

Міністерство освіти і науки України
Уманський національний університет садівництва
Кафедра біології

Ляховська Н.О.

Методичні вказівки

до лабораторних занять
з неорганічної, органічної та аналітичної хімії
для студентів ОР бакалавр
спеціальності 201 «Агрономія»
денної форми навчання

Умань 2021

УДК 546 (075.8)

Підготували:

викладачі кафедри біології: **Н.О. Ляховська, І.Д. Жиляк**

Затверджено на засіданні кафедри біології (протокол № 5 від 10.10.2021 р.)

Методичні вказівки рекомендовані до видання науково-методичною комісією факультету агрономії Уманського НУС (протокол № 3 від 08.11.2021 р.)

Рецензенти:

О.Д. Черно – к. с/г.н, доцент кафедри агрохімії 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 неорганічної, органічної та аналітичної хімії для студентів ОС бакалавр спеціальностей 201 «Агрономія» і 203 «Садівництво та виноградарство» денної форми навчання. Умань : Візаві, 2021. – 62 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. Загальні властивості розчинів. Способи вираження концентрації розчинів.....	16
Лабораторна робота № 3. Реакції катіонів I – III аналітичних груп.....	25
Якісний аналіз.....	26
Лабораторна робота № 4. Реакції аніонів I – III аналітичних груп.....	34
Лабораторна робота № 5. Вуглеводні.....	39
Лабораторна робота № 6. Одноатомні та багатоатомні спирти.....	45
Лабораторна робота № 7. Карбонові кислоти.....	49
Лабораторна робота № 8. Властивості простих і складних вуглеводів.....	52
Додатки	58
Додаток 1. Таблиця розчинності кислот, основ, солей у воді.....	58
Додаток 2. Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва.....	60
Додаток 3. Таблиця електронегативності елементів (за Полінгом) і електрохімічний ряд напруг металів.....	61
Рекомендована література.....	62

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 термостійким, 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.

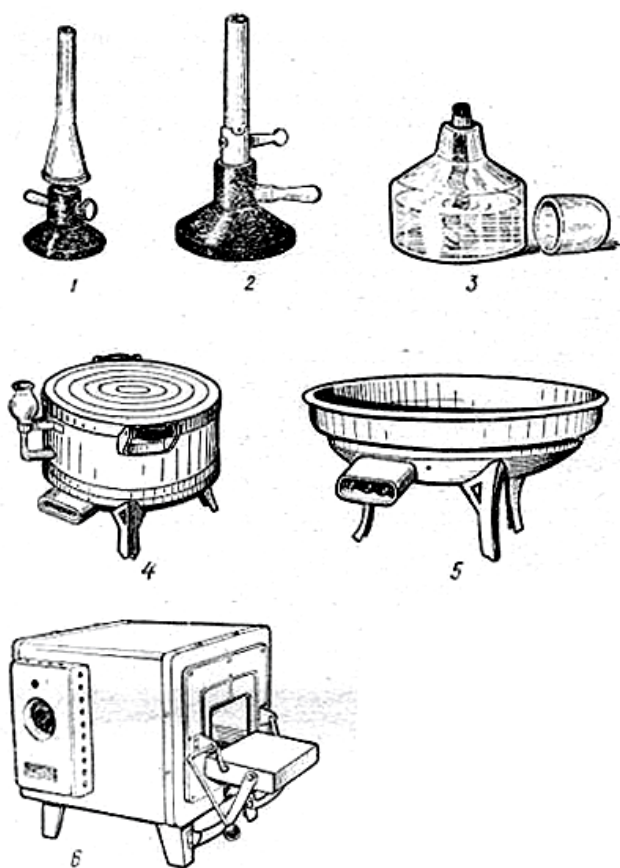


Рис. 1. Нагрівні прилади:
1 – газовий пальник Теклю; 2 – газовий пальник Бунзена; 3 – спиртівка; 4 – водяна баня; 5 – піщана баня; 6 – муфельна піч

