

Міністерство освіти і науки України  
Уманський національний університет садівництва  
Кафедра біології

Ляховська Н.О.

# **Методичні вказівки**

**до лабораторних занять з хімії  
для студентів ОР молодший бакалавр  
спеціальності 181 Харчові технології  
денної форми навчання**

Умань 2021

**УДК 546 (075.8)**

**Підготували:**

викладачі кафедри біології: **Н.О. Ляховська**

Затверджено на засіданні кафедри біології (протокол № 1 від 26.08.2021 р.)

Методичні вказівки рекомендовані до видання науково-методичною комісією інженерно-технологічного факультету Уманського НУС (протокол № 1 від 1.09.2021 р.)

**Рецензенти:**

І.Д. Жиляк – к.х.н., доцент кафедри біології Уманського національного університету садівництва

С.М. Галушко – к.х.н., доцент кафедри хімії, екології та методики їх навчання Уманського державного педагогічного університету

Ляховська Н.О. Методичні вказівки до лабораторних занять з хімії для студентів ОР молодший бакалавр спеціальності 181 Харчові технології денної форми навчання / Н.О. Ляховська– Умань : Візаві, 2021 – 72 с.

## ЗМІСТ

Вступ.....	4
Правила роботи і техніка безпеки в лабораторії хімії.....	5
Вказівки до техніки виконання лабораторних робіт.....	7
Прилади і лабораторний посуд.....	8
Лабораторна робота № 1. Визначення еквівалентної маси цинку за об'ємом витісненого водню.....	12
Лабораторна робота № 2. Класи неорганічних сполук.....	16
Лабораторна робота № 3. Загальні властивості розчинів. Способи вираження концентрації розчинів.....	19
Лабораторна робота № 4. Хімія елементів.....	27
Якісний аналіз.....	39
Лабораторна робота № 5. Реакції катіонів і аніонів I – III аналітичних груп.....	40
Лабораторна робота № 6. Титриметричний аналіз. Метод нейтралізації.....	53
Лабораторна робота № 7. Хімічна кінетика і рівновага .....	58
Лабораторна робота № 6. Одноатомні та багатоатомні спирти.....	62
Лабораторна робота № 8. Властивості простих і складних вуглеводів.....	66
Рекомендована література.....	71

## Вступ

Хімія є однією з основних фундаментальних природничих наук, яка закладає міцний базовий потенціал, необхідний майбутнім фахівцям для роботи за обраною спеціальністю. Знання основ хімії допоможуть їм обрати найбільш раціональні режими експлуатації та продовження терміну роботи агрегатів і механізмів, особливо в умовах агресивного середовища (тваринницькі ферми, цехи з переробки с/г продукції, внесення органічних і мінеральних добрив, засобів захисту рослин тощо), свідомо дотримуватися екологічної безпеки машин і механізмів, паливних та мастильних матеріалів.

Мета вивчення навчальної дисципліни – формування знань з хімії за обсягом, необхідним для засвоєння дисциплін циклів математичної та природничо-наукової, професійної і практичної підготовки, вирішення практичних завдань, пов'язаних з експлуатацією, ремонтом та технічним обслуговуванням машин і обладнання агропромислового виробництва, підвищенням їх надійності.

Основна увага при викладанні дисципліни приділяється створенню системи знань та уявлень, що лежать в основі тих хімічних перетворень, які супроводжують найбільш важливі технологічні процеси в промисловості та на транспорті, а також закономірностей зміни фізико-хімічних властивостей речовин як функції зміни базових характеристик їх складу і будови. Особлива увага приділяється вивченню фундаментальних основ хімічних процесів, що протікають в живих організмах та у ґрунті.

Завдання навчальної дисципліни:

- набуття знань про склад, будову, властивості основних класів неорганічних сполук, властивості розчинів електролітів та неелектролітів, процесів, що відбуваються в електрохімічних системах;
- забезпечення розуміння окисно-відновних процесів, які відбуваються в організмах рослин, тварин і людини та під час одержання металів, нанесенні захисних покриттів у корозійних процесах; оволодіння прийомами хімічного експерименту, методами якісного і кількісного аналізу речовин, способами обробки, узагальнення та систематизації одержаних результатів;
- набуття навичок користування навчальною, методичною і довідковою літературою та іншими інформаційними джерелами.

## Правила роботи і техніка безпеки в хімічній лабораторії

1. Робоче місце тримати в чистоті і порядку, дотримуватися правил техніки безпеки. На столі не тримати зайвих речей.

2. Працювати в хімічній лабораторії в захисному халаті.

3. Під час виконання лабораторних дослідів бути максимально обережним, пам'ятаючи, що неохайність, неуважність, недостатня обізнаність із властивостями речовин може спричинити нещасний випадок.

4. Уважно читати етикетку на посуді з речовиною, яку берете для дослідів.

5. Реактиви, дистильовану воду, електроенергію використовувати економно.

6. Реактиви для дослідів слід брати тільки в тих кількостях, які зазначені в інструкції, або у такій кількості, щоб вона закрила лише дно пробірки, а розчин зайняв не більше  $1/6$  об'єму пробірки.

7. Під час користування реактивами дотримуватись правил:

а) склянки загального користування тримати закритими і відкривати тільки під час роботи;

б) невикористані реактиви не висипати і не виливати в ті ж склянки, з яких вони взяті;

в) залишки розчинів, що містять Аргентум, Меркурій, Плюмбум, Бром, Йод виливають в спеціальні зливні склянки у витяжній шафі;

г) при наливанні рідин брати посудину з реактивом так, щоб етикетка знаходилася з боку долоні, краплю рідини слід зняти з краю посудини іншою посудиною, щоб рідина, яка стікатиме по склу, не псувала етикетку і не опекла руку;

д) посудину, з якої взяли реактив, відразу ж закрити пробкою і поставити на місце;

е) не міняти пробки чи кришки від реактивів;

є) піпетки для вимірювання точного об'єму розчину повинні бути сухими.

8. Без дозволу викладача не проводити не заплановані дослідів.

9. Під час нагрівання розчинів у пробірці користуватися пробіркотримачем і стежити за тим, щоб отвір пробірки не був спрямований у бік обличчя та працюючих поряд, бо рідина через перегрівання може викинутися з пробірки.

10. При нагріванні пробірку спочатку прогрівають по всій довжині, а потім там, де речовина.

11. Скляні посудини, які нагрівають на електроплитці, повинні бути зовні сухими і ставати їх необхідно на холодну плитку.

12. Скляний посуд, в якому проводять нагрівання, кип'ятіння, прожарювання, повинен бути терmostійким, про що свідчить відповідне маркування.

13. У мірному скляному посуді нагрівати, кип'ятити, прожарювати не бажано, так як він деформується і втрачає точність.

14. Не заглядати в посудину, якій нагрівається речовина чи відбувається реакція, і не нахилитись над посудиною, в яку наливається будь-яка рідина, робити це потрібно на віддалі від себе.

15. Ніякі речовини не пробувати на смак.

16. Для визначення запаху речовини направляти повітря до себе рухом руки. Сильні отрути нюхати не можна!

17. Всі досліди з отруйними, неприємно пахучими і концентрованими речовинами проводити у витяжній шафі.

18. Розбавлення концентрованих кислот проводять доливанням кислоти у воду (а не навпаки) невеликими порціями при постійному перемішуванні.

19. З концентрованими кислотами (особливо сульфатною) працювати тільки у витяжній шафі, використовувати невеликі порції і тримати на витягнутих руках.

20. Активні метали, такі як натрій, не можна брати незахищеними руками, щоб не отримати опік.

21. Гарячий посуд ставити на керамічну плитку чи спеціальну підставку.

22. Спиртівки з рідким спиртом перед використанням підготувати до роботи – підняти диск з гнітом і випустити пари спирту, які зібралися в резервуарі. Для припинення горіння накрити полум'я, підставивши кришку чи ковпачок збоку, не дмухати на вогонь.

23. Не вживати їжу в хімічній лабораторії.

24. При потраплянні їдких речовин (кислот, лугів) на шкіру потрібно швидко змити їх великою кількістю проточної води. Для нейтралізації залишків кислоти обробити вражену ділянку розчином харчової соди, а залишків лугу – 1%-им розчином оцтової кислоти. Через 1-2 хвилини знову змити проточною водою і накласти суху серветку.

25. Після закінчення роботи прибрати своє робоче місце, ретельно вимити руки, відключити воду, вимкнути електроприлади.

## Вказівки до техніки виконання лабораторних робіт

До проведення хімічного експерименту ставляться підвищені вимоги:

1) Теоретична підготовка до лабораторного хімічного експерименту є частиною самостійної домашньої роботи студентів. Вона, як правило, включає елементи теорії та записування методик проведення дослідів у лабораторний зошит.

На обкладинці або першій сторінці зошита слід написати прізвище студента, його ініціали, номер групи, назву предмета, що вивчається. Записи в зошиті включають: назву роботи та дату її виконання, коротке теоретичне обґрунтування експерименту, умови його виконання, рівняння реакцій, розрахунки результатів, висновки та відповіді на поставлені запитання.

2) Під час виконання хімічного експерименту слід дотримуватись правил, перелічених нижче:

1. Перед проведенням дослідів скласти план-конспект експерименту.

2. Дотримуватись запобіжних заходів, перелічених в інструкції з техніки безпеки. Виконувати експеримент лише в захисному одязі.

3. Робоче місце в лабораторії (хімічний стіл з покриттям з лінолеуму або оброблений спеціальними речовинами, які надають стійкості проти дії хімічних реактивів) слід тримати в чистоті та порядку. На лабораторному столі можуть бути лише конспекти, письмове приладдя, прилади для виконання експерименту.

4. При користуванні хімічними реактивами слід дотримуватись таких правил:

а) реактиви загального користування не можна довго залишати на своєму робочому місці або перекладати з однієї полиці на іншу;

б) всі склянки з розчинами тримати закритими і відкривати їх тільки під час використання;

в) сухі реактиви брати лише чистим шпателем, спеціальною ложкою, сухою пробіркою;

г) невикористані залишки реактивів забороняється виливати назад у склянки, з яких вони взяті; їх збирають у спеціально призначений для цього посуд;

д) при роботі з концентрованими кислотами чи лугами під посудину з ними підкладають пластинки, стійкі проти дії агресивного середовища; якщо розлилася кислота або луг їх потрібно спочатку засипати піском або витерти

ганчіркою, а потім змити залишки водою і, в разі потреби, нейтралізувати це місце;

е) для нагрівання розчинів у хімічній лабораторії слід використовувати лише стандартизовані нагрівні прилади: газові пальники, спиртівки, водяні та піщані бані, муфельні печі (рис 1.).

5. Після закінчення роботи кожен студент зобов'язаний прибрати своє робоче місце, вимкнути всі газові та електричні прилади, ретельно вимити посуд і здати його черговому і лаборанту.

6. Зміни при проведенні експерименту без дозволу викладача заборонені.

### Прилади і лабораторний посуд

У хімічних лабораторіях використовують різноманітний посуд загального призначення, матеріал та форма якого зумовлені функціональним призначенням. Підготовка посуду до роботи є важливим етапом; від чистоти посуду залежить точність аналізів.

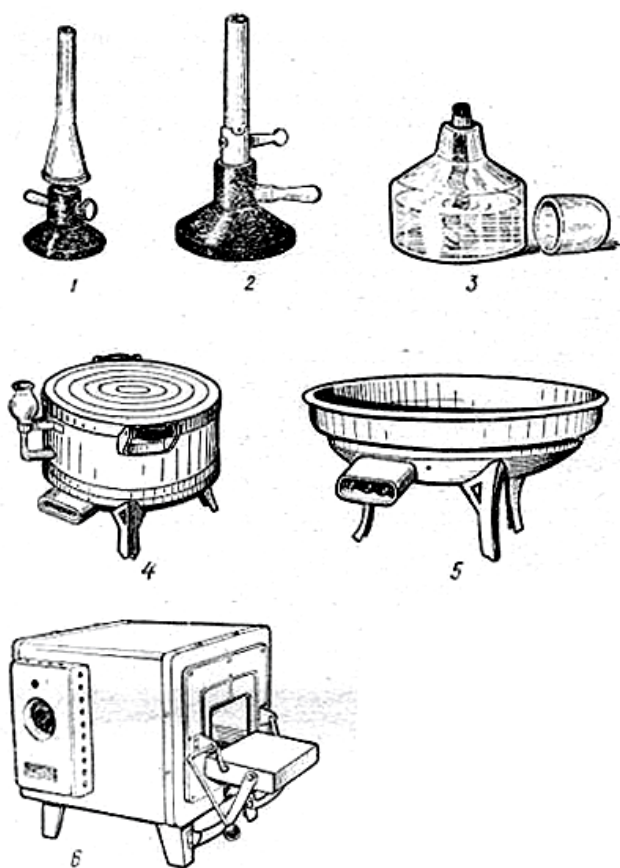


Рис. 1. Нагрівні прилади:  
1 – газовий пальник Теклю; 2 – газовий пальник Бунзена; 3 – спиртівка; 4 – водяна баня; 5 – піщана баня; 6 – муфельна піч

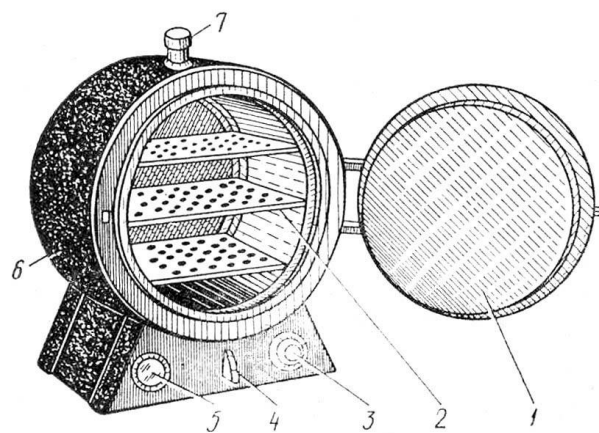


Рис. 2. Електрична сушильна шафа

- 1 – дверцята; 2 – камера з полицками;
- 3 – рукоятка терморегулятора;
- 4 – вимикач;
- 5 – сигнальна лампа; 6 – ізоляційних кожух;



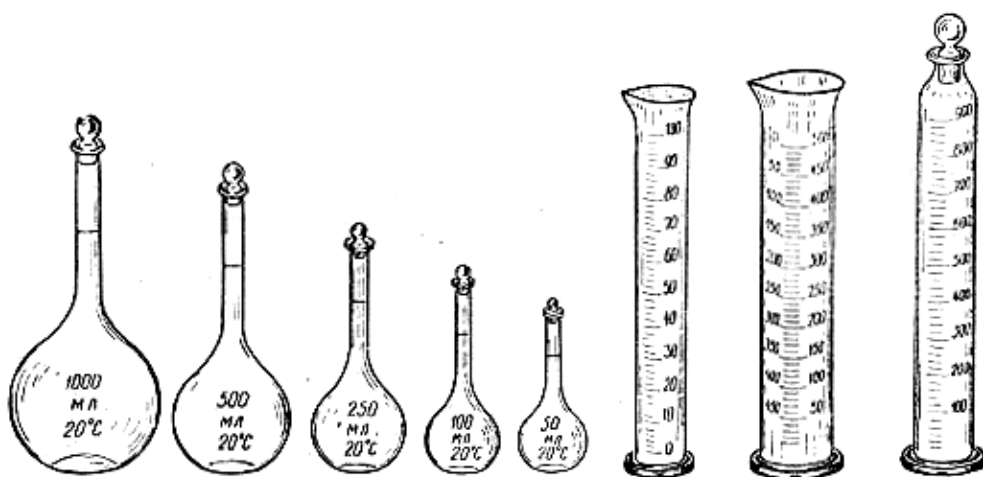


Рис. 3. Мірні колби та мірні циліндри

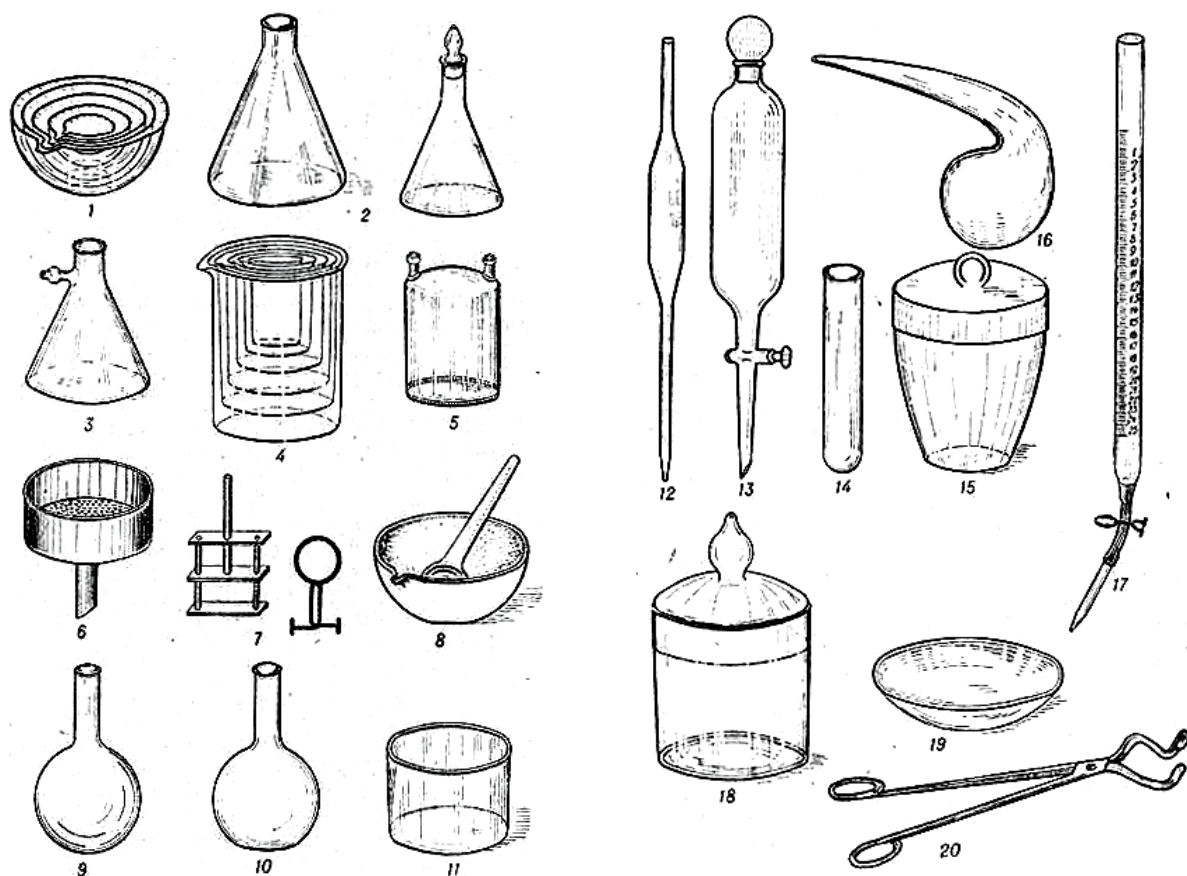


Рис. 4. Хімічний посуд та лабораторні пристосування:

1 – випарювальні чашки; 2 – конічні колби; 3 – колба Бунзена; 4 – хімічні стакани; 5 – склянка Вульфа; 6 – лійка Бюхнера; 7 – затискачі Гофмана та Мора; 8 – фарфорова ступка з товкачем; 9 – круглдонна колба; 10 – плоскодонна колба; 11 – кристалізатор; 12 – піпетка; 13 – ділильна лійка; 14 – пробірка; 15 – тигель з кришкою; 16 – реторта; 17 – бюретка; 18 – бюкс; 19 – годинникове скельце; 20 – тигельні щипці

