою, пробірки.

1. Реакція сполучення. $A + B = AB$

Насипати в пробірку один шпатель суміші заліза і сірки. Закріпити пробірку в пробіркотримачі і обережно нагріти на полум'ї спиртівки. В результаті реакції, з двох простих речовин (заліза й сірки) утворюється одна речовина чорного кольору – ферум(II) сульфід (FeS):



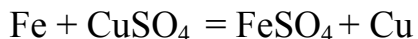
2. Реакція розкладу. $AB = A + B$

У пробірку насипати два шпателя малахіту (основного купрум(II) карбонату). Зафіксувати цю пробірку в лапці лабораторного штатива, закрити пробкою з газовідвідною трубкою. В іншу пробірку налити вапняну воду. Пробірку, укріплену в лапці штативу, обережно нагріти на полум'ї спиртівки. При цьому кінець газовідвідної трубки потрібно опустити в пробірку з вапняною водою. Основний купрум(II) карбонат при нагріванні розкладається з утворенням трьох речовин: карбон(IV) оксид, вода, купрум(II) оксид. Газ, що виділяється в результаті реакції, пропускають крізь вапняну воду. При цьому спостерігається утворення каламутного розчину в пробірці з вапняною водою за рахунок утворення нерозчинного кальцій карбонату (CaCO_3). Ця реакція є якісною реакцією на вуглекислий газ. Вона доводить, що дійсно в результаті реакції виділяється оксид вуглецю (IV). На стінках пробірки можна спостерігати краплі води, тобто в результаті реакції утворюється вода. Наприкінці реакції, в реакційній пробірці залишається речовина чорного кольору – купрум(II) оксиду, замість речовини зеленого кольору – малахіту.



3. Реакція заміщення. $A + BC = AB + C$

У дві пробірки налити розчин купрум(II) сульфату. Одну пробірку залишити для порівняння, а в другу занурити залізний цвях, на нитці. Через деякий час блакитний розчин у пробірці з цвяхом стає світло-зеленим, майже безбарвним. Витягуючи з розчину залізний цвях, звернути увагу на появу на ньому шару міді.



4. Реакція обміну $AB + CD = AD + BC$

Провести реакції обміну з утворенням осадів різних кольорів.

$2\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{KNO}_3 + \text{PbI}_2\downarrow$. Утворюється жовтий осад PbI_2 .

$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$. Утворюється блакитний осад $\text{Cu}(\text{OH})_2$

$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4\downarrow$. Утворюється білий осад BaSO_4 .

5. **Кисень, способи отримання, властивості, застосування**

Необхідні реактиви і посуд: кристалічний калій перманганат (KMnO_4), кристалічна сірка, червоний фосфор, дві колби, наповнені киснем і щільно закриті гумовими пробками, дві ложечки для спалювання речовин, шпатель, лучинка, металевий лабораторний штатив з лапкою, спиртівка, сірники, пробірки.

1. Отримання кисню в лабораторії. У пробірку насипати два шпателі кристалічного калій перманганату. Трохи похило закріпити пробірку в лапці лабораторного штативу. Спершу рівномірно прогріти пробірку полум'ям, потім залишити полум'я в тій частині пробірки, де знаходиться речовина. В результаті реакції розкладання перманганату калію виділяється кисень, який виявляють тліючою лучиною. Її необхідно піднести до отвору пробірки. При цьому відбувається самозаймання тліючої лучини, що свідчить про виділення кисню.



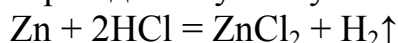
2. Горіння сірки. У металеву ложечку для спалювання речовин помістити невелику кількість кристалічної сірки. Нагріти її в полум'ї спиртівки. При цьому сірка плавиться, переходить в рідкий стан, закипає, горить. Як тільки сірка починає горіти, відкрити колбу з киснем, швидко внести в неї ложечку з палаючою сіркою і прикрити колбу пробкою. На повітрі сірка горить, оскільки в повітрі є кисень. Але на повітрі сірка горить слабо синюватим полум'ям, а в чистому кисні сірка горить яскраво синім полум'ям. При цьому утворюється сульфур(IV) оксид, в колбі спостерігаються білі клуби диму: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$

3. Горіння фосфору. У металеву ложечку для спалювання речовин помістити невелику кількість червоного фосфору. Нагріти його в полум'ї спиртівки. При цьому фосфор плавиться, переходить в рідкий стан, закипає, горить. Як тільки фосфор починає горіти, відкрити другу колбу з киснем швидко внести в неї ложечку з палаючим фосфором і прикрити колбу пробкою. На повітрі фосфор горить, так як у повітрі є кисень. Але на повітрі фосфор горить слабким полум'ям, а в чистому кисні фосфор горить яскраво-жовтим полум'ям. При цьому утворюється фосфор(V) оксид, в колбі спостерігаються білі клуби диму: $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$.

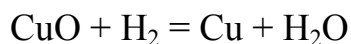
6. Водень, способи отримання, властивості, застосування

Необхідні реактиви і хімічний посуд: металевий цинк (Zn), розбавлений розчин хлоридної кислоти ($\text{HCl} : \text{H}_2\text{O} = 1:1$), порошок купрум(II) оксиду (CuO), два металевих лабораторних штатива з лапками, шпатель, пінцет, пробірки, велика реакційна пробірка і підібрана до неї пробка з газовідвідним шлангом і скляною трубкою на кінці, спиртівка, сірники.

1. Отримання водню в лабораторії та перевірка його на чистоту. Отримують водень дією хлоридної кислоти на металевий цинк. Для цього в реакційну пробірку помістити близько восьми гранул металевого цинку. Зафіксувати пробірку в лапці лабораторного штативу. Долити в пробірку розбавлений розчин хлоридної кислоти, закрити її пробкою з газовідвідним шлангом, на кінці якого є скляна трубка. У суху пробірку, перевернуту дорізом, зібрати водень, що виділяється. Необхідно почекати, поки з пробірки витісниться повітря (близько 5-7 хвилин). Таким чином пробірку наповнюють воднем шляхом витіснення повітря (водень легше повітря). Потім цю пробірку закривають пальцем і на віддалі від приладу підносять до полум'я спиртівки, де палець прибирають. При цьому повинен чути легкий оплеск. Якщо ж чується різкий оплеск, то це означає, що водень змішаний з повітрям. У цьому випадку необхідно повторно випробувати водень на чистоту, домагаючись того, щоб при піднесенні пробірки до полум'я чувся лише легкий оплеск.



2. Відновлення воднем міді з купрум(II) оксиду. В іншу суху пробірку помістити невелику кількість купрум(II) оксиду – це порошок чорного кольору. Закріпити її трохи похило вниз отвором в лапці лабораторного штативу. У цю пробірку направити газовідвідний шланг, приєднаний до реакційної пробірки, з якої надходить водень, що виділяється. Пробірку з CuO рівномірно прогріти полум'ям спиртівки. Потім полум'я залишити в тій частині пробірки, де знаходиться CuO. Таким чином перевірений на чистоту водень пропускають над купрум(II) оксидом, що нагрівається. При цьому на стінках пробірки утворюються краплі води, а з купрум(II) оксиду відновлюється металева мідь. При цьому чорний порошок перетворюється на червоний.

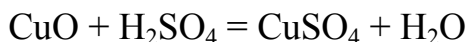


7. Оксиди, їх склад, класифікація, властивості, отримання

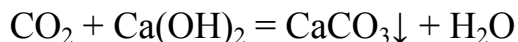
Необхідні реактиви і посуд: купрум(II) оксид (CuO), мармур (CaCO_3), розчини хлоридної кислоти (HCl) (1:1), сульфатної кислоти (H_2SO_4) (1:5), вапняна вода ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), лакмус, лабораторний штатив з металевою лапкою, пробірки, пробка з газовідвідною трубкою, шпатель, пробіркотримачі, спиртівка, сірники, скляна трубка, хімічний стакан на 50 мл.

1. Взаємодія основного оксиду з кислотою. У пробірку помістити невелику кількість порошку чорного кольору купрум(II) оксиду (буквально на кінчику шпателя). Потім в цю ж пробірку налити розбавлену сульфатну кислоту. Саму пробірку закріпити в пробіркотримачі і рівномірно нагріти в

полум'ї спиртівки до утворення розчину блакитного кольору купрум(II) сульфату (CuSO_4).



2. Взаємодія кислотного оксиду з лугом. У пробірку помістити кілька шматочків мармуру і закріпити пробірку в лапці лабораторного штатива. В іншу пробірку налити трохи вапняної води. Потім у пробірку з мармуром долити розчин хлоридної кислоти (1:1), швидко закрити цю пробірку пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої занурити в пробірку з вапняною водою. У пробірці з мармуром і соляною кислотою спостерігається сильне спінювання за рахунок виділення вуглекислого газу. По газовідвідній трубці газ, що виділяється, надходить в пробірку з вапняною водою. Таким чином, відбувається взаємодія кислотного оксиду CO_2 з лугом (Ca(OH)_2). В результаті цієї взаємодії в пробірці з вапняною водою спостерігається поява муті за рахунок утворення нерозчинної речовини кальцій карбонату (CaCO_3). Можна продемонструвати цей дослід, видихаючи вуглекислий газ по скляній трубці в хімічний стакан з вапняною водою. При цьому також спостерігається утворення каламуті в стакані.

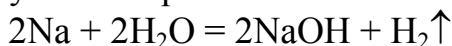


3. Взаємодія кислотного оксиду з водою. (див. дослід 2). Кінець газовідвідної трубки, по якій виділяється вуглекислий газ з пробірки з мармуром і кислотою, занурити в пробірку з водою, куди попередньо додати лакмус. При цьому лакмус змінює колір з фіолетового на рожевий, за рахунок утворення кислоти при розчиненні кислотного оксиду у воді.

8. Основи, їх склад, класифікація, властивості, отримання

Необхідні реактиви і посуд: натрій металевий, фенолфталеїн, метиловий оранжевий, лакмус, розчин лугу (NaOH або KOH), розчин нітратної кислоти (HNO_3), розчин купрум(II) сульфату (CuSO_4), пробірки, пробіркотримачі, спиртівка, сірники, кристалізатор з водою, пінцет, скальпель, фільтрувальний папір.

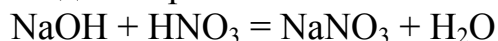
1. Отримання лугу в результаті взаємодії активного металу з водою. Пінцетом дістати шматочок металевого натрію з банки, помістити його на фільтрувальний папір і видалити залишки масла, скальпелем відрізати шматочок завбільшки з горошину і кинути його в кристалізатор з водою. Натрій дуже енергійно взаємодіє з водою, при цьому він у вигляді кульки «бігає» по поверхні води. В результаті цієї реакції виділяється газ – водень і утворюється луг. Утворення лугу доводиться за допомогою індикатора. Для цього в кристалізатор, де протікала реакція, досить додати кілька крапель фенолфталеїну. При цьому він забарвлюється в малиновий колір.



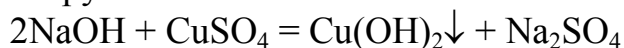
2. Зміна забарвлення індикаторів. Крім фенолфталеїну можна перевірити дію лугу на інші індикатори. Для цього у дві пробірки налити розчин лугу. В одну додати 1-2 краплі метилоранжа, при цьому він забарвлюється в жовтий колір, в іншу пробірку додати 1-2 краплі лакмусу (фіолетовий), розчин

забарвлюється в синій колір. Можна використовувати універсальний індикаторний папір.

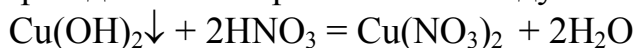
3. Взаємодія лугу з кислотою. У пробірку налити розчин лугу (NaOH), додати 1-2 краплі фенолфталеїну. При цьому розчин забарвлюється в малиновий колір. Потім в цю ж пробірку долити розбавлений розчин нітратної кислоти до знебарвлення індикатора.



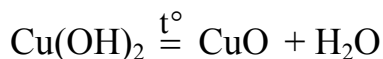
4. Взаємодія лугу з розчином солі. Цей же дослід демонструє отримання нерозчинної основи реакцією обміну. У дві пробірки налити розчин купрум(II) сульфату і в обидві додати трохи лугу. При цьому спостерігається утворення осаду блакитного кольору:



5. Взаємодія нерозчинної основи з кислотою. У першу пробірку з осадом, отриманим в попередньому досліді, додати розчин нітратної кислоти і струсити вміст пробірки до повного розчинення осаду.



6. Розкладання нерозчинної основи при нагріванні. Другу пробірку з осадом, отриманим в досліді 4, закріпити в пробіркотримачі і обережно нагріти в полум'ї спиртівки. При цьому купрум(II) гідроксид перетворюється на купрум(II) оксид.



9. Кислоти, їх склад, класифікація, властивості

Необхідні реактиви і посуд: розбавлені розчини сульфатної (H_2SO_4), нітратної (HNO_3) та хлоридної (HCl) кислот, розчини натрій гідроксиду (NaOH), купрум(II) хлориду (CuCl_2) або купрум(II) сульфату (CuSO_4), барій хлориду (BaCl_2), аргентум(I) нітрату (AgNO_3), натрій карбонату (Na_2CO_3), індикатори (метилоранж, фенолфталеїн, лакмус), порошок купрум(I) оксиду (Cu_2O), металевий цинк (Zn), пробірки, шпатель, пробіркотримачі, спиртівка, сірники, пінцет.

1. Зміна забарвлення індикаторів. У три пробірки налити невелику кількість розчину сульфатної або нітратної кислоти. В одну з них додати 1-2 краплі метилоранжа (спостерігається поява рожевого забарвлення), у другу – 1-2 краплі фенолфталеїну (не відбувається зміна забарвлення індикатора), в третю пробірку додати 1-2 краплі лакмусу (спостерігається поява червоного забарвлення). Можна використовувати універсальний індикаторний папір.

2. Взаємодія з основними оксидами. Див. тема 7, дослід 1.

3. Взаємодія з розчинними основами. Див. тема 8, дослід 3.

4. Взаємодія з нерозчинними основами. Див. тема 8, досліді 4 та 5.

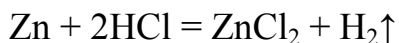
5. Взаємодія з солями. Ця реакція обов'язково повинна супроводжуватися або утворенням осаду, або виділенням газу. Налити в пробірку невелику кількість натрій карбонату і долити розчин нітратної кислоти. При цьому спостерігається характерне спінювання за рахунок виділення вуглекислого газу. Ця реакція супроводжується виділенням газу.



Можна також продемонструвати реакції, що супроводжуються утворенням осадів. Наприклад, налити в пробірку невелику кількість розведеної хлоридної кислоти і додати трохи розчину аргентум нітрату. При цьому утворюється сирковий осад білого кольору – аргентум хлорид: $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$

Або налити в пробірку невелику кількість сульфатної кислоти і додати трохи розчину барій хлориду. В результаті цієї реакції утворюється білий осад барій сульфату: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{HCl} + \text{BaSO}_4\downarrow$.

6. Взаємодія з металами. У пробірку пінцетом помістити дві гранули металевого цинку і долити розчин хлоридної кислоти (1:1). Спостерігається виділення бульбашок газу.



10. Солі, їх склад, класифікація, властивості

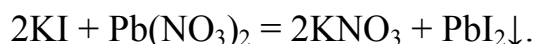
Необхідні реактиви і посуд: розчин купрум(II) сульфату (CuSO_4), залізний цвях на ниточці, розчин лугу (NaOH або KOH), розчин натрій карбонату (Na_2CO_3), розбавлені розчини хлоридної (HCl), нітратної (HNO_3) і сульфатної (H_2SO_4) кислот, розчини барій хлориду (BaCl_2), аргентум нітрату (AgNO_3), плюмбум(II) нітрату ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) і калій йодиду (KI), пробірки.

1. Взаємодія з металами. Див. тема 4, дослід 3.