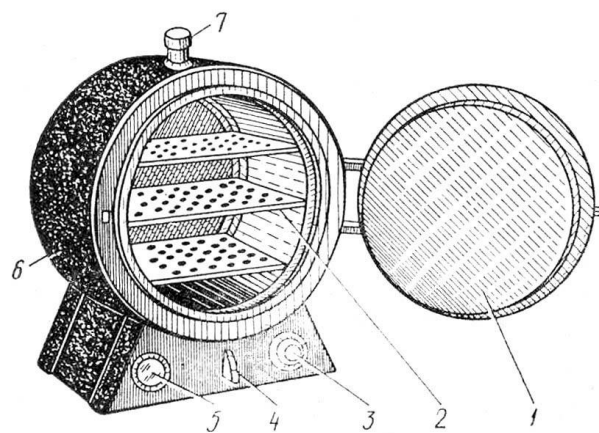


Рис. 2. Електрична сушильна шафа

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

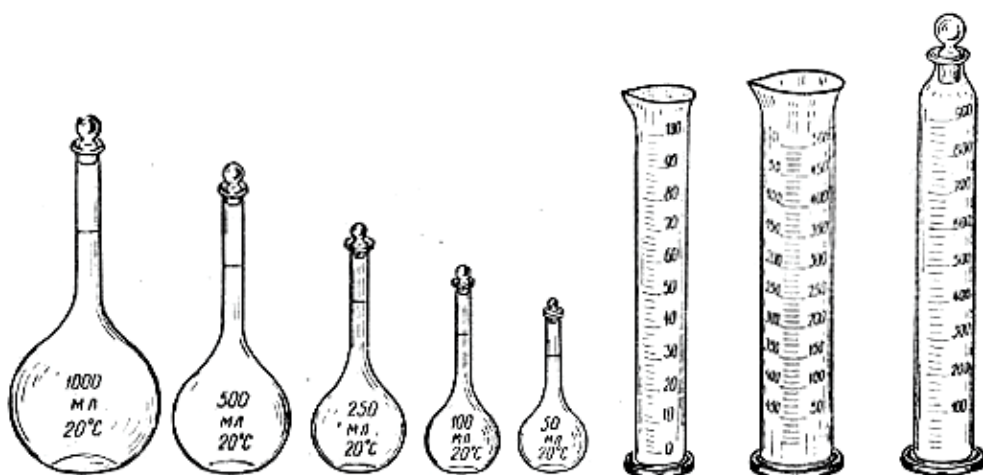


Рис. 3. Мірні колби та мірні циліндри

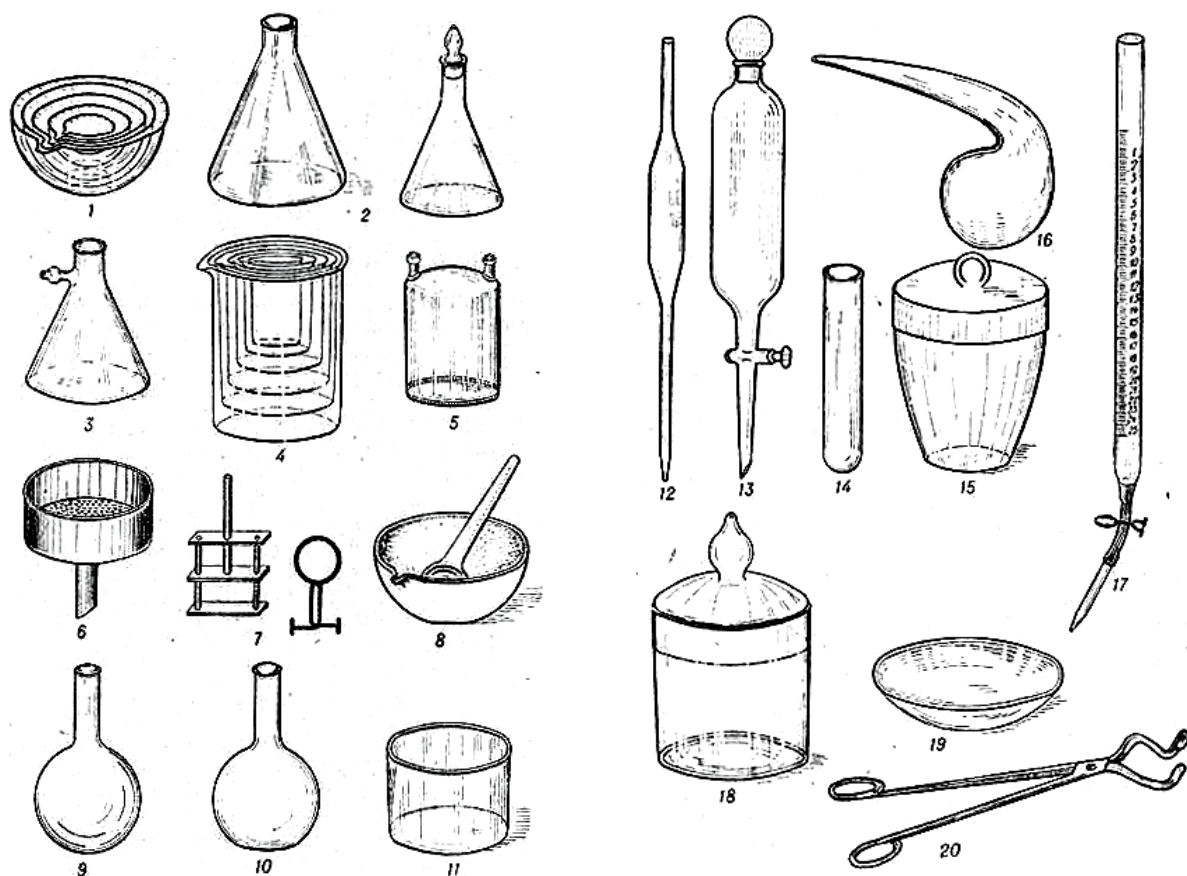


Рис. 4. Хімічний посуд та лабораторні пристосування:

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 – круглодонна 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

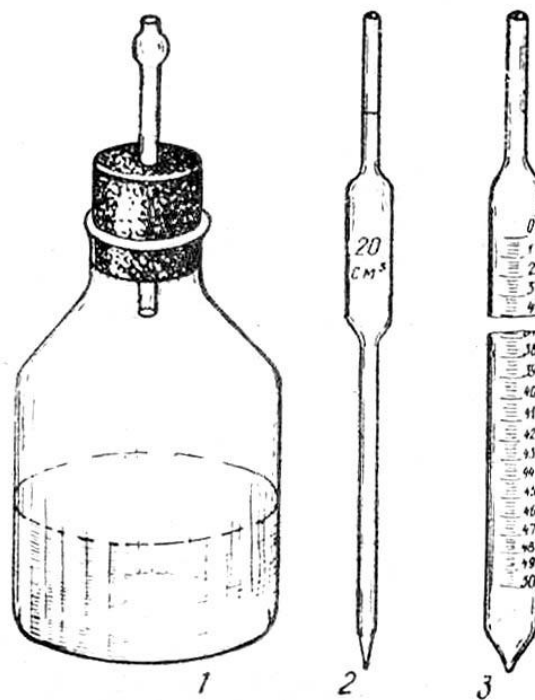


Рис. 5. Піпетки: 1 – автоматична; 2 – Мора; 3 – градуйована

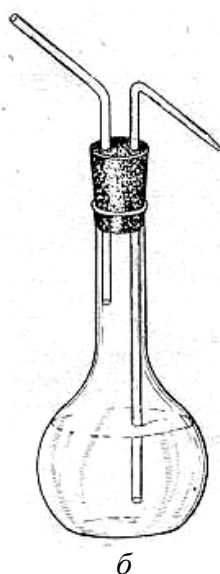
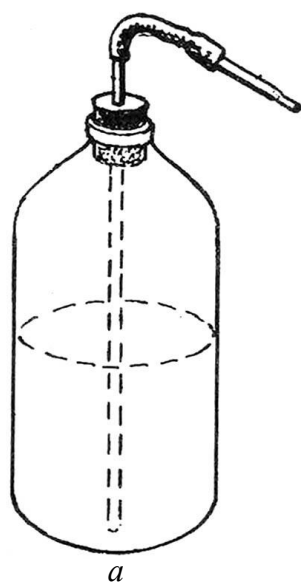


Рис. 6. Промивалки:

а – поліетиленова, б – скляна

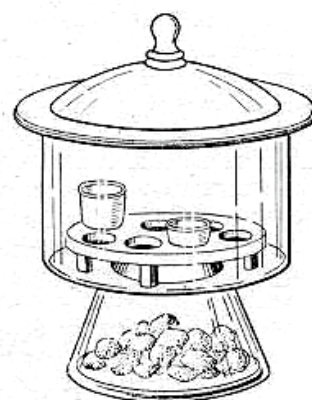


Рис. 7. Ексикатор

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.

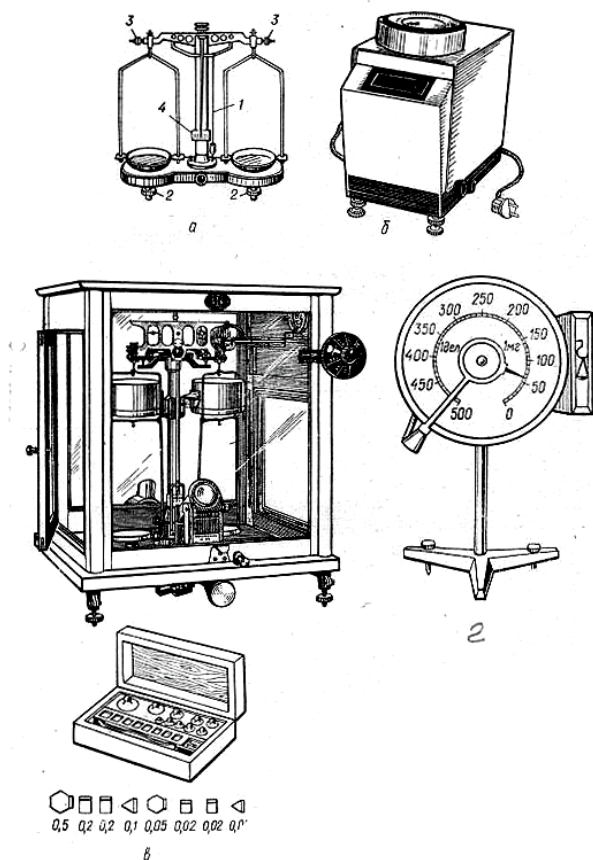
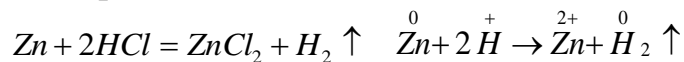


Рис. 8. Терези:

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.

