

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
МІСЬКОГО ГОСПОДАРСТВА імені О. М. БЕКЕТОВА

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

до виконання лабораторних робіт
із навчальної дисципліни

«ХІМІЯ»

*(для здобувачів 1 курсу денної та заочної форм навчання першого
(бакалаврського) рівня вищої освіти за спеціальностями
101 – Екологія та 183 – Технології захисту навколишнього середовища)*

Харків
ХНУМГ ім. О. М. Бекетова
2023

Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт із навчальної дисципліни «Хімія» (для здобувачів 1 курсу денної та заочної форм навчання першого (бакалаврського) рівня вищої освіти за спеціальностями 101 – Екологія та 183 – Технології захисту навколишнього середовища) / Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова ; уклад. : Т. Д. Панайотова, І. С. Зайцева. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2023. – 54 с.

Укладачі: канд. хім. наук, доц. Т. Д. Панайотова,
канд. хім. наук, доц. І. С. Зайцева

Рецензент

С. В. Нестеренко, кандидат технічних наук, доцент Харківського національного університету міського господарства імені О. М. Бекетова

*Рекомендовано кафедрою хімії та інтегрованих технологій,
протокол № 3 від 21.09.2020.*

ЗМІСТ

Вступ	4
Загальні правила роботи в хімічній лабораторії та техніки безпеки	5
Перша допомога при нещасних випадках	6
Лабораторний хімічний посуд.....	6
Лабораторна робота № 1 Основні класи неорганічних сполук	13
Лабораторна робота № 2 Визначення молярної маси еквівалента магнію	15
Лабораторна робота № 3 Вивчення властивостей елементів та їх сполук залежно від їх розташування в періодичній системі Д. І. Менделєєва.....	19
Лабораторна робота № 4 Вивчення швидкості хімічних реакцій і хімічної рівноваги.....	21
Лабораторна робота № 5 Приготування розчинів.....	25
Лабораторна робота № 6 Вивчення властивостей розчинів електролітів.....	28
Лабораторна робота № 7 Гідроліз солей.....	31
Лабораторна робота № 8 Окисно-відновні реакції.....	33
Лабораторна робота № 9 Властивості металів.....	36
Лабораторна робота № 10 Гальванічні елементи.....	37
Лабораторна робота № 11 Корозія металів.....	39
Лабораторна робота № 12 Захист металів від корозії.....	41
Лабораторна робота № 13 Насичені гідрогенкарбони – алакани.....	42
Лабораторна робота № 14 Ненасичені гідрогенкарбони – алакени, алкіни.....	44
Лабораторна робота № 15 Спирти й етери.....	46
Лабораторна робота № 16 Альдегіди й кетони	48
Лабораторна робота № 17 Односоновні карбонові кислоти.....	49
Лабораторна робота № 18 Естери карбонових кислот та жирів.....	51

ВСТУП

Вивчення курсу хімії неможливо без проведення лабораторних робіт. Лабораторні роботи – форма навчального заняття, в процесі якого студент під керівництвом викладача особисто проводить хімічні досліди з метою практичного підтвердження окремих теоретичних положень і, відповідно, глибшого засвоєння теоретичного матеріалу. При цьому студент набуває навичок роботи з лабораторним обладнанням та реактивами, вміння узагальнювати й аналізувати отримані результати, виконувати хімічні розрахунки, опановує методику експериментальних досліджень. Правильно поставлені досліди дозволяють простежити закономірності хімічних процесів, дослідити вплив різних чинників на перебіг тієї чи іншої хімічної реакції, експериментально підтвердити властивості хімічних речовин, а також закласти основи хімічного мислення.

Методичні рекомендації до лабораторних робіт із дисципліни «Хімія» складені відповідно до освітньо-професійної програми підготовки бакалавра спеціальності 101 – Екологія. На початку кожної лабораторної роботи наведені контрольні запитання та вправи, відповідь на які дозволяє студентам удосконалити своє розуміння теоретичних і практичних знань з відповідних тем дисципліни. Самостійне опрацювання рекомендованого матеріалу дозволить студенту свідомо виконувати кожен лабораторну роботу.