2. Взаємодія з лугами. Див. тема 8, дослід 4.

3. Взаємодія з кислотами. Див. тема 9, дослід 5.

4. Реакція обміну між розчинами двох солей. Ця реакція також обов'язково повинна супроводжуватися утворенням осаду. Налити в пробірку невелику кількість розчину плюмбум(II) нітрату і додати трохи розчину калій йодиду. В результаті цієї реакції утворюється жовтий осад плюмбум(II) йодиду.



11. Гідроліз солей

Необхідні реактиви і посуд: розчини натрій карбонату (Na_2CO_3), алюміній хлориду (AlCl_3), амоній ацетату ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$), натрій сульфату (Na_2SO_3), луги (NaOH або KOH), розведеної хлоридної (HCl) або нітратної (HNO_3) кислот, натрій ацетату (CH_3COONa), індикатори (фенолфталеїн, лакмус, метиловий оранжевий), універсальний індикаторний папір, пробірки, спиртівка, сірники, пробіркотримачі.

1. Реакція середовища в розчинах різних солей. Налити в три пробірки невелику кількість розчину натрій карбонату. Потім, в першу пробірку капнути 1-2 краплі лакмусу, у другу – метилового оранжевого, а в третю – фенолфталеїну. Відзначити зміну кольорів індикаторів в пробірках. Можна використовувати універсальний індикаторний папір. Для цього налити в пробірку невелику кількість розчину натрій карбонату, опустити туди скляну паличку і капнути краплю розчину на індикаторний папір, відзначивши зміну кольору. Аналогічні дії провести з розчином алюміній хлориду і амоній

ацетату. По зміні забарвлення зробити висновок про реакцію середовища в розчині кожної солі.

2. Оборотний гідроліз. Налити в пробірку невелику кількість розчину алюміній хлориду і долити кілька крапель розчину натрій карбонату. Відзначити утворення осаду і виділення бульбашок газу в пробірці. Довести, що осадом в пробірці є алюміній гідроксид. Для цього вміст пробірки розділити на дві пробірки. В одну пробірку налити розбавлений розчин нітратної або хлоридної кислоти і струсити вміст пробірки до розчинення осаду. У другу пробірку налити трохи луку і теж струсити вміст пробірки до розчинення осаду.

3. Фактори, що впливають на ступінь гідролізу солей

а) Вплив відносної сили кислоти або слабкої основи, що утворюють сіль.

В одну пробірку налити невелику кількість розчину натрій сульфату. У другу пробірку налити таку ж кількість розчину натрій карбонату. Потім в обидві пробірки капнути по дві краплі фенолфталеїну. При цьому у розчині натрій карбонату забарвлення фенолфталеїну буде більш інтенсивним.

б) Вплив температури. Налити в дві пробірки розчин натрій ацетату і додати по дві краплі фенолфталеїну. Потім одну пробірку залишити для порівняння, а другу закріпити в пробіркотримачі і обережно нагріти в полум'ї спиртівки. При нагріванні гідроліз натрій ацетату посилюється, про що свідчить більш інтенсивне забарвлення фенолфталеїну. Відбувається це внаслідок збільшення ступеня електролітичної дисоціації солі при нагріванні. При охолодженні пробірки інтенсивність забарвлення фенолфталеїну знову слабшає.

12. Вода в природі. Вода як розчинник. Фізичні і хімічні властивості води

Необхідні реактиви і посуд: металевий натрій, гліцерин, бензол, фенолфталеїн, мідний купорос ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), кристалічний калій перманганат (KMnO_4), вода, кристалізатор з водою, пінцет, скальпель, фільтрувальний папір, два лабораторних штативи з металевими лапками, електроплитка, зворотний холодильник, колба для перегонки на 0,5 л, насадка Кляйзена, термометр для перегонки, колба-приймач, шпатель, пробірки, шматочок бинта чи марлі з ниткою, кип'ятильники, дві пальчикові пробірки з притертими пробками, скляна паличка, хімічний стакан.

1. Перегонка води. Для відділення води або іншої рідини від розчинених у ній речовин застосовують перегонку. Перегонка полягає в тому, що рідина шляхом нагрівання перетворюється на пару, яка потім охолоджується і знову перетворюється на рідину. Необхідно зібрати прилад, що застосовується у лабораторії для перегонки води. Цей прилад складається з трьох частин: колби, в якій налита вода нагрівається до кипіння, холодильника, де пара води конденсується в рідку воду, і приймача, куди ця вода стікає. Холодильник складається з двох трубок, вставлених одна в іншу. По внутрішній трубці вниз йдуть водяні пари, а по зовнішній знизу вгору пропускається холодна вода. Вона охолоджує внутрішню трубку. Коли в колбі перегінного приладу

кип'ятять воду, розчинені в ній тверді речовини залишаються в колбі, а в приймачі збирається чиста вода. Вода, отримана шляхом перегонки, називається дистильованою.

У колбу для перегонки менше половини налити воду. Додати туди кілька кристаликів калій перманганату і кілька кип'ятильників. Відкрити водопровідний кран, приєднаний до оборотного холодильника, і включити електроплитку. Коли вода в колбі закипить, звернути увагу, що термометр буде показувати 100°C.

2. Розчинення у воді рідин. Налити в дві пробірки воду до половини. В одну пробірку обережно по стінці налити гліцерин, а в другу – бензол. Закрити обидві пробірки пробками і добре струсити. При цьому в пробірці з гліцерином обидві рідини перемішуються. Гліцерин розчиняється у воді. А в пробірці з бензолом видно, що рідини не змішуються. Бензол не розчиняється у воді. Бензол легше води, тому він знаходиться у верхній частині, а вода внизу.

3. Розчинення у воді твердих речовин. Якщо покласти в стакан з водою кристали мідного купоросу, то через деякий час навколо кристалів вода забарвиться в блакитний колір. Невидимі частки мідного купоросу під впливом молекул води відірвалися від кристалів і дифундували у воду. Дифузія відбувається повільно, але, врешті-решт, вийде однорідний розчин.

Процес розчинення речовини можна прискорити, якщо взяти її не у вигляді великих кристалів, а у вигляді дрібного порошку. При подрібненні речовини збільшується поверхня контакту її з рідиною, і вона розчиняється швидше. Можна прискорити розчинення речовини перемішуванням рідини або її нагріванням. Розчинення можна прискорити, якщо помістити речовину, що розчиняється, на поверхню розчинника. Густина розчину більше густини води. Тому, утворившись близько кристалів, поміщених у мішечку, він струмочками падає вниз, і розчинення прискорюється. Для цього помістити деяку кількість мідного купоросу на шматочок марлі або бинта, зав'язати ниткою, щоб вийшов мішечок, залишити його на поверхні води в хімічному стакані.

5. Взаємодія натрію з водою. Див. тема 8, дослід 1.

13. Лужні метали

Необхідні реактиви і посуд: металевий натрій, концентрована хлоридна кислота (HCl), кристалізатор з водою, фенолфталеїн, фільтрувальний папір, пінцет, скальпель, лабораторний штатив з лапкою, пробірка, маленька воронка.

Зберігання лужних металів і робота з ними вимагає суворого дотримання правил техніки безпеки. При зберіганні необхідно перегородити доступ повітря і вологи до металів, щоб уникнути вибухів і пожеж. Тому лужні метали зберігають під шаром гасу або масла в банках з темного скла.

При роботі з натрієм треба мати на увазі, що реакція взаємодії його з водою і кислотами протікає дуже бурхливо, тому для цих дослідів не можна брати великі кількості металу, викидати залишки після дослідів в раковини,

що може призвести до вибухів. Брати натрій можна тільки за допомогою пінцета.

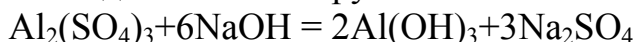
1. Взаємодія натрію з водою. Див. тема 8, дослід 1.

2. Взаємодія натрію з концентрованою хлоридною кислотою (проводиться за наявності реагентів). Пробірку зафіксувати в лапці лабораторного штатива. За допомогою маленької воронки налити в пробірку трохи концентрованої хлоридної кислоти. Шматочок натрію кинути в хлоридну кислоту, в результаті реакції виділяється газ – водень, а на дно пробірки опускаються білі кристали натрій хлориду. Дослід можна проводити тільки з концентрованою хлоридною кислотою: $\text{Na} + 2\text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2$

14. Алюміній і його сполуки

Необхідні реактиви і посуд: розчини алюміній хлориду або сульфату (AlCl_3 або $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, лугу (NaOH або KOH), хлоридної (HCl) або нітратної (HNO_3) кислоти, універсальний індикаторний папір, пробірки, скляна трубочка.

1. Отримання гідроксиду алюмінію. В дві пробірки налити невелику кількість розчину солі алюмінію і долити невелику кількість лугу. При цьому утворюється драглистий осад білого кольору.



2. Вивчення властивостей алюмінію. До утвореного в першому досліді осаду в одну пробірку долити невелику кількість кислоти і вміст пробірки струсити до повного розчинення осаду. До того ж осаду в другу пробірку додати по краплям луг, також струсити вміст пробірки до повного розчинення осаду. Цей дослід доводить амфотерні властивості алюміній гідроксиду.

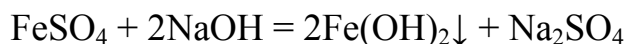


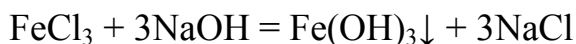
3. Гідроліз солей алюмінію. Налити в пробірку розчин солі алюмінію, занурити в нього скляну трубочку. Потім капнути розчин на універсальний індикаторний папір. За кольором визначити середовище розчину солі.

15. Залізо та його сполуки

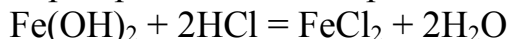
Необхідні реактиви і посуд: розчини ферум(II) сульфату (FeSO_4) і хлориду ферум (III) (FeCl_3), розчин лугу (NaOH або KOH), розчин хлоридної кислоти (HCl), розчин калій роданіду (KCNS), розчини червоної кров'яної солі $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і жовтої кров'яної солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ універсальний індикаторний папір, предметне скло, пробірки, скляні трубочки.

1. Одержання ферум(II) і ферум(III) гідроксидів. В одну пробірку налити невелику кількість розчину ферум(II) сульфату, а в другу пробірку налити таку ж кількість розчину ферум(III) хлориду. Потім в обидві пробірки додати кілька крапель лугу. У першій пробірці утворюється осад слабо-зеленого кольору ферум(II) гідроксиду, а в другій – бурого кольору ферум(III) гідроксиду.

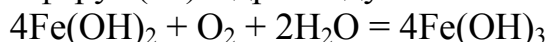




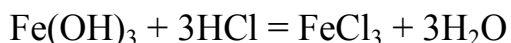
2. Взаємодія ферум(II) гідроксиду з кислотами. До отриманого в першому досліді осаду ферум(II) гідроксиду додати невелику кількість хлоридної кислоти і струсити вміст пробірки до повного розчинення осаду.



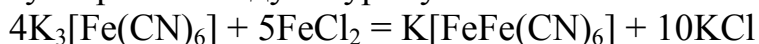
3. Окислення ферум(II) гідроксиду. Для більшої наочності дослід краще проводити на предметному склі. Для цього на скло капнути 1-2 краплі розчину ферум(II) сульфату і додати дві краплі лугу. Залишити на повітрі. Звернути увагу на те, що на повітрі ферум(II) гідроксид змінює забарвлення, поступово набуваючи забарвлення ферум(III) гідроксиду.



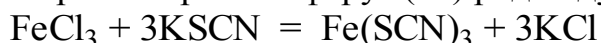
4. Вивчення властивостей ферум(III) гідроксиду. Отриманий в першому досліді осад ферум(III) гідроксиду бурого кольору розділити на дві пробірки. До першої частини осаду прилити трохи розчину хлоридної кислоти і струсити вміст пробірки до повного розчинення осаду. До другої частини осаду прилити надлишок лугу і також струсити вміст пробірки до повного розчинення осаду. Цей дослід доводить амфотерні властивості ферум(III) гідроксиду.



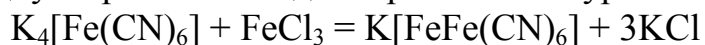
5. Якісні реакції на іони двох- і тривалентного феруму. У пробірку до невеликої кількості ферум(II) сульфату додати дві краплі розчину червоної кров'яної солі до утворення осаду – турнбулевої сині.



У дві пробірки налити невелику кількість розчину ферум(III) хлориду. Потім в одну з цих пробірок додати дві краплі розчину роданіду калію, а в другу – розчин жовтої кров'яної солі. При цьому в першій пробірці утворюється криваво-червоний розчин ферум(III) роданіду:



а в другій пробірці утворюється осад – берлінська лазур.

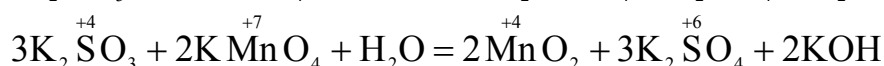
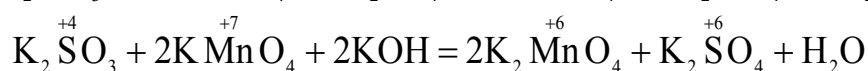
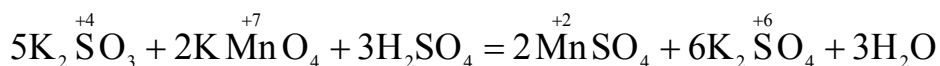


6. Гідроліз солей феруму. Налити в одну пробірку розчин ферум(II) сульфату, а в другу - розчин ферум(III) хлориду. Занурити в обидві пробірки скляні трубочки. Нанести краплі розчинів на універсальний індикаторний папір. Визначити середовище розчинів солей. Скласти рівняння реакцій перших стадій гідролізу цих солей.

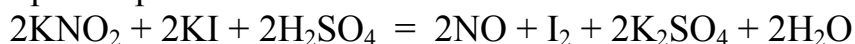
16. Окисно-відновні реакції

Необхідні реактиви и посуд: розчини калій перманганату (KMnO_4), натрій сульфату (Na_2SO_4), сульфатної кислоти (H_2SO_4), лугу (NaOH або KOH), калій йодиду (KI), калій або натрій нітриту (KNO_2 або NaNO_2), кристалічний амоній дихромат ($(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), спирт, вода, пробірки, металевий диск, сірники, шпатель.

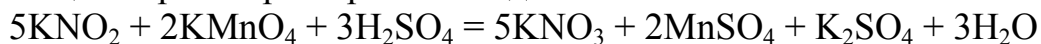
1. Вплив середовища на ступінь відновлення калій перманганату. У три пробірки налити розчин калій перманганату. У першу пробірку додати кілька крапель розведеного розчину сульфатної кислоти, в другу – розчину лугу, в третю – кілька крапель води. Потім в усі три пробірки налити розчин натрій сульфїту. При цьому в першій пробірці відбувається знебарвлення розчину, у другій утворюється розчин зеленого кольору, а в третій – осад бурого кольору.



2. Окисно-відновні властивості солей нітритної кислоти. Налити в пробірку невелику кількість розчину йодиду калію і додати кілька крапель сульфатної кислоти. Потім в цю ж пробірку обережно додати 1 мл розчину натрій або калій нітриту. При цьому спостерігається поява червоно-коричневого кольору за рахунок виділення йоду в результаті даної реакції. У цій реакції натрій нітрит виявляє окисні властивості.



Налити в пробірку невелику кількість калій перманганату і прилити кілька крапель сульфатної кислоти. У цю ж пробірку додати 1 мл розчину натрій або калій нітриту. При цьому спостерігається знебарвлення розчину. У даній реакції натрій нітрит проявляє відновні властивості.



3. «Вулканчик». Див. тема 3, дослід 6.