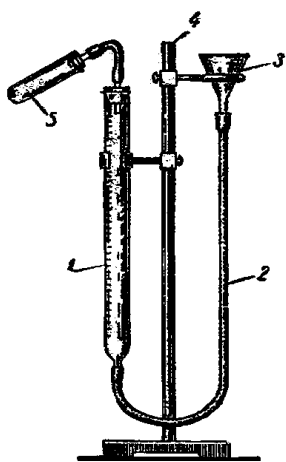


Рис. 9

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 насаджена 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 сполучається 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 5мл 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 Р.

$$V_t = (a_2 - a_1) \text{мл.}$$

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 Т – 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 (М) і молярний об'єм (V_m): $M(\text{H}_2) = 2\text{г/моль}$; $V_m = 22.4\text{л/моль} = 22400\text{мл/моль}$.

$$2\text{г} (\text{H}_2) - 22400\text{мл}$$

$$m \text{ г} (\text{H}_2) - V_0 \text{ мл}$$

$$m(H_2) = \frac{2V_{0,мл}}{22400_{мл}} \text{ (Г)}$$

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

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

$$E_m(H_2) = 1.008 \text{ г/моль}$$

$m(H_2)$ - 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 H_3PO_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 H_2CO_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 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 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 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 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.

Лабораторна робота № 2

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):

$$T = \frac{m(p.p.)}{V(p-ну)}; \frac{\text{г}}{\text{мл}}$$

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:

$$m = V\rho, \text{ де } m - \text{ маса розчину, } V - \text{ об'єм розчину, } \rho - \text{ густина розчину.}$$

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

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) $m(NaNO_3) = \frac{200 \cdot 8}{100} = 16 \text{ г}$

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

$$\omega(NaNO_3) = 100\% - 2\% = 98\%$$

$$16 \text{ г } NaNO_3 \text{ складає } 98\%$$

$$x \text{ г } NaNO_3 \text{ складає } 100\%$$

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

3) $m(H_2O) = 200 \text{ г} - 16,33 \text{ г} = 183,67 \text{ г}$

Отже, для приготування 200 г розчину $NaNO_3$ 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 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 CuSO_4
в x г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ міститься 1 г CuSO_4

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

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

Отже, для приготування 20 г розчину з вмістом 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, добавлянням 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 (ω) і густини (ρ) 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:

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

ω_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 $\omega = 80\%$ H_2SO_4 і 175 мл води. З довідкової таблиці видно, що концентрації H_2SO_4 з $\omega = 80\%$ відповідає густина 1,7 г/мл. Звідси об'єм вихідного розчину H_2SO_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 HNO_3 з масовими частками 14% і 50%, щоб одержати 240 г розчину 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:

14%		30 (ч).	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).
50 %	20%	6 (ч)	

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 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 (ρ) 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

Для роботи необхідні: склянки з розчинами Натрій хлориду невідомої концентрації, циліндри на 500 мл, набір ареометрів, колби на 250 мл, лійки, скляні палички.

Дослід 1. Визначення складу розчинів натрій хлориду різними способами

1. Влити одержаний розчин у скляний циліндр, поставити на рівну поверхню, обережно підібрати ареометр із виданого набору і виміряти густину розчину. Для цього ареометр обережно опускають 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 взнати відсоткову концентрацію розчину.

3. Припустимо, що є 1 л розчину з відомими значеннями ω і ρ . 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 ⁰ С		%	Густина при 20 ⁰ С		
	NaCl	Na ₂ CO ₃		H ₂ SO ₄	HNO ₃	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 CaSO_4 в розчині.
8. У розчині об'ємом 250 мл і густиною 1,01 г/мл міститься 50 г 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 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.

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 Na_2CO_3	Хлориди, нітрати розчинні, карбонати нерозчинні
III	$\text{Al}^{3+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+},$ $\text{Mn}^{2+}, \text{Zn}^{2+}$	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	Сульфідні нерозчинні у воді, але розчинні в сильних кислотах
IV	$\text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Bi}^{3+},$ $\text{Hg}_2^{2+}, \text{Cd}^{2+}$	H_2S	Сульфідні 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 № 3

Реакції катіонів 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), NH_4OH – слабка малодисоційована основа, гідроксид магнію практично нерозчинна у воді основа.

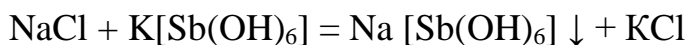
Перша група катіонів не має групового реактиву. Для їх відкриття користуються специфічними реакціями на кожен катіон. Леткі солі натрію забарвлюють полум'я пальника в яскраво жовтий колір, а солі калію – у фіолетовий.

Експериментальна частина

Реакції катіонів натрію Na^{2+}

1. Дія розчину калію гексагідроксистибату (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.

2. Мікрокристалоскопічна реакція

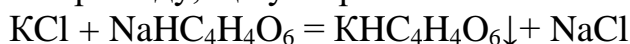
На предметне скло наносять краплю розчину солі натрію і обережно випарюють майже досуха на водяній бані. Після охолодження поруч із сухим залишком наносять краплю розчину $Zn(UO_2)_3(CH_3COO)_8$ і з'єднують їх скляною паличкою. Кристали, що утворилися, розглядають під мікроскопом. Відзначають колір та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

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^+

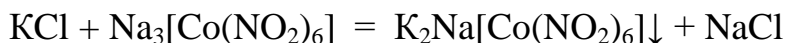
1. Дія розчину натрію гідротартрату $NaHC_4H_4O_6$
До 3-4 крапель розчину солі калію додають 3-4 краплі розчину $NaHC_4H_4O_6$ і потирають внутрішню стінку пробірки скляною паличкою. Відзначають колір осаду, що утворився. Скласти йонні рівняння.



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.

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.



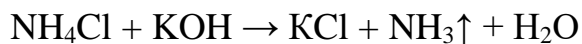
3. Реакція забарвлення полум'я солями калію

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^+

4. 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.



5. 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.



6. Відношення солей амонію до нагрівання

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

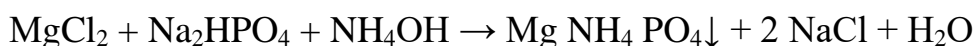
7. Реагування катіонів амонію на дію реагентів, які використовують для виявлення катіонів калію і натрію

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 Mg^{2+}

8. Дія розчину натрію 28гідрогенфосфату Na_2HPO_4

До 1-2 крапель розчину магнію хлориду додають по 2 краплі розчину NH_4Cl та 2 М розчину амоніаку і краплю розчину Na_2HPO_4 . Відзначають колір осаду, що утворився. Скласти йонні рівняння



9. Взаємодія з магнезоном (п-нітробензол-азорезорцин)

До 5 крапель нейтрального або слабо лужного розчину солі магнію додати 2 краплі розчину 28ідро фос. Спостерігати зміну забарвлення.

10. 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 29ідро фосфату, з'єднують їх скляною паличкою і розглядають форму кристалів, що утворюються під мікроскопом.

II аналітична група катіонів

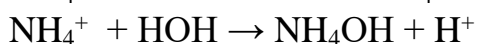
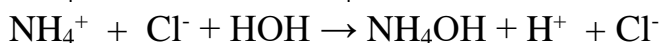
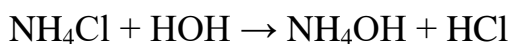
До II аналітичної групи катіонів належать Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} . Хлориди та нітрати цих катіонів добре розчинні у воді. Розбавлена сульфатна кислота утворює з катіонами II групи осади білого кольору. Розчинність сульфатів зменшується від Ca^{2+} до Ba^{2+} .

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. Сульфіді 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+}

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.

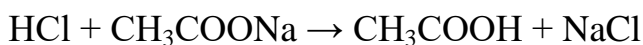
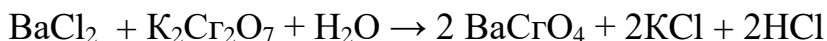
2. Дія розчину натрію карбонату Na_2CO_3

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.

3. Дія розчину калію дихромату $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

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 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ 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 BaCrO_4 менш розчинна сіль, ніж BaCr_2O_7 , тому швидше випадає осад BaCrO_4 .