Студентам потрібно заздалегідь готуватися до лабораторного заняття. Виконанню лабораторної роботи передуює співбесіда з викладачем. Підготовку необхідно починати з вивчення теоретичного матеріалу, виконання завдань, які наведені перед лабораторною роботою. Перед виконанням роботи слід зрозуміти мету роботи, ознайомитися з методикою проведення дослідів.

Звіт про виконану лабораторну роботу студент оформляє в лабораторному журналі. Звіт повинен містити такі відомості:

- назва роботи та дата її виконання;
- мета роботи;
- номер і назва дослідів;
- короткий опис ходу роботи із зазначенням умов проведення дослідів;
- хімічні рівняння, розрахунки, таблиці, спостереження;
- висновки.

Загальні правила роботи в хімічній лабораторії та техніки безпеки

Під час роботи в лабораторії необхідно знати й суворо дотримуватися встановлених правил:

1. Робоче місце необхідно тримати в чистоті й порядку, не загроможувати сторонніми для даної роботи предметами та обладнанням.

2. Не можна брати речовини руками і пробувати на смак. Сухі реактиви слід брати за допомогою шпателя, розчини – піпеткою. Для кожного реактиву необхідно мати окремий шпатель або піпетку.

3. Надлишки реактивів не виливати й не висипати назад у посуд, з якого вони були взяті; їх слід поміщати в посуд для зливу або спускати із струмом води в каналізацію.

4. Реактиви загального користування не слід забирати на свій робочий стіл; потрібно дотримуватися встановленого порядку в розташуванні склянок із реактивами як загального, так і індивідуального користування.

5. Дотримуватися обережності в роботі з розчинами кислот, лугів й інших їдких рідин.

6. Склянку з рідиною тримають так, щоб етикетка завжди була зверху і рідина не потрапляла на неї.

7. При використанні рідких реактивів корок або кришку слід тримати в руці чи покласти на стіл так, щоб сторона корку, яка входить у горло склянки, або внутрішня частина кришки не торкалися столу.

8. У разі попадання кислоти на шкіру або слизові оболонки спочатку промити уражене місце великою кількістю води, а потім 3 % розчином соди (натрій гідрокарбонату).

9. У разі попадання лугу на шкіру або слизові оболонки спочатку промити уражене місце водою до тих пір, поки ділянка не перестане бути слизькою, а потім розбавленим розчином оцтової кислоти.

10. Не користуватися невідомими реактивами (без написів і етикеток або з сумнівними етикетками).

11. У всіх дослідах використовувати дистильовану воду. Не плутати пробки від склянок з різними реактивами.

12. Особливої обережності необхідно дотримуватися під час роботи з отруйними та шкідливими речовинами, з концентрованими кислотами і лугами. Працювати з ними слід у витяжній шафі.

13. Нагріваючи рідини, тримати пробірку отвором від себе і людей, що знаходяться поруч.

14. Визначати запах речовини слід, не вдихаючи пари повними грудьми, а направляючи їх до себе легким рухом руки.

15. Роботи з кислотами й лугами проводити так, щоб реактиви не потрапляли на одяг, обличчя, руки. Наливаючи розчин у пробірку, її потрібно тримати на деякій відстані від себе.

16. Готуючи розчини сульфатної кислоти необхідно лити концентровану кислоту у воду, а не навпаки, оскільки, внаслідок сильного місцевого розігрівання, можливе розбризкування кислоти.

17. Не слід чіпати, включати або вимикати без дозволу рубильник і електричні прилади, займатися сторонніми справами, проводити досліди, які не пов'язані з даною лабораторною роботою.

18. Після закінчення роботи студент повинен вимити посуд, привести робоче місце в порядок і здати його лаборантові.

Перша допомога в разі нещасних випадків

1. При пораненні склом видалити уламки з рани, змастити краї рани розчином йоду та перев'язати.

2. При попаданні розчинів кислот або лугів на шкіру реактив необхідно змити великою кількістю води. У разі поранення кислотою промити вражене місце 3 % розчином натрій гідрогенкарбонату, а у випадку попадання розчину лугу – 2 % розчином оцтової кислоти. При важких опіках треба звернутись до лікувального закладу.

3. При термічному опіку уражене місце необхідно обробити етиловим спиртом або 2–5 % розчином калій перманганату після чого накласти суху стерильну пов'язку. При важких опіках потрібно звернутись до лікувального закладу.