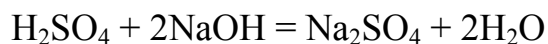
17. Загальні властивості сульфатної кислоти

Необхідні реактиви і хімічний посуд: розбавлений розчин сульфатної кислоти (H_2SO_4), розбавлений розчин нітратної кислоти (HNO_3), індикатори (метилоранж, фенолфталеїн, лакмус), розчини натрій гідроксиду (NaOH), купрум(II) хлориду (CuCl_2), натрій сульфату (Na_2SO_4), барій хлориду (BaCl_2), розведеної нітратної кислоти (HNO_3), натрій карбонату (Na_2CO_3), порошок купрум(II) оксиду (CuO), металевий цинк, пробірки, шпатель, пробіркотримачі, спиртівка, сірники, пінцет.

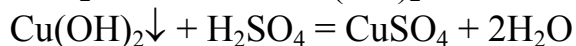
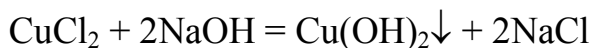
1. Зміна забарвлення індикаторів. У три пробірки налити невелику кількість розчину розведеної сірчаної кислоти. В одну з них додати 1-2 краплі метилоранжа (спостерігається поява рожевого забарвлення), у другу – 1-2 краплі фенолфталеїну (не відбувається зміна забарвлення індикатора), в третю пробірку додати 1-2 краплі лакмусу (спостерігається поява червоного забарвлення). Можна використовувати універсальний індикаторний папір.

2. Взаємодія з основними оксидами. Див. тема 7, дослід 1.

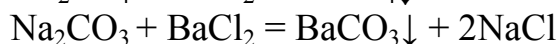
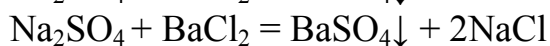
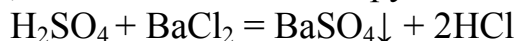
3. Взаємодія з розчинними основами. У пробірку налити розчин лугу (NaOH), додати 1-2 краплі фенолфталеїну. При цьому індикатор забарвлюється в малиновий колір. Потім в цю ж пробірку додати розбавлений розчин сульфатної кислоти до знебарвлення індикатора.



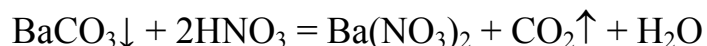
4. Взаємодія з нерозчинними основами. Перш за все необхідно отримати нерозчинну основу, наприклад $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Для цього в пробірку налити розчин купрум(II) хлориду і до нього долити розчин лугу. В результаті цієї реакції утворюється осад яскраво блакитного кольору – купрум(II) гідроксид. У цю ж пробірку до отриманого осаду долити розбавлений розчин сульфатної кислоти до розчинення осаду.



5. Взаємодія з солями. Якісна реакція на сульфатну кислоту і її солі – сульфати. В одну пробірку налити розчин сульфатної кислоти, у другу – розчин натрій сульфату, а в третю – розчин натрій карбонату. Потім в усі три пробірки налити розчин барій хлориду. При цьому у всіх трьох пробірках утворюються білі осади, зовні схожі один на другий.



Але якщо тепер у всі три пробірки долити розчин нітратної кислоти, то в тій пробірці, де спочатку знаходився карбонат, осад розчиняється і спостерігається характерне спінювання за рахунок виділення вуглекислого газу. А осади в перших двох пробірках (це барій сульфат) не розчиняються в нітратній кислоті.



У пробірку до розчину натрій карбонату долити розчин розведеної сульфатної кислоти. Спостерігається характерне спінювання за рахунок виділення вуглекислого газу: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

6. Взаємодія з металами. У пробірку помістити 2 гранули цинку і долити розбавлений розчин сульфатної кислоти. При цьому спостерігається виділення газу – це водень: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{розв}) = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$

18. Швидкість хімічних реакцій

Необхідні реактиви і посуд: залізний дріт або залізний цвях на ниточці, залізні ошурки, розчин купрум(II) хлориду або сульфату (CuCl_2 або CuSO_4), порошок купрум(II) оксиду (CuO), розбавлений розчин нітратної кислоти (HNO_3), металевий цинк, розчини хлоридної кислоти (співвідношення $\text{HCl} : \text{H}_2\text{O} = 1:3$ і $1:10$), розчин оцтової кислоти ($\text{CH}_3\text{COOH} : \text{H}_2\text{O} = 1:3$), розчин гідроген пероксиду (H_2O_2), порошок манган(IV) оксиду (MnO_2), бромна вода, йодна вода, порошок магнію, лучинка, шпатель, пробірки, пробіркотримачі, спиртівка, сірники, пінцет.

1. Вплив розміру частинок на швидкість хімічних реакцій. Помістити в одну пробірку залізний дріт або залізний цвях на ниточці, в іншу – 2 шпательні залізних ошурків. Долити в обидві пробірки невелику кількість розчину купрум(II) хлориду або сульфату. Налити таку ж кількість розчину цієї солі в

третю пробірку (залишити її для порівняння). Відзначити, в якій пробірці швидше відбудеться зміна кольору.

2. Вплив температури на швидкість хімічних реакцій. У дві пробірки насипати на кінчику шпателя порошок купрум(II) оксиду і долити невелику кількість розчину нітратної кислоти. Одну пробірку зафіксувати в пробіркотримачі і обережно нагріти в полум'ї спиртівки. Звернути увагу на те, що в тій пробірці, яку нагрівали, розчин забарвлюється в блакитний колір за рахунок утворення купрум(II) нітрату.

3. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічних реакцій. У дві пробірки пінцетом помістити по дві гранули металевого цинку. В одну пробірку налити розчин хлоридної кислоти (1:3), а в іншу – стільки ж цієї кислоти (1:10). Відзначити, в якій пробірці більш інтенсивно протікає хімічна реакція, пояснити чому.

4. Вплив природи реагуючих речовин на швидкість хімічних реактив. У дві пробірки пінцетом помістити по дві гранули металевого цинку. В одну пробірку налити трохи розчину соляної кислоти (1:3), а в другу – таку ж кількість розчину оцтової кислоти (1:3). Відзначити, в якій пробірці більш інтенсивно протікає хімічна реакція, пояснити чому.

У дві пробірки помістити по одному шпателю порошку металевого магнію. В одну пробірку налити невелику кількість бромної води, а в іншу – стільки ж йодної води. Вміст пробірок збовтати. Відзначити час, що витрачається на протікання реакцій, пояснити різницю.

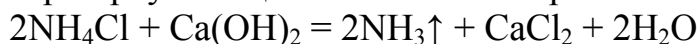
5. Вплив каталізатора на швидкість хімічних реакцій. У пробірку налити невелику кількість розчину пероксиду водню. Внести в пробірку тліючу лучину, не торкаючись до рідини. При цьому не відбувається самозаймання тліючої лучини. Тепер у пробірку помістити один маленький шпатель манган(IV) оксиду і відразу ж внести тліючу лучину. У цьому випадку вже відбувається самозаймання лучини.

19. Аміак, отримання в лабораторії, фізичні та хімічні властивості

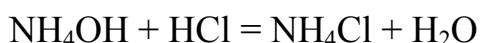
Необхідні реактиви і посуд: кристалічний амоній хлорид (NH_4Cl), кальцій гідроксид ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), фенолфталеїн, водний розчин аміаку (NH_4OH), бромна вода, концентрована і розбавлена хлоридна кислота, кристалізатор з водою, лабораторний штатив з лапкою, пробірки, пробка з газовідвідною трубкою, шпатель, ступка, спиртівка, сірники, вата, дві скляні палички, два хімічних стакани і дві скляні пластинки до стаканів, маленька скляна воронка.

1. Отримання аміаку і розчинення його у воді. Помістити в ступку по два шпателі кристалічного амоній хлориду та кальцій гідроксиду (гашеного вапна). Розтерти суміш товкачиком. При цьому відчувається різкий запах аміаку. За допомогою маленької воронки пересипати суміш у пробірку і закрити її пробкою з газовідвідною трубкою. Закріпити пробірку в лапці лабораторного штатива з невеликим нахилом у бік отвору пробірки. Газовідвідна трубка повинна бути спрямована вгору, оскільки аміак легший за повітря. Надіти суху пробірку для збирання аміаку на газовідвідну трубку, спрямовану вгору, а отвір цієї сухої пробірки прикрити ватою. Нагрівати

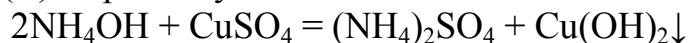
пробірку з сумішшю, дотримуючись правил нагрівання. Через пару хвилин припинити нагрівання, накривши спиртівку ковпачком. Обережно зняти пробірку з аміаком з газовідвідної трубки, закрити пробірку великим пальцем руки. Пробірку не перевертати, опустити її в кристалізатор з водою під воду. Під водою відкрити пробірку, прибравши палець, і злегка похитнути пробірку. При цьому вода надходить у пробірку, а аміак розчиняється у воді. Так само під водою закрити пробірку пальцем і вийняти її з кристалізатора.



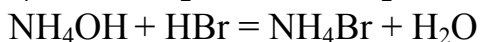
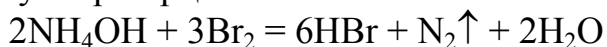
2. Властивості водного розчину аміаку. Отриманий в попередньому досліді водний розчин аміаку розлити в три пробірки. У першу додати 1-2 краплі фенолфталеїну до отримання малинового забарвлення. Потім в цю ж пробірку долити кілька крапель хлоридної кислоти до знебарвлення індикатора.



В іншу пробірку до водного розчину аміаку долити кілька крапель розчину купрум(II) сульфату. При цьому спостерігається утворення осаду блакитного кольору – купрум(II) гідроксиду.



У третю пробірку до водного розчину аміаку долити бромну воду (бромна вода забарвлена в жовтий колір). У результаті реакції відбувається знебарвлення бромної води, виділення з розчину бульбашок безбарвного газу, утворення білого диму в пробірці.



3. «Дим без вогню». Одну скляну паличку змочити в концентрованій хлоридній кислоті, а другу – в концентрованому розчині аміаку. Піднести обидві скляні палички одну до другої. Спостерігається утворення великої кількості білого диму. Цей самий дослід можна показати в стаканах. Для цього стінки одного стакану змочити концентрованою хлоридною кислотою і накрити склянку скляною пластиною, а стінки іншого – концентрованим розчином аміаку, також накривши стакан другою скляною пластиною. Потім один стакан накрити другим і забрати скляні пластини. При цьому внизу повинен знаходитися стакан з концентрованим розчином аміаку. Також спостерігається утворення великої кількості білого диму.



20. Хімічні властивості нітратної кислоти

Необхідні реактиви і хімічний посуд: концентрований і розбавлений розчини нітратної кислоти (HNO_3), індикатори (метилоранж, фенолфталеїн, лакмус), розчини натрій гідроксиду (NaOH), купрум(II) сульфату (CuSO_4), натрій карбонату (Na_2CO_3), порошок купрум(II) оксиду (CuO), шматочки мідного дроту (Cu), пробірки, пробіркотримачі, спиртівка, сірники, шпатель, пінцет.

1. Зміна забарвлення індикаторів. У три пробірки налити розбавлений розчин нітратної кислоти. У першу пробірку додати 1-2 краплі метилоранжа (при цьому індикатор змінює свій колір на рожевий), у другу – 1-2 краплі фенолфталеїну (цей індикатор не змінює своє забарвлення), а в третю пробірку додати 1-2 краплі лакмусу (індикатор змінює колір на червоний). Можна використовувати універсальний індикаторний папір.

2. Взаємодія з основними оксидами. У пробірку насипати невелику кількість оксиду міді (II). CuO – порошок чорного кольору. Долити розбавлений розчин нітратної кислоти. Пробірку зафіксувати в пробіркотримачі і нагріти на полум'ї спиртівки до появи блакитного забарвлення купрум(II) нітрату, що утворюється: $\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

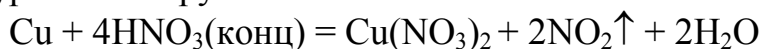
3. Взаємодія з розчинними основами. Див. тема 8, дослід 3.

4. Взаємодія з нерозчинними основами. Див. тема 8, дослід 4 та 5.

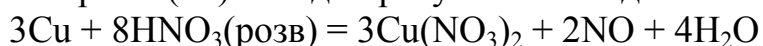
5. Взаємодія з солями. Налити в пробірку розчин натрій карбонату і додати до нього розбавлений розчин нітратної кислоти. При цьому відбувається характерне спінювання за рахунок виділення вуглекислого газу.



6. Взаємодія з металами. У дві пробірки помістити по невеликому шматочку мідного дроту. У першу пробірку налити концентровану нітратну кислоту. Через кілька секунд починається бурхливе виділення нітроген(IV) оксиду – газу бурого кольору.



У другу пробірку налити розбавлений розчин нітратної кислоти. Ця реакція, на відміну від попередньої, протікає тільки при нагріванні. Тому другу пробірку зафіксувати в пробіркотримачі і нагріти на полум'ї спиртівки. Спершу виділяється безбарвний газ – нітроген(II) оксид, який з часом переходить в газ бурого кольору – нітроген(IV) оксид за рахунок взаємодії з киснем повітря.

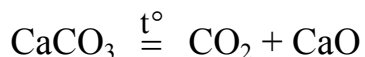


Обидві пробірки необхідно поставити у витяжну шафу.

21. Карбон(IV) оксид, карбонатна кислота і її солі

Необхідні реактиви і посуд: мармур (CaCO_3), розчин соляної кислоти (HCl) (1:1), лакмус, вапняна вода ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), розчини натрій карбонату (Na_2CO_3), натрій сульфату (Na_2SO_4), барій хлориду (BaCl_2), розчин нітратної кислоти (HNO_3), пробірки, пробка з газовідвідною трубкою, лабораторний штатив з металевою лапкою, два хімічних стакани, свічка, сірники, шпатель, лучинка, спиртівка, пробіркотримачі.

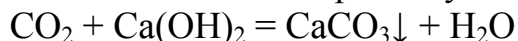
1. Одержання карбон(IV) оксиду. У велику пробірку помістити кілька шматочків мармуру. Пробірку закріпити в лапці штатива. У пробірку до мармуру додати розчину соляної кислоти стільки, щоб мармур був покритий кислотою, в пробірці спостерігається сильне спінювання за рахунок виділення вуглекислого газу.



2. Взаємодія карбон(IV) оксиду з водою. Карбон(IV) оксид досить добре розчиняється у воді (приблизно 2 об'єми газу на 1 об'єм води). В окрему пробірку налити воду, підфарбовану лакмусом. Велику пробірку з першого досвіду, де мармур взаємодіє з соляною кислотою, закрити пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої занурити в розчин лакмусу. Газ, що виділяється, пропустити через фіолетовий розчин лакмусу в пробірці, колір якого стає червоним. Пояснити, чому. Для порівняння можна поставити пробірку з нейтральним лакмусом.

3. Гасіння свічки за допомогою карбон(IV) оксиду. Помістити на дно хімічного стакана свічку, запалити її за допомогою лучинки. В іншу склянку занурити газовідвідну трубку і наповнити цей стакан газом, що виділяється. Стакан з карбон(IV) оксидом перекидають над склянкою з палаючою свічкою. Таким чином «переливають» газ з однієї склянки в іншу. При цьому свічка гасне. Пояснити явище.

4. Якісна реакція на карбон(IV) оксид. В окрему пробірку налити трохи вапняної води. Газовідвідну трубку занурити у вапняну воду. Вуглекислий газ пропустити крізь вапняну воду. При цьому в пробірці з'являється муть за рахунок утворення нерозчинного кальцій карбонату.



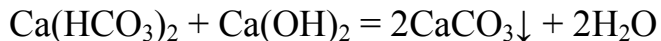
5. Взаємоперетворення карбонатів і гідрокарбонатів. (див. дослід 4). Продовжувати пропускати вуглекислий газ. При подальшому пропущенні вуглекислого газу спостерігається зникнення каламуті. Розчин знову стає прозорим за рахунок утворення розчинного кальцій гідрокарбонату. Цей дослід демонструє перехід карбонату в гідрокарбонат.