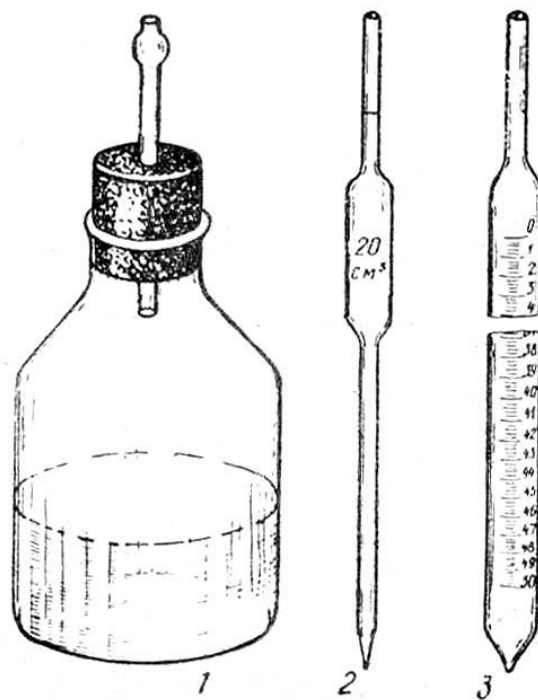


Рис. 5. Піпетки: 1 – автоматична; 2 – Мора; 3 – градуйована

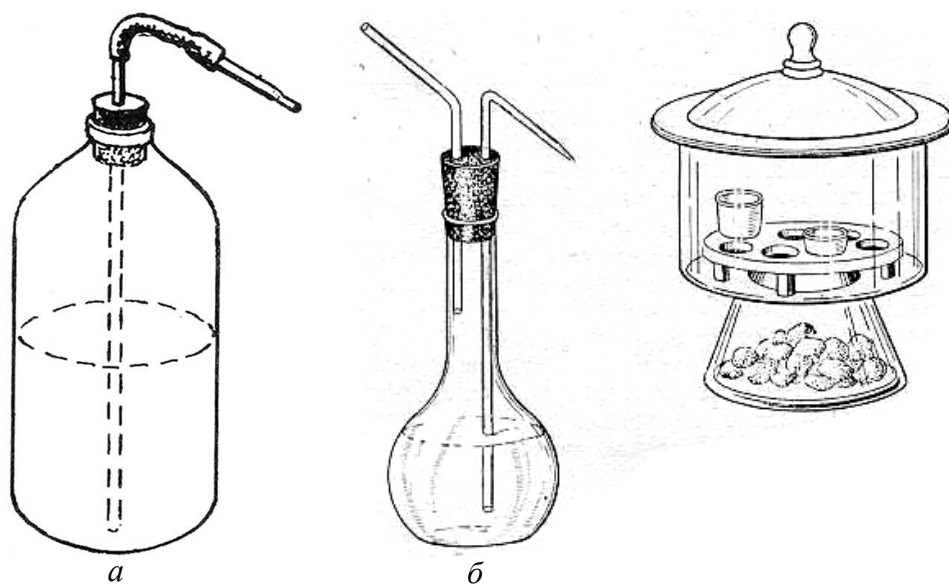


Рис. 6. Промивалки:

Рис. 7. Ексикатор

а – поліетиленова, б – скляна

## Зважування речовин

Для визначення маси речовини в хімічній лабораторії використовують технохімічні, електричні квадрантні, аналітичні та торсійні терези. Якщо зважування проводять з точністю до 0,01г, використовують технохімічні або електричні квадрантні терези. Для зважування з точністю до 0,0001 або 0,00001г слід користуватися аналітичними терезами. За допомогою торсійних терезів зважують з точністю до 0,001г.

Набір різноважок для зважування входить до комплекту терезів. Беруть окремі важки лише пінцетом, зберігають їх у спеціальному футлярі, щоб захистити від бруду та корозії.

Терези бажано встановлювати в окремій кімнаті на рівній поверхні, яка не може вібрувати; їх потрібно захищати від різких коливань температури та дії прямого сонячного проміння.

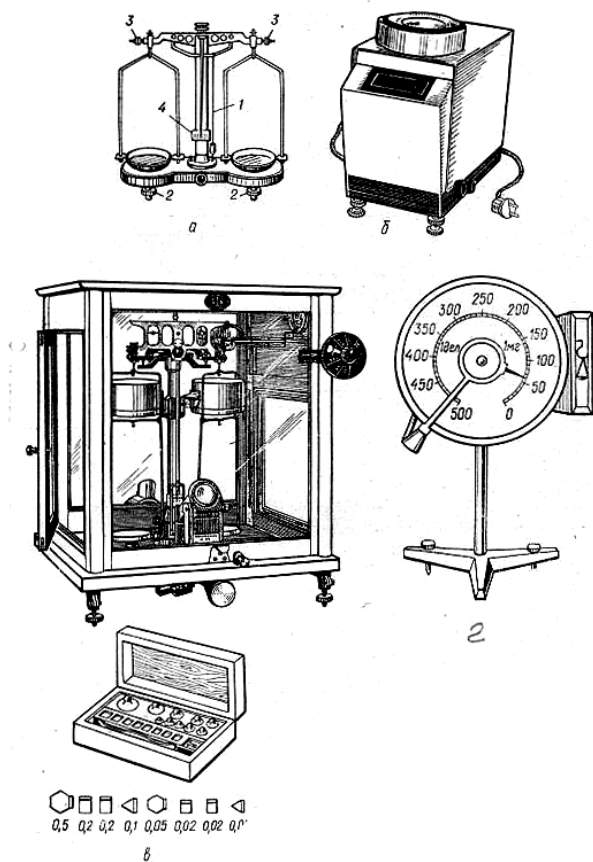
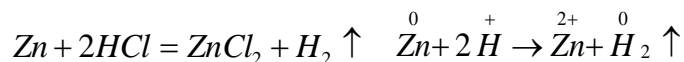


Рис. 8. Терези:

а – технохімічні; б – квадрантні електричні (ВЛТ-500); в – аналітичні (ВЛА-200) з важками; г – торсійні

## Визначення еквівалентної маси цинку за об'ємом витісненого водню

В цій роботі пропонується визначити еквівалент металу цинку методом витіснення водню з хлоридної кислоти.



### Експериментальна частина

Прилади, посуд, реактиви:

бюретка з поділками до 100 мл, гумова трубка вдвоє довша від бюретки. Лійка на 100-150 мл, штатив з затискачами, кільце для тримання лійки, пробірка, дві короткі скляні трубки для з'єднання, Мірний циліндр на 50мл, невелика лійка, 4М розчин хлоридної кислоти, наважки цинку, кімнатний термометр, барометр, електротехнічні терези.

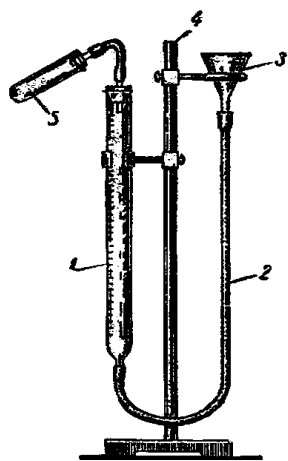


Рис. 9. 1-бюретка, 2-гумова трубка, 3-лійка, 4-штатив, 5-пробірка, в якій відбувається реакція.

Найпростіший прилад – бюретка на 100 мл, закріплена на штативі, на нижній кінець якої натягнута вдвоє довша гумова трубка (замалювати). На кінець її насаджено герметично підігнана лійка, закріплена теж в кільце штативу. Верхній розширений кінець бюретки через герметично закритий корок з'єднується гумовою трубкою з пробіркою закритою корком. Через отвори в корках вставлені скляні та гумові трубки, якими бюретка з'єднується з пробіркою. Зібраний таким чином прилад повинен бути герметичним.

Герметичність перевіряють так: в бюретку перед дослідом наливають воду так, щоб вона на 1/3 наповнювала лійку. Потім закривають верх бюретки корком, через який бюретка зв'язана з пробіркою. Якщо прилад зібрано герметично, то разом з піднятою вверх лійкою – вода в бюретці піднімається на 1-2см і зупиниться. Якщо рівень води буде підніматись далі вверх за лійкою, то прилад негерметичний і місця з'єднань окремих вузлів потрібно краще затиснути.

Після перевірки приладу одержати наважку і записати її масу. Вийняти корок з пробірки приладу і переміщенням кільця з лійкою рівень води в бюретці встановити на кілька поділок нижче нульової поділки.

Влити через лійку в пробірку 5 мл хлоридної кислоти, намагаючись не змочити стінки пробірки. Нахилити напівгоризонтально пробірку так, щоб поміщена на кінці пробірки наважка цинку не впала на дно і кислота передчасно не змочила цинк. В такому положенні пробірку закрити корком, з'єднаним з бюреткою. Знову перевірити герметичність приладу, як було описано раніше.

Встановити і записати, з точністю до 0,1мл, рівень води в бюретці по нижньому меніску ( $a_1$ ).

Опустити цинк в кислоту і спостерігати за виділенням бульбашок водню і витісненням води з бюретки в лійку. Періодично лійку опускати до рівня води в бюретці, щоб зрівнювався атмосферний тиск. Слідкувати за тим, щоб гумові трубки не перегинались. По закінченні реакції пробірку охолодити до кімнатної температури. Після цього переміщенням кільця з лійкою привести рівень води в бюретці і лійці до однакового рівня. Відмітити рівень води в бюретці і записати в робочий зошит ( $a_2$ ).

Записати дані кімнатного термометра та барометра.

1. Для обчислення необхідні наступні дані експерименту:
2. Маса цинку в г ( $m(\text{Zn}) =$ );
3. Температура в лабораторії ( $t^0 =$ );
4. Атмосферний тиск в мм. рт. ст. ( $P =$ );
5. Рівень води в бюретці до реакції ( $a_1 =$ );
6. Рівень води в бюретці після реакції ( $a_2 =$ ).

#### Обчислення:

1. Об'єм водню, витісненого цинком при температурі ( $t^0$ ) та тиску  $P$ .  
 $V_t = (a_2 - a_1) \text{мл.}$
2. Привести об'єм витісненого водню до нормальних умов за формулою  
 $V_{0(\text{H}_2)} = \frac{V_t \cdot (P - h) \cdot 273}{P_0 T}$ , де  $T$  – абсолютна температура повітря в лабораторії ( $t^0 \text{C} + 273$ )  
 $h$  – тиск насиченої водяної пари при температурі в лабораторії (довідкова табл.)
3. Обчислити масу витісненого водню двома способами:  
а) за формулою:  $m = V\rho$ ;  $m(\text{H}_2) = V_0 \cdot 0.0899 \text{г/л}$  ( $V_0$  в літрах)

б) за пропорцією, виходячи з понять молярна маса (M) і молярний об'єм ( $V_m$ ):  $M(H_2) = 2g/моль$ ;  $V_m = 22.4л/моль = 22400мл/моль$ .

$$2г (H_2) - 22400мл$$

$$m г (H_2) - V_0 мл \qquad m(H_2) = \frac{2V_{0,мл}}{22400мл} (г)$$

4. Згідно закону еквівалентів відношення маси витісненого водню і прореагованого цинку відповідає відношенню їх еквівалентних мас:

$$\frac{m(H_2)}{m(Zn)} = \frac{E_m(H_2)}{E_m(Zn)}$$

$$E_m(H_2) = 1.008g/моль$$

$m(H_2)$  - маса витісненого водню

$m(Zn)$  - маса наважки

Звідси можна обчислити еквівалентну масу цинку  $E_m(Zn)$

$$E_m(Zn) = \frac{m(Zn) \cdot E_m(H_2)}{m(H_2)}$$

5. Відносна похибка досліду (A)

$$A = \frac{E_{m,теор} - E_{m,практ}}{E_{m,теор}} \cdot 100\% \qquad E_m(теор) = \frac{A_r(Zn)}{2}$$

Довідкова таблиця

t, °C	h		t, °C	h		t, °C	h	
	мм. рт. ст.	кПа		мм. рт. ст.	кПа		мм. рт. ст.	кПа
0	4,58	0,61	15	12,78	1,70	23	21,06	2,81
2	5,29	0,71	16	13,63	1,82	24	22,37	2,98
4	6,10	0,81	17	14,52	1,94	25	23,75	3,17
6	7,01	0,94	18	15,47	2,06	26	25,20	3,36 1
8	8,04	1,07	19	16,47	2,20	27	26,73	3,65
10	9,21	1,23	20	17,53	2,34	28	28,34	3,78
12	10,51	1,40	21	18,64	2,49	29	30,03	4,00
14	11,98	1,59	22	19,82	2,64	30	31,81	4,24

### Завдання до теми

1. Обчисліть кількість речовини еквівалента і молярну масу еквівалента кислоти  $\text{H}_3\text{PO}_4$  і основи  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  в реакціях нейтралізації між ними, в результаті яких утворюються такі солі:

а) середня; б) кисла; в) основна. Проаналізуйте розрахунки і зробіть висновок чи сталою є молярна маса еквівалента речовини. Як визначають основність кислот та кислотність основ?

2. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна перевести кислі і основні солі, що утворюються при взаємодії кислоти  $\text{H}_2\text{CO}_3$  і основи  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , в середні. Визначте кількість речовини і молярну масу еквівалента цих солей у наведених реакціях.

3. Для відновлення оксиду  $\text{CoO}$  масою 149,86 г витрачено 44,8 л водню (н.у.). Обчисліть молярні маси еквівалентів оксиду і металу.

4. Визначте об'єм кисню, необхідний для спалювання металу  $\text{Mn}$  масою 22,23 г, якщо при цьому утворюється оксид, в якому метал виявляє максимальний ступінь окиснення.

5. Визначте чи однакове значення молярної маси еквівалента матиме метал  $\text{Fe}$  в сполуках з: а) хлором; б) киснем; в) сіркою; г) азотом. При обчисленні необхідно враховувати всі можливі ступені окиснення, які може виявляти метал в цих сполуках.

6. При взаємодії основи  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  масою 39,04 г з невідомою одноосновною кислотою утворилась сіль масою 74,6 г. Визначте молярні маси еквівалента солі і кислоти. Яка це кислота?

7. Визначте молярну масу еквівалента металу  $\text{Pb}$  у сполуках: а) сульфат; б) карбонат; в) нітрат; г) фосфат. Метал у цих сполуках має мінімальний ступінь окиснення. Обчислення ведіть, виходячи з молярних мас еквівалентів складної сполуки та її складових частин. Для розрахунків використовуйте відповідні формули.

## Класи неорганічних сполук

Хімічні елементи діляться в першу чергу на елементи з металевими і неметалевими властивостями. Багато елементів відповідно до періодичним законом проявляють одночасно властивості металу і не метала. Такі елементи називають амфотерними.

Форму існування хімічних елементів у вільному вигляді класифікують як прості (одноеlementні) речовини.

Класифікація складних речовин може бути заснована на різних ознаках речовин і може використовувати різні принципи. Наприклад, класифікація речовин за хімічною природою спирається на наявність в сполуці найпоширенішого в природі елемента – кисню. Найбільш відомою і зручною класифікацією складних речовин є поділ їх за хімічними властивостями. За цією ознакою речовини діляться на оксиди, основи, кислоти, солі (схема 1).

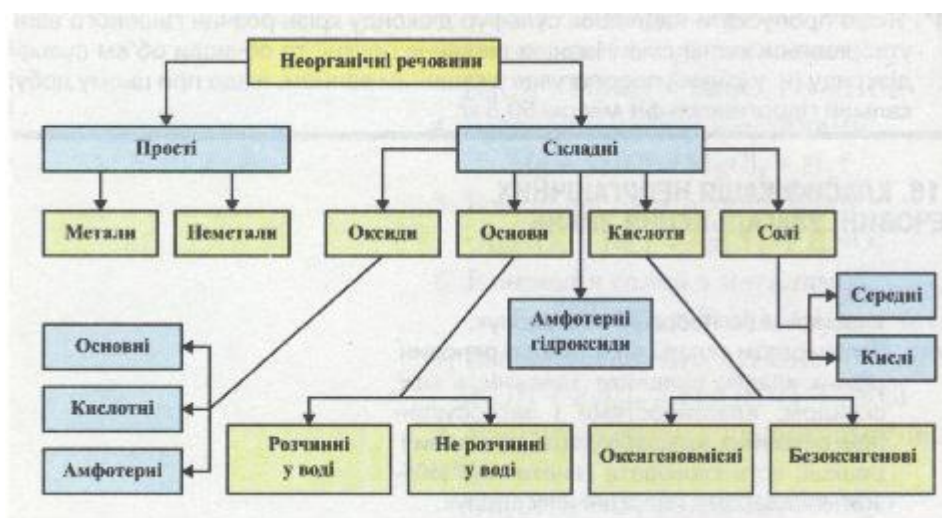


Схема 1. Класифікація неорганічних сполук

## Експериментальна частина

*Прилади та реактиви:* спиртівка, лійка, азбестова сітка, залізний цвях, основний карбонат купруму, залізні і мідні ошурки, цинк в гранулах, розчин мідного купоросу, розчин  $H_2SO_4$  5%, розчин  $HNO_3$  10%, розчин  $HCl$  10%, розчин  $NaOH$  5%, розчин хлориду купруму, розчин  $NaOH$  10%, розчин  $BaCl_2$ , розчин  $Na_2CO_3$ , сульфату алюмінію, сульфату цинку, вапняна вода.



### **Дослід 1. Визначення хімічного характеру оксиду цинку**

Помістити у дві пробірки декілька кристалів оксиду цинку і додати в одну 0,5 мл розчину сульфатної кислоти, а в другу – 0,5 мл розчину луку. Підігріваємо. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

### **Дослід 2. Добування й властивості гідроксиду амонію**

У пробірку приливаємо 0,5 мл розчину  $NH_4Cl$  і додаємо таку саму кількість розчину  $NaOH$ . Нагріваємо. В отвір пробірки вносимо, не торкаючись стінок, червоний лакмусовий папір, змочений водою. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

### **Дослід 3. Добування важкорозчинної солі карбонатної кислоти**

До 2–3 крапель розчину  $BaCl_2$  додаємо 2–3 краплі розчину соди  $Na_2CO_3$ . Спостерігаємо випадання білого осаду  $BaCO_3$ . Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції

### **Дослід 4. Добування й властивості основного сульфату міді**

Наливаємо у дві пробірки по 2 мл розчину сульфату купруму(II). Додаємо в одну із пробірок 2 мл, а в другу – 0,5 мл розчину гідроксиду натрію. Перемішуємо вміст кожної пробірки і нагріваємо до кипіння. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

### **Дослід 5. Добування основного та кислотного оксиду**

У суху пробірку насипати небагато гідроксокарбонату купруму(II), закрити її газовідвідною трубкою. У другу пробірку налити дистильованої води і 2-4 краплі нейтрального розчину лакмусу. Газовідвідну трубку опустити у воду. Обережно нагрівати пробірку до появи чорного осаду основного оксиду. Спостерігати зміну забарвлення лакмусу унаслідок взаємодії кислотного оксиду з водою з утворенням кислоти. Осад в пробірці залишити для наступного досліді. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

До отриманого осаду в пробірці додати 2н розчин сульфатної кислоти до розчинення осаду. Спостерігати появу характерного для даної солі забарвлення. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

### **Дослід 6. Взаємодія солей з металами**

Опустити в розчин сульфату купруму(II) залізний цвях і спостерігати на ньому поява нальоту. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

### Дослід 7. Взаємодія кислоти з сіллю

До розчину нітрату аргентуму додати розчин хлоридної кислоти. Спостерігати появу осаду. Опишіть спостереження, складіть рівняння реакції

### Дослід 8. Взаємодія кислоти з лугами (реакція нейтралізації)

У фарфорову чашку налити 1 мл 2н розчину гідроксиду натрію і 1-2 краплі фенолфталеїну, і додавати по краплях 2н розчин хлоридної кислоти до зникнення малинового забарвлення. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

### Дослід 9. Одержання кислої солі

В пробірку з газовідвідною трубкою помістити карбонат кальцію і прилити 2н розчин хлоридної кислоти. Виділений газ пропускати через розчин гідроксиду кальцію. Спостерігати утворення осаду середньої солі і подальше розчинення осаду внаслідок утворення кислої солі. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

### Дослід 10. Одержання основної солі

До 2н розчину сульфату купруму(II) по краплях додавати 10% розчин аміаку до утворення осаду основної солі. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

### Контрольні питання

1. Розподіліть за класами речовини:

$\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Назвіть їх за систематичною номенклатурою.