4. При попаданні реактивів в очі їх потрібно промити великою кількістю води, а потім звернутися до лікаря.

Лабораторний хімічний посуд

У хімічних лабораторіях для роботи використовують посуд зі спеціального хімічного скла, яке має підвищену термічну і хімічну стійкість. Воно може витримувати різкі перепади температури та контакт із агресивними речовинами. Тільки флуоридна (плавикова) кислота й концентровані розчини лугів здатні зруйнувати хімічне скло.

Хімічний лабораторний посуд можна поділити на такі групи:

- посуд загального призначення (повинен бути в кожній лабораторії);
- посуд спеціального призначення (використовують при проведенні певних хімічних операцій);
- мірний посуд (використовують для відмірювання об'єму рідин і газів);
- керамічний (порцеляновий) посуд.

Пробірки – це вузькі циліндричної форми посудини із закругленим дном.

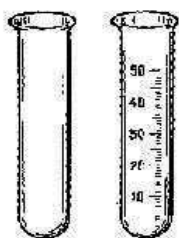


Рисунок 1 – Пробірки

Пробірки бувають різної величини й діаметра та з різного скла. Використовують пробірки для проведення дослідів з невеликими кількостями реактивів. Розчин у пробірці повинен займати не більше третини її об'єму, щоб рідину було легко розмішати. Пробірки можна нагрівати на відкритому полум'ї, використовуючи спеціальний тримач.

Хімічні стакани бувають двох видів: із носиками та без носиків.

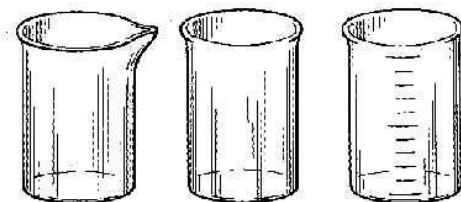


Рисунок 2 – Хімічні стакани

Хімічні стакани використовують для приготування розчинів, для проведення реакцій і зважування речовин. Нагрівати стакани зі звичайного скла на полум'ї не можна – від цього вони тріскаються. Нагрівання слід проводити тільки через сітку, вкриту азбестом, або на водяній бані. Рідину в стакані перемішують або плавними круговими рухами, або скляною паличкою (не торкаючись нею стінок стакана), або на магнітній мішалці. Стакани з речовинами не можна нагрівати на відкритому полум'ї, але можна користуватися електричними плитками. Дно стакана при цьому повинно бути сухим.

Склянки для зберігання реактивів. Під час наливання рідин беріть посудину з реактивом так, щоб етикетка спрямовувалась у бік долоні, знімайте краплю з краю шийки посудини, оскільки рідина, стікаючи по скла, псуватиме етикетку.

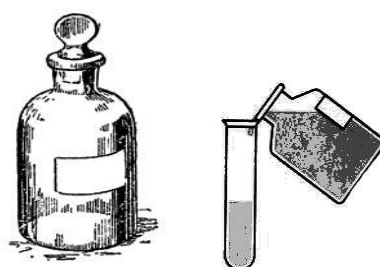


Рисунок 3 – Склянка для зберігання реактиву

Бюкси – це маленькі скляночки з пришліфованою скляною кришкою, які використовують для висушування сипучих матеріалів, а також як ємність для зважування твердих та рідких речовин.

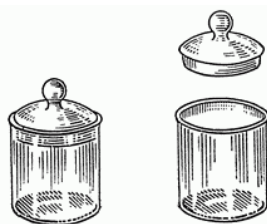


Рисунок 4 – Бюкси

Колби різного об'єму (від 25 см³ до 5 дм³), форми та товщини стінок використовують для приготування і зберігання розчинів, для проведення реакцій.

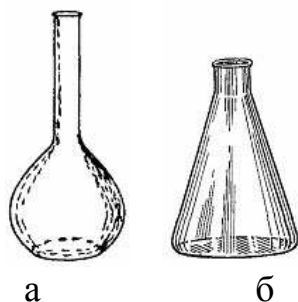


Рисунок 5 – Колби:

а – плоскодонна, б – конічна

Конічні колби широко застосовують при аналітичних роботах.