Прозорий розчин, що утворився, розділити на дві пробірки. Одну пробірку зафіксувати в пробіркотримачі і обережно нагріти в полум'ї спиртівки до появи каламуті. При цьому знову утворюється нерозчинний кальцій карбонат.



До прозорого розчину у другій пробірці долити трохи вапняної води, в результаті чого спостерігається помутніння. В даному випадку кальцій гідрокарбонат перетворюється на карбонат під впливом лугу – кальцій гідроксиду.



6. Якісна реакція на карбонат-іон. У пробірку налити невелику кількість розчину натрій карбонату. Потім у цю пробірку долити невелику кількість хлоридної кислоти. Спостерігається характерне спінювання за рахунок виділення вуглекислого газу.



7. Розпізнавання карбонатів серед інших солей. В одну пробірку налити невелику кількість натрій карбонату, а в іншу пробірку – таку ж кількість натрій сульфату. Потім в обидві пробірки долити кілька крапель барій

хлориду. При цьому в обох пробірках утворюються білі осади, однакові на вигляд. До осадів, що утворилися, в обидві пробірки долити трохи розчину нітратної кислоти. При цьому в першій пробірці, де спочатку знаходився карбонат, осад розчиняється. А в другій пробірці, де спочатку знаходився сульфат, осад не розчиняється. Натрій карбонат, на відміну від натрій сульфату, є сіллю слабкої кислоти. Рівняння реакції див. тема 17, дослід 5.

22. Бензол

Необхідні реактиви і хімічний посуд: бензол, вода, бромна вода, розчин перманганату калію, етиловий спирт, діетиловий етер, пробірки з пробками, фільтрувальний папір, скляна паличка, сірники, стакан з нагрітою до кипіння водою, склянка з льодом.

1. Розчинність бензолу. У три пробірки наливають по 2 мл води, спирту і діетилового етеру. У кожен пробірник до рідини доливають однакову кількість бензолу. Пробірки закривають пробками і струшують. Переконаються, в якій рідині бензол розчиняється. Одночасно цей досвід вказує на густину бензолу. У пробірці з водою бензол піднімається на поверхню води. Отже, густина бензолу менше одиниці ($0,874$ при 20°C).

2. Температура кипіння бензолу. У пробірник налити трохи бензолу і опустити її у склянку з нагрітою до кипіння водою. При цьому бензол закипає. Отже, температура кипіння бензолу нижче 100°C ($80,4^{\circ}\text{C}$).

3. Температура замерзання бензолу. У пробірник налити трохи бензолу і помістити на кілька хвилин у склянку з льодом. При цьому бензол затвердіє. Отже, температура замерзання бензолу вище 0°C ($+5,4^{\circ}\text{C}$).

4. Бензол – летка речовина. На один фільтрувальний папір капнути краплю води, а на другий – краплю бензолу. Зачекати кілька секунд, помахавши фільтрувальними паперами. Папір, на якому була крапля бензолу, швидко стає сухим, оскільки бензол швидко випаровується.

5. Горіння бензолу. У пробірник налити трохи бензолу. Опустити в пробірник з бензолом скляну паличку, щоб змочити її бензолом. Піднести до скляної палички, змоченої бензолом, запалений сірник. Звернути увагу, що бензол горить полум'ям, яке коптить. Після горіння на скляній паличці залишається кіптява: $2\text{C}_6\text{H}_6 + 15\text{O}_2 = 12\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

6. Відсутність у бензолу реакцій на ненасиченість. У дві пробірки налити трохи бензолу. Потім в одну з них налити бромну воду, а в другу – розчин перманганату калію. Закрити пробірки пробками і струсити. Зачекати кілька секунд. При цьому в пробірках не відбувається знебарвлення бромної води жовтого кольору і розчину перманганату калію фіолетового кольору. У пробірці з бромною водою бром екстрагується (переходить) у верхній шар бензолу і забарвлює його. Цей досвід доводить, що в молекулі бензолу немає кратних подвійних або потрійних зв'язків.

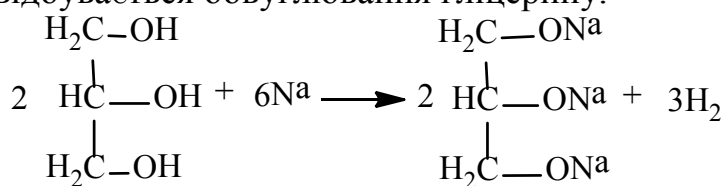
23. Багатоатомні спирти

Необхідні реактиви і хімічний посуд: гліцерин, вода, металевий натрій, розчин купрум(II) сульфату (CuSO_4), розчин натрій гідроксиду (NaOH),

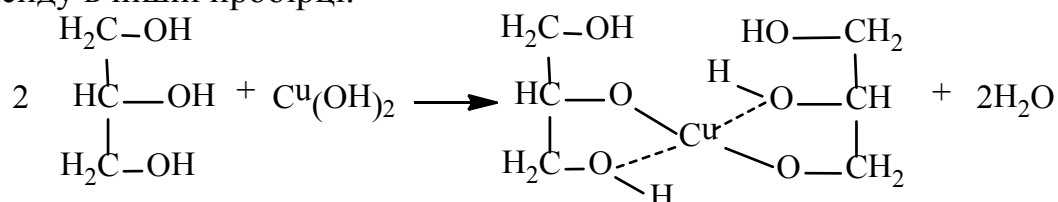
пробірки, пінцет, скальпель, металевий штатив з лапкою, спиртівка, сірники, фільтрувальний папір, пробка для пробірки.

1. Розчинність гліцерину у воді. У пробірку налити невелику кількість води і обережно по стінці долити кілька мілілітрів гліцерину. Після цього закрити пробірку пробкою і струснути. При струшуванні спостерігається розчинення гліцерину у воді.

2. Взаємодія гліцерину з натрієм. Шматочок металевого натрію пінцетом дістати з банки, промокнути фільтрувальним папером, скальпелем відрізати шматочок завбільшки з горошину. У пробірку налити невелику кількість гліцерину, встановити її в лапці штатива. У пробірку з гліцерином кинути шматочок натрію. Пробірку злегка підігрівують. Реакція йде спочатку повільно, потім все більш енергійно. Підпалюють водень, що виділяється. Під кінець зазвичай відбувається обуглювання гліцерину.



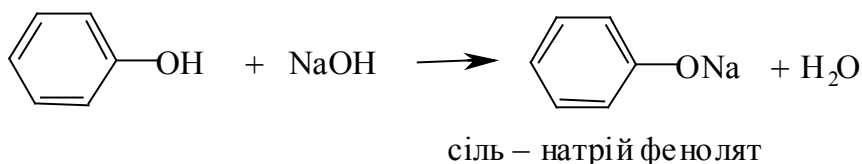
3. Якісна реакція на багатоатомні спирти. У пробірку налити кілька мілілітрів розчину мідного купоросу і долити розчин лугу до повного осадження купрум(II) гідроксиду. При цьому утворюється осад яскраво-блакитного кольору. Для успіху досліду луг повинний бути неодмінно в надлишку. Осад збовтують і половину його переносять в іншу пробірку. До однієї порції додають гліцерин. При збовтуванні пробірки осад зникає і утворюється темно-синій розчин купрум(II) гліцерату. Порівнюють забарвлення розчину гліцерату, що утворився із забарвленням осаду гідроксиду в іншій пробірці.



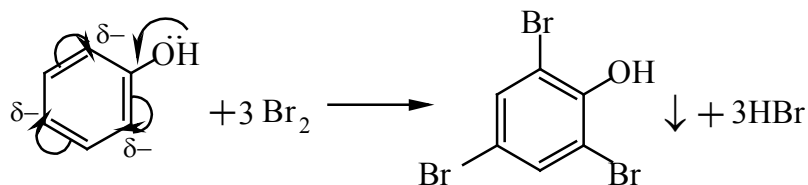
24. Фенол

Необхідні реактиви і хімічний посуд: водний розчин фенолу, розчин натрій гідроксиду (NaOH), фенолфталеїн, розчин ферум(III) хлориду (FeCl₃), бромна вода, пробірки з пробками.

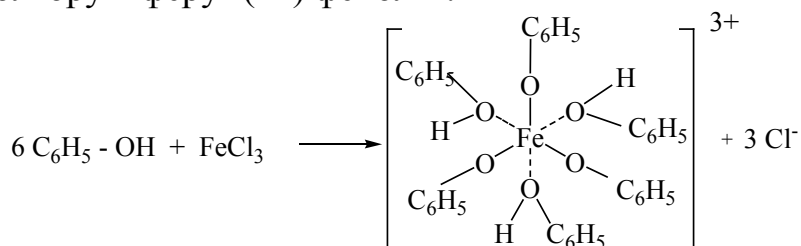
1. Взаємодія фенолу з лугом. В пробірку налити розчин гідроксиду натрію і додати 1-2 краплі фенолфталеїну. При цьому індикатор набуває малинового забарвлення. Потім додавати в пробірку розчин фенолу до зникнення забарвлення. Пробірку закрити пробкою.



2. Взаємодія фенолу з бромною водою. У пробірку налити трохи розчину фенолу і додавати по краплях бромну воду до появи білої суспензії. Пробірку закрити пробкою.



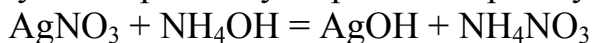
3. Якісна реакція на фенол. Якісною реакцією на фенол є реакція його з розчином ферум(III) хлориду. У пробірку налити трохи фенолу і додати одну краплю розчину ферум(III) хлориду. При цьому утворюється розчин темно-фіолетового кольору – ферум(III) фенолят.



25. Альдегіди

Необхідні реактиви і хімічний посуд: розчини купрум(II) сульфату (CuSO_4), натрій гідроксиду (NaOH), аргентум нітрату (AgNO_3), амоній гідроксиду (NH_4OH), оцтового альдегіду (HCOH), пробірки, пробіркотримачі, спиртівка, сірники.

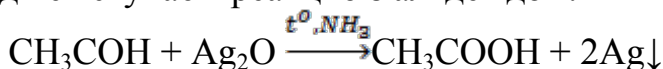
1. Взаємодія оцтового альдегіду з аміачним розчином аргентум(I) оксиду (реакція «срібного дзеркала»). У пробірку налити 2%-вий розчин аргентум нітрату і долити 5%-вий водний розчин аміаку до появи мутного розчину. Якщо при струшуванні муть не щезає, додати ще трохи розчину аміаку. У цю ж пробірку налити розчин оцтового альдегіду. Пробірку злегка нагріти на полум'ї, при цьому проносячи полум'я навколо пробірки, не струшуючи її. В результаті реакції утворюється аргентум(I) гідроксид:



AgOH – речовина нестійка і розпадається, утворюючи аргентум(I) оксид:

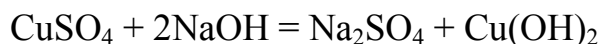


Аргентум(I) оксид має властивість розчинятися в аміаку. У розчині він швидше вступає в реакцію з альдегідом.



Спостерігається утворення «дзеркала» на стінках пробірки. При демонстрації досліду замість срібного дзеркала іноді утворюється чорний осад. Слід роз'яснити учням, що тут також відбулося відновлення срібла тільки у вигляді пухкого чорного осаду. Реакція «срібного дзеркала» є якісною реакцією на альдегіди.

2. Взаємодія оцтового альдегіду з купрум(II) гідроксидом. Налити в пробірку розчин купрум(II) сульфату і долити трохи розчину натрій гідроксиду до утворення блакитного осаду – купрум(II) гідроксиду.



До отриманого осадку в цю ж пробірку долити розчин альдегіду. Пробірку закріпити в пробіркотримачі і обережно нагріти на полум'ї спиртівки. Спершу утворюється осад жовтого кольору – купрум(I) гідроксид, який при нагріванні розкладається на воду і купрум(I) оксид – речовина цегельно-червоного кольору. Ця реакція також є якісною реакцією на альдегіди.

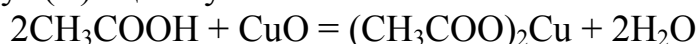


26. Хімічні властивості оцтової кислоти

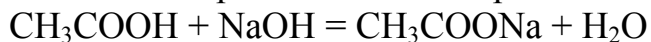
Необхідні реактиви і хімічний посуд: розбавлений розчин оцтової кислоти (CH_3COOH), індикатори (метилоранж, фенолфталеїн, лакмус), розчини натрій гідроксиду (NaOH), купрум(II) сульфату (CuSO_4), натрій карбонату (Na_2CO_3), порошок купрум(II) оксиду (CuO), металевий магній (Mg), пробірки, пробірководержатель, спиртівка, сірники, шпатель, пінцет.

1. Зміна забарвлення індикаторів. У три пробірки налити розбавлений розчин оцтової кислоти. У першу пробірку додати 1-2 краплі метилоранжа (при цьому індикатор змінює свій колір на рожевий), у другу – 1-2 краплі фенолфталеїну (цей індикатор не змінює своє забарвлення), а в третю пробірку додати 1-2 краплі лакмусу (індикатор змінює колір на червоний). Можна використовувати універсальний індикаторний папір.

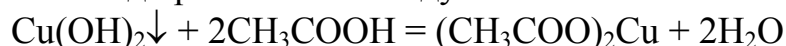
2. Взаємодія з основними оксидами. У пробірку насипати невелику кількість купрум(II) оксиду (CuO) – порошок чорного кольору. Долити розбавлений розчин оцтової кислоти. Пробірку зафіксувати в пробірководержателі і нагріти на полум'ї спиртівки до появи блакитного забарвлення купрум(II) ацетату.



3. Взаємодія з розчинними основами. У пробірку налити розчин лугу (NaOH), додати 1-2 краплі фенолфталеїну. При цьому індикатор забарвлюється в малиновий колір. Потім в цю ж пробірку долити розбавлений розчин оцтової кислоти до знебарвлення індикатора.



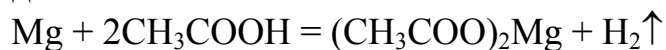
4. Взаємодія з нерозчинними основами. Перш за все необхідно отримати нерозчинну основу, наприклад, $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Для цього в пробірку налити розчин купрум(II) сульфату і до нього долити розчин лугу. В результаті цієї реакції утворюється осад яскраво блакитного кольору – купрум(II) гідроксид (див. тема 17, дослід 5). У цю ж пробірку до отриманого осаду долити розбавлений розчин оцтової кислоти до розчинення осаду.



5. Взаємодія з солями. Налити в пробірку розчин натрій карбонату і прилити до нього розбавлений розчин оцтової кислоти. При цьому відбувається характерне вспінювання за рахунок виділення вуглекислого газу.



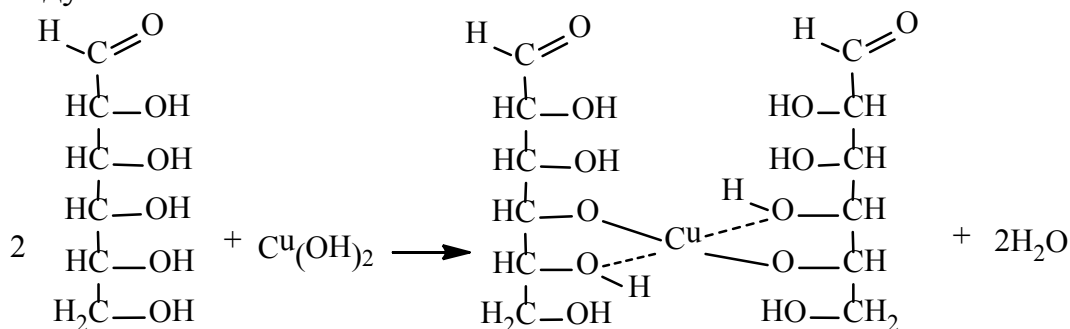
6. Взаємодія з металами. В пробірку помістити трохи металевого магнію і долити розбавлений розчин оцтової кислоти. Спостерігається бурхливе виділення газу – водню.