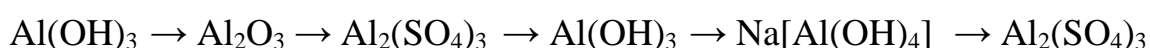
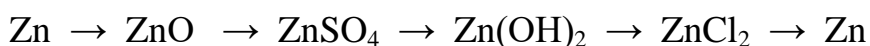
2. Які з основ розкладаються при нагріванні:

$\text{NaOH}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ? Напишіть рівняння реакцій.

3. З якими речовинами реагуватиме  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Напишіть рівняння.



4. Складіть рівняння згідно схем. Назвіть речовини.



## Загальні властивості розчинів.

### Способи вираження концентрації розчинів

**Розчинами** називають гомогенні (однорідні) термодинамічно стійкі системи змінного складу з двох і більше компонентів (розчинник, розчинювана речовина та продукти їх взаємодії). Розчинником є та речовина, яка має такий же агрегатний стан, що й розчин, а при однакових агрегатних станах всіх речовин – та речовина, якої більше.

Розчини бувають тверді, рідкі, газоподібні. Найбільше значення мають рідкі розчини, зокрема водні.

Величину, яка показує кількісне співвідношення між розчинником або розчином і розчиненою речовиною, називають концентрацією розчину. Існує багато способів вираження концентрації розчинів, але найчастіше застосовують такі: масова частка розчинюваної речовини, молярна, моляльна, нормальна концентрація, титр.

**Масова частка розчинюваної речовини** – це число грамів розчиненої речовини в 100 г розчину:

$$\omega = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}} \cdot 100\%$$

**Молярна концентрація, або молярність** – це відношення кількості розчинюваної речовини (р.р.) до об'єму розчину, тобто вона показує скільки молів речовини міститься в 1 л розчину (моль/л), позначається  $C_M$ :

$$C_M = \frac{n(p.p.)}{V(p-ну)} = \frac{m(p.p.)}{M(p.p.) \cdot V(p-ну)}; \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

**Моляльна концентрація, або моляльність** – це число молів розчинюваної речовини в 1 кг розчинника (моль/кг), позначається  $C_m$ :

$$C_m = \frac{n(p.p.) \cdot 1000}{m(\text{розчинника})} = \frac{m(p.p.) \cdot 1000}{M(p.p.) \cdot m(\text{розчинника})}; \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$$

**Нормальна концентрація, або нормальність** визначається числом молів еквівалента розчинюваної речовини, яке міститься в 1 л розчину, позначається  $C_N$  або  $N$  і виражається в моль еквівалента на літр:

$$C_N = \frac{n_{\text{екв.}}(p.p.)}{V(p-ну)} = \frac{m(p.p.)}{M_{\text{екв.}}(p.p.) \cdot V(\text{розчину})}; \frac{\text{моль(екв)}}{\text{л}}$$

**Титр розчину (Т)** – відношення маси розчиненої речовини (г) до об'єму розчину (мл):

$$T = \frac{m(p.p.)}{V(p-ny)}; \frac{e}{мл}$$

В основі розрахунків, пов'язаних із використанням нормальної концентрації, лежить закон еквівалентів, а тому розчини, які мають однакові нормальності, взаємодіють рівними об'ємами, а при різних значеннях їх нормальностей співвідношення між їх об'ємами обернено пропорційне їхнім нормальностям:

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

Зверніть увагу на те, що для одноосновних кислот і однокислотних основ значення молярності і нормальності збігаються.

При переході від одного типу концентрації до іншого користуються формулою, яка виражає залежність між масою, об'ємом і густиною:

$m = V\rho$ , де  $m$  – маса розчину,  $V$  – об'єм розчину,  $\rho$  – густина розчину.

Розчини з нормальним і молярним типами концентрації готують у спеціальному посуді, який називають мірними колбами.

### **Принципи розрахунків для приготування розчинів з певною масовою часткою розчиненої речовини**

**А) розчини готуються розчиненням твердих речовин однорідного складу.**

**Приклад 1.** Приготувати 150 г розчину Натрій хлориду з масовою часткою солі 5%.

Для експериментальної роботи слід провести розрахунки:

1) за формулою:  $\omega = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ny}} \cdot 100\%$  обчислити масу Натрій хлориду, яку слід

розчинити:  $m(p.p.) = \frac{m(p-ny) \cdot \omega\%}{100\%}$ ;  $m(NaCl) = \frac{150 \cdot 5}{100} = 7,5$  г

2) обчислити масу води, потрібну для розчинення:  $m(H_2O) = 150 - 7,5 = 142,5$  г.

Отже, для приготування 150 г розчину Натрій хлориду потрібно відважити 7,5 г його і розчинити в 142,5 г мл води, бо густина води  $\rho = 1$  г/мл.

**Б) приготування розчинів твердих речовин, що містять домішки, або розчинів кристалогідратів.**

Для цього спочатку необхідно провести розрахунки:

1) обчислити масу чистої речовини, потрібної для приготування вказаної маси розчину;

2) обчислити масу речовини з домішками чи масу кристалогідрату;

3) знайти масу води як різницю мас розчину і речовини, яку потрібно розчинити.

**Приклад 2.** Приготувати 200 г розчину Натрій нітрату з масовою часткою 8%, якщо зразок його містить 2% домішок.

$$1) m(\text{NaNO}_3) = \frac{200 \cdot 8}{100} = 16 \text{ г}$$

2)  $m$  наважки, в якій є 16 г чистого нітрату:

$$\omega(\text{NaNO}_3) = 100\% - 2\% = 98\%$$

16 г  $\text{NaNO}_3$  складає 98%

$x$  г  $\text{NaNO}_3$  складає 100%

$$x = \frac{16 \cdot 100}{98} = 16,33 \text{ г}$$

$$3) m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г} - 16,33 \text{ г} = 183,67 \text{ г}$$

Отже, для приготування 200 г розчину  $\text{NaNO}_3$  з  $\omega = 8\%$  потрібно взяти наважку 16,32 г зразка нітрату з вмістом домішок 2% і 183,67 мл води.

**Приклад 3.** Приготувати 20 г розчину з вмістом купрум(II) сульфату 5% із кристалогідрату  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

$$1) m(\text{CuSO}_4) = \frac{20 \cdot 5}{100} = 1 \text{ г}$$

2)  $m$  кристалогідрату  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , в якій міститься 1 г безводної солі  $\text{CuSO}_4$ :

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 160 + 90 = 250 \text{ (г/моль)}.$$

З обчислення молярної маси видно, що в 250 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  міститься 160 г  $\text{CuSO}_4$

в  $x$  г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  міститься 1 г  $\text{CuSO}_4$

$$x = \frac{250 \cdot 1}{160} = 1,562 \text{ г}$$

$$3) m(\text{H}_2\text{O}) = 20 \text{ г} - 1,562 \text{ г} = 18,438 \text{ г}; \text{ або об'єм води } 18,438 \text{ мл}.$$

Отже, для приготування 20 г розчину з вмістом  $\text{CuSO}_4$  5 % потрібно взяти 1,562 г мідного купоросу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  і 18,438 мл води.

### **Розрахунки при розведенні і змішуванні розчинів різної концентрації Виготовлення розчинів заданої концентрації**

Іноді доводиться готувати розчини потрібної концентрації з іншого, більш концентрованого розчину відомої концентрації, додаванням води або розчину менш концентрованого. Для цього потрібно врахувати не лише концентрацію розчинів, а й густину. Це зумовлено тим, що рідини краще не зважувати, а відміряти об'ємами.

Густину знаходять в довідкових таблицях відповідності концентрації ( $\omega$ ) і густини ( $\rho$ ) або вимірюють експериментально за допомогою ареометра (денсиметра).

Знаючи або обчисливши масу вихідного розчину, знайти за формулою  $V = \frac{m}{\rho}$  об'єм рідини, потрібний для приготування розчину заданої концентрації, додаючи необхідний об'єм води.

**Приклад 1.** Яку масу сульфатної кислоти з  $\omega = 80\%$  потрібно взяти для виготовлення 200 г розчину з  $\omega = 10\%$ ? Який об'єм води необхідний для цього?

*Розв'язок.* Щоб приготувати розбавлений розчин з більш концентрованого необхідно останній розвести водою.

При цьому між масами вихідного і приготовленого розчину і масовими частками розчиненої в них речовини існує обернено пропорційна залежність:

$$\frac{\omega_1}{\omega_2} = \frac{m_2}{m_1}, \text{ де } \omega_1 \text{ і } m_1 - \text{ масова частка і маса вихідного розчину;}$$

$\omega_2$  і  $m_2$  - масова частка і маса приготовленого розчину.

$$m_1 = \frac{m_2 \cdot \omega_2}{\omega_1} = \frac{200 \cdot 10}{80} = 25 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г} - 25 \text{ г} = 175 \text{ г або } 175 \text{ мл}$$

Отже, потрібно взяти 25 г розчину з  $\omega = 80\%$   $\text{H}_2\text{SO}_4$  і 175 мл води. З довідкової таблиці видно, що концентрації  $\text{H}_2\text{SO}_4$  з  $\omega = 80\%$  відповідає густина 1,7 г/мл. Звідси об'єм вихідного розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $V_1$ ):

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho} = \frac{25}{1,7} = 14,7 \text{ мл}$$

Густина води дорівнює 1 г/мл, тому потрібно взяти 175 мл води.

В лабораторній практиці для розрахунку співвідношення розчинів, що змішуються, і добавленої води, потрібних для одержання розчинів з певною концентрацією розчиненої речовини, зручно користуватись діагональною схемою, яку називають ще правилом змішування (правило хреста). В цій схемі зліва (вгорі і внизу) записують значення концентрації (масова частка, молярна, нормальна концентрація, титр) вихідних розчинів. Посередині (по діагоналі) вказують концентрацію розчину, який потрібно приготувати. По діагоналі віднімають від більшої концентрації меншу і записують справа. Відношення величин справа відповідає відношенню мас (при масовій частці) чи об'ємів (при молярній, нормальній концентрації) вихідних розчинів, які потрібно змішати, щоб одержати розчин потрібної концентрації.

**Приклад 2.** В якому співвідношенні потрібно змішати розчини  $\text{HNO}_3$  з масовими частками 14% і 50%, щоб одержати 240 г розчину  $\text{HNO}_3$  з масовою часткою 20%?

**Розв'язок.** Складаємо діагональну схему: зліва записуємо вихідні концентрації, на перетині діагоналей – задану. По діагоналі віднімаємо від більшого значення менше і записуємо справа:

$$\begin{array}{ccc}
 14\% & & 30 \text{ (ч)} \\
 & \searrow & / \\
 & 20\% & \\
 & / & \searrow \\
 50\% & & 6 \text{ (ч)}
 \end{array}$$
 Згідно схеми розчину з масовою часткою 50% потрібно взяти 6 частин, а з масовою часткою 14% - 30 частин за масою (тобто їх співвідношення 1 : 5).

Всього потрібно приготувати 240 г 20% розчину, що становить 6 частин, тому маси змішуваних розчинів:

$$m_1 = 240 : 6 = 40 \text{ (г)}, \text{ а } m_2 = 240 : 6 \cdot 5 = 200 \text{ (г)}.$$

Отже, потрібно змішати 40 г розчину  $\text{HNO}_3$  з масовою часткою 50% і 200 г розчину з масовою часткою 14%, щоб приготувати 240 г розчину з масовою часткою 20%.

З довідкової таблиці видно, що концентрації 50% відповідає густина ( $\rho$ ) 1,316 г/мл, то об'єм цього розчину  $V(\text{HNO}_3) = 40 \text{ г} : 1,316 \text{ г/мл} = 30,4 \text{ мл}$ . Аналогічно знаходять об'єм 14%-ого розчину. Відміряти знайдені об'єми розчинів і змішати їх.

### Експериментальна частина

#### Дослід 1. Визначення складу розчинів натрій хлориду різними способами

1. Влити одержаний розчин солі у скляний циліндр, поставити на рівну поверхню, обережно підібрати ареометр із виданого набору і виміряти густину розчину. Для цього ареометр обережно опускає в розчин, щоб не допустити різкого падіння на дно циліндра і щоб ареометр не торкався стінок. Коли підібраний ареометр перестане рухатись, записати показники його по нижньому меніску.

2. З довідкових таблиць відповідності густини і відсоткової концентрації за густиною можна взяти відсоткову концентрацію розчину.

3. Припустимо, що є 1 л розчину з відомими значеннями  $\omega$  і  $\rho$ . Склад такого розчину можна виразити іншими способами, міркуючи так:

1) маса 1л розчину:  $m = V\rho$

2) маса розчиненої речовини в 1л розчину:

$$m_{p.p.} = m_{\text{розчину}} \cdot \omega$$

3) молярна концентрація:

$$C_M = \frac{n(p.p.)}{V(p - ну)} = \frac{m(p.p.)}{M(p.p.) \cdot V(p - ну)}$$

4) молярна концентрація еквіваленту (нормальна концентрація)

$$C_N = \frac{n_{\text{екв.}}(p.p.)}{V(p-ну)} = \frac{m(p.p.)}{M_{\text{екв.}}(p.p.) \cdot V(p-ну)}$$

5) титр розчину:

$$T = \frac{m(p.p.)}{1000}$$

**Дослід 2. Приготування розчину хлориду натрію заданої концентрації з двох інших розчинів (виконується індивідуально)**

Порядок виконання індивідуального завдання

1. Одержати у викладача завдання, в якому вказані об'єм і концентрація розчину, який потрібно приготувати.
2. За допомогою ареометра визначити густину вихідних розчинів.
3. З довідкової таблиці відповідності концентрації і густини (Таблиця 1) виписати концентрації вихідних розчинів відповідно визначеній густині.
4. З довідкової таблиці знайти густину розчину, вказаного в завданні.
5. Обчислити масу розчину, який потрібно приготувати:  $m = V\rho$ .
6. Застосувавши правило змішування, розрахувати маси вихідних розчинів, необхідних для виготовлення розчину, вказаного в завданні.
7. Знаючи густину виданих розчинів, обчислити їх об'єми:  $V = \frac{m}{\rho}$ .
8. Відміряти циліндром обчислені об'єми, вилити в колбу і добре перемішати.
9. Перевірити за допомогою ареометра і таблиці точність виконання завдання.
10. Описати хід роботи і здати на перевірку.

**Таблиця 1**

**Залежність густин розчинів від концентрації при сталій температурі**

Концентрація, %	Густина при 20 <sup>0</sup> С		%	Густина при 20 <sup>0</sup> С		
	NaCl	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl
1	1,0053	1,009	4	1,027	1,022	1,019
2	1,0125	1,019	8	1,055	1,044	1,039
3	1,0196	1,029	12	1,083	1,068	1,059
4	1,0268	1,040	16	1,112	1,093	1,079
5	1,0340	1,050	20	1,143	1,119	1,100
6	1,0413	1,061	24	1,174	1,145	1,121
7	1,0486	1,071	28	1,205	1,171	1,142
8	1,0559	1,082	32	1,238	1,198	1,163



9	1,0633	1,092	36	1,273	1,225	1,183
10	1,0707	1,103	40	1,307	1,251	-
11	1,0782	1,113	44	1,342	1,277	-
12	1,0857	1,124	48	1,380	1,303	-
13	1,0933	1,134	52	1,419	1,328	-
14	1,1008	1,146	56	1,460	1,351	-
15	1,1065	-	60	1,503	1,373	-
16	1,1162	-	64	1,547	1,394	-
17	1,1241	-	68	1,594	1,412	-
18	1,1319	-	72	1,640		-
19	1,1398	-	76	1,687	1,445	-
20	1,1478	-	80	1,732	1,460	-
21	1,1559	-	84	1,776	1,474	-
22	1,1639	-	88	1,808	1,486	-
23	1,1722	-	92	1,830	1,496	-
24	1,1804	-	96	1,840	1,504	-
25	1,1888	-	100	1,848	1,522	-
26	1,1972	-	-	-	-	-

### Завдання до теми

1. Яка маса нітратної кислоти міститься в її розчині об'ємом 500 мл і густиною 1,25 г/мл і з масовою часткою розчиненої речовини 40%?
2. В 300 мл розчину міститься 50 г натрій сульфату. Визначити молярну концентрацію розчину.
3. Скільки грамів розчину з масовою часткою солі 80% і розчину з масовою часткою солі 20% потрібно для приготування 600 г розчину з масовою часткою 40%?
4. До 125 г розчину з масовою часткою кислоти 20% додали ще 25 г кислоти. Якою стала масова частка розчинюваної речовини в отриманому розчині?
5. До 300 г 60%-ого розчину глюкози долили 300 г води. Обчислити масову частку глюкози в розчині?

6. Злили 250 г 20%-ого розчину солі і 500 г 5%-ого розчину. Якою стала масова частка розчинюваної речовини в розчині?

7. У воді об'ємом 710 г розчинили кристалогідрат  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  масою 145 г. Обчислити масову і молярну концентрації  $\text{CaSO}_4$  в розчині.

8. У розчині об'ємом 250 мл і густиною 1,01 г/мл міститься 50 г  $\text{KHCO}_3$ . Визначте масову частку, молярну і нормальну концентрацію речовини в розчині.

9. У воді масою 200 г розчинили 92 г металічного натрію. Обчисліть масову частку розчинюваної речовини в добутому розчині.

10. Визначте об'єм розчину  $\text{NaOH}$  з масовою часткою 36% і густиною 1,395 г/мл, який потрібен для приготування розчину цього гідроксиду з молярною концентрацією 5,7 моль/л, об'ємом 540 мл.

## Лабораторна робота № 4

### Хімія елементів

Властивості хімічних елементів та їх сполук залежать від величини заряду ядер атомів цих елементів, а положення елемента в періодичній системі пов'язане з будовою його атома. Елементи головної (А) і побічної (В) підгруп однієї групи мають дещо різні властивості, що обумовлено особливостями будови передостаннього електронного шару атомів.

**1 група.** Атоми елементів 1А і 1В груп мають однакову будову зовнішнього електронного шару  $ns^1$  і проявляють ступінь окиснення +1. Для елементів 1А групи це єдиний ступінь окиснення, а елементи 1В групи проявляють ступені окиснення +1, +2, +3. Елементи 1А групи називаються лужними металами (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), а елементи 1В групи – важкі кольорові метали (Cu, Ag, Au). Лужні метали є найактивнішими серед металів, вони реагують з киснем, воднем, галогенами, водою, кислотами. Хімічна активність елементів 1В групи невелика. Наприклад, з киснем реагує лише мідь, а благородні метали не взаємодіють з киснем навіть при нагріванні. З водою мідь, срібло і золото теж не взаємодіють.

**2 група.** Структура останнього електронного шару елементів ІІА і ІІВ груп –  $ns^2$ , тому в сполуках ці елементи проявляють ступінь окиснення +2 (Меркурій +2, +1). Елементи головної підгрупи (крім Магнію та Берилію) називають лужно-земельними металами, які виявляють високу хімічну активність, легко віддаючи валентні електрони і перетворюючись на йони  $Me^{2+}$ . Берилій і Магній відрізняються від лужно-земельних металів, що пояснюється малими радіусами атомів і великими потенціалами іонізації. Берилій за властивостями подібний до Алюмінію (амфотерний), а Магній – до Літію («діагональна подібність»). Всі метали ІІА групи дуже активні і безпосередньо сполучаються з неметалами (киснем, сіркою, галогенами, вуглецем, азотом, кремнієм), а кальцій, стронцій, барій при нагріванні реагують з воднем. З води і розбавлених кислот всі метали витісняють водень.

ІІВ група включає Zn, Cd, Hg – d-елементи великих періодів із завершеним d-підрівнем –  $d^{10}$ . Метали побічної підгрупи менш активні, ніж елементи головної підгрупи, особливо ртуть. За звичайних умов вони не реагують з водою. Цинк і кадмій взаємодіють із розбавленими кислотами, витісняючи водень. Ртуть в ряду активності металів стоїть після водню, тому реагує лише з кислотами-окисниками. Цинк і його сполуки – амфотерні, вони вступають в реакцію як з кислотами, так і з лугами.