4. Реакція з оксалатом амонію

До 5 крапель досліджуваного розчину 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 Ca^{2+}

1. Реакція з сульфатами

До 5 крапель досліджуваного розчину CaCl_2 додати кілька крапель розчину Na_2SO_4 . Спостерігати утворення осаду. Скласти рівняння відповідної реакції.

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.

3. Реакція з оксалатом амонію

До 5 крапель досліджуваного розчину 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 Ca^{2+} в присутності Ba^{2+} оксалатом амонію.

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

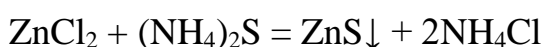
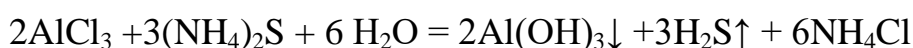
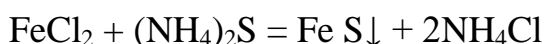
До III аналітичної групи катіонів відносяться Al^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cr^{3+} . Сульфідні, фосфатні і карбонатні їх нерозчинні у воді.

Груповий реагент – амонію сульфід, який осаджує катіони Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} у вигляді сульфідів, а Al^{3+} і 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 Al^{3+}

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.

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 NH_4OH , а потім його надлишок. Відмітити аналітичний ефект. Скласти рівняння реакцій.

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

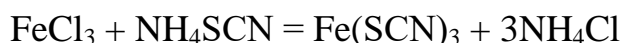
До 2-3 крапель розчину солі алюмінію на фільтрувальному папері додають 10 крапель розчину амоніаку, 2 краплі 0,1%-го спиртового розчину алізарину. Злегка підігріти над електроплиткою. Відзначають колір осаду, що утворюється. Якщо з'явиться фіолетове забарвлення розчину, то до нього додають краплями 1М розчин CH_3COOH до переходу забарвлення в червоне.

Реакції катіонів феруму(III) Fe^{3+}

1. Реакція з роданідом амонію

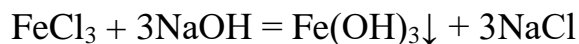
Роданіди з солями феруму(III) утворюють розчинні комплексні сполуки криваво-червоного кольору. Ця реакція специфічна і дуже чутлива.

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



2. Реакція з лугами

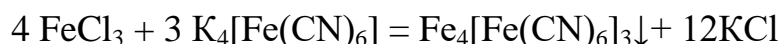
Їдкі луги та амонійю гідроксид з Fe^{3+} утворюють гідроксид червоно-бурого кольору:



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

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

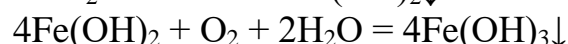
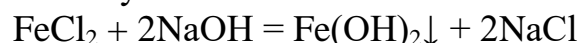
До 4-5 крапель розчину солі феруму (III) додають 2-3 розчину HCl та 3-4 краплі розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Відзначають колір осаду «берлінської лазури», що утворився. Досліджують розчинність осаду в мінеральній кислоті та лузі.



Реакції катіонів феруму (II) Fe^{2+}

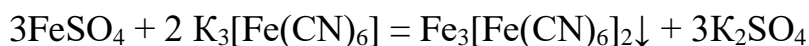
1. Реакція з лугами

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.



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»:

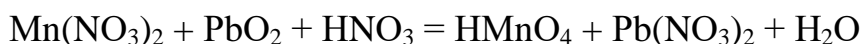


Реакції катіонів мангану(II) Mn^{2+}

1. Реакція з сильними окисниками

Сильні окисники PbO_2 з HNO_3 (1:1) після кип'ятіння окислюють Mn^{2+} до MnO_4^- фіолетово-малинового кольору.

В пробірку поміщають трохи PbO_2 , додають 2-3 мл розчину 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.

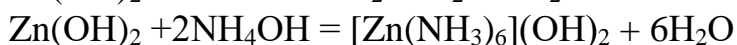
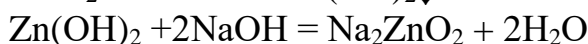
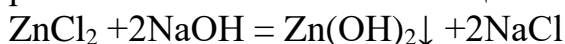
2. Реакція з калію гексаціанофератом(III)

До 3-4 крапель розчину солі мангану(II) додати 2-3 краплі реактиву $K_3[Fe(CN)_6]$. Спостерігати утворення бурого осаду. Скласти рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді.

Реакції катіонів цинку Zn^{2+}

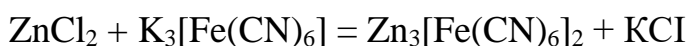
1. Реакція з лугами та NH_4OH

До 5 крапель розчину солі цинку обережно додають розчин NH_4OH . Спочатку утворюється білий осад, який при подальшому додаванні NH_4OH розчиняється. Пояснити явище на основі рівнянь реакцій:



2. Дія розчину калію гексаціаноферату(III) $K_3[Fe(CN)_6]$

До 2-3 крапель розчину солі цинку додають 2 краплі розчину $K_4[Fe(CN)_6]$. Відзначають колір осаду, що утворився. Проводять дослідження розчинності одержаного осаду в розведеній 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 K^+ з $NaHC_4H_4O_6$? Відповідь обґрунтуйте.
5. Чому іони NH_4^+ заважають визначенню іонів Na^+ з $K[Sb(OH)_6]$? Відповідь обґрунтуйте.
6. Як визначити іони K^+ та NH_4^+ у присутності інших іонів? Напишіть рівняння реакцій.
7. Чому осад 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.

Лабораторна робота № 4

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.

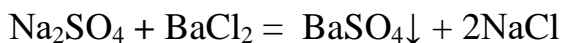
Група	Аніони	Груповий реагент	нерозчинні солі
I	SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-}	BaCl_2 або $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	Солі барію
II	Cl^- , I^- , Br^- , S^{2-}	AgNO_3	Солі аргентуму
III	NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^-	Відсутній	Більшість солей розчинні

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 BaCl_2

До 2—3 крапель розчинів солей, що містять аніони I аналітичної групи, додають по 2—3 краплі 0,5М розчину BaCl_2 . Відзначають колір осадів, що утворилися. Досліджують розчинність осадів у 2М розчині HCl .



Реакції сульфат-аніонів SO_4^{2-}

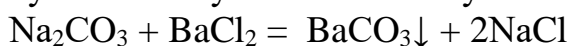
Взаємодія з BaCl_2

До 3-4 крапель розчину солі, що містить сульфат-аніони, додають 2-3 краплі 0,5М розчину BaCl_2 або $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Перевірити розчинність осаду в мінеральних кислотах. Скласти молекулярні і йонні рівняння реакцій.

Реакції карбонат-іонів CO_3^{2-}

1. Реакція з BaCl_2

До 3-4 крапель розчину натрій карбонату додають 2-3 краплі 0,5М розчину BaCl_2 . Спостерігати за розчиненням осаду в кислотах з виділенням бульбашок вуглекислого газу. Скласти йонні рівняння реакцій.



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.

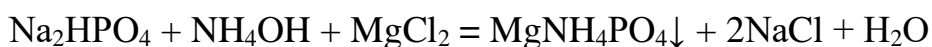
3. Дія розчину аргентуму нітрату AgNO_3

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_4^{3-}

1. Дія магnezійної суміші (MgCl_2 , NH_4Cl , NH_4OH)

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 $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$)

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

Реакція силікат-йонів SiO_3^{2-}

1. Реакція з BaCl_2

До 5 крапель розчину натрію силікату додають 3-4 краплі розчину BaCl_2 . 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_3

До 2-3 крапель розчинів солей, що містять хлорид-, бромід-, йодид- і сульфід-іони, додають по 2—3 краплі розчину AgNO_3 , підкисленого 2М розчином нітратної кислоти. Відзначають аналітичний ефект.