27. Глюкоза

Необхідні реактиви і посуд: розчини глюкози, купрум сульфату(II) (CuSO_4), натрій гідроксиду (NaOH), аргентум нітрату (AgNO_3), амоній гідроксиду (NH_4OH), пробірки, спиртівка, сірники, пробіркотримач.

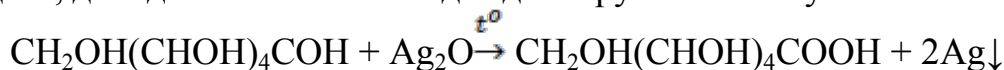
1. Реакція спиртових груп. Належність глюкози до багатоатомних спиртів доводиться за допомогою якісної реакції з купрум (II) гідроксидом. У пробірку налити кілька мілілітрів розчину мідного купоросу і долити розчин луку до повного осадження купрум(II) гідроксиду. При цьому утворюється осад яскраво-блакитного кольору. Для успіху досліду луг повинний бути неодмінно в надлишку. Осад збовтують і половину його переносять в іншу пробірку. До однієї порції додають розчин глюкози. При збовтуванні пробірки осад зникає і утворюється темно-синій розчин – результат взаємодії купрум(II) гідроксиду з глюкозою.



2. Реакція альдегідної групи – реакція з купрум(II) гідроксидом. Пробірку з розчином темно-синього кольору, отриманим в попередньому досліді, зафіксувати в пробіркотримачі і рівномірно нагріти в полум'ї спиртівки. При нагріванні утворюється жовтий осад купрум(I) гідроксиду, який при подальшому нагріванні перетворюється в червоний осад купрум(I) оксиду. Таким чином, цей дослід доводить наявність альдегідної групи в молекулі глюкози.



3. Реакція альдегідної групи – реакція срібного дзеркала. Це якісна реакція для альдегідів – взаємодія з аміачним розчином аргентум оксиду. У пробірку налити розчин аргентум(I) нітрату, потім додати поступово розчин аміаку, доки осад, що утворювався спочатку, не розчиниться в його надлишку. До розчину, що утворюється, додають розчин глюкози. Пробірку зафіксувати в пробіркотримачі і обережно нагріти в полум'ї спиртівки. При цьому на стінках пробірки утворюється рівний блискучий шар срібла. Цей дослід, як і попередній, доводить наявність альдегідної групи в молекулі глюкози.



28. Білки

Необхідні реактиви і посуд: розчин білка (для приготування розчину яєчного білка з курячого яйця видаляють жовток, білок наливають в колбу, в яку додають 100 мл дистильованої води; після перемішування розчин білка придатний для дослідів), концентрована нітратна кислота (HNO_3), розчин купрум(II) сульфату (CuSO_4), розчин натрій гідроксиду (NaOH), пробірки, держатель пробірок, спиртівка, сірники, фільтрувальний папір, воронка, хімічний стакан.

Кольорові реакції білків

1. Ксантопротеїнова реакція. До розчину білка в пробірці доливають трохи концентрованої нітратної кислоти. Білок згортається і повільно забарвлюється в жовтий колір. При нагріванні фарбування настає швидше.

2. Біуретова реакція. До розчину білка в пробірці доливають кілька мілілітрів розчину лугу і потім кілька крапель слабкого розчину мідного купоросу.

3. Денатурація білків. Водний розчин білка нагрівають у пробірці. Утворюється білий осад (пластівці) згорнутого білка. Білок відфільтровують і намагаються розчинити в чистій воді. Розчинення не відбувається ні в звичайних умовах, ні при нагріванні.

ОСНОВНІ ФІЗИЧНІ ВЕЛИЧИНИ В ХІМІЇ

Величина		Рівняння	Одиниці вимірювання		Що характеризує
Назва	Символ		СІ	Позасистемні одиниці	
Маса	m	-	кг	г	тіло, речовину, молекулу, атом, елем. частинку
Відносна атомна маса	A _r	$A_r = m \cdot \left(\frac{1}{12} {}^{12}\text{C}\right)$	безрозм.	а.о.м.	хімічний елемент, атом
Відносна молекулярна маса	M _r	$M_r = m \cdot \left(\frac{1}{12} {}^{12}\text{C}\right)$	безрозм.	а.о.м.	речовину, молекулу, складний іон
Молярна маса	M	$M = \frac{m}{\nu}$	кг/моль, кг·моль ⁻¹	г/моль	речовину
Об'єм	V	-	м ³	л	тіло, речовину, частинку
Молярний об'єм	V _m	$V_m = \frac{V}{\nu}$	м ³ /моль, м ³ ·моль ⁻¹	л/моль	речовину
Кількість речовини	ν	$\nu = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}$	моль	-	речовину
Густина	ρ	$\rho = \frac{M}{V}$	кг/м ³	г/л, г/мл	речовину, систему
Відносна густина газів	D	$D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_{r1}}{M_{r2}} = \frac{M_1}{M_2}$	безрозм.	-	речовину в газоподібному стані
Доля речовини в суміші:					
- масова	ω	$\omega_i = \frac{m_i}{\sum m}$	безрозм., %	-	систему
- молярна	χ	$\chi_i = \frac{\nu_i}{\sum \nu_i}$	безрозм., %	-	систему
- об'ємна	φ	$\varphi_i = \frac{V_i}{\sum V}$	безрозм., %	-	систему
Температура	T, t	-	К	°С	систему
Тиск	P	-	Па	атм., мм.рт.ст.	систему
Час	τ	-	с	хв., година	процес
Молярна концентрація	C	$C = \frac{\nu}{V}$	моль/м ³ , моль·м ⁻³	моль/л	систему
Швидкість хім. реакції	v	$v = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$	$\frac{\text{моль}}{\text{м}^3 \cdot \text{с}}$	$\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$	хімічну реакцію
Кількість теплоти	Q	-	Дж	кал	систему
Енергія	E	-	Дж	кал, еВ	тіло, елем. частинку, систему
Електричний заряд	q	-	Кл	е ⁻ - елемент. електр. заряд	тіло, елем. частинку
Електричний потенціал	φ	-	В	-	систему

ТИПИ РОЗРАХУНКОВИХ ЗАДАЧ ТА ПРИКЛАДИ ОФОРМЛЕННЯ РОЗВ'ЯЗКІВ

Типи розрахункових задач

1. Обчислення відносної молекулярної маси речовини за її хімічною формулою.
2. Обчислення масової частки елемента в речовині.
3. Обчислення кількості атомів (молекул) у певній кількості речовини (і навпаки).
4. Обчислення молярної маси за відомими масою та кількістю речовини (і навпаки).
5. Визначення об'ємних співвідношень та відносної густини газів.
6. Обчислення за хімічними рівняннями мас, кількості речовини та об'ємів газів (н.у.).
7. Обчислення масової частки і маси розчиненої речовини в розчині.
8. Обчислення маси (об'єму) одного з продуктів реакції за відомою масою (об'ємом) вихідної речовини, що містить домішки.
9. Визначення виходу продукту реакції відносно теоретичного.
10. Обчислення за хімічними рівняннями, якщо одну з реагуючих речовин взято у надлишку.
11. Виведення молекулярної формули органічної сполуки за масовою часткою елементів і на основі відносної густини.
12. Виведення молекулярної формули органічної сполуки за масою, об'ємом і кількістю речовин – продуктів її згоряння.

Приклади оформлення розв'язків деяких типів розрахункових задач

Тип 3. Обчисліть число атомів Феруму в порції заліза кількістю 5 моль.

<i>Дано:</i> $\nu(\text{Fe}) = 5 \text{ моль}$ $N(\text{Fe}) = ?$	<i>Розв'язання</i> $\nu = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = \nu \cdot N_A$ $N(\text{Fe}) = 5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомів/моль} =$ $= 30,1 \cdot 10^{23} \text{ атомів.}$
---	---

Відповідь: $30,1 \cdot 10^{23}$ атомів.

Тип 4. Обчисліть масу кальцій карбонату кількістю речовини 3 моль.

<i>Дано:</i> $\nu(\text{CaCO}_3) = 3 \text{ моль}$ $m(\text{CaCO}_3) = ?$	<i>Розв'язок</i> 1) Обчислимо молярну масу CaCO_3 : $M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$ $M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$
---	---

2) З формули $\nu = m/M$ випливає:

$m = \nu \cdot M$, тоді $m(\text{CaCO}_3) = 3 \text{ моль} \cdot 100 \text{ г/моль} = 300 \text{ г.}$

Відповідь: 300 г.

Тип 5. Густина за воднем газової суміші для синтезу хлороводню дорівнює 20. Визначити відсотковий склад (в масових %) суміші.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок</i>
$D_{H_2} = 20$	Обчислимо середню відносну молекулярну масу суміші:
$\omega(H_2) - ? \quad \omega(Cl_2) - ?$	$M_r = M_r(H_2) \cdot D_{H_2} = 2 \cdot 20 = 40$

Суміш для синтезу – це суміш водню і хлору.

Якщо x – масова частка H_2 , тоді $(1-x)$ – масова частка Cl_2 .

Середня відносна молекулярна маса у суміші $M_r = M_r(H_2) \cdot x + M_r(Cl_2) \cdot (1-x)$.

Звідси $2x + 71(1-x) = 40$; $x = 0,45$ або 45 %.

Тоді масова частка хлору $1 - 0,45 = 0,55$ або 55 %.

Відповідь: $\omega(H_2) - 45\%$; $\omega(Cl_2) - 55\%$.

Тип 6. Суміш, що складається з 5 л кисню та 5 л водню, вибухнула. Який об'єм рідкої води утворився? Який газ залишиться після вибуху? Розрахувати його об'єм.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок</i>
$V(O_2) = 5 \text{ л}; V(H_2) = 5 \text{ л}.$	1. Записуємо рівняння реакції:
$V(H_2O) - ? \quad V(\text{газу після вибуху}) - ?$	$O_2 + 2H_2 = 2H_2O$
	2. Розрахуємо кількість речовини водню та кисню, що містяться у суміші:
	$\nu(H_2) = \nu(O_2) = \frac{V(\text{газу})}{V_m(\text{газу})} = \frac{5 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,22 \text{ моль}; V_m(\text{газу}) = 22,4 \text{ л/моль}$
	3. З рівняння реакції з урахуванням коефіцієнтів:
	$\frac{\nu(O_2)}{\nu(H_2)} = \frac{1}{2} \Rightarrow \nu(O_2) = \frac{\nu(H_2)}{2} = \frac{0,22}{2} = 0,11 \text{ моль}$

Тобто, щоб прореагував весь водень (0,22 моль), достатньо 0,11 моль кисню, а

половина кисню залишиться: $V(O_2)_{\text{залиш}} = \frac{5 \text{ л}}{2} = 2,5 \text{ л}$

4. З рівняння реакції маємо: $\nu(H_2O) = \nu(H_2) = 0,22 \text{ моль}.$

Розрахуємо масу і об'єм води, що утворилась:

$m(H_2O) = \nu \cdot M = 0,22 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 4 \text{ г}; M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}$

$V(H_2O) = m/\rho = \frac{4 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 4 \text{ мл}; \rho(H_2O) = 1 \text{ г/мл}$

Відповідь: утворилось 4 мл води, залишилось 2,5 л кисню.

Тип 7. Яку масу 40% розчину нітратної кислоти треба додати до 120 г 5% розчину нітратної кислоти, щоб утворився 20% розчин?

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок</i>
$m(5\text{-го розчину}) = 120 \text{ г}$	Позначимо:
$m(40\text{-го розчину}) - ?$	m – маса кінцевого 20%-го розчину,
	m_x – маса 40% розчину.

Тоді $m = m_x + 120(\text{г});$

Позначимо через m_{HNO_3} – масу HNO_3 в кінцевому розчині, яка складається з маси HNO_3 в 40% розчині $m^1_{HNO_3}$ та маси HNO_3 в 5% розчині $m^2_{HNO_3}$:

$$m^1_{HNO_3} = \frac{m_x \cdot \omega}{100} = 0,4m_x \quad (з);$$

$$m^2_{HNO_3} = \frac{120 \cdot 5}{100} = 6 \quad (з).$$

$$\text{Тоді } m_{HNO_3} = m^1_{HNO_3} + m^2_{HNO_3} = 0,4m_x + 6$$

$$\text{За умовами } \frac{m_{HNO_3}}{m} = 0,2, \text{ тому } \frac{0,4m_x + 6}{m_x + 120} = 0,2; m_x = 90 \text{ г.}$$

Відповідь: маса 40%-го розчину дорівнює 90 г.

Тип 8. Який об'єм кисню (н. у.) можна отримати при нагріванні 351 г калій перманганату, що містить 10% домішок.

Дано:

$$m(KMnO_4) = 351 \text{ г};$$

$$\omega(\text{домішок}) = 10\%$$

$$V(O_2) - ?$$

Розв'язок

1. Складаємо рівняння реакції:



2. Визначаємо масову частку калій

перманганату з урахуванням домішок:

$$\omega(KMnO_4) = 100 - 10 = 90\% \text{ або } 0,9, \text{ тоді } m(KMnO_4) = 0,9 \cdot 351 \text{ г} = 316 \text{ г.}$$

3. Згідно з рівнянням реакції поетапно розраховуємо об'єм кисню, що виділився:

$$\nu(KMnO_4) = \frac{m}{M} = \frac{316}{158} = 2 \text{ моль}; M(KMnO_4) = 158 \text{ г/моль}$$

$$\frac{\nu(KMnO_4)}{\nu(O_2)} = \frac{2}{1} \Rightarrow \nu(O_2) = \frac{\nu(KMnO_4)}{2} = \frac{2}{2} = 1 \text{ моль}$$

$$V(O_2) (\text{н.у.}) = \nu \cdot V_m = 1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 22,4 \text{ л}$$

Відповідь: об'єм кисню 22,15 л (н.у.).

Тип 9. Скільки бензену витрачається на добування 50 г тринітротолуену, якщо вихід від теоретичного становить 93%?

Дано:

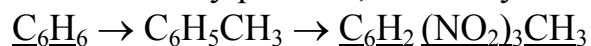
$$m(C_6H_2(NO_2)_3CH_3) = 50 \text{ г};$$

$$\eta = 93\%$$

$$m(C_6H_6) - ?$$

Розв'язок

1. Напишемо схему реакцій, що відбуваються:



Вихід продукту реакції від теоретичного розраховується за формулою:

$$\eta(C_6H_2(NO_2)_3CH_3) = \frac{m(C_6H_2(NO_2)_3CH_3)_{\text{факт}}}{m(C_6H_2(NO_2)_3CH_3)_{\text{теор}}} \Rightarrow$$

$$m(C_6H_2(NO_2)_3CH_3)_{\text{теор}} = \frac{m(C_6H_2(NO_2)_3CH_3)_{\text{факт}}}{\eta(C_6H_2(NO_2)_3CH_3)} = \frac{50 \text{ г}}{93\%} \cdot 100\% = 53,76 \text{ г}$$

2. Знаходимо кількість речовини тринітротолуену:

$$\nu(C_6H_2(NO_2)_3CH_3) = \frac{m(C_6H_2(NO_2)_3CH_3)}{M(C_6H_2(NO_2)_3CH_3)} = \frac{53,762}{227 \text{ г/моль}} = 0,24 \text{ моль}$$

3. Згідно зі схемою реакції $\nu(C_6H_2(NO_2)_3CH_3) = \nu(C_6H_6)$. Розраховуємо масу бензену: $m(C_6H_6) = \nu(C_6H_6) \cdot M(C_6H_6) = 0,24 \text{ моль} \cdot 78 \text{ г/моль} = 18,7 \text{ г}$.