Лійки різних конструкцій і розмірів мають різні призначення. Хімічні лійки служать для переливання рідин, для проведення фільтрування, пересипання порошків (лійки з короткою та широкою трубкою).

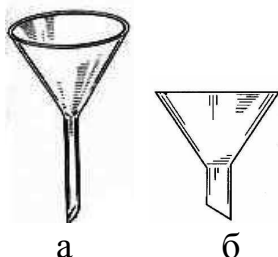


Рисунок 6 – Лійки:

а – для рідин; б – для сипучих речовин

Крапельниці різної форми використовують для зберігання та дозування індикаторів та розчинів деяких речовин.

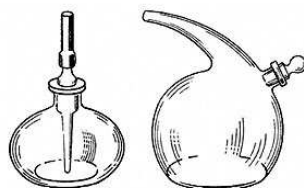


Рисунок 7 – Крапельниці

Кристалізатори – тонкостінні скляні плоскодонні посудини різних діаметрів і ємності. Їх застосовують у процесах кристалізації для охолодження насичених розчинів, для збирання газів методом витіснення води. Нагрівати кристалізатори можна тільки на водяній бані, оскільки вони виготовлені із товстого скла.

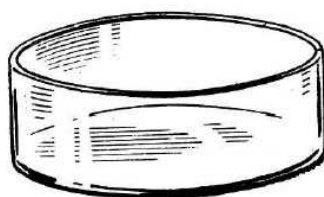


Рисунок 8 – Кристалізатор

Ексикатори – прилади для повільного висушування і зберігання речовин, що легко вбирають вологу із повітря. У нижню частину ексикатора поміщають осушувачі (P_2O_5 , $CaCl_2$ (безводн.), H_2SO_4 (конц.)). Над ними кладуть фарфорову пластину з отворами, на яку поміщають посудини з речовинами, які висушуються.

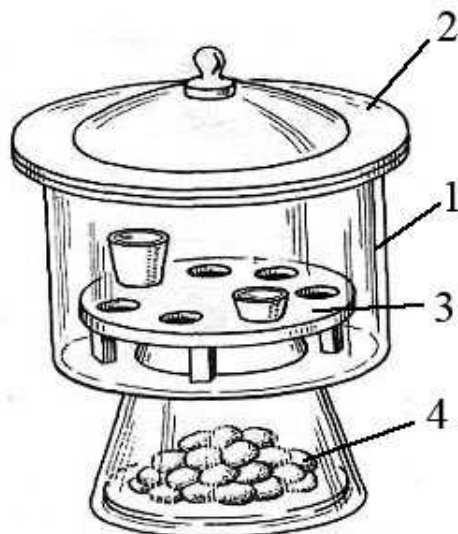


Рисунок 9 – Ексикатор:

1 – резервуар; 2 – пришліфована кришка; 3 – фарфорова пластина; 4 – осушувач

Ексикатори виготовлені з товстого скла, тому їх не можна сильно нагрівати. Ексикатори закривають скляними кришками, краї яких притерті до верхньої частини циліндра.

Мірний посуд

Мірним називають посуд, який застосовують для вимірювання об'ємів рідини. Його поділяють на два типи:

1. Посуд для приблизного вимірювання об'єму: мірні циліндри, мензурки, градуйовані стакани та колби.

2. Посуд для точного вимірювання об'ємів: мірні колби, бюретки і піпетки. Посуд такого типу не можна нагрівати (вимірювати об'єми гарячих розчинів і сушити в сушильній шафі). Він не призначений для зберігання розчинів.

Мірні циліндри – скляні товстостінні посудини з нанесеними на зовнішній стінці поділками, які використовують для вимірювання приблизних об'ємів рідин. Вони бувають різної ємності: від 5–10 мл до 1 л і більше. Щоб відміряти потрібний об'єм рідини, її наливають у мірний циліндр до тих пір, поки нижній меніск не досягне рівня потрібної поділки.

Мензурки – це посудини конічної форми, на стінках яких є шкала ділення. Вони дуже зручні для відстоювання каламутних рідин, коли осад збирається в нижній звуженій частині мензурки.