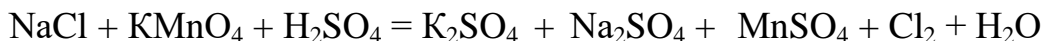
Реакції хлорид-йонів Cl^-

1. Реакція з AgNO_3

До 3-4 крапель розчину натрію хлориду додають 3-4 краплі розчину AgNO_3 . Випадає «сирнистий» осад. Випробуйте розчинність осаду в NH_4OH , додайте концентрованої HNO_3 . Зробіть висновки. Скласти молекулярні і йонні рівняння реакцій.

2. Реакція з KMnO_4

У пробірку налити 0,5 мл розчину KMnO_4 , підкисленою сульфатною кислотою, додати 6-8 крапель розчину 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 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 S^{2-}

1. Дія розчину йоду

До 2-3 крапель розчину йоду додають 5-6 крапель розчину амонію сульфіді. 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 NO_3^-

1. Дія розчину феруму (II) сульфату FeSO_4

До 3-5 крапель розчину натрію нітрату додають 5-8 крапель розчину 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 NO_2 .



Розберіть реакцію як окисно-відновну.

3. Реакція з дифеніламіном

До 2-3 крапель розчину дифеніламіну додати 3-5 крапель концентрованої H_2SO_4 і 2 краплі розчину NaNO_3 . З'являється синє забарвлення внаслідок окиснення дифеніламіну йонами NO_3^- .

4. Реакція з антипірином

До 2 крапель розчину нітрату обережно додати краплю 5% водного розчину антипірину і 3 краплі концентрованої H_2SO_4 . Обережно перемішати. Спостерігати світло-червоне забарвлення розчину.

Реакції нітрит-йонів NO_2^-

1. Реакція з KI

До 4-5 крапель розчину калію нітриту додати стільки ж розчину KI і 3-4 краплі H_2SO_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 H_2SO_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 S^{2-} , а потім SO_3^{2-} і 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 BaCl_2 у кислому середовищі? Відповідь обґрунтуйте.
8. Чи завжди негативна проба з 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-іони? 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 Cl^- , Br^- , I^- іонів слід проводити систематичний хід аналізу? Відповідь обґрунтуйте.

Лабораторна робота № 5

Вуглеводні

Інформаційна частина

Вуглеводні – це органічні сполуки, молекули яких складаються з атомів двох елементів – карбону і гідрогену.

Кожний тип вуглеводнів утворює свій *гомологічний ряд* – послідовність подібних за будовою і властивостями сполук, склад якої відображається спільною загальною формулою.

За будовою карбонового ланцюгу всі вуглеводні поділяються на такі ряди:

Аліфатичні вуглеводні (інша назва – **ациклічні вуглеводні**), які мають незамкнуту структуру – нормальну чи розгалужену;

Циклічні вуглеводні, в основі будови яких лежить замкнутий ланцюг. В свою чергу, циклічні вуглеводні включають:

Карбоциклічні вуглеводні, замкнутий ланцюг яких може бути насиченим чи ненасиченим;

Ароматичні вуглеводні, в основі будови яких лежить бензенове кільце складу C_6H_6 .

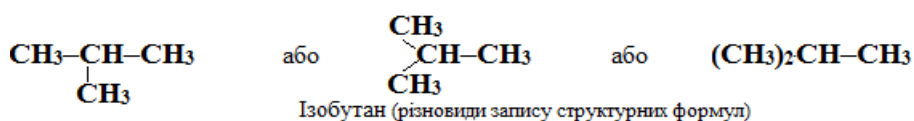
Залежно від характеру хімічних зв'язків між атомами карбону вуглеводні можуть бути такими:

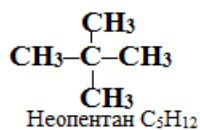
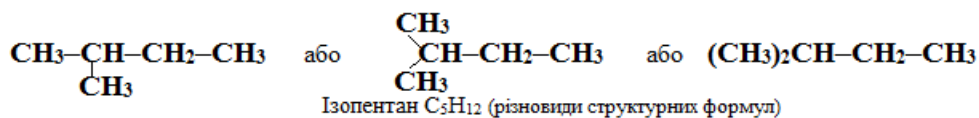
Насичені вуглеводні, в яких атоми карбону сполучені одинарними σ -зв'язками;

Ненасичені вуглеводні, що містять кратні зв'язки – подвійні (один σ - і один π -), потрійні (один σ - і два π -зв'язки) чи їх комбінацію.

Насичені аліфатичні вуглеводні утворюють гомологічний ряд **алканів** з загальною формулою C_nH_{2n+2} (табл. 1). Інша назва алканів – *парафіни* (від грецького *para affinis*, тобто позбавлені хімічної спорідненості, малоактивні) – свідчить про їх невисоку реакційну здатність.

Номенклатура алканів. Згідно із замісничовою номенклатурою IUPAC для перших чотирьох членів гомологічного ряду алканів *офіційно затверджені тривіальні назви*: метан CH_4 , етан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} , а також для розгалужених алканів – ізобутану, ізопентану і неопентану:





Назви решти алканів з нормальним (нерозгалуженим) ланцюгом складаються із кореня грецького чи латинського числівника, який зазначає кількість атомів С в головному ланцюгу, із додаванням суфікса *-ан*. Іноді перед назвою алкану нормальної будови додають букву «*n-*», щоб підкреслити його нерозгалужену структуру: наприклад, *n*-пентан CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₃.

Алкани з розгалуженим ланцюгом вважаються похідними алкану нормальної будови, в яких один (чи декілька) атомів гідрогену заміщені вуглеводневим радикалом.

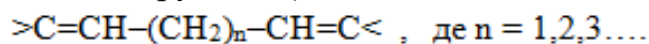
Ненасичені аліфатичні вуглеводні з одним подвійним зв'язком в головному ланцюзі утворюють гомологічний ряд **алкенів** з загальною формулою C_nH_{2n}, де n ≥ 2. Інші назви алкенів – **етиленові вуглеводні, олефіни**.

Номенклатура алкенів. При утворюванні назви етиленового вуглеводню, суфікс *-ан* відповідного алкану замінюють на *-ен* (чи *-єн*), який вказує на подвійний зв'язок: етан CH₃-CH₃, етен CH₂=CH₂. У назвах сполук з більш довгим ланцюгом після суфікса (через дефіс) необхідно вказувати **локант** – номер атома С в карбоновому ланцюгу, від якого починається подвійний зв'язок.

Ненасичені аліфатичні вуглеводні з двома подвійними зв'язками в головному ланцюгу утворюють гомологічний ряд **алкадієнів** з загальною формулою C_nH_{2n-2}, де n ≥ 3. Інші назви алкадієнів – **дієнові вуглеводні, діолефіни**.

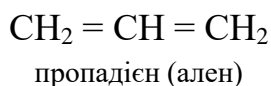
Класифікація алкадієнів. Залежно від взаємного розташування двох подвійних зв'язків алкадієни поділяються на три групи:

- **ізольовані алкадієни**, в яких подвійні зв'язки в ланцюгу розділені однією чи декількома метиленовими групами (-CH₂-):



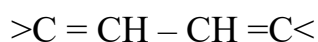
Ізольовані алкадієни виявляють хімічні властивості, подібні до звичайних алкенів з тією лише різницею, що в реакцію може вступати не один, а два подвійних зв'язки незалежно один від одного;

- **кумулявані алкадієни**, в яких обидва подвійні зв'язки знаходяться поруч і належать одному атому карбону, наприклад:



Цю групу алкадієнів часто називають *аленовими вуглеводнями* за першим членом гомологічного ряду; аленові вуглеводні є нестійкими сполуками, вони швидко ізомеризуються в алкіни, тому не мають самостійного значення;

- **спряжені алкадієни**, в яких подвійні зв'язки розділені лише одним σ -зв'язком С–С:

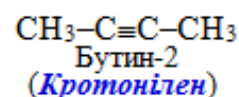
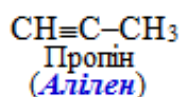
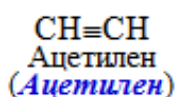


Саме спряжені алкадієни мають найважливіше значення в органічному синтезі, вони зустрічаються в багатьох біологічно активних природних речовинах (вітаміни, терпени тощо).