$M(C_6H_6) = 78 \text{ г/моль}$; $M(C_6H_2(NO_2)_3CH_3) = 227 \text{ г/моль}$

Відповідь: витрачається 18,5 г бензену.

Тип 10. Крізь водний розчин, що містить калій бромід масою 35,7 г пропустили газоподібний хлор об'ємом 5,6 л (н.у.). Розрахувати масу брому, що виділився в результаті реакції.

Дано:

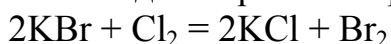
$m(KBr) = 35,7 \text{ г}$

$V(Cl_2) = 5,6 \text{ л (н.у.)}$

$m(Br_2) - ?$

Розв'язок

1. Складаємо рівняння реакції:



2. Визначаємо кількість речовини реагентів:

$$\nu(KBr) = m(KBr) / M(KBr) = 35,7 \text{ г} / 119 \text{ г/моль} = 0,3 \text{ моль};$$

$$\nu(Cl_2) = V(Cl_2) / V_m = 5,6 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 0,25 \text{ моль}.$$

3. За рівнянням реакції для того, щоб повністю прореагував увесь KBr (0,3 моль) необхідно вдвічі менше Cl_2 (0,15 моль), $\nu(KBr) : \nu(Cl_2) = 2:1$. Отже, хлор у надлишку.

4. Кількість продукту реакції розраховується за тією речовиною, якої достатньо, в даному випадку за KBr: $\nu(KBr) : \nu(Br_2) = 2:1$;

$$\nu(Br_2) = 0,3/2 = 0,15 \text{ моль}; m(Br_2) = \nu(Br_2) \cdot M(Br_2) = 0,15 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 24 \text{ г}.$$

Відповідь: маса брому 24 г.

Тип 11.

1. Визначити найпростішу формулу оксиду хрому, що містить 68,4% хрому.

Дано:

$\omega(Cr) = 68,4\%$

$Cr_xO_y - ?$

Розв'язок

Оксид складається з елементу (Cr) та кисню, тобто

$$\omega(O) = 100 - 68,4 = 31,6\%$$

$$\nu(Cr) = \frac{m}{M} = \frac{68,4 \text{ г}}{52 \text{ г/моль}} = 1,32 \text{ моль}; \quad \nu(O) = \frac{31,6 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 1,98 \text{ моль}$$

Якщо прийняти, що $m(Cr_xO_y) = 100 \text{ г}$, то $m(Cr) = 68,4 \text{ г}$, $m(O) = 31,6 \text{ г}$.

$$x : y = \nu(Cr) : \nu(O) = 1,32 : 1,98 \quad / : 1,32$$

$$x : y = 1 : 1,5 = 2:3$$

Найпростіша формула Cr_2O_3

Для задач такого типу можна використовувати наступну формулу як вихідну:

$$x : y = \frac{\omega(Cr)}{A_r(Cr)} : \frac{\omega(O)}{A_r(O)}, \quad A_r - \text{відносна атомна маса елементу}$$

2. Масова частка карбону в сполуці з гідрогеном становить 92,31%. Відносна густина цієї сполуки за воднем становить 13. Визначити молекулярну формулу сполуки.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок</i>
$\omega(C) = 92,31\%$	Існує два варіанта розв'язку такого типу задач. Обидва передбачають визначення відносної молекулярної (або молярної) маси сполуки та масової частки Гідрогену.
$D_{H_2}(C_xH_y) = 13$	
$C_xH_y - ?$	
$Mr(C_xH_y) = Mr(H_2) \cdot D_{H_2}(C_xH_y) = 2 \cdot 13 = 26; \quad \omega(H) = 100 - 92,31 = 7,69\%$	

Варіант 1

$$x : y : z = \frac{\omega(C)}{Ar(C)} : \frac{\omega(H)}{Ar(H)} ;$$

$$x : y : z = \frac{92,31}{12} : \frac{7,69}{1} ;$$

$$x : y : z = 7,69 : 7,69 \quad / 7,69 ;$$

$$x : y : z = 1 : 1.$$

Простіша формула CH .

Визначаємо коефіцієнт перерахунку:

$$n = \frac{Mr(C_xH_y)}{Mr(CH)} = \frac{26}{13} = 2$$

Отже, молекулярна формула C_2H_2 – ацетилен

Варіант 2

Розрахунок проводимо за формулою масової частки елементів у сполуці:

$$\omega(x) = \frac{n \cdot Ar(x)}{Mr(X_nY_m)}, \text{ де } \omega - \text{в долях від одиниці; } n - \text{число атомів елементу}$$

(індекс у формулі).

Тобто, число атомів в молекулі можна розрахувати за формулою:

$$n = \frac{\omega(x) \cdot Mr(X_nY_m)}{Ar(x)}.$$

В задачі: $\omega(C) = 0,9231$; $\omega(H) = 0,0769$.

$$x = \frac{\omega(C) \cdot Mr(C_xH_y)}{Ar(C)} = \frac{0,9231 \cdot 26}{12} = 2 ;$$

$$y = \frac{\omega(H) \cdot Mr(C_xH_y)}{Ar(H)} = \frac{0,0769 \cdot 26}{1} = 2 .$$

Відповідь: молекулярна формула сполуки C_2H_2

Тип 12. При спалюванні 29 г органічної речовини утворилось 88 г карбон(IV) оксиду і 45 г води. Відносна густина пари цієї речовини за повітрям 2. Вивести молекулярну формулу речовини.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок</i>
$m(\text{речов.}) = 34,6\%$;	1. Обчислюємо кількість речовини CO_2 та H_2O :
$m(CO_2) = 23,3\%$;	
$m(H_2O) = 42,1\%$;	$\nu(CO_2) = \frac{m(CO_2)}{M(CO_2)} = \frac{88 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль} ;$
$D_{\text{пов}}(\text{речов.}) = 2$	$\nu(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{45 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 2,5 \text{ моль}$
Формула -?	$M(CO_2) = 44 \text{ г/моль}; M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}$

2. Обчислюємо кількість речовини Карбону і Гідрогену:

$v(\text{C}) = v(\text{CO}_2) = 2$ моль; $v(\text{H}) = 2v(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 2,5 = 5$ моль.

3. Знаходимо маси Карбону та Гідрогену за формулою $m = v \cdot M$.

$M(\text{C}) = 12$ г/моль; $M(\text{H}) = 1$ г/моль;

$m(\text{C}) = 2 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г/моль} = 24$ г; $m(\text{H}) = 5 \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} = 5$ г.

4. Перевіримо, чи входять до складу речовини атоми Оксигену:

$m(\text{реч.}) = m(\text{C}) + m(\text{H}) + m(\text{O})$; $m(\text{O}) = m(\text{реч.}) - (m(\text{C}) + m(\text{H})) = 29 - (24 + 5) = 0$.

Отже, у речовині атомів Оксигену немає.

5. Виводимо емпіричну (простішу) формулу:

$x : y = v(\text{C}) : v(\text{H})$;

$x : y = 2 : 5$. Простіша формула C_2H_5

6. Знаходимо молекулярну формулу $(\text{C}_2\text{H}_5)_n$

$M_r(\text{C}_x\text{H}_y) = D_{\text{пов.}}(\text{C}_x\text{H}_y) \cdot M(\text{повітря}) = 2 \cdot 29 = 58$; $M_r(\text{повітря}) = 29$;

$$n = \frac{M_r(\text{C}_x\text{H}_y)}{M_r(\text{C}_2\text{H}_5)} = \frac{58}{29} = 2$$
; $M_r(\text{C}_2\text{H}_5) = 29$

Відповідь: молекулярна формула органічної речовини – C_4H_{10} (бутан).

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАДАЧІ ТА ПРИКЛАДИ ОФОРМЛЕННЯ РОЗВ'ЯЗКІВ

Експериментальні задачі – це завдання дослідницько-пошукового характеру, відповіді на які учні знаходять самостійно в процесі виконання та спостереження за дослідом, враховуючи всі його особливості. Дослід повинен бути безпечним, наочним, переконливим та ефективним. Нескладні задачі учні розв'язують усно, складні – письмово. Найчастіше у шкільному курсі хімії трапляються такі типи експериментальних задач:

- ознайомлення з властивостями речовин;
- визначення якісного складу речовин;
- розпізнавання речовин за їхніми характерними властивостями (фізичними та хімічними);
- добування речовин;
- очищення речовини та виділення із суміші в чистому вигляді;
- розділення сумішей;
- визначення кількісного складу речовин, сумішей;
- ступінчасте перетворення речовин;
- кількісні задачі на закони збереження маси речовин і постійності їхнього складу;
- приготування розчинів з певною масовою часткою розчиненої речовини і визначення концентрації невідомого розчину.

Використання хімічного експерименту на різних етапах уроку підвищує ефективність навчального процесу, допомагає зацікавити учнів хімією.

Приклади оформлення розв'язків експериментальних задач

Задача 1. Як за допомогою одного реактиву розпізнати ацетальдегід, гліцерин, оцтову кислоту і глюкозу?

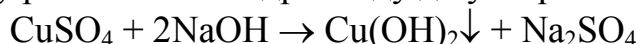
Розв'язок

Прилади та реактиви. Штатив з пробірками, ацетальдегід, гліцерин, розчини оцтової кислоти, глюкози, купрум(II) сульфату та калій гідроксиду.

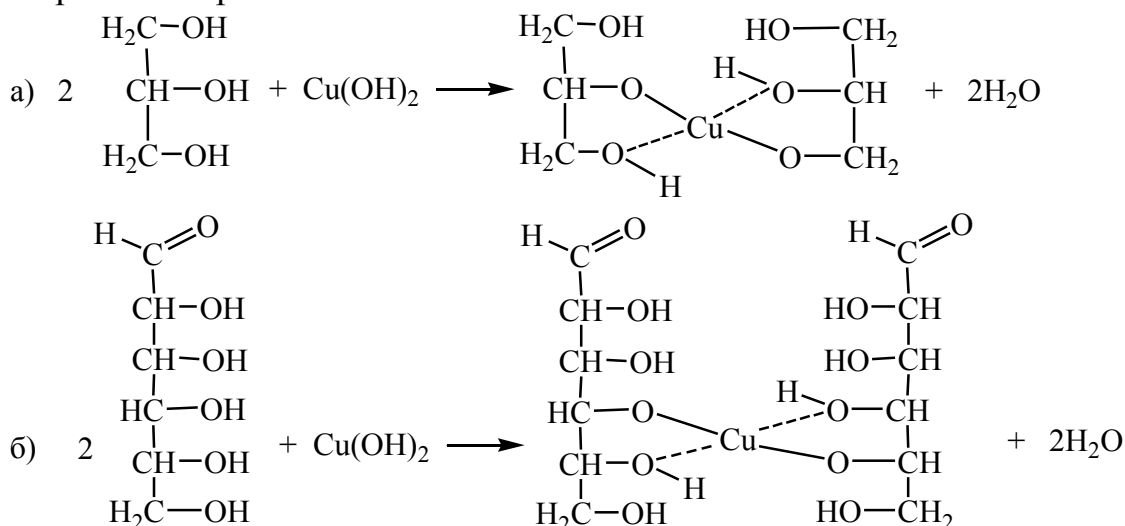
Хід роботи

1. Розчини, що розпізнаються (ацетальдегід, гліцерин, оцтова кислота, глюкоза) розливаємо в пробірки.

2. Готуємо свіжий розчин купрум(II) гідроксиду, додаючи до розчину купрум(II) сульфату розчин калій гідроксиду до утворення блакитного осаду:

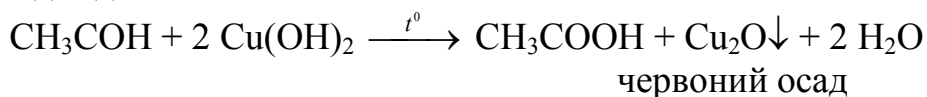


3. Свіжий купрум(II) гідроксид тільки з гліцерином і глюкозою утворює яскраво-сині розчини:

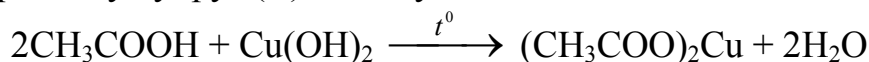


Утворені розчини доводять до кипіння. Альдегідна група глюкози окиснюється купрум(II) гідроксидом з утворенням глюконової кислоти і червоного осаду купрум(I) оксиду: $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{COOH} + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow$

4. До розчинів оцтової кислоти і ацетальдегіду додаємо Cu(OH)_2 і нагріваємо. Оцтовий альдегід окиснюється:



5. У пробірці з оцтовою кислотою Cu(OH)_2 розчинюється з утворенням блакитного розчину купрум(II) ацетату:



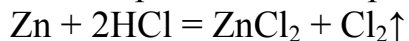
Задача 2. Провести хімічні реакції, за допомогою яких можна зробити такі перетворення: цинк \rightarrow цинк хлорид \rightarrow цинк гідроксид \rightarrow цинк сульфат

Розв'язок

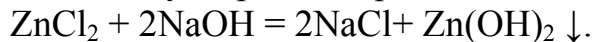
Прилади та реактиви. Штатив з пробірками, цинк (гранульований), розчини хлоридної та сульфатної кислот, розчин натрій гідроксиду.

Хід роботи

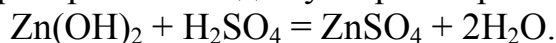
1. У пробірку з гранульованим цинком наливаємо 2 мл розчину хлоридної кислоти. Стежимо, як проходить реакція: відбувається енергійне виділення газу (водню), бульбашки якого добре видно на чорному фоні.



2. Через деякий час добутий розчин цинк хлориду зливаємо в іншу пробірку і додаємо краплями розведений розчин натрій гідроксиду. Спостерігаємо помутніння розчину внаслідок утворення нерозчинного цинк гідроксиду.



3. У пробірку додайте кілька крапель розчину сульфатної кислоти. Вміст пробірки знову стає прозорим внаслідок утворення розчинного цинк сульфату.

**ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗКУ**

- В якій кількості речовини карбон(IV) оксиду міститься таке ж число молекул, що і в магній карбонаті масою 50 г?
- Обчислити: а) число молекул водню та кисню масою по 0,001 кг; б) число молекул водню та кисню кількістю речовини по 1 моль.
- В якій кількості речовини сульфур(IV) оксиду міститься таке ж число молекул, що і в піриті масою 24 г?
- Зіставити число молекул, що містяться в 1 г аміаку і в 1 г азоту.
- Скільки молекул міститься в 10 моль та 0,25 моль сірки?
- Обчислити кількість речовини ферум(II) сульфату масою 360 г.
- Зіставити число молекул, що містяться в 5 г бромоводню і в 5 г брому.
- Знайти масу мідного купоросу кількістю речовини 0,5 моль.
- До розчину, що містить 0,02 моль кальцій гідроксиду, додали розчин, що містить 0,02 моль хлороводню. Обчислити молярну масу солі, яка утворилася.
- Обчислити молярну масу солі, яка утворилася при змішуванні розчинів натрій гідроксиду та ортофосфатної кислоти, якщо $\nu(\text{NaOH})=0,15$ моль і $\nu(\text{H}_3\text{PO}_4)=0,075$ моль.
- Написати формулу кристалогідрату з масовими частками Магнію – 9,5%, Сульфуру – 25,7%, Оксигену – 51,2%, води – 13,6%.
- Речовина вміщує 82,36% Нітрогену та Гідроген. Написати істинну формулу речовини, якщо її молярна маса дорівнює 17 г/моль.
- Масова частка хлору в фосфор хлориді становить 77,5%. Знайти найпростішу формулу хлориду.
- Написати найпростішу формулу речовини, якщо до її складу входить 2,25% Гідрогену, 34,83% Фосфору та 62,92% Оксигену.
- Речовина містить 34,6 % Натрію, 23,3 % Фосфору та 42,1% Оксигену. Знайти формулу речовини.
- Масові частки Натрію, Силіцію та Оксигену в речовині відповідно дорівнюють (%): 37,71; 22,95; 39,34. Визначити формулу речовини.