**3 група.** Елементи головної підгрупи третьої групи (ІІІА) належать до р-елементів, що обумовлено будовою зовнішнього електронного шару  $ns^2 np^1$ . У атомів елементів побічної підгрупи на останньому шарі  $ns^2$  електрони і незавершений передостанній  $(n-1)d^1$  підрівень, тобто вони є d-елементами. Лантаноїди і актиноїди – f-елементи. Елементи ІІВ групи виявляють сильніші металічні властивості, ніж ІІА, вони є типовими активними металами. В головній підгрупі Бор виявляє неметалічні властивості, Алюміній, Галій, Індій і Талій – метали, але металічні властивості в них виражені слабше, тому оксиди і гідроксиди Алюмінію, Галію Індію амфотерні. Характерний ступінь окиснення атомів елементів ІІІ групи +3, Галій, Індій і Талій виявляють також +1 і +2.

**4 група.** В атомах елементів ІV групи на останньому шарі по 4 електрони, що свідчить про те, що ці елементи займають проміжне місце між металами і неметалами. В головній (ІVА) підгрупі Карбон і Силіцій виявляють неметалічні властивості, Германій можна вважати і металом, і неметалом, але неметалічні властивості переважають, Станум і Плюмбум більше метали, ніж неметали, хоч вони проявляють амфотерні властивості.

Елементи (ІVА) підгрупи є р-елементами, що пояснюється будовою зовнішнього електронного шару –  $ns^2 np^2$ . Характерні ступені окиснення Карбону, Силіцію, Германію -4,+2,+4, а Стануму і Плюмбуму +2,+4.

Елементи ІVВ групи називають підгрупою Титану, вона включає Титан, Цирконій, Гафній, Дубній. Конфігурація останнього шару їхніх атомів  $(n-1)d^2 ns^2$ . Характерні ступені окиснення Титану +4,+3,+2; Цирконію і

Гафнію +4,+2. Дубній – штучний радіоактивний елемент. За звичайних умов ці метали малоактивні при нагріванні реагують з кислотами, киснем, галогенами, азотом.

**5 група.** До головної підгрупи V групи належать Нітроген, Фосфор, Арсен, Стибій, Бісмут. Зовнішній електронний шар їх атомів містить  $s^2p^3$  електрони, тому ці елементи виявляють неметалічні властивості і здебільшого є окисниками. Із зростанням порядкового номера елемента збільшуються радіуси атомів, зменшуються енергії іонізації та електронегативність. Неметалічні властивості яскраво виражені в Нітрогену, послаблюються в ряду N - Ві. Металічні властивості починають проявлятися в Арсену, Стибій в однаковій мірі виявляє металічні й неметалічні властивості, у Бісмуту переважають металічні властивості, він радіоактивний.

Побічну підгрупу V групи становлять Ванадій, Ніобій і Тантал. На зовнішньому електронному шарі їх атомів два або один електрони, тому ці елементи – метали. Валентними є електрони передостаннього d-підрівня і s-електрони зовнішнього шару, завдяки чому Ванадій та його аналоги можуть проявляти ступені окиснення +2, +3, +4, +5.

Найстійкіший для них +5, на відміну від елементів VA групи здатність проявляти ступінь окиснення +5 в ряду V – Nb – Ta посилюється.

Хімічна активність в ряду V – Nb – Ta помітно послаблюється. З кислотами не окисниками елементи VB групи не реагують і по-різному взаємодіють з кислотами окисниками. Всі елементи здатні до комплексоутворення.

Оксиди елементів побічної підгрупи кислотні або амфотерні.

**6 група.** Її головну підгрупу складають Оксиген, Сульфур, Телур та радіоактивний Полоній; побічну – Хром, Молібден, Вольфрам. Сполуки з найвищим ступенем окиснення елементів обох підгруп подібні за властивостями, проте їх сполуки з нижчими ступенями окиснення і прості речовини значно відрізняються.

Зовнішній електронний шар атомів елементів VIB групи має будову  $s^2p^4$ . Всі вони, крім Полонію, неметали. Атом Оксигену, на відміну від інших елементів підгрупи, не має d-підрівня на зовнішньому електронному шарі, тому він проявляє ступені окиснення +2; -1; -2. Сульфур, Селен, Телур і Полоній, на відміну від Оксигену, можуть виявляти -1; -2; +4; +6. Це пояснюється тим, що атоми цих елементів можуть переходити у збуджений стан і кількість неспарених електронів збільшується за рахунок розпаровування s- і p-електронів.

Оскільки у атома Оксигену є тільки два неспарених електрони, то можливі лише дві комбінації сполучення атомів у молекули:  $O = O$ ;  $O - O - O$  і утворення двох алотропних видозмін – кисень ( $O_2$ ) і озон ( $O_3$ ). Сульфур, Селен і Телур утворюють більше простих речовин тому, що їх атоми при збудженні можуть мати два, чотири або шість неспарених електронів і варіантів сполучення атомів у молекули більше. Так Сульфур може існувати у вигляді октаедричної, моноклінної, пластичної сірки, останнім часом добуто зелену, червону, оранжеву сірку.

Оксиди Сульфуру, Селену і Телуру мають кислотний характер, їм відповідають кислоти. Елементи побічної підгрупи (Хром, Молібден, Вольфрам) утворюють основні оксиди ( $CrO$ ), амфотерні ( $Cr_2O_3$ ), кислотні ( $CrO_3$ ,  $MoO_3$ ,  $WO_3$ ). Елементи побічної підгрупи є комплексоутворювачами з координаційними числами 4 і 6.

**7 група.** Елементи головної підгрупи VII групи називаються галогенами. Це типові неметали з високою електронегативністю і хімічною активністю. До завершення зовнішнього електронного шару не вистачає одного електрона, тому вони мають високу спорідненість до електрона, легко перетворюються в негативно заряджені йони із завершеним останнім шаром електронів -  $s^2p^6$ . Характерні ступені окиснення: для Флуору – (-1) (він має найвищу електронегативність і може бути лише окисником), Хлор, Бром і Йод виявляють -1, +1, +3, +5, +7. Астат – радіоактивний галоген.

Галогени утворюють леткі сполуки з Гідрогеном: HF, HCl, HBr, HI (галогеноводні), які при розчиненні у воді утворюють кислоти. Прості речовини F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub> активно окислюють метали і неметали, утворюючи галогеніди. В ряду F – Cl – Br – I – At хімічна активність слабшає, тому попередній елемент витісняє наступний із його сполук.

З киснем галогени безпосередньо не взаємодіють, але відомі їхні оксиди, які мають кислотний характер, і їм відповідають кислоти, наприклад:

Cl<sub>2</sub>O, ClO<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>6</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> та HClO, HClO<sub>2</sub>, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>. Оксигеновмісні сполуки Брому і Йоду за складом і властивостями подібні до сполук Хлору.

Побічну підгрупу VII групи складають Манган (Mn), Технецій (Tc), Реній (Re). Це d-елементи з будовою валентних оболонок відповідно 3d<sup>5</sup>4s<sup>2</sup>, 4d<sup>5</sup>5s<sup>2</sup>, 5d<sup>5</sup>6s<sup>2</sup>. Ступені окиснення для Мангану +2, +3, +4, +6, +7, Технецію +4, +6, +7, Ренію від +1 до +7. Це метали, Манган – досить активний метал, тому в порошкоподібному стані енергійно реагує з киснем, галогенами, сіркою, фосфором, силіцієм, азотом, розбавленими кислотами. Концентровані кислоти нітратна і сульфатна пасивують метал. В ряду Mn – Tc – Re хімічна активність слабшає; Технецій і Реній – малоактивні метали, тому не реагують з розбавленими кислотами, а лише з концентрованими. Mn, Tc, Re схильні до комплексоутворення.

**8 група.** Головну підгрупу утворюють інертні гази Гелій (He), Неон (Ne), Аргон (Ar), Ксенон (Xe), Радон (Rn). За звичайних умов вони пасивні, за жорстких умов (висока температура, тиск, опромінення тощо) утворюють деякі сполуки, що мають обмежене використання.

Елементи побічної підгрупи утворюють тріади: Ферум (Fe), Кобальт (Co), Нікол (Ni); Рутеній (Ru), Родій (Rh), Паладій (Pd); Осмій (Os), Іридій (Ir), Платина (Pt). Всі вони d-елементи, метали. Найактивніші з них Fe, Co, Ni, метали середньої активності, їх виділяють в окрему родину. Ферум може виявляти ступені окиснення +2, +3, +6; Кобальт +2, +3; Нікол здебільшого +2. При нагріванні вони сполучаються з Сульфуром, Оксигеном, Фосфором. Сухий хлор із залізом не взаємодіє, тому зберігають його в сталевих балонах.

З воднем метали не реагують, але здатні поглинати значну кількість його. При дії Карбон(II) оксиду на ці метали в порошкоподібному стані під тиском і при температурі  $+100 - +200^{\circ}\text{C}$  утворюються карбоніли  $\text{Fe}(\text{CO})_5$ ,  $\text{Ni}(\text{CO})_4$ ,  $\text{Co}_2(\text{CO})_8$ , де елементи мають ступінь окиснення 0 (нуль).

Метали розчиняються в кислотах – неокисниках та розбавлених розчинах нітратної і сульфатної кислот. Концентрована  $\text{HNO}_3$  пасивує залізо. Елементи родини Феруму стійкі до розчинів і розплавів лугів. Для цих елементів характерні основні оксиди ( $\text{EO}$ ), амфотерні ( $\text{E}_2\text{O}_3$ ) та подвійні ( $\text{E}_3\text{O}_4$ ), крім Ніколу. Атоми цих елементів здатні до комплексоутворення.

Платиноїди – рідкісні елементи, які зустрічаються в природі переважно у вільному стані, найрідкісніший з них Рутеній. Платиноїди дуже пасивні, тому їх називають благородними металами, більш реакційно здатні в порошкоподібному стані. Не реагують з азотом, кислотами – неокиснювачами, з кислотами – окисниками взаємодіють по-різному. Платина і паладій розчиняються в «царській горілці», утворюючи комплексні кислоти складу  $\text{H}_2[\text{ECl}_6]$ .

Оксиди платиноїдів з водою не реагують, гідроксиди їх одержують дією лугу на солі. Оксиди і гідроксиди платинових металів амфотерні або кислотні.

Елементи родини Платини утворюють багато комплексних сполук.

### **Експериментальна частина**

#### **Дослід 1. Взаємодія лужних металів з водою**

Реактиви: металічний натрій, дистильована вода, фенолфталеїн.

Обладнання та посуд: кристалізатор, ніж, пінцет, фільтрувальний папір.

Дослід проводити за склом у витяжній шафі. Невеликий шматочок натрію розрізати ножом спостерігати як поступово тьмяніє поверхня зрізу. Пояснити це явище, написати рівняння реакції. Шматочок розміром з сірникову голівку кинути в кристалізатор, наполовину наповнений водою. Спостерігати активну взаємодію натрію з водою. По закінченні реакції до розчину додати



кілька крапель фенолфталеїну. Чому змінюється колір розчину? Написати рівняння реакції, описати спостереження.

## **Дослід 2. Взаємодія міді з кислотами**

Реактиви: розчини  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ , концентровані кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ , мідні ошурки.

Обладнання та посуд: пробірки, спиртівка, сірники, пінцет.

Дослід проводити у витяжній шафі. У дві пробірки внести по 1 мл розчинів кислот: в першу – розчин сульфатної, в другу – розчин нітратної кислоти. В кожен вкинути кілька ошурків міді. Що спостерігається?

Злити розчини з пробірок, промити мідні ошурки водою і додати в першу пробірку концентровану сульфатну кислоту, а в другу – концентровану нітратну. Злегка підігріти. Описати спостереження, написати рівняння реакцій.

## **Дослід 3. Добування водню і дослідження його властивостей**

Реактиви: цинк металічний, 10%-ий розчин  $\text{HCl}$ .

Обладнання та посуд: пробірка, корок з газовідвідною трубкою, сірники.

У пробірку налити 1 мл 10%-ого розчину хлоридної кислоти і кинути гранулу цинку. Закрити отвір пробірки корком з газовідвідною трубкою. Коли реакція в пробірці відбуватиметься активно, піднести до отвору газовідвідної трубки запалений сірник і підпалити газ. Написати рівняння реакцій.

Чи можна замінити цинк іншими металами? Якими? Чи буде виділятися водень при дії на цинк: 1) розбавленої  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; 2) концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Написати рівняння реакцій.

## **Дослід 4. Взаємодія кальцію і магнію з водою**

Реактиви: кальцій металічний, магній (стружка або порошок), дистильована вода, фенолфталеїн.

Обладнання та посуд: пробірки, пінцет, шпатель, спиртівка, сірники.

У дві пробірки налити по 2 мл води і внести в одну шматочок або порошок магнію, а в другу – кальцію. Що спостерігається? Додати до кожної

пробірки по 1 краплі розчину фенолфталеїну. Пробірку з магнієм нагріти до кипіння. Чи спостерігаються зміни? Чи будуть такі ж зміни в пробірці з кальцієм? Чому?

#### **Дослід 5. Розчинення цинку в кислотах і лугах**

В чотири пробірки помістити гранули цинку і додати по 0,5 мл: в першу пробірку розчин  $H_2SO_4$ , в другу – концентровану  $H_2SO_4$ , в третю – розведену  $HNO_3$ , в четверту – 2М розчин  $NaOH$ . Другу і четверту пробірку злегка нагріти (не до кипіння). Описати спостереження. Чому розведена і концентрована  $H_2SO_4$  по-різному реагують з цинком? Що є окисником в цих реакціях? По запаху і за допомогою червоного лакмусового папірця, змоченого водою, виявити газ, який виділяється в третій пробірці. Назвати утворені солі.

#### **Дослід 6. Добування Алюміній гідроксиду та вивчення його властивостей**

Обладнання та реактиви: розчин солі Алюмінію ( $AlCl_3$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ ), розчин  $NaOH$ , розчин  $HCl$ , пробірки.

До розчину будь-якої солі Алюмінію краплями долити розчин Натрій гідроксиду до появи білого аморфного осаду. Одержаний розчин збовтати, розділити на дві пробірки. В першу пробірку долити до розчинення осаду розчин хлоридної кислоти, в другу – надлишок Натрій гідроксиду. Описати спостереження і скласти рівняння реакцій в молекулярній та йонній формі.

#### **Дослід 7. Добування Карбон(IV) оксиду та дослідження його властивостей**

Реактиви: шматочки мармуру, розчин  $HCl$ , дистильована вода, магнієва стружка, розчин метилоранжу.

Обладнання та посуд: апарат Кіппа, пробірки, корок з газовідвідною трубкою, дерев'яна скіпка, сірники, щипці.

В лабораторії Карбон(IV) оксид, як правило, добувають дією хлоридної кислоти на мрамур в апараті Кіппа або у пробірці, закритій корком з газовідвідною трубкою.

А) Наповнити стакан  $\text{CO}_2$ , опустивши газовідвідну трубку до дна. Внести в стакан запалену дерев'яну скіпку або сірник. Описати спостереження, скласти рівняння реакції добування  $\text{CO}_2$ .

Б) Налити в пробірку дистильованої води, додати кілька крапель розчину індикатора метилового оранжевого. Пропустити у воду  $\text{CO}_2$  з апарата Кіппа. Пояснити зміну забарвлення індикатора.

В) В скляний циліндр, наповнений  $\text{CO}_2$ , внести затиснену в щипцях і палаючу стрічку магнію. Магній продовжує горіти в атмосфері вуглекислого газу. Пояснити чому. Описати спостереження, скласти рівняння реакції.

### **Дослід 8. Взаємодія карбонатів з кислотами**

Реактиви: тверді солі  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{BaCO}_3$ , розчини  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

А) В пробірку з кристалами карбонату Натрію прилити невелику кількість розчину хлоридної або сульфатної кислоти. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

Б) Внести в пробірку по 0,5 г твердих солей  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{BaCO}_3$ . Подіяти на них хлоридною кислотою. Що відбувається? Скласти рівняння реакцій. Чи можна ці солі розчинити, подіявши сульфатною кислотою? Підтвердити рівняннями реакцій.

### **Дослід 9. Добування аміаку і дослідження його властивостей**

Реактиви:  $\text{NH}_4\text{Cl}$ (тв.),  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (тв.), червоний лакмусовий папірець, універсальний індикатор, розчин фенолфталеїну.

Обладнання та посуд: пробірки, корок з газовідвідною трубкою, кристалізатор з водою, лабораторний штатив, спиртівка, сірники, вата.

Змішати 1 г сухого розтертого хлориду амонію з 2 г гашеного вапна. Цю суміш всипати в пробірку і закрити корком з газовідвідною трубкою. Пробірку закріпити в штативі так, щоб дно її було трохи вище отвору.

Суміш в пробірці слабо підігріти. Аміак зібрати в пробірку, перевернуту догори дном, в яку підведена газовідвідна трубка. Отвір пробірки закрити ватою. Наповнення пробірки перевіряти, підносячи до її отвору вологий

червоний лакмусовий папірець, який має посиніти, або універсальний індикатор.

Пробірку з аміаком занурити отвором у кристалізатор з водою, до якої добавлено 1-2 краплі індикатора фенолфталеїну. Похитуючи пробірку, спостерігати підняття рівня води. Як змінюється забарвлення? Про що це свідчить? Написати рівняння реакції.

### **Дослід 10. Звуглення органічних речовин сульфатною кислотою**

Реактиви:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ (концентрована), цукор, дерев'яна тріска, папір.

Обладнання і посуд: пробірка, хімічний стакан, скляна паличка, шпатель.

А) Змочити скляну паличку концентрованою сульфатною кислотою і написати на папері її формулу. В результаті звуглення папір в місці напису почорніє.

Б) У пробірку з концентрованою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  опустити тріску і спостерігати її почорніння.

В) В хімічний стакан місткістю 30-50 мл насипати 1-2 чайних ложки цукру і змочити його концентрованою  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Що спостерігається? Як пояснити ці явища?

### **Дослід 11. Дія розведеної і концентрованої $\text{H}_2\text{SO}_4$ на метали**

Реактиви:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  розбавлена і концентрована, метали Zn, Fe, Cu..

А) В три пробірки покласти невелику кількість Zn, Fe, Cu. Додати до кожної по 3-4 мл розбавленої сульфатної кислоти і простежити, в яких пробірках відбувається реакція.

Написати рівняння реакцій.

Б) Дослід проводити у витяжній шафі. В сухі пробірки покласти по шматочку Zn, Fe, Cu і долити по 1 мл концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Пробірки обережно підігріти. Що відбувається в кожній з них? Написати рівняння реакцій.

### **Дослід 12. Добування гідроксидів металів родини Феруму**

Реактиви: сіль Мора (крист.), 2М розчин NaOH, 2М розчин HCl, 0,25М розчин  $\text{CoCl}_2$  або  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ , 3%-ий розчин  $\text{H}_2\text{O}_2$ , 0,25М розчин солі Ніколу.

### **1) Добування Ферум(II) гідроксиду і дослідження його властивостей**

В пробірку помістити 6-8 кристаликів солі Мора  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  і розчинити в 0,5 мл води (готується розчин перед проведенням досліду, щоб уникнути окиснення  $\text{Fe}^{2+}$ ).

До приготовленого розчину краплями додати 2М розчин  $\text{NaOH}$  до випадання світло-зеленого осаду. Швидко розділити осад на дві пробірки. В одній осад перемішати скляною паличкою і спостерігати за побурінням. До другої пробірки відразу після розділення долити 2М розчин  $\text{HCl}$ . Які властивості проявляє одержаний Ферум(II) гідроксид?

Описати спостереження, написати рівняння реакцій:

- а) утворення Ферум(II) гідроксиду;
- б) окиснення добутого гідроксиду киснем повітря;
- в) взаємодії з  $\text{HCl}$ .

### **2) Добування Кобальт(II) гідроксиду і його окиснення**

В дві пробірки налити по 0,5 мл 0,25М розчину хлориду чи сульфату Кобальту (II) і додати краплями 2М розчин  $\text{NaOH}$ . Спочатку з'являється синій осад основної солі  $\text{Co}(\text{OH})\text{Cl}$  або  $\text{Co}(\text{OH})\text{NO}_3$ , який поступово стає рожевим, що вказує на утворення Кобальт(II) гідроксиду. Осад розділити на дві пробірки, в одній старанно перемішати скляною паличкою, а в другу додати 2-3 краплі розчину Гідроген пероксиду з  $\omega\% = 3\%$ . В якій з пробірок утвориться Кобальт(III) гідроксид?