Номенклатура алкадієнів. Назви алкадієнів утворюються як похідні від назв відповідних алканів при заміщенні суфікса *-н* закінченням *-дієн*, після якого через дефіс вказуються локанти – номери атомів карбону, з яких починаються подвійні зв'язки. При цьому головний ланцюг нумерують таким чином, щоб до нього входили обидва подвійних зв'язки, а атоми карбону, сполучені подвійними зв'язками, одержали найменші номери.

Ненасичені аліфатичні вуглеводні з одним потрійним зв'язком в головному ланцюгу утворюють гомологічний ряд **алкінів** з загальною формулою $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, де $n \geq 2$. Інші назви алкінів – **ацетиленові вуглеводні**.

Номенклатура алкінів. Відповідно до вимог ІУРАС назви алкінів утворюють шляхом замінення суфіксів *-ан* у назвах алканів на *-ін* (чи *-ин*) із вказуванням номеру атома карбону, з якого починається потрійний зв'язок. Деякі алкіни частіше називають за *тривіальною номенклатурою*, наприклад:



Ацетиленові вуглеводні з потрійним зв'язком у крайньому положенні об'єднуються спільною назвою – **термінальні алкіни**.

Ароматичні вуглеводні, або **арени** – це карбоциклічні вуглеводні, в основі будови яких лежить бензенове кільце.

Класифікація і номенклатура ароматичних вуглеводнів. За кількістю бензенових кілець арени поділяються на дві групи.

1) Моноядерні арени, до них належить сам бензен C_6H_6 та його гомологи, в яких один чи декілька атомів гідрогену заміщені на бокові ланцюги (насичені чи ненасичені). Назви гомологів бензену утворюють від родопочаткової структури – *бензену* (стара назва, яка зустрічається досить часто, – *бензол*), перед якою наводять назви радикалів у бокових ланцюгах та їх положення. Для багатьох моноядерних аренів вживають *тривіальні назви*, які набули настільки широкого розповсюдження, що їх було введено в правила номенклатури IUPAC. Якщо бензенове кільце містить два однакові радикали, то залежно від їх взаємного розташування використовують додаткові префікси – *орто*- (2,6-положення відносно головного замісника Y), *мета*- (3,5-положення) і *пара*- (4-положення):



2) Поліядерні арени складаються з декількох бензенових ядер. Вони, у свою чергу, поділяються на *конденсовані*, в яких бензенові кільця мають спільні атоми карбону) і *неконденсовані, або ізольовані*, в молекулах яких бензинові цикли розділені σ -зв'язком чи метиленовою групою $-CH_2-$ (однією чи двома).

Експериментальна частина

Дослід 1. Одержання метану та дослідження його властивостей

В суху пробірку насипати суміш, розтерту в ступці (1 г натронного вапна, 0,5 г ацетату натрію, 0,5 г каталізатора (порошок цинку)), закрити її корком з газовідвідною трубкою. Закріпити пробірку в штативі похило отвором донизу, щоб вода, утворена при нагріванні суміші, не змочувала її. Газовідвідну трубку повернути отвором догори і нагріти суміш. Метан не має кольору і запаху, горить безбарвним полум'ям. Тому, щоб виявити його

утворення, потрібно піднести до отвору газовідвідної трубки запалений сірник, а потім шматок фільтрувального паперу. Якщо папір загорається або починає тліти, то метан виділяється і горить.

Далі газовідвідну трубку повернути донизу і занурити її отвір у пробірку з розчином калій перманганату. Пропустити метан крізь розчин протягом хвилини, спостерігати чи відбулося його знебарвлення.

Зробити висновок про хімічні властивості метану і алканів уцілому. Скласти рівняння відповідних реакцій.

Дослід 2. Добування етену (етилену) та дослідження його властивостей. Якісна реакція на подвійний зв'язок

У пробірку налити приблизно 3 мл етанолу, додати 1 мл концентрованої сульфатної кислоти (обережно по стінці пробірки) і трішки сухого піску для рівномірного кипіння суміші. Пробірку закрити корком з газовідвідною трубкою і закріпити штативі похило отвором догори. Газовідвідну трубку занурити в пробірку з 2-3 міліграми розчину калій перманганату, підкисленого (3-5 крапель) розбавленою сульфатною кислотою.

Пробірку із спиртом і кислотою обережно нагріти на слабкому вогні, спостерігати виділення бульбашок газу і знебарвлення розчину калій перманганату. Продовжуючи нагрівання обережно вийняти газовідвідну трубку з розчину і повернути її отвором догори, підпалити газ, що виділяється. Етен горить яскравим світним полум'ям. Запишіть спостереження і складіть рівняння реакцій горіння та окиснення етену.

Дослід 3. Одержання етину (ацетилену), якісна реакція на потрійний зв'язок

У пробірку з отвором у дні помістити невеликий жмуток вати, а на нього шматочок кальцій карбїду. Закрити пробірку корком з газовідвідною трубкою і герметично помістити її в конічну колбу з водою. Пробірка повинна ледь торкатися води, щоб вата змочувалася поступово. Газовідвідну трубку занурити в пробірку з розчином калій перманганату, підкисленого розбавленою сульфатною кислотою. Спостерігайте бурхливу взаємодію кальцій карбїду з водою і знебарвлення розчину калій перманганату.

Змінити газовідвідну трубку на коротку і пряму та підпалити ацетилен. Порівняйте горіння етину, етену і метану. В чому різниця? Поясніть явища на основі розрахунку масової частки карбону в молекулах цих вуглеводнів.

Складіть рівняння реакцій горіння та окиснення етину. Запишіть спостереження. Зробіть висновки про хімічні властивості вуглеводнів.

Контрольні питання

1. Навести приклади гомологів та ізомерів алканів, алкенів, алкінів, аренів.
2. Напишіть структурні формули ізомерів речовини, формула якої C_6H_{14} . Назвіть їх за систематичною номенклатурою.
3. Вкажіть типи реакцій, характерних для алканів, алкенів, алкінів, аренів. Складіть рівняння відповідних реакцій.
4. Напишіть молекулярні формули:
 - а) диброметану;
 - б) тетрахлорпропану;
 - в) трихлорбутану;
 - г) трибромгексану.
5. Складіть напівструктурні формули речовин:
 - а) 2,4-диметил-2-гексен;
 - б) 3-етил-4,4-диметил-2-гексен;
 - в) 2,2,5-триметил-3-гептину;
 - г) 3-етил-4-метил-3,4-дихлор-1-пентину.
6. Напишіть структурні формули можливих ізомерів для речовини, формула якої C_5H_8 . Назвіть їх за систематичною номенклатурою, вкажіть тип ізомерії.
7. Напишіть рівняння хімічних реакцій, за якими можна здійснити такі перетворення:
 - а) октан \rightarrow бутан \rightarrow бутин \rightarrow бутен \rightarrow бутан \rightarrow бромбутан;
 - б) етан \rightarrow етен \rightarrow етанол \rightarrow карбон (4) оксид
 \downarrow
етин \rightarrow хлоретан \rightarrow бутан \rightarrow нітробутан;
 - в) оксид кальцію \rightarrow карбід кальцію \rightarrow ацетилен \rightarrow оцтовий альдегід \rightarrow оксид гідрогену
 \downarrow
тетрахлоретан
8. Напишіть структурні формули п'яти ізомерів, що містять бензенове ядро, і мають такий склад:
 - а) $C_9H_{11}Br$;
 - б) $C_{10}H_{14}$;
 - в) C_8H_9OH .Назвіть їх за систематичною номенклатурою.
9. Напишіть структурну формулу 1,4-диетилбензену та формули ізомерів цієї сполуки, що мають у бензиновому ядрі:
 - а) два різних радикали;
 - б) один замісник розгалуженої будови.
10. Яку масу бензену можна отримати з ацетилену, добутого з кальцій карбїду масою 128 г (масова частка домішок у якому 3,4%)

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.