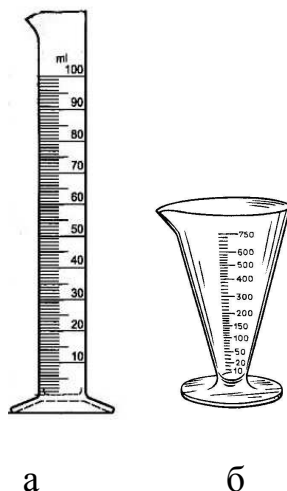


Рисунок 10 – Мірний посуд для приблизного вимірювання об'ємів:
а – мірний циліндр; б – мензурка

Бюретки. Застосовують для виміру точних об'ємів рідин при титруванні. Бюретки бувають з різними затворами: з краниками, зажимами Мора і зі скляними кульками.

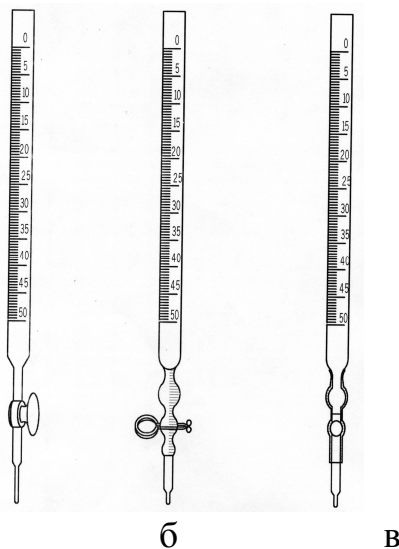


Рисунок 11 – Бюретки:
а – із краном; б – із зажимом Мора; в – зі скляною кулькою

На зовнішній стінці по всій довжині бюретки нанесено поділки в 0,1 мл. У бюретку з краном можна наливати всі рідини, за винятком лугів, які можуть викликати заїдання притертого крана. Для роботи з лугами застосовують безкранові бюретки з гумовою насадкою.

Фарфоровий посуд має низку переваг перед скляним: він міцніший, не боїться сильного нагрівання. Недоліками виробів із фарфору є те, що вони важкі, непрозорі і значно дорожчі скляних.

Випарювальні чашки (рис. 12, а) широко застосовуються в лабораторіях. Вони бувають різних ємностей, з діаметром від 3–4 см до 50 см і більше. В середині чашки обов'язково покриті глазур'ю, зовні глазур доходить до 1/3–1/2 висоти від краю. Хоча фарфорові чашки можна нагрівати на голому полум'ї, але краще при випарюванні застосовувати азбестовані сітки або водяні бані, так як нагрівання в цьому випадку рівномірніше.

Тиглі – фарфоровий посуд з фарфоровими кришками (рис. 12, б). У тиглях прожарюють різні речовини. Фарфорові тиглі можна нагрівати до температури не вище 1 200 °С; таку температуру можна одержати, якщо прожарювання вести в муфельній печі.

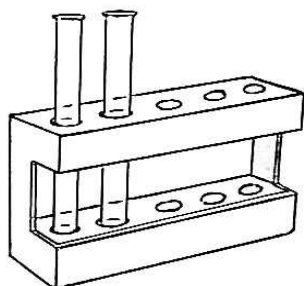


Рисунок 12 – Керамічний (порцеляновий) посуд:

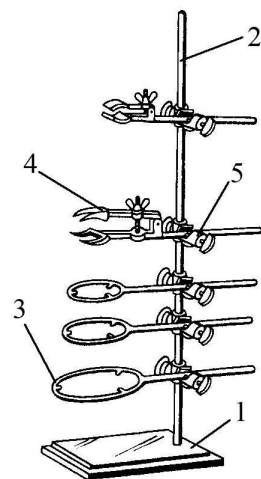
а – випарювальна чашка; б – тигель; в – ступка з товкачиком

Ступки застосовують для подрібнення твердих речовин. У ступці (рис. 12, в) речовини можна тільки розтирати, але не товкти.