Описати спостереження. Написати рівняння реакцій. Порівняти одержані результати з результатами окиснення Ферум(II) гідроксиду. Який з йонів є сильнішим відновником?

### **3) Добування Нікол(II) гідроксиду і його окиснення**

В дві пробірки налити по 0,5 мл 0,25М розчину солі Ніколу. В кожену пробірку краплями додати 2М розчин  $\text{NaOH}$ . В першій пробірці осад перемішати неодноразово скляною паличкою, в другу додати 2-3 краплі розчину Гідроген пероксиду з  $\omega\% = 3\%$ . Чи спостерігається зміна кольору

осаду? Чи відбувається окиснення Нікол(II) гідроксиду киснем повітря і пероксидом Гідрогену?

Дати відповіді на питання, скласти рівняння реакцій. Порівняти відновні властивості гідроксидів Феруму(II), Кобальту(II), Ніколу(II).

### **Завдання для самоконтролю**

1. Які валентні стани та ступені окиснення може мати елемент «Е» у сполуках (див. таблицю). Відповідь мотивуйте відповідними схемами. Наведіть приклади сполук.

2. Які типи зв'язків може утворювати елемент «Е» у сполуках з іншими елементами? Наведіть приклади.

3. Як добувають просту речовину, утворену елементом «Е»? Запропонуйте максимальну кількість методів.

4. Опишіть фізичні властивості простої речовини, утвореної елементом «Е».

5. Охарактеризуйте хімічні властивості простої речовини, утвореної елементом «Е» відповідними рівняннями реакцій. Які типи сполук він утворює?

6. Який характер мають оксиди і гідроксиди елемента «Е» та як їх добувають? Відповідь мотивуйте розрахунком їх зв'язків.

7. Навести рівняння ступінчастої дисоціації гідроксидів елемента «Е». Які величини характеризують силу цих гідроксидів?

8. Які типи солей утворює елемент «Е»? Охарактеризуйте розчинність солей у воді.

9. Навести кілька прикладів гідролізу солей елемента «Е».

10. Навести приклади реакцій, де елемент «Е» у простих і складних речовинах проявляє окисно-відновні властивості.

## ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ

Відкриття окремих елементів або іонів, які входять до складу речовин, є основним завданням якісного аналізу. Це може досягатися за допомогою хімічних, фізичних і фізико-хімічних методів. В основі хімічних методів покладено хімічні перетворення – якісні аналітичні реакції, які супроводжуються наявним аналітичним ефектом: випаданням осаду, характерним запахом чи кольором розчину або осаду. Речовину, що викликає певний аналітичний ефект, називають **аналітичним реагентом**.

Фізичні методи аналізу побудовані на вимірюванні залежності будь-якого фізичного параметру аналітичної проби від її складу. Фізико-хімічні методи також базуються на зміні фізичних властивостей проби після проведення відповідної хімічної реакції. З фізико-хімічних методів найбільшого поширення в якісному аналізі набули фотометричний і хроматографічний методи.

Аналітичні реакції можуть бути виконані *макро-, мікро-, напівмікро методами* якісного аналізу. При цьому найчастіше їх проводять у розчинах, а іноді «сухим способом». До реакцій, які проводяться «сухим способом», відносять: реакції забарвлення полум'я, утворення забарвлених перлів бури, плавлення твердої речовини тощо. За допомогою реакцій, що перебігають у розчинах, відкривають іони, тому рівняння таких реакцій записують в іонному вигляді.

Для перебігу хімічних реакцій необхідно дотримуватись певних умов: відповідного рН середовища, достатньо великої концентрації іонів, які визначають, і температури.

Велике значення для аналізу мають специфічні хімічні реакції, що дають можливість відкриття певного іона в присутності інших іонів. Але таких реакцій небагато. Тому найчастіше використовують реакції, які дають однаковий ефект з обмеженим числом іонів. Їх називають селективними, або вибірковими.

Застосування специфічних реакцій дозволяє відкрити іони дробним методом в окремих порціях розчину, що аналізують. При цьому порядок відкриття іонів не має значення.

Якщо іони заважають визначенню один одного, то використовують систематичний хід аналізу. При цьому із складної суміші іони відокремлюють групами за допомогою групового реагенту. Груповий реагент на певну аналітичну групу — це розчин речовини, що специфічно реагує з іонами даної групи. У групі виконують подальше розділення іонів, які потім відкривають характерними реакціями.

Більшість катіонів заважають визначенню один одного, тому аналіз катіонів виконують за систематичним ходом аналізу. Для цього катіони поділяють на окремі аналітичні групи в залежності від групових реагентів, що використовують. Існує декілька типів класифікації катіонів на аналітичні групи: сульфідна, амоніачно-фосфатна, кислотна-основна тощо. Ми використовуємо сульфідну класифікацію (див. таблицю )

Група	Катіони	Груповий реагент	Розчинність солей
I	$\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{NH}_4^+$ , $\text{Mg}^{2+}$	-	Хлориди, нітрати сульфати, карбонати розчинні
II	$\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ або $\text{Na}_2\text{CO}_3$	Хлориди, нітрати розчинні, карбонати нерозчинні
III	$\text{Al}^{3+}$ , $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{Fe}^{3+}$ , $\text{Mn}^{2+}$ , $\text{Zn}^{2+}$	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	Сульфіді нерозчинні у воді, але розчинні в сильних кислотах
IV	$\text{Ag}^+$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Bi}^{3+}$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Cd}^{2+}$	$\text{H}_2\text{S}$	Сульфіді нерозчинні у воді та мінеральних кислотах
V	$\text{As}^{3+}$ , $\text{As}^{5+}$ , $\text{Sb}^{3+}$ , $\text{Hg}^{2+}$	$\text{H}_2\text{S}$ , $\text{HCl}$	Хлориди нерозчинні

### Лабораторна робота № 5

#### Реакції катіонів та аніонів I – III аналітичних груп

##### I група катіонів

До першої аналітичної групи катіонів належать йони  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ . Більшість солей цих катіонів добре розчинні у воді, а солі амонію розкладаються при нагріванні. Гідроксиди натрію і калію є сильними основами (луги),  $\text{NH}_4\text{OH}$  – слабка малодисоційована основа, гідроксид магнію практично нерозчинна у воді основа.

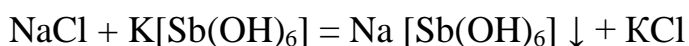
Перша група катіонів не має групового реактиву. Для їх відкриття користуються специфічними реакціями на кожен катіон. Леткі солі натрію забарвлюють полум'я пальника в яскраво жовтий колір, а солі калію – у фіолетовий.

##### Експериментальна частина

##### Реакції катіонів натрію $\text{Na}^{2+}$

##### Дослід 1. Дія розчину калію гексагідроксостибату (V) $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$

До 3-4 крапель розчину солі натрію додають 3-4 краплі розчину  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ , потирають внутрішню стінку пробірки скляною паличкою і охолоджують під струменем води. Відзначають колір осаду, що утворився. Скласти йонні рівняння.



Осад збовтують і за допомогою піпетки переносять у дві пробірки.

Досліджують розчинність осаду в розчині натрію (калію) гідроксиду та в гарячій дистильованій воді.



## **Дослід 2. Мікрокристалоскопічна реакція**

На предметне скло наносять краплю розчину солі натрію і обережно випарюють майже досуха на водяній бані. Після охолодження поруч із сухим залишком наносять краплю розчину  $Zn(UO_2)_3(CH_3COO)_8$  і з'єднують їх скляною паличкою. Кристали, що утворилися, розглядають під мікроскопом. Відзначають колір та форму кристалів.

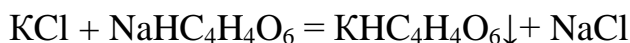
## **Дослід 3. Реакція забарвлення полум'я солями натрію**

Очищеною і розжареною ніхромовою петлею підхоплюють летку сіль натрію і вносять у безбарвну частину полум'я газового пальника. Відзначають колір полум'я.

### **Реакції катіонів калію $K^+$**

#### **Дослід 1. Дія розчину натрію гідротартрату $NaHC_4H_4O_6$**

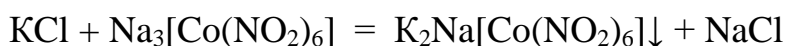
До 3-4 крапель розчину солі калію додають 3-4 краплі розчину  $NaHC_4H_4O_6$  і потирають внутрішню стінку пробірки скляною паличкою. Відзначають колір осаду, що утворився. Скласти йонні рівняння.



Осад, що утворився, змочують і за допомогою піпетки переносять у три пробірки. Досліджують розчинність осаду в мінеральній кислоті ( $HCl$  або  $H_2SO_4$ ), лузі ( $NaOH$  або  $KOH$ ) і гарячій дистильованій воді. Скласти рівняння відповідних реакцій, описати спостереження.

#### **Дослід 2. Дія розчину натрію гексанітрокобальтату (III) $Na_3[Co(NO_2)_6]$**

До 2-3 крапель розчину солі калію додають 2 краплі розчину  $Na_3[Co(NO_2)_6]$ . Відзначають колір осаду, що утворився. Скласти йонні рівняння.



#### **Дослід 3. Реакція забарвлення полум'я солями калію**

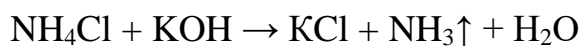
Очищеною і розжареною ніхромовою петлею підхоплюють летку сіль калію і вносять у безбарвну частину полум'я газового пальника. Полум'я, забарвлене солями калію в присутності солей натрію розглядають крізь синє скло. Відзначають колір полум'я.

### **Реакції катіонів амонію $NH_4^+$**

#### **Дослід 1. Дія лугів при нагріванні**

До 3-4 крапель розчину солі амонію додають 3-4 краплі 2 М розчину  $NaOH$  або  $KOH$  і нагрівають на водяній бані. До отвору пробірки підносять вологий червоний лакмусовий папір, не торкаючись пробірки. Відзначають зміну

кольору індикаторного паперу і характерний запах аміаку. Скласти йонні рівняння.



### **Дослід 2. Реакція з реактивом Несслера (лужний розчин калію тетраїодомеркурату (II) $\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KOH}$ )**

До 2-3 крапель розведеного розчину солі амонію додають 2-3 краплі розчину калію тетраїодомеркурату(II). Відзначають колір осаду або розчину. Скласти йонні рівняння.



### **Дослід 3. Відношення солей амонію до нагрівання**

У фарфорову чашку кладуть декілька кристалів амонію хлориду і нагрівають у полум'ї пальника. Відзначають аналітичний ефект. Скласти рівняння

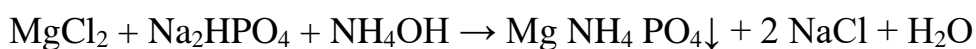
### **Дослід 4. Реагування катіонів амонію на дію реагентів, які використовують для виявлення катіонів калію і натрію**

До 2-3 крапель розчину солі амонію додають відповідно по 2-3 краплі розчинів  $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ ,  $\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  та  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ . Відзначають колір осадів, що утворилися, та роблять відповідні висновки про неможливість виявлення катіонів калію і натрію у присутності катіонів амонію.

### **Реакції катіонів магнію $\text{Mg}^{2+}$**

#### **Дослід 1. Дія розчину натрію 4гидрогенфосфату $\text{Na}_2\text{HPO}_4$**

До 1-2 крапель розчину магнію хлориду додають по 2 краплі розчину  $\text{NH}_4\text{Cl}$  та 2 М розчину амоніаку і краплю розчину  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ . Відзначають колір осаду, що утворився. Скласти йонні рівняння



#### **Дослід 2. Взаємодія з магнезоном (п-нітробензол-азорезорцин)**

До 5 крапель нейтрального або слабко лужного розчину солі магнію додати 2 краплі розчину 4гидро фос. Спостерігати зміну забарвлення.

#### **Дослід 3. Мікрокристалоскопічна реакція**

До 1 краплі розчину магнію хлориду додають 5 крапель дистильованої води, по 2 краплі розчину амонію хлориду і 2М розчину амоніаку, суміш перемішують. На предметне скло наносять краплю одержаного розчину, а поряд – краплю розчину натрію 4гидро фосфату, з'єднують їх скляною паличкою і розглядають форму кристалів, що утворюються під мікроскопом.

## II аналітична група катіонів

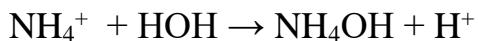
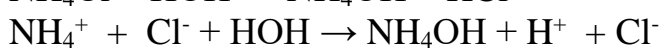
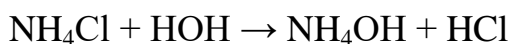
До II аналітичної групи катіонів належать  $Ba^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ . Хлориди та нітрати цих катіонів добре розчинні у воді. Розбавлена сульфатна кислота утворює з катіонами II групи осаді білого кольору. Розчинність сульфатів зменшується від  $Ca^{2+}$  до  $Ba^{2+}$ .

Груповий реактив – карбонат амонію, він осаджує з нейтральних розчинів катіони  $Ba^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$  у вигляді осадів карбонатів білого кольору, які добре розчиняються в мінеральних кислотах.

Гідроксиди цих катіонів є досить сильними основами. Сульфіди добре розчинні у воді, а карбонати, фосфати і оксалати – нерозчинні.

### **Виконання групової реакції**

До 3-5 крапель розчину солей катіонів II групи додати по 1 краплі розчинів  $NH_4OH$  і  $NH_4Cl$ , а потім розчину карбонату амонію – утворюється осад, розчинний в мінеральних та оцтовій кислотах. Описати спостереження, скласти молекулярні та йонні рівняння утворення осадів та розчинення їх в кислотах. Не можна додавати надлишку  $NH_4Cl$  тому, що в результаті його гідролізу створюється кисле середовище і осад не утворюється.



### **Реакції катіонів барію $Ba^{2+}$**

#### **Дослід 1. Дія 1М розчину сульфатної кислоти $H_2SO_4$**

До 2-3 крапель розчинів солі барію додають 2-3 краплі 1М розчину сульфатної кислоти, та 3-5 крапель етилового спирту. Відзначають колір осаду, що утворився. Досліджують розчинність осаду в розчинах мінеральної та оцтової кислот. Описати спостереження, скласти йонні рівняння.

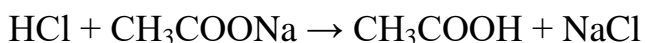
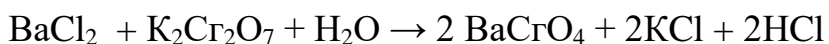
#### **Дослід 2. Дія розчину натрію карбонату $Na_2CO_3$**

До 2-3 крапель розчину солі барію додають 2-3 краплі розчину натрію карбонату. Відзначають колір осаду, що утворився. Досліджують розчинність осаду в розчинах мінеральної та оцтової кислот. Описати спостереження, скласти молекулярні та йонні рівняння.

#### **Дослід 3. Дія розчину калію дихромату $K_2Cr_2O_7$**

До 3-5 крапель розчину солі барію додають 2-3 краплі розчину калію дихромату, а потім кілька крапель натрію ацетату. Утворюється жовтий осад  $BaCrO_4$  так як йони  $Cr_2O_7^{2-}$  і  $CrO_4^{2-}$  у водному розчині знаходяться в

рівновазі:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$ , а  $\text{BaCrO}_4$  менш розчинна сіль, ніж  $\text{BaCr}_2\text{O}_7$ , тому швидше випадає осад  $\text{BaCrO}_4$ .



#### **Дослід 4. Реакція з оксалатом амонію**

До 5 крапель досліджуваного розчину  $\text{BaCl}_2$  додати таку ж кількість розчину оксалату амонію  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ . Випадає осад білого кольору. Випробувати розчинність утвореного розчину в кислотах при нагріванні. Описати спостереження, скласти молекулярні та йонні рівняння.

#### **Реакції катіонів кальцію $\text{Ca}^{2+}$**

#### **Дослід 1. Реакція з сульфатами**

До 5 крапель досліджуваного розчину  $\text{CaCl}_2$  додати кілька крапель розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Спостерігати утворення осаду. Скласти рівняння відповідної реакції.

#### **Дослід 2. Мікрокристалоскопічна реакція на катіони кальцію**

На предметне скло наносять краплю розчину солі кальцію, додають 1 краплю 1М розчину сульфатної кислоти, упарюють на водяній бані до появи кромки по межах краплі та розглядають її під мікроскопом. Відзначають колір та форму кристалів, що утворюються.

#### **Дослід 3. Реакція з оксалатом амонію**

До 5 крапель досліджуваного розчину  $\text{CaCl}_2$  додати таку ж кількість розчину оксалату амонію  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ . Випадає осад білого кольору. Випробувати розчинність утвореного розчину в кислотах при нагріванні. Описати спостереження, скласти молекулярні та йонні рівняння. Зробіть висновок про можливість відкриття  $\text{Ca}^{2+}$  в присутності  $\text{Ba}^{2+}$  оксалатом амонію.

#### **Дослід 4. Реакція забарвлення полум'я солями барію, стронцію, кальцію**

Очищеною розжареною ніхромовою петлею підхоплюють летку сіль відповідного катіону і вносять у безбарвне полум'я газового пальника. Відзначають колір полум'я.

### **III аналітична група катіонів**

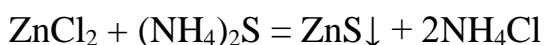
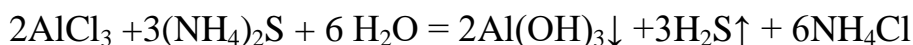
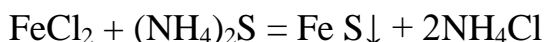
До III аналітичної групи катіонів відносяться  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ . Сульфідні, фосфатні і карбонатні їх нерозчинні у воді.

Груповий реагент – амонію сульфід, який осаджує катіони  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  у вигляді сульфідів, а  $\text{Al}^{3+}$  і  $\text{Cr}^{3+}$  у вигляді гідроксидів, оскільки їх

сульфіди швидко гідролізуються до менш розчинних гідроксидів, які мають амфотерні властивості.

### **Виконання групової реакції**

До 3-4 крапель розчинів солей алюмінію, мангану (II), цинку, феруму(II) і (III) додають по 3-4 краплі розчину амонію гідроксиду, по 2-3 краплі амонію хлориду та по 3-4 краплі амонію сульфіді. Амоній гідроксид та амоній хлорид вводять в реакцію для запобігання гідролізу амонію сульфіді. Запишіть забарвлення утворених осадів. Складіть йонні рівняння.



### **Реакції катіонів алюмінію $\text{Al}^{3+}$**

#### **Дослід 1. Реакція з лугами**

До 4-5 крапель розчину солі алюмінію додати 2-3 краплі розчину натрію гідроксиду. Утворений осад розділити на 2 пробірки, в одну додати кілька крапель хлоридної кислоти, а в другу надлишок натрію гідроксиду. Що спостерігаєте? Скласти рівняння реакцій.

#### **Дослід 2. Реакція з амонію гідроксидом**

Амоній гідроксид осаджує йон алюмінію у вигляді гідроксиду, який нерозчинний у надлишку реактиву.

До 4-5 крапель солі алюмінію додати кілька крапель розчину  $\text{NH}_4\text{OH}$ , а потім його надлишок. Відмітити аналітичний ефект. Скласти рівняння реакцій.

#### **Дослід 3. Дія алізарину на розчин солі алюмінію (утворення алізаринового лаку)**

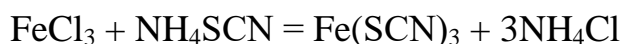
До 2-3 крапель розчину солі алюмінію на фільтрувальному папері додають 10 крапель розчину амоніаку, 2 краплі 0,1%-го спиртового розчину алізарину. Злегка підігріти над електроплиткою. Відзначають колір осаду, що утворюється. Якщо з'явиться фіолетове забарвлення розчину, то до нього додають краплями 1М розчин  $\text{CH}_3\text{COOH}$  до переходу забарвлення в червоне.