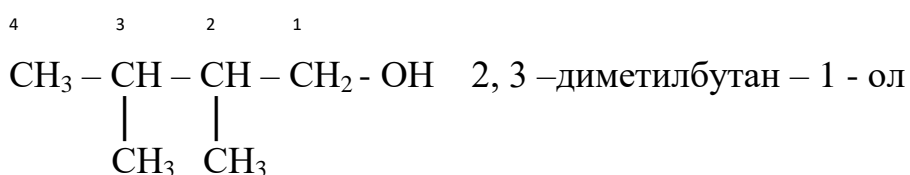
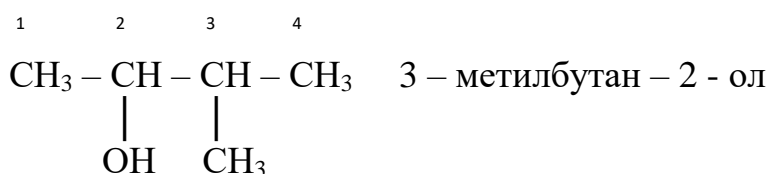
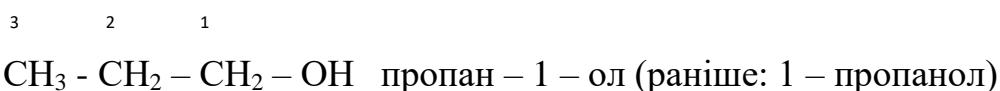
Спирти можуть утворювати свої гомологічні ряди. Так, спирти насиченого ряду мають загальну формулу $C_nH_{2n+1}OH$.

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

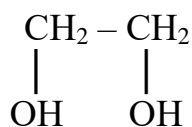
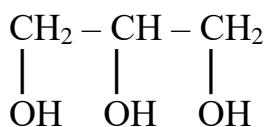
В залежності від того, з яким атомом карбону сполучена гідроксильна група, розрізняють: **первинні, вторинні, третинні спирти**.

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

Після назви алкану зазначають номер атома C, 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

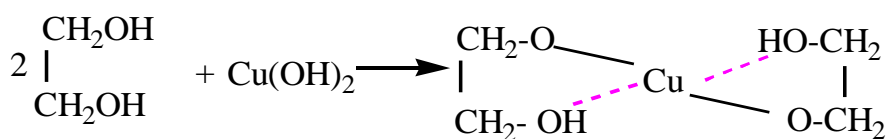
зв'язку. до кетонів та карбонових кислот з коротшими карбоновим ланцюгами, ніж у вихідних спиртів.

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 звуглення гліцерину. Напишіть спостереження і рівняння реакції.

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

Лабораторна робота № 7

Карбонові кислоти

Інформаційна частина

Карбонові кислоти – це органічні речовини, в молекулах яких вуглеводневий радикал сполучений з функціональною карбоксильною групою - COOH.

За кількістю карбоксильних груп вони поділяються на:

одноосновні $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ – етанова кислота;

двоосновні $\text{HOOC} - \text{COOH}$ – щавлева кислота;

багатоосновні $\text{HOOC} - \text{CH}_2 - \text{C}(\text{OH})(\text{COOH}) - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ – лимонна кислота.

За характером радикалу карбонові кислоти бувають:

насичені $\text{C}_3\text{H}_7 - \text{COOH}$ – бутанова (масляна) кислота;

ненасичені $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ – олеїнова кислота;

ароматичні $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ – бензойна кислота.

Карбонові кислоти, залишки яких входять до складу жирів, називаються **вищими жирними кислотами**: $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ – стеаринова. $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ – пальмітинова, $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ – олеїнова тощо.

Назви карбонових кислот за системою IUPAC походять від насичених (чи ненасичених) вуглеводнів з такою ж кількістю атомів карбону з додаванням суфіксу –ов, закінчення –а та слова кислота. Наприклад:

CH_4 – метан

$\text{H} - \text{COOH}$ – метанова кислота;

$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$ – пропен

$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{COOH}$ – пропенова кислота.

Крім систематичних назв використовують тривіальні – мурашина, оцтова, валеріанова та інші.

Карбонові кислоти – хімічно активні речовини. За функціональною карбоксильною групою виявляють кислотні властивості, деякі змінюють забарвлення індикатора, а за радикалом вступають в реакції заміщення атомів гідрогену. Ненасичені кислоти реагують з воднем, перетворюючись на насичені.

Експериментальна частина

Дослід 1. Одержання оцтової кислоти з ацетату натрію

В пробірку насипати 2 г кристалічного ацетату натрію і додати 2-3 мл конц. сульфатної кислоти. Суміш нагріти. При цьому виділяється пара оцтової кислоти, яку виявляють за запахом. Скласти рівняння реакції.

Дослід 2. Утворення і гідроліз ацетату феруму(III)

В пробірку помістити кілька кристаликів ацетату натрію, 3 краплі води, 2 краплі розчину хлориду феруму (III). Розчин забарвлюється в червоно-коричневий колір внаслідок утворення ацетату феруму (III). Суміш нагріти до кипіння. Випадають пластівці основних солей феруму червоно-бурого кольору і гідроксиду феруму (III). Записати спостереження і рівняння реакції. Зробити висновок про силу оцтової кислоти.

Дослід 3. Відношення карбонових кислот до окисників

В окремі пробірки налити по 1-2 мл 2% розчинів кислот: мурашиної, оцтової, щавлевої, молочної. В кожну додати по 1 мл сульфатної кислоти (1:5) та по 1 мл 0,5% розчину калій перманганату. Всі пробірки енергійно струсити і спостерігати швидкість процесу окиснення за зміною забарвлення розчину. Напишіть рівняння окиснення:

- а) мурашиної кислоти, враховуючи, що в її молекулі міститься альдегідна група;
- б) щавлевої кислоти, враховуючи, що спочатку йде реакція декарбоксилювання і утворюється мурашина кислота, яка піддається подальшому окисненню;
- в) молочної кислоти, враховуючи, що вона є гідроксикислотою, яка окиснюється до кетокислоти

Дослід 4. Взаємодія карбонових кислот з активними металами та їх оксидами

У кілька пробірок налити метанову і етанову кислоти, до них додати невеликі шматочки різних металів – натрію, калію, цинку, алюмінію, оксидів кальцію, цинку, алюмінію. Опишіть спостереження, зробіть висновок про силу органічних кислот, порівнявши їх з неорганічними. Складіть рівняння відповідних реакцій.

Дослід 5. Одержання солі бензойної кислоти

У пробірку налити 2 мл розчину бензойної кислоти, додати 1 мл розчину хлориду феруму (III). Записати спостереження і рівняння реакції.