17. При згорянні 4,6 г речовини утворюється 8,8 г карбон(IV) оксиду та 5,5 г води. Знайти молекулярну формулу речовини, якщо її густина за повітрям дорівнює 1,59.
18. Визначити істинну формулу речовини, що вміщує 93,75% Карбону, решта – Гідроген. Густина речовини за повітрям становить 4,41.
19. Органічна кислота містить 54,5% Карбону, 36,4% Оксигену та 9,1% Гідрогену. Визначити формулу кислоти, якщо її густина за воднем дорівнює 44.
20. Речовина містить 26,53% Калію, 35,37% Хрому, решта – Оксиген. Знайти найпростішу формулу речовини.
21. 88,81 мл розчину калій броміду ($\rho = 1,34$ г/мл) кількісно прореагували з 4,48 л хлору. Розрахувати масову частку калій броміду в розчині.
22. Скільки літрів водню (н.у.) можна одержати при дегідруванні 8,4 кг циклогексану, якщо вихід бензену становить 80%.
23. До розчину, що містить 1,19 г калій броміду, додали 2 г аргентум нітрату. Осад, що утворився, відділили. Розрахувати маси сполук, що містяться у фільтраті.
24. У 16,59 мл 10%-ного розчину хлоридної кислоти ($\rho=1,1$ г/мл) додали 51 г аргентум нітрату. Який об'єм 26%-го розчину натрій хлориду ($\rho=1,2$ г/мл) потрібно, щоб увесь Аргентум з розчину аргентум нітрату випав в осад?
25. При дії сульфатної кислоти на 120,5 г натрій хлориду отримали 73 г хлороводню. Визначити масову частку домішок у зразку натрій хлориду.
26. Хлороводень, який виділився при дії сульфатної кислоти на 14,9 г калій хлориду, пропустили крізь розчин, що містить 8 г натрій гідроксиду, а потім розчин випарили досуха. Визначити склад і масу отриманого сухого залишку.
27. Щоб розчинити 40,5 г цинк оксиду потрібно 245 г розбавленої сульфатної кислоти. Визначити масову частку сульфатної кислоти в розчині.
28. Розрахувати масову частку сульфатної кислоти, якщо при повному розчиненні міді у 78,4 г гарячого розчину цієї кислоти виділився газ, який при взаємодії з надлишком сірководню дає 19,2 г сірки.
29. Яка сіль утворюється при пропусканні продуктів згоряння 11,2 л етану через розчин, що містить 80 г натрій гідроксиду? Розрахувати її масу.
30. При згорянні пропану у надлишку кисню утворилось 1,12 л карбон(IV) оксиду. Яка сіль утвориться, якщо пропустити цей газ через 50 мл 12%-го розчину калій гідроксиду ($\rho=1,1$ г/мл)? Розрахувати масу солі та об'єм пропану.
31. При обробці 10 г зразку технічного кальцій карбіді водою було одержано 2,24 л ацетилену. Визначити масову частку CaC_2 в зразку.
32. Ацетилен, який був отриманий з 200 г кальцій карбіді з масовою часткою домішок 20%, піддали реакції гідратації. Яка маса оцтового альдегіду утворилась, якщо вихід ацетилену складає 75% від теоретичного?
33. З 11,2 л ацетилену в лабораторії одержано 8 г бензену. Визначити вихід бензену від теоретичного.
34. При нітруванні бензену масою 156 г добули нітробензен масою 210 г. Знайдіть вихід продукту реакції від теоретичного (%).

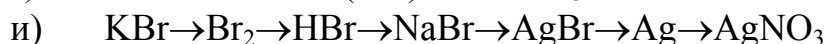
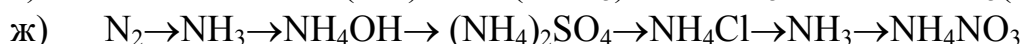
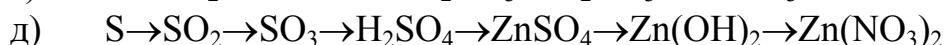
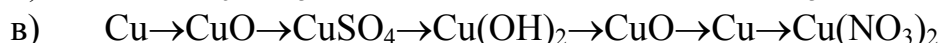
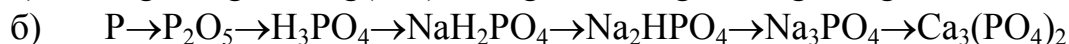
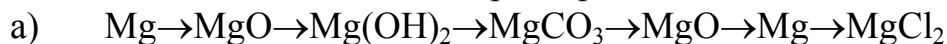
35. При дії металічного натрію на 1,85 г одноатомного спирту виділилось 0,28 л водню. Визначити формулу спирту, враховуючи, що він первинний.
36. Натрій масою 12 г прореагував з 23 мл 95%-го розчину етанолу ($\rho=0,8$ г/мл). Визначити об'єм водню, який виділився при цьому.
37. При дії розчину аргентум(I) оксиду на 0,52 г насиченого альдегіду одержали 1,25 г срібла. Вихід реакції від теоретичного становить 80%. Встановити формулу альдегіду.
38. З кальцій карбідом масою 20 г з масовою часткою домішок 4% добули ацетилен, який перетворили на етаналь. Яка маса срібла виділиться при взаємодії добутого альдегіду з розчином аргентум(I) оксиду, що міститься в надлишку? Вихід реакції від теоретичного становить 90%.
39. При взаємодії 150 мл водного розчину ($\rho=0,98$ г/см³), що містить метаналь та метанову кислоту, з надлишком аміакового розчину аргентум(I) оксиду одержано 64,8 г металу. Така сама кількість розчину може бути нейтралізована розчином, що містить 4 г натрій гідроксиду. Встановіть масову частку (%) метаналю в розчині.
40. При окисненні етаналю утворилось 40 г 25%-го розчину етанової кислоти. Розрахувати масу альдегіду, що вступив у реакцію.
41. При обробці зразку суміші алюмінію і заліза хлоридною кислотою виділилось 0,896 л водню, а при дії розчину луку на такий же зразок суміші – 0,448 л водню. Визначити масові частки компонентів суміші.
42. Надлишком хлоридної кислоти подіяли на суміш порошків алюмінію і магнію масою 30 г. Водень, що утворився, пропустили при 400°C крізь трубку з порошком CuO, а потім крізь трубку з P₂O₅. В результаті маса другої трубки збільшилась на 27 г. Визначити масову частку алюмінію в суміші.
43. Невідомий метал був отриманий відновленням 48 г метал (II) оксиду воднем. При розчиненні в гарячій концентрованій сульфатній кислоті цього металу утворилась сіль металу(II) та виділилось 13,44 л SO₂. Назвіть метал.
44. Газ, що утворився після нагрівання 7,95 г суміші цинк нітрату та калій нітрату, пропустили через воду, при цьому 0,677 л газу не поглинулось. Визначити масу цинк нітрату в суміші.
45. У склянці знаходиться розчин, що містить сульфатну та нітратну кислоти. При додаванні до зразку цього розчину масою 40 г надлишку барій хлориду отримали осад масою 9,32 г. Для нейтралізації зразку вихідного розчину масою 20 г витратили 14 мл розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 18% ($\rho=1,2$ г/мл). Обчислити масові частки кислот у вихідному розчині.
46. У трьох пробірках знаходяться розчини аргентум нітрату, калій хлорату та калій дихромату. При дії одного і того ж реактиву на вміст трьох пробірок в першій з них випадає 57,4 г білого осаду, а у другій та третій – в результаті реакцій утворюється по 13,44 л хлору. Назвати формулу реактиву, що використали. Визначити маси вихідних солей.
47. У трьох пробірках без надписів знаходяться: бензен, толуен, стирен. Як хімічним шляхом визначити вміст кожної пробірки?

48. У пробірках без етикеток знаходяться: гліцерин, етанол, фенол (розчин), 1-гексен. Як хімічним шляхом виявити наявність кожної з речовин? Напишіть рівняння відповідних хімічних реакцій.

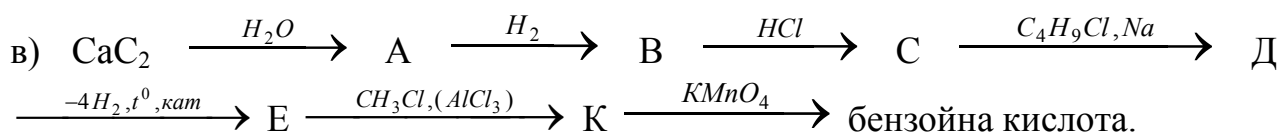
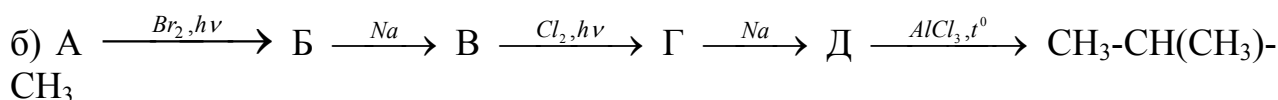
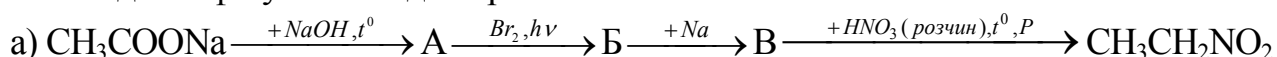
49. У пронумерованих пробірках знаходяться етанол, етаналь та етанова кислота. Розпізнайте їх. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

50. Як розпізнати розчини фенолу, гліцерину та етанолу? Напишіть рівняння реакцій.

51. Здійснити послідовні перетворення:



52. Ідентифікуйте невідомі речовини:



ПЕРЕЛІК ТЕМ РЕФЕРАТИВ

1. Учбове обладнання, наочні посібники та безпека праці на уроках хімії.
2. Види домашніх завдань з хімії та їх перевірка на уроках. Комплекс домашніх завдань на прикладі будь-якої теми курсу „Органічна хімія”.
3. Види домашніх завдань з хімії та їх перевірка на уроках. Комплекс домашніх завдань на прикладі будь-якої теми курсу „Неорганічна хімія”.
4. Тестування на уроках хімії. Розробка тематичного і підсумкового тестування на прикладі будь-якої теми курсу „Неорганічна хімія”.
5. Тестування на уроках хімії. Розробка тематичного і підсумкового тестування на прикладі будь-якої теми курсу „Органічна хімія”.
6. Особливості побудови системи контрольних заходів з теми „Нітратна кислота”: комплекс задач, тестування.
7. Особливості побудови системи контрольних заходів з теми „Сполуки Сульфуру”: комплекс задач, тестування.

8. Особливості побудови системи контрольних заходів з теми „Насичені вуглеводні”: комплекс задач, тестування.
9. Бліц-опитування на уроках хімії. Розробка завдань на прикладі теми „Сполуки Нітрогену”.
10. Бліц-опитування на уроках хімії. Розробка завдань на прикладі теми „Алкени”.
11. Використання конспектів-схем на уроках хімії на прикладі будь-якої теми курсу „Неорганічна хімія”.
12. Використання конспектів-схем на уроках хімії на прикладі будь-якої теми курсу „Органічна хімія”.
13. Розробка та обґрунтування опорних схем для розв’язування розрахункових задач різних типів.
14. Розробка та обґрунтування опорних блок-схем при вивченні теми „Ароматичні вуглеводні”.
15. Тестування на уроках хімії. Розробка тематичного і підсумкового тестування на прикладі теми „Спирти (насичені, багатоатомні). Феноли”.
16. Письмова контрольна робота, її завдання та призначення. Розробка варіантів контрольних робіт з теми „Альдегіди”.
17. Методика постановки експерименту при вивченні теорії електролітичної дисоціації.
18. Методика постановки експерименту при вивченні полімерів в курсі середньої школи.
19. Методична розробка одного з позакласних заходів з хімії.
20. Проблемне вивчення теорії електролітичної дисоціації.
21. Методика організації і проведення шкільних хімічних вечорів.
22. Організація і проведення шкільних КВК.
23. Екологічне виховання при вивченні хімії в середній школі.
24. Захоплюючі досліди з хімії.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

Базова

1. Величко Л. П. та ін. Державний стандарт базової і повної середньої освіти. Хімія / Л. П. Величко, Н. М. Буринська, І. І. Базелюк, Н. В. Титаренко, О. Г. Ярошенко // Освіта України. – 2004. – № 5. – С. 1–13.
2. Білодід О. І. та ін. Для викладачів і вчителів хімії та учнів середніх навчальних закладів / О. І. Білодід, О. А. Голуб, А. М. Корнілов та ін. – Київ : Школяр, 1997. – 48 с.
3. Толмачова В. С. та ін. Номенклатура органічних сполук / В. С. Толмачова, О. М. Ковтун, О. А. Дубовик, С. С. Фіцайло / Тернопіль: Мандрівець, 2011. – 12 с.
4. Застосування інтерактивних технологій у викладанні хімії. Навч. видання / уклад. К. М. Задорожний. – Харків : Основа, 2009. – 140 с.

5. Шпирка З. М. Методичні матеріали до вивчення курсу «Методика викладання хімії» / З. М. Шпирка, І. Р. Мокра, О. І. Бодак. – Львів : Вид. ЛНУ, 2006. – 49 с.
6. Слета Л. О. 1001 Задача з хімії з відповідями, вказівками, розв'язаннями / Л. О. Слета, А. В. Чорний, Ю. В. Холін. - Харків : Ранок, 2001. – 368 с.
7. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі та вправи / С. А. Неділько, П. П. Попель. – Київ : Либідь, 2001. – 400 с.
8. Буринська Н. М. Методика викладання хімії. Теоретичні основи / Н. М. Буринська. – Київ : Вища школа, 1987. – 255с.
9. Іванченко П. О. Організація педагогічної практики та її роль у системі підготовки вчителів хімії. Методичний посібник / П. О. Іванченко, А. В. Грекова. Одеса : ОНУ, 2013. – 47 с.

Допоміжна

1. Чернобельская Г. М. Методика обучения химии в средней школе / Г. М. Чернобельская. – М.: Владос, 2000. – 335 с.
2. Корсакова О. Поглиблене вивчення профільних предметів: Проблеми розробки змісту. // Біологія і хімія в школі. – 2007. – № 3. – с. 36-39.
3. Заблоцька О. С. Формування знань про структурну організацію органічних речовин та її рівні. Навчально-методичний посібник / За ред. Л. П. Величко. – Житомир: "Полісся", 2005. – 112 с.
4. Хімія. 8 - 11 клас [Текст] : віртуальна хімічна лабораторія для загальноосвітніх закладів: Компакт-диск. - К. : Квазар-Мікро, 2004.
5. Книга вчителя хімії: Довідкові матеріали для організації роботи вчителя [Текст] / Упоряд. С. Василенко, О. Єресько. - Харків : Торсінг Плюс, 2005. – 272 с.