### **Реакції катіонів феруму(III) $\text{Fe}^{3+}$**

#### **Дослід 1. Реакція з роданідом амонію**

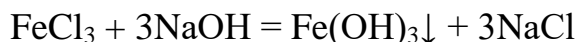
Роданіди з солями феруму(III) утворюють розчинні комплексні сполуки криваво-червоного кольору. Ця реакція специфічна і дуже чутлива.

До кількох крапель досліджуваного розчину солі феруму(III) додати 2-3 краплі амонію роданіду. Записати спостереження і рівняння реакції.



### **Дослід 2. Реакція з лугами**

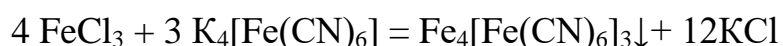
Їдкі луги та амонійю гідроксид з  $\text{Fe}^{3+}$  утворюють гідроксид червоно-бурого кольору:



До кількох крапель досліджуваного розчину додати 2-3 краплі лугу (NaOH, KOH). Спостерігати утворення осаду, дослідити його відношення до кислот і лугів.

### **Дослід 3. Дія розчину калію гексаціаноферату (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$**

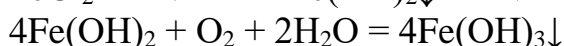
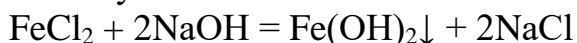
До 4-5 крапель розчину солі феруму (III) додають 2-3 розчину HCl та 3-4 краплі розчину  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Відзначають колір осаду «берлінської лазурі», що утворився. Досліджують розчинність осаду в мінеральній кислоті та лузі.



## **Реакції катіонів феруму (II) $\text{Fe}^{2+}$**

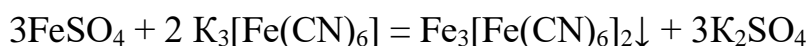
### **Дослід 1. Реакція з лугами**

До кількох крапель досліджуваного розчину солі феруму(II) додати 2-3 краплі лугу (NaOH, KOH). Спостерігати утворення брудно-зеленого осаду, який поступово буріє. Окислюючись до  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Дослідити його відношення до кислот і лугів.



### **Дослід 2. Дія розчину калію гексаціаноферату (III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$**

До 2-3 крапель розчину солі феруму(II) додати 2-3 краплі HCl (для припинення гідролізу) та 2-3 краплі реагента  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Спостерігати утворення темно-синього осаду «турнбуленової сині»:



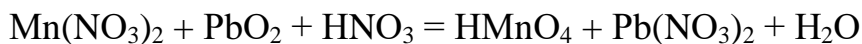
## **Реакції катіонів мангану(II) $\text{Mn}^{2+}$**

### **Дослід 1. Реакція з сильними окисниками**

Сильні окисники  $\text{PbO}_2$  з  $\text{HNO}_3$  (1:1) після кип'ятіння окислюють  $\text{Mn}^{2+}$  до  $\text{MnO}_4^-$  фіолетово-малинового кольору.

В пробірку поміщають трохи  $\text{PbO}_2$ , додають 2-3 мл розчину  $\text{HNO}_3$  (1:1), суміш нагрівають до кипіння і відразу ж додають 1 краплю досліджуваного

розчину солі мангану(II) і ще раз нагрівають до кипіння. Після відстоювання спостерігається фіолетово-малинове забарвлення розчину.



Скласти рівняння окисно-відновної реакції, урівняти електронним балансом.

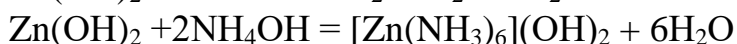
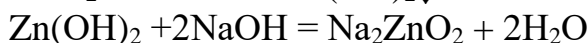
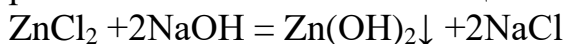
## **Дослід 2. Реакція з калію гексаціанофератом(III)**

До 3-4 крапель розчину солі мангану(II) додати 2-3 краплі реактиву  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Спостерігати утворення бурого осаду. Скласти рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді.

### **Реакції катіонів цинку $\text{Zn}^{2+}$**

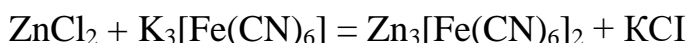
#### **Дослід 1. Реакція з лугами та $\text{NH}_4\text{OH}$**

До 5 крапель розчину солі цинку обережно додають розчин  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Спочатку утворюється білий осад, який при подальшому додаванні  $\text{NH}_4\text{OH}$  розчиняється. Пояснити явище на основі рівнянь реакцій:



#### **Дослід 2. Дія розчину калію гексаціаноферату(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$**

До 2-3 крапель розчину солі цинку додають 2 краплі розчину  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Відзначають колір осаду, що утворився. Проводять дослідження розчинності одержаного осаду в розведеній  $\text{HCl}$ .



### **Контрольні питання**

1. Чому катіони першої аналітичної групи не мають групового реагенту?
2. Яка реакція на іони специфічна? Напишіть рівняння реакції.
3. Які іони заважають визначенню іонів амонію з лужним розчином калію тетраїодомеркурату (II)? Відповідь обґрунтуйте.
4. Які іони заважають визначенню іонів  $\text{K}^+$  з  $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ ? Відповідь обґрунтуйте.
5. Чому іони  $\text{NH}_4^+$  заважають визначенню іонів  $\text{Na}^+$  з  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ ? Відповідь обґрунтуйте.
6. Як визначити іони  $\text{K}^+$  та  $\text{NH}_4^+$  у присутності інших іонів? Напишіть рівняння реакцій.

7. Чому осаді гідроксидів катіонів III аналітичної групи розчиняються в надлишку лугів та в кислотах? Напишіть рівняння реакцій.
8. Як виявляють катіони алюмінію в ході аналізу? Напишіть рівняння реакцій.
9. Як виявляють катіони цинку в ході аналізу? Напишіть рівняння реакцій.

### Реакції аніонів I – III аналітичних груп

В основу аналітичної класифікації аніонів за групами покладено утворення нерозчинних у воді осадів солей барію та аргентуму. Але ця класифікація не є загальноприйнятою.

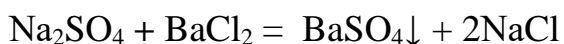
Група	Аніони	Груповий реагент	нерозчинні солі
I	$\text{SO}_4^{2-}$ , $\text{SO}_3^{2-}$ , $\text{SiO}_3^{2-}$ , $\text{CO}_3^{2-}$ , $\text{PO}_4^{3-}$	$\text{BaCl}_2$ або $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	Солі барію
II	$\text{Cl}^-$ , $\text{I}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{S}^{2-}$	$\text{AgNO}_3$	Солі аргентуму
III	$\text{NO}_3^-$ , $\text{NO}_2^-$ , $\text{CH}_3\text{COO}^-$	Відсутній	Більшість солей розчинні

Більшість аніонів виявляють дробним методом. Групові реагенти використовують лише для виявлення аналітичних груп, а не для їх відокремлення.

### Реакції аніонів I аналітичної групи

#### Реакції з груповим реагентом $\text{BaCl}_2$

До 2—3 крапель розчинів солей, що містять аніони I аналітичної групи, додають по 2—3 краплі 0,5М розчину  $\text{BaCl}_2$ . Відзначають колір осадів, що утворилися. Досліджують розчинність осадів у 2М розчині  $\text{HCl}$ .



#### Реакції сульфат-аніонів $\text{SO}_4^{2-}$

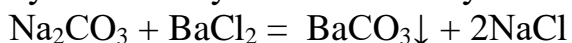
##### Взаємодія з $\text{BaCl}_2$

До 3-4 крапель розчину солі, що містить сульфат-аніони, додають 2-3 краплі 0,5М розчину  $\text{BaCl}_2$  або  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ . Перевірити розчинність осаду в мінеральних кислотах. Скласти молекулярні і йонні рівняння реакцій.

#### Реакції карбонат-йонів $\text{CO}_3^{2-}$

##### Дослід 1. Реакція з $\text{BaCl}_2$

До 3-4 крапель розчину натрій карбонату додають 2-3 краплі 0,5М розчину  $\text{BaCl}_2$ . Спостерігати за розчиненням осаду в кислотах з виділенням бульбашок вуглекислого газу. Скласти йонні рівняння реакцій.





## **Дослід 2. Дія мінеральних кислот**

До 10-15 крапель розчину натрію карбонату додають 10 крапель 2М розчину HCl. Пробірку закривають пробкою з газовивідною трубкою і пропускають газ, що виділяється, крізь вапняну воду. Відзначають аналітичний ефект. Скласти молекулярні і йонні рівняння реакцій.

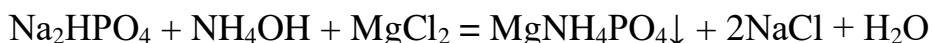
## **Дослід 3. Дія розчину аргентуму нітрату AgNO<sub>3</sub>**

До 5 крапель натрій карбонату додають 5 крапель розчину аргентуму нітрату. Відзначають колір осадів, що утворилися. Отриманий осад розділити на 2 пробірки і випробувати на розчинність у розбавленій нітратній кислоті та в аміаку. Скласти молекулярні і йонні рівняння реакцій.

### **Реакції фосфат-йонів PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>**

#### **1. Дія магnezійної суміші (MgCl<sub>2</sub>, NH<sub>4</sub>Cl, NH<sub>4</sub>OH)**

До 3 крапель розчину натрію гідрофосфату додають по 2 краплі розчинів амонію хлориду і розчину амоніаку, 2 краплі розчину магнію хлориду. Відзначають колір осаду, що утворився.



#### **2. Реакція з молібденовою рідиною (амонію молібдат (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>MoO<sub>4</sub>)**

До 1 мл підігрітої молібденової рідини додати 3-5 крапель натрію гідрофосфату. Відзначають колір осаду, що утворився.

### **Реакція силікат-йонів SiO<sub>3</sub><sup>2-</sup>**

#### **1. Реакція з BaCl<sub>2</sub>**

До 5 крапель розчину натрію силікату додають 3-4 краплі розчину BaCl<sub>2</sub>. Утворюється білий осад барію силікату. До утвореного осаду додати кілька крапель розчину хлоридної кислоти. Спостерігайте за утворенням драглистого осаду силікатної кислоти. Скласти молекулярні і йонні рівняння реакцій.

### **Реакції аніонів II аналітичної групи**

#### **Реакції з груповим реагентом AgNO<sub>3</sub>**

До 2-3 крапель розчинів солей, що містять хлорид-, бромід-, йодид- і сульфід-іони, додають по 2—3 краплі розчину AgNO<sub>3</sub>, підкисленого 2М розчином нітратної кислоти. Відзначають аналітичний ефект.

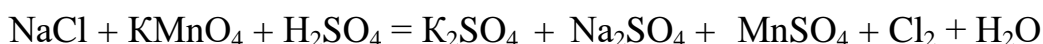
### **Реакції хлорид-йонів Cl<sup>-</sup>**

## 1. Реакція з $\text{AgNO}_3$

До 3-4 крапель розчину натрію хлориду додають 3-4 краплі розчину  $\text{AgNO}_3$ . Випадає «сирнистий» осад. Випробуйте розчинність осаду в  $\text{NH}_4\text{OH}$ , додайте концентрованої  $\text{HNO}_3$ . Зробіть висновки. Скласти молекулярні і йонні рівняння реакцій.

## 2. Реакція з $\text{KMnO}_4$

У пробірку налити 0,5 мл розчину  $\text{KMnO}_4$ , підкисленого сульфатною кислотою, додати 6-8 крапель розчину  $\text{NaCl}$ . Суміш обережно нагріти під тягою. Виділяється хлор, який виявляють за посинінням йод-крохмального папірця, піднесеного до отвору пробірки. Відчувається також запах хлору.



Розібрати реакцію як окисно-відновну.

### Реакції йодид-іонів $\text{I}^-$

#### 1. Дія нітрит-іонів

До 2—3 крапель розчину калію йодиду додають 2 краплі 1М розчину розбавленої сульфатної кислоти, 8-10 крапель органічного розчинника (спирту, хлороформу) та 3—4 краплі розчину натрію нітриту. Суміш збовтати та спостерігати зміну забарвлення органічного розчинника. Запишіть рівняння реакції та розберіть її як окисно-відновну.

### Реакції сульфід-іонів $\text{S}^{2-}$

#### 1. Дія розчину йоду

До 2-3 крапель розчину йоду додають 5-6 крапель розчину амонію сульфідіду. Відзначають аналітичний ефект. Скласти молекулярні і йонні рівняння реакцій.

### Реакції аніонів III аналітичної групи

Групового реагенту на аніони III групи не існує тому, що з катіонами усіх груп вони утворюють солі, розчинні у воді.

### Реакції нітрат-іонів $\text{NO}_3^-$

#### 1. Дія розчину феруму (II) сульфату $\text{FeSO}_4$

До 3-5 крапель розчину натрію нітрату додають 5-8 крапель розчину  $\text{FeSO}_4$ , перемішують та обережно по стінці пробірки додають 2-3 краплі концентрованої сульфатної кислоти. Відзначають аналітичний ефект.

#### 2. Реакція з міддю та концентрованою сульфатною кислотою

До 4-5 крапель розчину натрію нітрату додають 5-6 крапель концентрованої сульфатної кислоти і невеликий шматочок міді та нагріти під тягою. Виділяється бурий газ  $\text{NO}_2$ .



Розберіть реакцію як окисно-відновну.

### 3. Реакція з дифеніламіном

До 2-3 крапель розчину дифеніламіну додати 3-5 крапель концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і 2 краплі розчину  $\text{NaNO}_3$ . З'являється синє забарвлення внаслідок окиснення дифеніламіну йонами  $\text{NO}_3^-$ .

### 4. Реакція з антипірином

До 2 крапель розчину нітрату обережно додати краплю 5% водного розчину антипірину і 3 краплі концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Обережно перемішати. Спостерігати світло-червоне забарвлення розчину.

## Реакції нітрит-йонів $\text{NO}_2^-$

### 1. Реакція з KI

До 4-5 крапель розчину калію нітриту додати стільки ж розчину KI і 3-4 краплі  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Виділяється вільний йод, який забарвлює розчин в жовтий або бурий колір.



Розберіть реакцію як окисно-відновну.

### 2. Реакція з антипірином

До 5 крапель 5% водного розчину антипірину додати 3 краплі розчину калію нітриту і 1-3 краплі концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Перемішати. Спостерігати яскраво-зелене забарвлення розчину.

При аналізі суміші аніонів, якщо вони заважають визначенню один одного, використовують систематичний хід аналізу – особливі випадки в аналізі аніонів. Нітрит-йони заважають визначенню нітрат-йонів, тому при їх сумісній присутності спочатку визначають нітрат-йони, потім їх видаляють і виявляють нітрит-йони.

Сульфуровмісні аніони також заважають визначенню один одного. Їх аналіз у суміші ґрунтується на відокремленні спочатку  $\text{S}^{2-}$ , а потім  $\text{SO}_3^{2-}$  і  $\text{SO}_4^{2-}$ ; - від  $\text{S}_2\text{O}_2^{2-}$  та визначенні цих аніонів за допомогою реакцій осадження, окиснення-відновлення.

Хлорид-, бромід- та йодид-іони при сумісній присутності також заважають визначенню один одного. Аналіз цієї суміші ґрунтується на різній розчинності аргентуму хлориду, аргентуму броміду, аргентуму йодиду в

12%-вому розчині  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ , а також на реакціях окиснення-відновлення бромід- та йодид-іонів хлорною водою.

### Контрольні питання

1. Які властивості аніонів покладено в основу їх класифікації за аналітичними групами?
2. Які особливості застосування групових реагентів в аналізі аніонів у порівнянні з дією групових реагентів в аналізі катіонів?
3. Чому пробу на аніони I групи виконують у нейтральному або слаболужному середовищі, а на аніони II групи — в нітратнокислому?
4. Які аніони можна виявити за виділенням характерних газів? Напишіть рівняння реакцій.
5. Як виконують пробу на аніони-окисники? Напишіть рівняння реакцій.
6. Як виконують пробу на аніони-відновники? Напишіть рівняння реакцій.
7. Чому сульфат-іон виявляють дією розчину  $\text{BaCl}_2$  у кислому середовищі? Відповідь обґрунтуйте.
8. Чи завжди негативна проба з  $\text{BaCl}_2$  вказує на відсутність аніонів I аналітичної групи? Відповідь обґрунтуйте.
9. Чому аніони III групи не мають групового реагенту? Відповідь обґрунтуйте.
10. За допомогою яких реагентів визначають нітрит- та нітрат-йони? Напишіть рівняння реакцій.
11. Які аніони заважають визначенню нітрат-іонів? Відповідь обґрунтуйте. Напишіть рівняння реакцій.
12. Як відокремлюють нітрит- від нітрат-іонів? Напишіть рівняння реакцій.
13. Чому при аналізі суміші сульфовмісних аніонів слід проводити систематичний хід аналізу? Відповідь обґрунтуйте. Напишіть рівняння реакцій.
14. Чому при аналізі суміші  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$  іонів слід проводити систематичний хід аналізу? Відповідь обґрунтуйте.

## Титриметричний аналіз. Метод нейтралізації

### Інформаційна частина

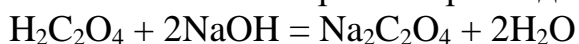
Кислотно – основне титрування (метод нейтралізації) – титриметричний метод аналізу, в основі якого (у водному середовищі) лежить реакція нейтралізації:  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- = 2\text{H}_2\text{O}$ .

Стандартними розчинами методу є 0,1 М...0,001 М розчини  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ . Якщо як титранти використовують розчини кислот, то метод називають *ацидиметрією*, а якщо основи — *алкаліметрією*. Готують вторинні стандартні розчини; їх точну молярну концентрацію встановлюють за стандартними речовинами або при їх титруванні розчинами відомої концентрації. Стандартизацію розчинів кислот проводять за стандартними речовинами: натрію тетраборатом ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ), натрію карбонатом ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), трис-(оксиметил)-амінометаном або за стандартними розчинами лугів ( $\text{NaOH}$  та  $\text{KOH}$ ). Стандартизацію розчинів лугів проводять за стандартними речовинами: оксалатною кислотою ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ), бурштиною кислотою ( $\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4$ ), калію гідрофтальатом ( $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ ), калію гідройодатом ( $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$ ), за стандартними розчинами  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

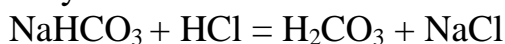
Залежно від досліджуваного об'єкта використовують різні способи кислотно-основного титрування: пряме, зворотне, замісникове.

Кінцеву точку титрування в методі нейтралізації визначають за допомогою кислотно-основних (рН) індикаторів, а також без індикатора — за зміною рН-середовища (потенціометрично) або електропровідності розчину (кондуктометрично).

Вибір рН-індикаторів проводять двома способами: за продуктами реакції та за кривими титрування. Обираючи індикатор за продуктами реакції, враховують рН-середовища розчину в кінцевій точці титрування. Якщо рН-середовища  $>7$ , то придатним є індикатор, інтервал переходу якого лежить у лужній області значень рН. Наприклад:



(продукт реакції натрій оксалат гідролізує і створює лужне середовище). Для даного визначення використовують фенолфталеїн (інтервал переходу 8,2–10,0 рН). Якщо продукт реакції в кінцевій точці титрування створює кисле середовище (рН $<$ 7), то придатним є індикатор, інтервал переходу якого лежить у кислотній області значень рН. Наприклад:



Для визначення кінцевої точки титрування в цьому випадку можна скористатись метиловим помаранчевим (інтервал переходу 3,1–4,0 рН). Найбільш придатним є вибір індикатора за кривими титрування. Для цього будують криву титрування, що графічно відображає зміну рН розчину в процесі титрування, для чого придатні індикатори, інтервал переходу яких

повністю або частково знаходиться в межах стрибка титрування, тобто індикатори, рН яких входить в межі стрибка титрування.