Контрольні питання

1. Які речовини називають карбоновими кислотами? Як їх класифікують?
2. Особливості номенклатури карбонових кислот.
3. Які реакції характерні для карбонових кислот?
4. В чому суть реакції етерифікації?
5. Назвіть вищі жирні кислоти. Де вони застосовуються?
6. Складіть напівструктурні формули таких речовин:
 - а) 2,2-диметилпентанова кислота; б) 2,2,3,3-тетрабромгексанова кислота;
 - в) 2-метил,3-фенілпентанова кислота; г) 3-метил,3-хлоргексанова кислота
7. Складіть формули ізомерів гептанової кислоти. Назвіть їх за систематичною номенклатурою
8. У чотирьох пробірках містяться такі речовини: мурашина кислота, метанол, пропанова кислота та оцтовий альдегід. За допомогою яких хімічних реакцій можна розпізнати ці речовини. Напишіть рівняння відповідних реакцій.
9. Здійсніть перетворення, дайте назву речовинам:
 $C_8H_{18} \rightarrow C_4H_{10} \rightarrow C_4H_9Cl \rightarrow C_4H_9OH \rightarrow C_3H_7COH \rightarrow C_3H_7COOH$
 $CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow CH_3COH \rightarrow CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Ca \rightarrow CH_3COOH$
 $CH_3OH \rightarrow H-COH \rightarrow H-COOH \rightarrow CO_2 \rightarrow CO \rightarrow CH_3OH$
10. Складіть рівняння реакцій між такими речовинами:
 - а) 2-метилбутанова кислота і хлор; б) пропанова кислота і 2-пропанол;
 - в) мурашина кислота і сода; г) 3-метилпентанова кислота і барій;
 - д) олеїнова кислота і водень; е) масляна кислота і їдкий натр.

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 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 дослід.** Записати рівняння реакцій, спостереження, висновок.

Дослід 2. Виявлення відновлювальної здатності вуглеводів

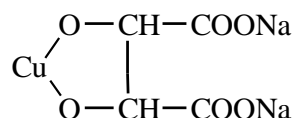
Всі вуглеводи, що мають вільну карбонільну групу (з вільним глікозидним гідроксилем), дають ряд характерних реакцій, заснованих на окисненні цієї групи і відновленні деяких слабких окисників: оксидів купруму, аргентуму, ін. Олігосахариди, що дають такі реакції, носять назву таких, що редукують, в протилежність 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 (Cu₂O).

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 купрум(II) у гідроксид купрум(I) який розкладається на воду і оксид купрум(I) червоно-бурого кольору:

Сегнетова сіль зв'язує надлишок гідроксиду купрум(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.

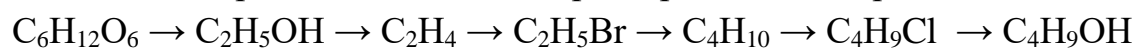
Крохмаль з йодом дає синє забарвлення обумовлене утворенням адсорбційних сполук йоду з амілозою. Декстрини, залежно від величини ланцюжка, з йодом забарвлюються у фіолетові, червоні, оранжеві кольори. Мальтоза і глюкоза не змінюють забарвлення йоду.

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?

17. Запишіть рівняння хімічних перетворень, назвіть речовини:



18. Запишіть рівняння молочно-кислого бродіння глюкози.

19. Назвіть вуглевод, який належить до кетогексоз:

а) крохмаль; б) цукроза; в) глюкоза; г) фруктоза д) целюлоза.

Таблиця розчинності солей та основ у воді

Аніони	Катіони											
	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺
OH ⁻	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ -COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

Примітка: P - розчинні у воді; BP - важкорозчинні (малорозчинні); H - практично нерозчинні; риска означає, що речовина не існує або розкладається водою

Аніони	Катіони									
	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺
OH ⁻	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F ⁻	ВР	Р	Р	Р	-	ВР	ВР	Н	Н	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
J ⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р	ВР	Н	Р
S ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Н	Н	-	Н	-	-	Н	Н	-	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	ВР	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO ₄ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Н	-
CH ₃ -- COO ⁻	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	-	-

Періодична система хімічних елементів Д. Менделєєва (короткий варіант)

Період	Група																		
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII											
1	H 1 Гідроген 1,0079 Водень	He 2 Гелій 4,0026																	
2	Li 3 Літій 6,941	Be 4 Берилій 9,012	B 5 Бор 10,81	C 6 Карбон 12,011 Вуглець	N 7 Нітроген 14,0067 Азот	O 8 Оксиген 15,999 Кисень	F 9 Флуор 18,998 Фтор	Ne 10 Неон 20,179											
3	Na 11 Натрій 22,990	Mg 12 Магній 24,305	Al 13 Алюміній 26,981	Si 14 Силіцій 28,086	P 15 Фосфор 30,973	S 16 Сульфур 32,06	Cl 17 Хлор 35,453	Ar 18 Аргон 39,948											
4	K 19 Калій 39,098	Ca 20 Кальцій 40,08	Sc 21 Скандій 44,956	Ti 22 Титан 47,90	V 23 Ванадій 50,941	Cr 24 Хром 51,996	Mn 25 Манган 54,938	Fe 26 Ферум 55,847 Залізо	Co 27 Кобальт 58,933	Ni 28 Нікель 58,70									
5	Rb 37 Рубідій 85,468	Sr 38 Стронцій 87,62	Y 39 Ітрій 88,906	Zr 40 Цирконій 91,22	Nb 41 Ніобій 92,906	Mo 42 Молибден 95,94	Tc 43 Технецій [99]	Ru 44 Рутеній 101,07	Rh 45 Родій 102,905	Pd 46 Паладій 106,4									
6	Cs 55 Цезій 132,91	Ba 56 Барій 137,33	*La 57 Лантан 138,905	Hf 72 Гафній 178,49	Ta 73 Тантал 180,948	W 74 Вольфрам 183,85	Re 75 Реній 186,207	Os 76 Осмій 190,2	Ir 77 Ірідій 192,22	Pt 78 Платина 195,09									
7	Fr 87 Францій [223]	Ra 88 Радій 226,025	**Ac 89 Актиній [227]	Pb 82 Свинцевий [261]	Bi 83 Бісмут [262]	Po 84 Полоній [209]	At 85 Астат [210]	Rn 86 Радон [222]	Hs 108 Гасій [265]	Mt 109 Майтнерій [266]	Uun 110 Унунілій [272]								
Види оксиди	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇												
Легкі водневі сполуки																			
*Лантаноїди	58 Ce 140,12 Церій	59 Pr 140,908 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [145] Прометій	62 Sm 150,4 Самарій	63 Eu 151,96 Європій	64 Gd 157,25 Гадоліній	65 Tb 158,925 Тербій	66 Dy 162,50 Диспрозій	67 Ho 164,93 Гольмій	68 Er 167,26 Ербій	69 Tm 168,93 Тулій	70 Yb 173,04 Іттербій	71 Lu 174,97 Лютецій					
**Актиноїди	90 Th 232,038 Торій	91 Pa [231] Протактіній	92 U 238,029 Уран	93 Np [237] Нептуній	94 Pu [244] Плутоній	95 Am [243] Америцій	96 Cm [247] Кюрій	97 Bk [247] Берклій	98 Cf [251] Каліфорній	99 Es [252] Ейнштейній	100 Fm [257] Фермій	101 Md [258] Менделєвій	102 No [259] Нобелій	103 Lr [260] Лоуренсій					

s-елементи
 d-елементи
 f-елементи

Таблиця електронегативності елементів (за Поліном)

H 2,1							He –		
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne –		
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar –		
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9
Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr –		
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2
Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe –		
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0- 1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2
Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pd 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn –		
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1							

Електрохімічний ряд напруг металів

Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Sb, Bi,
Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.

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.