Інформаційні ресурси

1. http://www.ximicat.com/ebook.php?file=chernblsky_raz.djvu&page=2
2. <https://sites.google.com/site/kafedraprirodozviti/cover-page/kab>
3. <http://bibliofond.ru/view.aspx?id=467064>
4. http://olvija.at.ua/publ/instruktivno_metodichni_rekomendacii_shhodo_vivchenja_shkilnikh_disciplin_u_osnovnij_ta_starshij_shkoli_u_2011_12_navchalnom_u_roci/1-1-0-54
5. <http://www.zakinppo.org.ua/2010-06-02-07-15-08/2010-06-02-11-21-31/127-2010-03-17-12-33-45>

ДОДАТКИ

Періодична система елементів Д. І. Менделєєва

ПЕРІОДИ	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	¹ H Гідроген Водень							² He Гелій
2	³ Li Літій	⁴ Be Берилій		⁵ B Бор	⁶ C Карбон Вуглець	⁷ N Нітроген Азот	⁸ O Оксиген Кисень	⁹ F Флуор Фтор
3	¹¹ Na Натрій	¹² Mg Магній	¹³ Al Алюміній	¹⁴ Si Силіцій	¹⁵ P Фосфор	¹⁶ S Суперфур Сірка	¹⁷ Cl Хлор	¹⁸ Ar Аргон
4	¹⁹ K Калій	²⁰ Ca Кальцій	²¹ Sc Скандій	²² Ti Титан	²³ V Ванадій	²⁴ Cr Хром	²⁵ Mn Манган	²⁶ Fe Ферум Залізо
5	²⁹ Cu Мідь	³⁰ Zn Цинк	³¹ Ga Галій	³² Ge Германій	³³ As Арсен	³⁴ Se Селен	³⁵ Br Бром	³⁶ Kr Криптон
6	³⁷ Rb Рубідій	³⁸ Sr Стронцій	³⁹ Y Ітрій	⁴⁰ Zr Цирконій	⁴¹ Nb Ніобій	⁴² Mo Молибден	⁴³ Tc Техній	⁴⁴ Ru Рутеній
7	⁴⁷ Ag Срібло	⁴⁸ Cd Кадмій	⁴⁹ In Індій	⁵⁰ Sn Станум Олово, цина	⁵¹ Sb Стибій	⁵² Te Телур	⁵³ I Йод	⁵⁴ Xe Ксенон
8	⁵⁵ Cs Цезій	⁵⁶ Ba Барій	⁵⁷ La Лантан	⁵⁸ Ce Церій	⁵⁹ Pr Прометій	⁶⁰ Nd Неодим	⁶¹ Pm Прометій	⁶² Sm Самарій
9	⁷⁹ Au Золото	⁸⁰ Hg Ртуть	⁸¹ Tl Талій	⁸² Pb Свинцев, оливо	⁸³ Bi Бісмут	⁸⁴ Po Полоній	⁸⁵ At Астат	⁸⁶ Rn Радон
10	⁸⁷ Fr Францій	⁸⁸ Ra Радій	⁸⁹ Ac Актиній	⁹⁰ Th Торій	⁹¹ Pa Протактиній	⁹² U Уран	⁹³ Np Нептуній	⁹⁴ Pu Плутоній
11	¹⁰¹ Md Менделєєв	¹⁰² No Нобелій	¹⁰³ Lr Люренсій	¹⁰⁴ Rf Резерфорд	¹⁰⁵ Db Дубній	¹⁰⁶ Sg Сегун	¹⁰⁷ Bh Борій	¹⁰⁸ Hs Хассіум
12	¹⁰⁹ Mt Майтнерій	¹¹⁰ Dn Дубній	¹¹¹ Nh Ніхоній	¹¹² Fl Флеровій	¹¹³ Mc Макганій	¹¹⁴ Lv Лівенбергерій	¹¹⁵ Ts Теннессей	¹¹⁶ Og Оганесон

Стандартизовані назви елементів, простих речовин і приклади назв катіонів, аніонів і радикалів

Символ та його вимова	Латинська назва елемента	Стандартизована назва елемента	Українська назва простої речовини	Приклад назви катіона, радикала	Приклад назви аніона
Ag аргентум	Argentum	Аргентум	срібло	аргентум(I)	аргентат
As арсен	Arsenicum	Арсен	арсен	арсен(III), арсоній	арсенат
Au аурум	Aurum	Аурум	золото	аурум(III), аурил	аурат
Bi бісмут	Bismuthum	Бісмут	бісмут	бісмут(III), бісмутил	бісмутат
C це	Carboneum	Карбон	вуглець, графіт, алмаз, карбін, фулерен	карбоніл, карбоній, карбокатіон	карбонат
Cu купрум	Cuprum	Купрум	мідь	купрум(I)	купрат
F фтор	Fluorum	Флуор	флуор(фтор)	–	флуорид
Fe ферум	Ferrum	Ферум	залізо	ферум(II)	ферат
H аш	Hydrogenium	Гідроген	водень	протон, гідроген	гідрид
Hg гідраргірум	Hydrargyrum Mercurius	Меркурій	ртуть (живе срібло)	меркурій(II)	меркурат
I йод	Iodum	Йод, Іод	йод	іодил, іодоній	іодат (V)
Mn манган	Manganum	Манган	манган	манган(II)	манганат
N ен	Nitrogenium	Нітроген	азот	нітроній, нітрозил	нітрат
Ni нікель	Niccolum	Нікол, Нікель	нікель	нікол(II), нікель(II)	ніколат, нікелат
O о	Oxygenium	Оксиген	кисень, озон	оксоній	оксид
Pb плюмбум	Plumbum	Плюмбум	свинець	плюмбум(II)	плюмбат
S ес	Sulfur	Сульфур	сірка	сульфоній, сульфурил	сульфат
Sb стибій	Stibium	Стибій	стибій	стибій(III), стибіл	стибат
Si силіцій	Silicium	Силіцій	силіцій	–	силікат
Sn станум	Stannum	Станум	олово	станум(II), станіл	станат

Таблиця 2

Номенклатурна назва неорганічних сполук різних класів

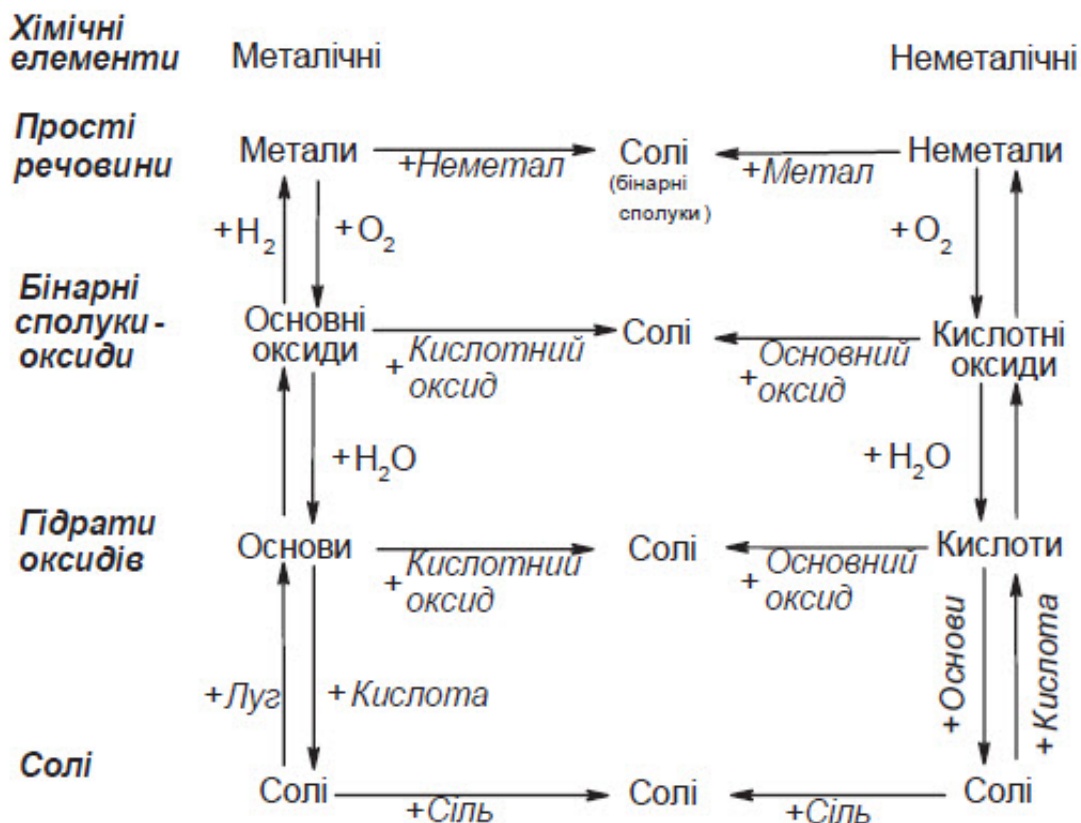
Клас	Складові назви	Приклади
Оксиди	назва хімічного елемента в називному відмінку + оксид	CaO — кальцій оксид NO ₂ — нітроген(IV) оксид
Основи	назва металічного елемента + гідроксид	Ca(OH) ₂ — кальцій гідроксид Cu(OH) ₂ — купрум(II) гідроксид
Кислоти	назва аніону з додаванням закінчення -на + кислота	HCl — хлоридна кислота HNO ₃ — нітратна кислота
Солі	назва металічного елемента + назва кислотного залишку	CaCl ₂ — кальцій хлорид Cu(NO ₃) ₂ — купрум(II) нітрат

Таблиця 3

Номенклатурні назви деяких кислот та їх солей

№	Формула кислоти	Назва кислоти	Назва солі
1	HF	фторидна	фторид
2	HCl	хлоридна	хлорид
3	HI	йодидна	йодид
4	HBr	бромідна	бромід
5	H ₂ S	сульфідна	сульфід
6	HCN	ціанідна	ціанід
7	HNO ₃	нітратна	нітрат
8	HNO ₂	нітритна	нітрит
9	H ₂ SO ₄	сульфатна	сульфат
10	H ₂ SO ₃	сульфітна	сульфіт
11	HPO ₃	метафосфатна	метафосфат
12	H ₃ PO ₄	ортофосфатна	ортофосфат
13	H ₃ PO ₃	ортофосфітна	ортофосфіт
14	H ₄ P ₂ O ₇	дифосфатна	дифосфат
15	H ₂ CO ₃	карбонатна	карбонат
16	H ₂ SiO ₃	силікатна	силікат
17	HMnO ₄	перманганатна	перманганат
18	HClO	гіпохлоритна	гіпохлорит
19	HClO ₂	хлоритна	хлорит
20	HClO ₃	хлоратна	хлорат
21	HClO ₄	перхлоратна	перхлорат
22	H ₂ CrO ₄	хроматна	хромат
23	H ₂ Cr ₂ O ₇	дихроматна	дихромат

Генетичний зв'язок між класами сполук



Таблиця 5

Назви деяких насичених одноосновних карбонових кислот

Формула	Назва	
	за замісничковою номенклатурою	тривіальна
НСООН	Метанова	Мурашина
CH ₃ COOH	Етанова	Оцтова
C ₂ H ₅ COOH	Пропанова	Пропіонова
C ₃ H ₇ COOH	Бутанова	Масляна
C ₄ H ₉ COOH	Пектанова	Валеріанова
C ₅ H ₁₁ COOH	Гексанова	Капронова
C ₆ H ₁₃ COOH	Гегтганова	Енантова
C ₁₅ H ₃₁ COOH	Пентадеканова	Пальмітинова
C ₁₆ H ₃₃ COOH	Гексадеканова	Маргарінова
C ₁₇ H ₃₅ COOH	Гептадеканова	Стеаринова

Розчинність основ і солей у воді

Катіони	А н і о н и												
	OH^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	CH_3COO^-
NH_4^+	—	р	р	р	р	—	р	р	р	р	р	—	р
Na^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
K^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Mg^{2+}	м	в	р	р	р	р	в	р	р	в	в	в	р
Ca^{2+}	м	в	р	р	р	м	в	м	р	в	в	в	р
Ba^{2+}	р	м	р	р	р	р	в	в	р	в	в	в	р
Al^{3+}	в	м	р	р	р	—	—	р	р	в	—	в	м
Cr^{3+}	в	в	р	р	р	—	—	р	р	в	—	в	р
Zn^{2+}	в	м	р	р	р	в	в	р	р	в	в	в	р
Mn^{2+}	в	м	р	р	р	в	в	р	р	в	в	в	р
Co^{2+}	в	р	р	р	р	в	в	р	р	в	в	в	р
Ni^{2+}	в	р	р	р	р	в	в	р	р	в	в	в	р
Fe^{2+}	в	в	р	р	р	в	в	р	р	в	в	в	р
Fe^{3+}	в	в	р	р	р	—	—	р	р	в	в	в	р
Cd^{2+}	в	р	р	р	р	в	в	р	р	в	в	в	р
Hg^{2+}	—	—	р	м	в	в	в	р	р	в	в	—	р
Cu^{2+}	в	в	р	р	р	в	в	р	р	в	в	в	р
Ag^+	—	р	в	в	в	в	в	м	р	в	в	в	р
Sn^{2+}	в	р	р	р	р	в	—	р	—	в	—	—	р
Pb^{2+}	в	в	м	м	в	в	в	в	р	в	в	в	р

р – розчинна речовина (розчинність понад 1 г речовини у воді масою 100 г);

м – малорозчинна речовина (у воді масою 100 г розчиняється речовина масою від 0,1 до 1 г); **в** – важкорозчинна речовина (у воді масою 100 г розчиняється менше 0,1 г речовини);

риска – речовина не існує або розкладається водою.

Електрохімічний ряд напруг металів

ЕЛЕКТРОХІМІЧНИЙ РЯД НАПРУГ МЕТАЛІВ																		
Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Pt	Au

Таблиця 7

Відносні електронегативності елементів

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,10									He —
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10			Ne —
3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83			Ar —
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74			Kr —
5	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Nc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21			Xe —
6	Cs 0,86	Ba 0,97	La* 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44
	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90			Rn —
7	Fr 0,86	Ra 0,97	Ac** 1,00	Db —	Jl —	Rf —	Bh —	Hn —	Mt —	Uun —

* Лантаноїди: 1,08–1,14.

** Актиноїди: 1,00–1,20.

ЗМІСТ

ВСТУП.....	3
РОБОЧА ПРОГРАМА	4
ТЕМИ ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ	5
ШКІЛЬНИЙ КАБІНЕТ ХІМІЇ	6
ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ НА УРОКАХ ХІМІЇ	6
ВИДИ ШКІЛЬНОГО ПЛАНУВАННЯ	8
ПРИКЛАД СКЛАДАННЯ ПЛАНУ-КОНСПЕКТУ УРОКУ	9
АНАЛІЗ УРОКУ ХІМІЇ	12
ТЕМИ УРОКІВ БЕЗ ЕКСПЕРИМЕНТУ	13
ДЕМОНСТРАЦІЙНИЙ ЕКСПЕРИМЕНТ (ОПИС ДОСЛІДІВ)	14
ОСНОВНІ ФІЗИЧНІ ВЕЛИЧИНИ В ХІМІЇ	39
ТИПИ РОЗРАХУНКОВИХ ЗАДАЧ ТА ПРИКЛАДИ ОФОРМЛЕННЯ РОЗВ'ЯЗКІВ	40
ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ЗАДАЧІ ТА ПРИКЛАДИ ОФОРМЛЕННЯ РОЗВ'ЯЗКІВ	45
ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗКУ	47
ПЕРЕЛІК ТЕМ РЕФЕРАТІВ	50
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ	51
ДОДАТКИ.....	53
Періодична система елементів Д. І. Менделєєва	53
Стандартизовані назви елементів, простих речовин і приклади назв катионів, аніонів і радикалів	54
Номенклатурна назва неорганічних сполук різних класів	55
Номенклатурні назви деяких кислот та їх солей	55
Генетичний зв'язок між класами сполук.....	56
Назви деяких насичених одноосновних карбонових кислот.....	56
Розчинність основ і солей у воді	57
Електрохімічний ряд напруг металів	58
Відносні електронегативності елементів.....	58

Навчальне видання

Марцинко Олена Едуардівна

Методика викладання хімії

Методичні вказівки та завдання для
самостійної роботи

В авторській редакції

Підп. до друку 24.04.2015. Формат 60x84/16

Ум. друк. арк. 3,49. Тираж 125 пр.

Зам. № 1140.

Видавець і виготовлювач

Одеський національний університет

імені І. І. Мечникова

Україна, 65982, м. Одеса, вул. Єлісаветинська, 12

Тел.: (048)723 28 39, E-mail: druk@onu.edu.ua