Цим методом можна визначати: сильні кислоти та основи; слабкі кислоти та основи ( $K_i$  не менше ніж  $5 \cdot 10^{-7}$ ); солі, утворені слабкою основою з  $K_b \leq 5 \cdot 10^{-7}$  або слабкою кислотою з  $K_a \leq 5 \cdot 10^{-7}$ ; органічні сполуки з кислими або основними властивостями. Кислоти з  $pK_a > 7$  та основи з  $pK_b < 7$  титрують з використанням неводних розчинників. Методом кислотно-основного титрування можна визначити не тільки індивідуальні речовини, а й суміш різних за силою кислот (основ), суміш солей, що гідролізують, а також суміші солей і кислот (основ).

### **Приготування стандартних (титрованих) розчинів лугів і кислот.**

#### **Вихідні речовини і визначення титру кислот і лугів**

Приготування точних розчинів у методі нейтралізації. Робочими розчинами в методі нейтралізації є 0,1 н розчин хлоридної кислоти концентрацією якого встановлюють по бури і 0,1 н розчин NaOH концентрацію якого встановлюють по хлоридній кислоті.

#### **Виготовлення робочого розчину бури**

Бура кристалізується з водою. Під час зберігання вона може втрачати певну кількість води. Тому перед виготовленням робочого розчину буру треба перекристалізувати. Для добування бури  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  препарат розчиняють за температури  $50^\circ\text{--}60^\circ\text{C}$  до насичення, розчин фільтрують і охолоджують. Для прискорення кристалізації розчин помішують скляною паличкою.

Кристали бури відфільтровують, промивають холодною водою і висушують на повітрі. Висушування вважається закінченим якщо дрібні кристали не пристають до скляної палички. Суху речовину зберігають у склянках з притертими пробками. Бура взаємодіє з хлоридною кислотою за таким рівнянням:



Згідно з цим рівнянням молярна маса еквівалента бури дорівнює:

$$M_{\text{ек}} = M(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) / 2$$

Готують 0,1 н розчину бури, розчиняючи розраховану наважку в 1 л води. У холодній воді бура розчиняється погано, тому її розчиняють у гарячій воді. В міру розчинення бури воду доливають до мітки і охолоджують до кімнатної температури.

Виготовлений розчин бури використовують для встановлення концентрації робочого розчину хлоридної кислоти.

Вихідні речовини треба зважувати з точністю до 0,0001 г, а концентрацію розчину обчислювати з точністю до четвертого знаку.

#### **Виготовлення робочого розчину хлоридної кислоти**

Розчин хлоридної кислоти готують приблизно 0,1 н із концентрованої HCl ( $\rho = 1,19$ ; 37,2 % хлороводню). Для виготовлення 1 л 0,1 н розчину HCl треба взяти такий об'єм концентрованої кислоти, який би містив 3,65 г

хлороводню. Знаходимо скільки грамів концентрованої HCl треба взяти, щоб вміст хлороводню був 3,65:

$$100 \text{ г} - 37,2 \text{ г}$$

$$X \text{ г} - 3,65 \text{ г}$$

$$X = 100 * 3,65 / 37,2 = 9,81 \text{ г}$$

Знаходимо об'єм HCl виходячи з її густини:

$$V = 9,81 \text{ г} / 1,19 \text{ г/мл} = 8,25 \text{ мл}$$

Відміряють циліндром 8,25 мл концентрованої HCl, розводять до 1 л водою і встановлюють концентрацію цього розчину за розчином бури. Щоб установити концентрацію HCl, вміщують по 25 мл виготовленого розчину бури в три конічні колби на 150-200 мл, додають 1-2 краплі метилового червоного чи метилового оранжевого і титрують робочим розчином HCl. У точці еквівалентності розчин повинен містити лише хлорид натрію та борну кислоту, яка зумовлює слабо кислу реакцію розчину. Титрування буде точним, якщо взяти індикатор з інтервалом рН переходу кольору близьким до точки еквівалентності при титруванні. У даному випадку найкраще підходить метиловий червоний чи метиловий оранжевий. З трьох результатів беруть середній, якщо вони різняться між собою не більше як на 0,1 мл. Припустимо, що на титрування 25 мл розчину бури ( $C_{\text{екв}} = 0,1082 \text{ н}$ ) пішло 24,72 мл HCl (24,72 мл - середній результат трьох титрувань). Концентрацію HCl знаходять за формулою:

$$C_{\text{екв(бури)}} * V_{\text{бури}} = C_{\text{екв(HCl)}} * V_{\text{(HCl)}}$$

$$C_{\text{екв(HCl)}} = C_{\text{екв(бури)}} * V_{\text{(бури)}} / V_{\text{(HCl)}} = 25 * 0,1082 \text{ н} / 24,72 = 0,1094 \text{ н}$$

Отже, концентрація виготовленого розчину HCl дорівнює 0,1094 н.

### **Виготовлення і встановлення концентрації робочого розчину лугу**

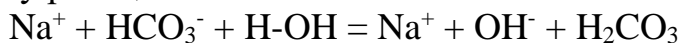
Виготовити розчин лугу з точним його вмістом наважки не можна тому, що і гідроксид натрію і гідроксид калію містить домішки води і карбонату. Готують розчин лугу приблизного вмісту, а потім встановлюють його точну концентрацію. На технічних вагах зважують 4,5-4 г гідроксиду натрію (4 г становить 0,1 молярної маси еквівалента NaOH). Щоб відмити від соди, наважку обмивають спочатку простою, а потім дистильованою водою і розчиняють в 1 л дистильованої води. Дистильована вода повинна бути очищена від вуглекислого газу кип'ятінням.

Для встановлення концентрації лугу можна використовувати титрований розчин хлоридної кислоти. В цьому випадку, як зазначалось раніше, можна використати сильні і слабкі індикатори. Але у зв'язку з тим, що луги завжди містять домішки соди краще використовувати сильний індикатор (метиловий оранжевий). У конічну колбу на 150-200 мл відбирають 25 мл титрованого розчину HCl, добавляють 1-2 краплі метилового оранжевого і титрують лугом. Обчислюють концентрацію лугу за формулою:

$$C_{\text{екв(NaOH)}} = C_{\text{екв(HCl)}} * V_{\text{(HCl)}} / V_{\text{(NaOH)}}$$

## Дослід 1. Визначення вмісту гідрогенкарбонату натрію в питній соді

Питна сода може містити різні домішки (хлориди, сульфати натрію). Тому при встановленні препаратів соди визначають вміст гідрогенкарбонату натрію. Визначення вмісту гідроген карбонату натрію в питній соді базується на тому, що в водному розчині гідроген карбонат натрію гідролізує і має лужну реакцію:



Під час титрування такого розчину робочим розчином хлоридної кислоти в точці еквівалентності в ньому залишається в карбонатна кислота:



Тому в цьому випадку використовують індикатор метиловий оранжевий.

*Прилади та матеріали:* бюретки, конічні колби на 250 мл, технічні та аналітичні терези, питна сода, розчин бури, розчин HCl 0,1н, метиловий оранжевий.

Для аналізу беруть питну соду, що є у продажу. Обчислюють, яка наважка необхідна для виготовлення 250 мл 0,1н розчину. Молярна маса еквіваленту карбонату натрію дорівнює його молярній масі, тобто 84,02 г/моль. Отже, для виготовлення 0,1н розчину соди об'ємом 250 мл зважують 2,1005 г:

$$(84,02 * 0,1 * 250)/1000 = 2,1005 \text{ г (NaHCO}_3\text{)}$$

На практиці роблять так: спочатку зважують на технічних терезах 2,1 г соди, а потім на аналітичних терезах з точністю до 0,0001 г. Наважку переносять у мірну колбу на 250 мл і розчиняють у дистильованій воді, доводячи до риски рівень рідини у колбі. Відбирають у конічну колбу місткістю 150-200 мл 25 мл виготовленого розчину питної соди, додають 1-2 краплі метилового оранжевого і титрують робочим розчином хлоридної кислоти. З трьох титрувань беруть середній результат і роблять обчислення.

### Обрахунок результатів досліджень.

1) Обчислюють концентрацію виготовленого розчину соди:

$$\text{Сек (NaHCO}_3\text{)} = V(\text{HCl}) * \text{Сек}(\text{HCl}) / V(\text{NaHCO}_3)$$

2) Обчислюють титр розчину соди, тобто масу соди у гамах у розчині об'ємом 1 л:

$$T (\text{NaHCO}_3) = \text{Сек} (\text{NaHCO}_3) * \text{Мекв} / 1000 \text{ г/мл}$$

Мекв – молярна маса еквівалента NaHCO<sub>3</sub>, яка дорівнює його молярній масі 84,02 г/моль

3) Обчислюють масу соди в грамах у 250 мл виготовленого розчину:

$$m = T (\text{NaHCO}_3) * 250$$

4) Обчислюють масову частку NaHCO<sub>3</sub> у питній соді, виходячи з наважки:

$$W(\text{NaHCO}_3) = m/g * 100\%$$

## Дослід 2. Визначення тимчасової (усувної) твердості води

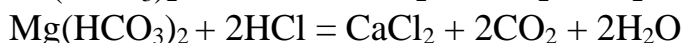
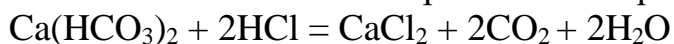
Твердість води зумовлена наявністю розчинних солей Ca і Mg. Розрізняють тимчасову (усувну) і постійну твердість води. Тимчасова, або карбонатна твердість, залежить від наявності гідрогенкарбонатів Ca і Mg. Цю



твердість можна усувати кип'ятінням. Під час кип'ятіння гідрогенкарбонати розкладаються і випадають в осад у вигляді карбонатів:



Постійна твердість води зумовлена наявністю хлоридів та сульфатів Ca і Mg, ці солі під час кип'ятіння залишаються у розчині. Щоб визначити тимчасову твердість води, певний об'єм води титрують робочим розчином HCl за наявності метилового оранжевого. При цьому відбувається реакція:



Наявність гідроген карбонатів інших металів (гідроген карбонатів натрію) впливає на результати аналізу.

**Прилади та матеріали:** бюретки, мірний циліндр на 100 мл, конічні колби на 250 мл, робочий розчин HCl 0,1 н, метиловий оранжевий, зразки води з різних джерел походження.

**Хід роботи.** Для визначення відбирають піпеткою, або мірним циліндром, 100 мл досліджуваної води, додають 2-3 краплі індикатора і титрують 0,1 н розчином HCl до зміни кольору індикатору від жовтого до рожевого.

**Обрахунок результатів досліджень.** Твердість води виражають в одиницях твердості, що дорівнює кількості міліеквівалентів йонів  $\text{Mg}^{2+}$  і  $\text{Ca}^{2+}$ , що містяться в 1 л води (1 мекв дорівнює 20,04 мг/л  $\text{Ca}^{2+}$ , або 12,16 мг/л  $\text{Mg}^{2+}$ ).

Отже, щоб виразити карбонатну твердість води в одиницях твердості обчислюють концентрацію Сек розчину солей Ca і Mg в 1 л води і множимо на 1000:

$$T_v = \text{Сек} * 1000 = V(\text{HCl}) * \text{Сек}(\text{HCl}) / V(\text{води}) = V(\text{HCl}) * \text{Сек}(\text{HCl}) * 1000 / 100 = V(\text{HCl}) * \text{Сек}(\text{HCl}) * 10 \text{ мекв, де:}$$

Сек(HCl) – концентрація хлоридної кислоти;

V(HCl) – об'єм хлоридної кислоти, витрачений на титрування досліджуваної води об'ємом 100 мл.

### Контрольні питання

1. На яких законах хімії ґрунтується метод об'ємного аналізу речовин?
2. Які види об'ємного аналізу вам відомі?
3. Які вихідні речовини використовуються в кислотно-основному титруванні?
4. Як готуються розчини речовин для кислотно-основного титрування?
5. Як обраховуються результати вимірювань в об'ємному аналізі?
6. В чому полягає суть титриметричного аналізу?
7. Який розчин називається робочим?
8. Що таке точка еквівалентності?
9. Що називають індикаторами і які вони бувають?
10. Що таке кінцева точка титрування?
11. Що таке вихідні речовини і які вимоги до них?

## Лабораторна робота № 7

### Хімічна кінетика і рівновага

#### Інформаційна частина

Швидкість хімічної реакції визначається зміною концентрацій реагуючих речовин за одиницю часу. Швидкість хімічної реакції залежить від ряду факторів. Найважливішими з них є хімічна природа реагуючих речовин, їх концентрація, температура та присутність каталізатора. Також впливає ступінь подрібнення та площа стикання часточок реагуючих речовин, агрегатний стан реагуючих речовин та продуктів реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин пояснює закон діючих мас (Гульдберга і Вааге):

швидкість хімічної реакції при постійній температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції.

Для реакції  $mA + nB = C$ , вираження швидкості реакції буде мати вигляд:  $v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$  (1)

Велике значення на швидкість хімічних реакції має температура. При збільшенні температури на кожні  $10^\circ\text{C}$  швидкість реакції, як правило, збільшується в 2 – 4 рази і навпаки (правило Вант Гоффа).

#### Практична частина

**Дослід 1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин**

Використовують реакцію між тіосульфатом натрію і сульфатною кислотою:



Три бюретки наповнити розчинами тіосульфату натрію  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , сульфатної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і  $\text{H}_2\text{O}$  відповідно.

В чотири пронумеровані пробірки налити з бюретки вказану кількість сульфатної кислоти (по 6 мл).

У чотири інші пробірки відміряти із бюреток тіосульфат натрію і воду, як вказано у таблиці (сумарний об'єм повинен дорівнювати 6 мл).

Потім послідовно змішувати однакові об'єми розчинів тіосульфату натрію і сульфатної кислоти (приливати розчин тіосульфату натрію до сульфатної кислоти) і відраховувати за секундоміром час від початку зливання до появи перших ознак помутніння (t).

Швидкість реакції розрахувати за формулою :

$$v = 1/t \quad (2)$$

Одержані результати оформити у вигляді таблиці.

Таблиця 1

### **Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин**

№ досліду	Об'єм, мл			Загальн. об'єм (v)	Концентрація (C)	Час (t)	Швидкість $v = 1/t$
	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}$				
1	6	6	0	12	1		
2	6	4	2	12	2/3		
3	6	3	3	12	1/2		
4	6	2	4	12	1/3		

За результатами таблиці побудувати графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. Для цього на осі абсцис відкласти концентрацію  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , а на осі ординат – швидкість реакції (v).

### **Дослід 2. Залежність швидкості хімічної реакції від температури**

В чотири пронумеровані пробірки із бюретки налити по 4 мл розчину  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  і поставити їх у склянку з водою. В чотири інші пробірки налити по

4 мл розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і також поставити в ту ж склянку з водою. Через 5 хв виміряти температуру води, записати в таблицю ( $t_1$ ). Потім у пробірку з 4 мл розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  влити 4 мл розчину  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  при температурі  $t_1$  і відрахувати за секундоміром час до початку появи помутніння.

Далі воду в склянці з пробірками нагріти на  $10^0$  вище попередньої температури ( $t_2$ ) і повторити дослід з пробіркою № 2. Аналогічні досліди провести з третьою і четвертою парою пробірок.

Результати дослідів записати в таблицю 2. З одержаних результатів побудувати графік залежності швидкості реакції від температури і розрахувати температурний коефіцієнт за формулою:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{\theta_2 - \theta_1}{10}}$$

Так як кожний раз температуру підвищували на  $10^0$ , то

$\frac{\theta_2 - \theta_1}{10} = 1$  і температурний коефіцієнт можна знайти:

$$\gamma = \frac{v_2}{v_1} = \frac{v_3}{v_2} = \frac{v_4}{v_3}$$

Таблиця 2.

### Залежність швидкості хімічної реакції від температури

№ досліду	Об'єм, мл		Температура Води, $^0\text{C}$	Час, с	Швидкість, $v = 1/t$
	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$			
1	4	4	$t_1$		
2	4	4	$t_1 + 10 = t_2$		
3	4	4	$t_2 + 10$		
4	4	4	$t_3 + 10$		

Зобразіть графік залежності швидкості хімічної реакції від температури.

### Зміщення хімічної рівноваги

*Прилади і реактиви:* конічні колби на  $100 \text{ см}^3$ , пробірки,  $\text{KCNS}_{\text{конц.}}$ ,  $\text{KCNS}$  0,1%;  $\text{FeCl}_3_{\text{конц.}}$ ,  $\text{FeCl}_3$  0,1%;  $\text{NH}_4\text{Cl}$  – сухий.

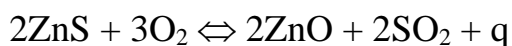
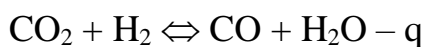
### Дослід 3. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги

Приготувати розчини  $\text{FeCl}_3$  і  $\text{KCNS}$  з еквівалентною концентрацією 0,1 моль · екв / $\text{дм}^3$  та концентровані розчини ферум(III) хлориду  $\text{FeCl}_3$  і калій роданіду  $\text{KCNS}$ . В колбі приготувати суміш рівних об'ємів 0,1 н  $\text{FeCl}_3$  та 0,1 н  $\text{KCNS}$  (20  $\text{см}^3$  розчину  $\text{FeCl}_3$  + 20  $\text{см}^3$  розчину  $\text{KCNS}$ ). Забарвлені розчини розлити в чотири пронумеровані пробірки. В пробірку № 1 внести кілька крапель концентрованого розчину  $\text{FeCl}_3$ , в пробірку № 2 – кілька крапель концентрованого розчину  $\text{KCNS}$ , в пробірку № 3 – кілька кристалів  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Розчин в пробірці № 4 – контрольний. Пробірки струсити (солі повинні розчинитися), спостерігайте за зміною кольору розчинів в пробірках №1, 2 та 3, зрівнюючи з кольором контрольної пробірки.

Написати рівняння реакція взаємодії хлориду заліза (III) і роданистого калію (оборотна). Запишіть спостереження і висновки.

#### Контрольні запитання

1. Що таке каталіз? Його типи.
2. Від яких факторів залежить швидкість реакції?
3. Приведіть приклад екзотермічної і ендотермічної реакцій. Яку дію спричиняє на ці реакції підвищення температури? Чому?
4. Дайте визначення швидкості хімічної реакції.
5. Сформулюйте закон діючих мас.
6. Які фактори впливають на швидкість хімічної реакції?
7. Як залежить константа рівноваги від температури? Напишіть рівняння константи рівноваги для реакцій:



## Одноатомні та багатоатомні спирти

### Інформаційна частина

**Спирти** – це органічні сполуки, до складу яких входить одна або кілька гідроксильних груп –ОН, сполучених з вуглеводневим радикалом. Якщо гідроксильні групи –ОН сполучені із ароматичним ядром, то такі сполуки називаються фенолами.

Загальна формула одноатомних спиртів та фенолів, що мають у своєму складі лише одну гідроксильну групу, R-ОН.

В залежності від природи та будови радикалу R вони бувають: **насиченими, ненасиченими, ароматичними** тощо.

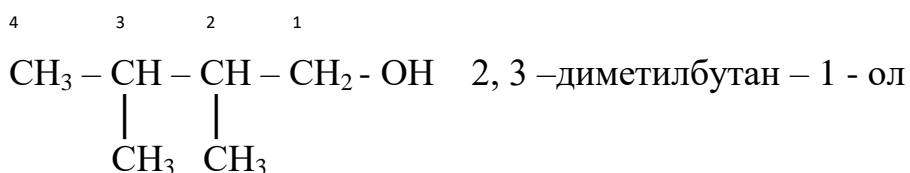
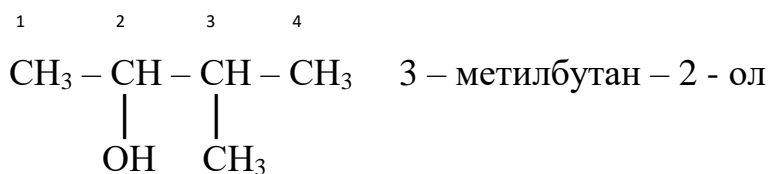
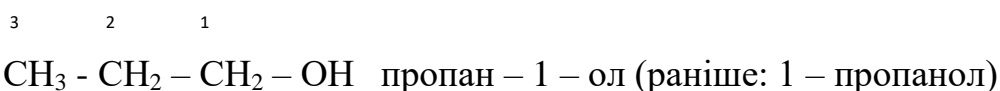
Спирти можуть утворювати свої гомологічні ряди. Так, спирти насиченого ряду мають загальну формулу  $C_nH_{2n+1}OH$ .

В залежності від кількості гідроксильних груп спирти поділяють на: **одноатомні** (з одним гідроксилом), **дво-, трьохатомні, багатоатомні**.

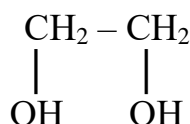
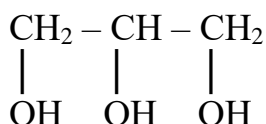
В залежності від того, з яким атомом карбону сполучена гідроксильна група, розрізняють: **первинні, вторинні, третинні спирти**.

За систематичною номенклатурою назва складається з назви алкану з таким самим числом атомів С і суфікса – *ол*;

Після назви алкану зазначають номер атома С, з яким сполучена група –ОН.



Якщо в молекулі кілька груп –ОН, то пишуться суфікси – *діол*, – *триол*.



Пропан - 1,2,3 – триол

Етан – 1,2 – діол

Для спиртів характерна **ізомерія**:

- розгалуження карбонового ланцюга;
- положення гідроксильних груп;
- положення кратного зв'язку (для ненасичених спиртів);
- міжкласова (одноатомним спиртам ізомерні етери (прості ефіри)).

### **Експериментальна частина**

#### **Дослід 1. Виявлення присутності води в спирті та одержання абсолютного спирту**

В суху пробірку насипати 1-2 г безводного купрум(II) сульфату, додати 2 мл етанолу, перемішати суміш, інтенсивно струшуючи пробірку. Спостерігайте зміну кольору порошку з білого на блакитний. Одержаний зневоднений (абсолютний) спирт використати в наступному досліді. Складіть рівняння відповідної реакції.

#### **Дослід 2. Взаємодія етанолу з натрієм**

Одержаний в попередньому досліді етанол обережно злити в суху пробірку, помістити в нього шматочок металічного натрію розміром з горошину. Закрити отвір пробірки пальцем і спостерігати за інтенсивним виділенням бульбашок водню. По закінченню реакції піднести запалений сірник до отвору пробірки, прийнявши палець. Що спостерігаєте?

У пробірці утворюється безбарвна в'язка желеподібна маса етилату натрію. Додати до нього 1 мл дистильованої води і 1-2 краплі фенолфталеїну.

Пояснити зміну забарвлення індикатора. Складіть рівняння реакцій етанолу з натрієм, етилату натрію з водою та горіння водню.

#### **Дослід 3. Окиснення первинних, вторинних і третинних спиртів**

В три пробірки налити по 1 мл розчині калій перманганату і по 5 крапель розбавленої сульфатної кислоти. Потім в першу пробірку додати 5 крапель етанолу (первинний спирт), в другу – 5 крапель ізопропілового спирту (вторинний), в третю – 5 крапель третинного бутилового спирту. Всі пробірки струсити і нагріти на полум'ї спиртівки до зміни кольору розчину. Запишіть спостереження і складіть рівняння окиснення спиртів враховуючи, що первинні спирти окиснюються до альдегідів, вторинні – до кетонів, а третинні – спочатку з утворенням алкенів, а потім, з розривом подвійного

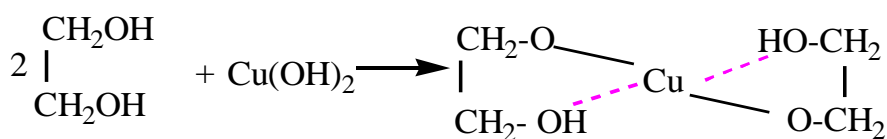
зв'язку. до кетонів та карбонових кислот з коротшими карбоновим ланцюгами, ніж у вихідних спиртів.

#### Дослід 4. Взаємодія спиртів з кислотами (реакція естерифікації)

У одну пробірку налити 1 мл розчину неорганічної кислоти (хлоридної чи сульфатної), а в другу – 1 мл органічної (наприклад етанової). В обидві пробірки додати 2-3 краплі метилового оранжевого, спостерігати зміну забарвлення. Далі в кожен з пробірок долити по 1 мл етанолу, перемішати, злегка підігріти. Спостерігати зміну забарвлення розчинів і характерний запах утворених естерів. Запишіть спостереження і складіть рівняння відповідних реакцій.

#### Дослід 5. Якісна реакція на багатоатомні спирти

У двох-, трьох- і багатоатомних спиртів, на відміну від одноатомних, з гідроксидами деяких важких металів, наприклад з гідроксидом міді, гліколі утворюють комплексні гліколяти. При цьому не розчинний у воді  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  в гліколі легко розчиняється, утворюється яскраво-синій прозорий розчин :



етиленгліколь

гліколят купрум(II)

У пробірку налити 10 крапель 3% розчину купрум(II) сульфату і долити 1 мл 5% розчину натрій гідроксиду. До свіжоприготовленого блакитного драглистого осаду купрум(II) гідроксиду додати 3-4 краплі пропантриолу (гліцерину). Перемішати суміш, струшуючи пробірку. Спостерігати зміни, що відбулися у пробірці. Запишіть спостереження, складіть рівняння реакції.

#### Дослід 6. Взаємодія пропантриолу (гліцерину) з металічним натрієм (проводити у витяжній шафі)

В суху пробірку налити 2-3 мл гліцерину, закріпити її вертикально в лапці штатива. Обережно додати до гліцерину невеликий шматочок натрію і злегка підігріти пробірку на полум'ї спиртівки до появи в ній іскри. Припинити нагрівання, закрити вікно витяжної шафи і спостерігати енергійну реакцію зуглення гліцерину. Напишіть спостереження і рівняння реакції.

#### Дослід 7. Окиснення гліцерину калій перманганатом (проводити у витяжній шафі)





## Властивості простих і складних вуглеводів

**Мета:** поглибити теоретичні знання з питань, що стосуються класифікації, властивостей моно-, ди-, полісахаридів, їх значення; засвоїти теоретичний матеріал стосовно біологічної ролі вуглеводів та їх похідних; набути вміння виконувати експеримент по виявленню вуглеводів у пробах і дослідженню їх властивостей, а також навички навчально-дослідницької роботи.

### Інформаційна частина

Вуглеводи – біохімічні сполуки, які утворюються в рослинах як первинні продукти фотосинтезу та є важливою складовою частиною живих організмів. Вуглеводи за хімічною будовою – це поліоксиальдегіди, поліоксикетони, їх полімери та похідні. Назва “Вуглеводи” не відповідає хімічній будові і поряд з нею вживаються інші: “Цукри”, “Сахариди”, “Глікани”.

За здатністю до гідролізу вуглеводи поділяють на моносахариди (прості цукри), олігосахариди (олігомери, що складаються з кількох залишків моносахаридів) та полісахариди (полімери, що складаються з багатьох залишків моносахаридів).

**Моносахариди** не підлягають гідролітичному розщепленню з утворенням менших молекул вуглеводів. Їх загальна формула  $C_nH_{2n}O_n$ . За кількістю атомів карбону в молекулі моносахариди поділяються на групи. Найбільш поширеними є гексози та пентози. Під час їх перетворення в живих організмах утворюються тріози, тетрози, гептози. Найбільше значення в організмі людини мають тріози, пентози і гексози.

За розміщенням карбонільної групи моносахариди поділяють на ряди структурних ізомерів: альдоза та кетоза. Вони можуть існувати у двох формах: лінійній (ациклічній) і циклічній. Ці форми знаходяться у динамічній рівновазі, їх взаємоперетворення називається таутомерією. **Олігосахариди** – містять від 2 до 10 залишків моносахаридів. У цю групу входять дисахариди, трисахариди і ін. Серед дисахаридів найбільше значення мають мальтоза, лактоза, сахароза. **Полісахариди** – високомолекулярні вуглеводи, які складаються із великої кількості моносахаридів. Вони поділяються на гомополісахариди (входять моносахариди тільки одного типу) і гетерополісахариди (входять моносахариди різного типу).

Найважливішими полісахаридами є крохмаль, глікоген, клітковина (целюлоза), пектинові речовини.

### **З точки зору харчової цінності вуглеводи поділяють на**

- ті, що засвоюються (моно та олігосахариди);
- не засвоюються (целюлоза, геміцелюлоза, інулін, пектин, камеді, слизи).

Вуглеводи, які не засвоюються в організмі людини, не утилізуються, але вони досить важливі для травлення і складають групу харчових волокон.

## **Експериментальна частина**

### **Дослід 1. Виявлення наявності декількох гідроксильних груп у вуглеводах (якісна реакція на багатоатомні спирти)**

Вуглеводи при взаємодії з гідроксидами важких металів дають таку ж реакцію, як і багатоатомні спирти, що підтверджує наявність в їхніх молекулах декількох гідроксильних груп.

У 4 пробірки наливають по 10 крапель 10 % розчину NaOH і додають по 10 крапель 5%-го розчину  $\text{CuSO}_4$ . Спостерігається утворення осаду купрум(II) гідроксиду ( $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ) із слабо-синім забарвленням. В 1 пробірку додати 3 краплі 1%-го розчину глюкози, в 2 – 1%-го р-ну фруктози, в 3 – 1%-го р-ну сахарози, в 4 - 1%-го р-ну лактози. Вміст всіх пробірок струсити. Спостерігати розчинення осаду купрум(II) гідроксиду і утворення розчинів синього кольору. Розчинення осаду відбувається за рахунок взаємодії  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  з гідроксильними групами вуглеводів з утворенням розчинних комплексних сполук. **Розчини залишають для наступного досліді.** Записати рівняння реакцій, спостереження, висновок.

### **Дослід 2. Виявлення відновлювальної здатності вуглеводів**

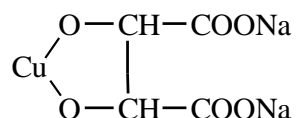
Всі вуглеводи, що мають вільну карбонільну групу (з вільним глікозидним гідроксилем), дають ряд характерних реакцій, заснованих на окисненні цієї групи і відновленні деяких слабких окисників: оксидів купруму, аргентуму, ін. Олігосахариди, що дають такі реакції, носять назву таких, що редукують, в протилежність нередукуючим олігосахаридам, що не містять вільної карбонільної групи. Із збільшенням молекулярної маси редукуюча здатність спадає (полісахариди її практично не проявляють). Реакції окиснення сахаридів легко відбувається в лужному середовищі і важче в нейтральному і особливо в кислому середовищі.

Отримані в досліді 1 розчини комплексних сполук купрум(II) з вуглеводами, перемішати і нагрівати обережно до кипіння.

а) У тих пробірках, де знаходяться вуглеводи, що редукують, утворюється спочатку жовтий осад купрум(I) гідроксиду (CuOH), який при подальшому нагріванні переходить в червоний осад купрум(I) оксиду (Cu<sub>2</sub>O).

б) *Окиснення вуглеводів реактивом Фелінга.*

Під час нагрівання досліджуваного вуглеводу з реактивом Фелінга при наявності редукуючих вуглеводів утворюється червоно-бурий осад. Реактив Фелінга - це суміш купрум(II) сульфату і лужного розчину сегнетової солі:



Реакція зумовлена окисненням вуглеводу (наприклад, глюкози) і відновленням гідроксиду купруму(II) у гідроксид купруму(I) який розкладається на воду і оксид купруму(I) червоно-бурого кольору:

Сегнетова сіль зв'язує надлишок гідроксиду купруму(II). Сахароза, на відміну від глюкози, фруктози, лактози, мальтози та інших редукуючих вуглеводів, дає негативну реакцію, бо дві монози, які входять до її складу, сполучені за рахунок своїх напівацетальних гідроксилів. Позитивну реакцію дають тільки ті вуглеводи, які мають альдегідну групу або вільний напівацетальний гідроксил.

У одну пробірку помістити 5-6 крапель розчину глюкози, у другу – стільки ж розчину фруктози, в третю – розчин сахарози, в четверту – лактози. Потім у кожен пробірку додати рівний об'єм розчину реактиву Фелінга. Вміст пробірок перемішати і нагріти. Звернути увагу на появу жовто-червоного осаду купрум(I) оксиду. Скласти рівняння відповідних реакцій. Які вуглеводи цією реакцією визначаються?

в) *Окиснення вуглеводів аміачним розчином оксиду аргентуму (реакція срібного дзеркала).*

До 2-3 крапель глюкози додати 1-2 краплі аміачного розчину аргентум оксиду. Нагріти. Спостерігати виділення або чорного осаду або, якщо стінки пробірки були чисті, наліт срібла на стінках пробірки. (Під час нагрівання пробірку не можна струшувати, тому що срібло виділиться не на стінках

пробірки, а у вигляді осаду). Провести реакції з іншими вуглеводами, розчином меду.

При окисненні моносахаридів у лужному середовищі утворюється суміш продуктів окиснення внаслідок руйнування моносахаридів. Записати рівняння окиснення глюкози до глюконової кислоти, спостереження, висновок.

### **Дослід 3. Реакція Селіванова на кетози**

При нагріванні з концентрованими мінеральними кислотами (хлоридною, сульфатною) молекули гексоз поступово розщеплюється, утворюючи суміш різних продуктів. У числі інших речовин вони утворюють оксиметилфурфурол, який конденсується з резорцином, утворюючи сполуки з певним забарвленням. Кетози перетворюються на оксиметилфурфурол набагато швидше, ніж альдози, що обумовлює швидкість появи забарвлення і її інтенсивність в розчинах фруктози і сахарози. Ця реакція дозволяє швидко виявити в суміші сахаридів наявність кетогексоз.

У 5 пробірок помістити по 4 краплі реактива Селіванова. В 1 пробірку помістити 4 краплі 1%-го розчину глюкози, в 2 – 1%-го р-ну фруктози в 3 – 1%-го р-ну сахарози, в 4 - 1%-го р-ну лактози, в 5 – 0,5%-го р-ну меду. Всі пробірки обережно повільно нагріти. Спостерігати за появою забарвлення. У присутності кетогексоз з'являється червоне забарвлення.

### **Дослід 4. Відкриття крохмалю**

а) У пробірку помістити 5 крапель крохмального клейстеру і 1 краплю розчину йоду. Звернути увагу на колір суміші. Нагріти розчин, а потім остудити. Пояснити явища, що спостерігаються.

б) провести йод-крохмальну реакцію на сирій та вареній картоплі, макаронах, хлібові. Пояснити явища.

### **Дослід 5. Дослідження гідролізу крохмалю**

У 8 пробірок поміщають по одній краплі розчину йоду і 2 мл води. У іншу пробірку помістити 20 крапель 0,5% розчину крохмалю і 10 крапель 2н розчину  $H_2SO_4$  і поставити для гідролізу на водяну баню. Перед початком гідролізу і через кожних 3 хвилини відбирають піпеткою краплю розчину і переносять в пробірку з розчином йоду. Послідовні проби виявляють

поступову зміну забарвлення при реакції з йодом (синю, синьо-фіолетову, червоно-фіолетову, червонувато-оранжеву, оранжеву і жовту). Гідроліз крохмалю закінчують, коли крохмальний клейстер не даватиме кольорової реакції з йодом. Відзначають загальну тривалість гідролізу.

Крохмаль з йодом дає синє забарвлення обумовлене утворенням адсорбційних сполук йоду з амілозою. Декстрини, залежно від величини ланцюжка, з йодом забарвлюються у фіолетові, червоні, оранжеві кольори. Мальтоза і глюкоза не змінюють забарвлення йоду.

Після того як реакційна суміш перестане давати забарвлення з йодом, суміш кип'ятять ще 2-3 хвилини, охолоджують і нейтралізують 10% розчином гідроксиду натрію. До отриманого розчину доливають рівний об'єм розчину Фелінга і нагрівають. Який можна зробити висновок на підставі реакції з реактивом Фелінга? Представити схему гідролізу крохмалю. Записати спостереження і висновки.

### Контрольні питання

1. Загальна характеристика вуглеводів, їх класифікація.
2. Фізіологічне значення вуглеводів.
3. Дайте характеристику моносахаридів, наведіть формули їх основних представників. Розповсюдження моносахаридів в природі, біологічна роль.
4. Якими якісними реакціями можна виявити фруктозу і глюкозу?
5. Дайте характеристику дисахаридів, напишіть реакцію утворення із моносахаридів сахарози і мальтози. Розповсюдження дисахаридів в природі, їх використання в харчовій галузі.
6. Якісна реакція на сахарозу.
7. Охарактеризуйте полісахариди (крохмаль, глікоген, пектинові речовини, клітковина). Розповсюдження полісахаридів в природі, біологічна роль, використання в харчовій галузі.
8. Загальна характеристика вуглеводів.
9. Функції вуглеводів у харчових продуктах.
10. Наслідки надлишку та дефіциту вуглеводів, які засвоюються (доступні вуглеводи).
11. Фізіологічна роль харчових волокон.
12. Шляхи зниження цукру у харчовому раціоні.
13. Обмін вуглеводів.
14. Перетворення вуглеводів під час виробництва харчових продуктів.
15. Методи визначення вуглеводів у харчових продуктах.
16. Якими якісними реакціями можна виявити крохмаль і глікоген?

## Рекомендована література

1. Ковальчук І.С. Неорганічна хімія ( навчально-методичний посібник) / І.С. Ковальчук, С.В. Гончарук, Н.П. Гирина. – К.: ВСВ «Медицина», 2017. – 80 с.
2. Яворський В.Т. Неорганічна хімія: друге видання доповнене і доопрацьоване / В.Т. Яворський. – Львів: видавництво Львівської політехніки, 2016. – 324 с.
3. Манековська І.Є. Хімія: навч.посібн. / І.Є. Манековська. – Рівне: НУВГП, 2010. – 250 с.
4. Боднарюк Ф.М. Загальна і неорганічна хімія. Частина II (хімія елементів): навч. посібн. / Ф.М. Боднарюк. – Рівне: НУВГП, 2009. – 286 с., іл.
5. Басов В. П. Хімія / В.П. Басов, В.М. Родіонов. – К.: Каравелла, 2008. – 320 с.
6. Боднарюк Ф.М. Неорганічна хімія: інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення / Ф.М. Боднарюк. – Рівне: НУВГП, 2007. – 128 с.
7. Боднарюк Ф.М. Загальна і неорганічна хімія. Частина I (загальнотеоретична): навч. посібн. / Ф.М. Боднарюк. – Рівне: НУВГП, 2006. – 241 с.
8. Слободянюк Р. Аналітична хімія та аналіз харчової продукції / Р. Слободянюк, А. Горальчук. – К.: Кондор, 2018. – 336 с.
9. Малишев В. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз . навч. посіб./ В.В. Малишев, А.І. Габ, Д.Б. Шахнін. – К.:Університет «Україна», 2018. – 212 с.
10. Габ А.І. Аналітична хімія та інструментальні методи аналізу / А. Габ, Д. Б.Шахнін, В. В. Малишев. – К.:Університет «Україна», 2018. – 396 с.
11. Габ А.І. Аналітична хімія. Кількісний аналіз / А.І. Габ, Д.Б. Шахнін, В.В. Малишев. – К.:Університет «Україна», 2017. – 87 с.
12. Габ А.І. Аналітична хімія. Якісний аналіз. Навч. посіб. для студ. природничих та інженерних спеціальностей / А.І. Габ, Д.Б. Шахнін, В.В. Малишев. – К.:Університет «Україна», 2017. – 112 с.
13. Мітрясова О.П. Органічна хімія: навч. посіб. / О.П. Мітрясова. – К.: Кондор, 2018. – 418 с.
14. Очеретенко Л.Ю., Бардіж Н.І., Замаховська С.С. Практикум з органічної хімії в 2-х частинах / Л.Ю. Очеретенко, Н.І. Бардіж, С.С. Замаховська. – Умань: Візаві, 2018. – 175 с.
15. Кононський О.І. Фізична і колоїдна хімія: Підручник. – 2-ге вид., доп. і випр. / О.І Кононський. – К.: Центр учбової літератури, 2009. – 312с.