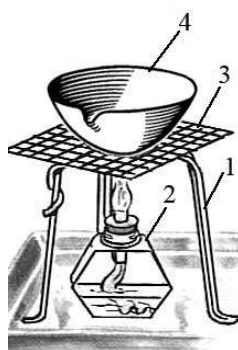
Під час виконання дослідів у хімічній лабораторії найчастіше використовують таке хімічне обладнання: штатив для пробірок, пробіркотримач, штатив металевий, спиртівка, газові пальники, терези, термометр, азбестові сітки:



Штатив для пробірок



Штатив металевий:
1 – підставка; 2 – стрижень; 3 – кільце;
4 – лапка; 5 – муфта



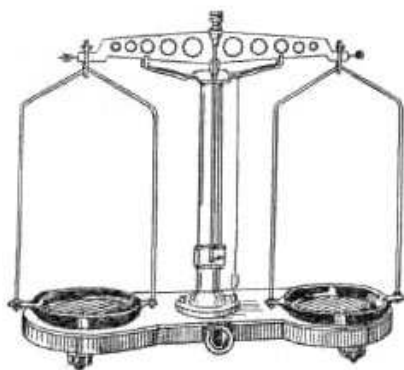
1 – тринога,
2 – спиртівка,
3 – азбестова сітка,
4 – випарювальна чашка



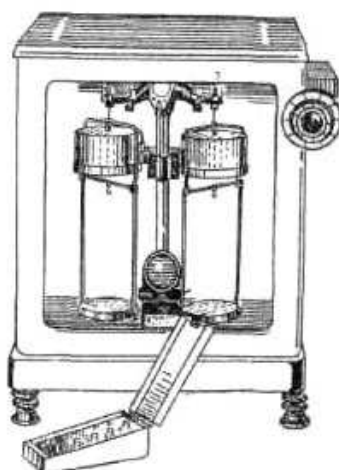
Пробікотримач



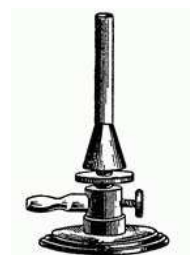
Шпатель



а
Терези: а – технічні,



б
б – електронні



Газовий пальник

Лабораторна робота № 1

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття й визначення: найважливіші класи неорганічних сполук, номенклатура, графічне зображення формул, характерні хімічні властивості та способи добування, типи хімічних реакцій.

II Виконати вправи

1. Визначити масову частку кожного з елементів у сполуці CaCO_3 .
2. Який об'єм хлору витрачається при його взаємодії з залізом масою 42 г? Чому дорівнює маса продукту – ферум(III) хлориду?
3. Визначити атомну масу тривалентного металу, якщо відомо, що на відновлення 8 г оксиду металу(III) витрачено 3,36 л водню (н. у.).
4. Навести реакції перетворень:
 $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$;
 $\text{C} \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$.
5. З мінералу азуриту $\text{Cu}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$ масою 69,2 г добуто мідь. Обчислити масу міді.

III Робота в лабораторії

Дослід 1. Встановлення забарвлення індикаторів у різних середовищах

У дві пробірки (№ 1, № 2) вміщують по 20 краплин 0,1 М розчину HCl , у дві інші (за такими самими номерами) – по 20 краплин 0,1 М розчину NaOH . До пробірок за № 1 (із кислотою та лугом) додають 1–3 краплини розчину *фенолфталеїну*, до пробірок за № 2 – 1–3 краплини розчину *метилового оранжевого*. До таблиці 1 занотовують забарвлення, яке мають метиловий оранжевий і фенолфталеїн у кислому й лужному середовищах.

Таблиця 1 – Зміна кольору індикаторів у різних середовищах

Назва індикатора	Колір індикаторів		
	нейтральне середовище	кисле середовище	лужне середовище
Фенолфталеїн	безбарвний		
Метиловий оранжевий (метилоранж)	оранжевий (помаранчевий)		

Дослідження хімічних властивостей оксидів

Дослід 2. Властивості основних оксидів

Вмістити в пробірку невелику кількість порошку кальцій оксиду, прилити 2–3 мл дистильованої води й додати 1–2 краплі фенолфталеїну. Пояснити зміну забарвлення індикатору. Написати рівняння реакції. Зробити висновок про хімічну природу кальцій оксиду.

Дослід 3. Добування купрум(II) оксиду

У пробірку з 5–10 мл 10 % водного розчину купрум(II) сульфату додати 5–10 мл 10 % розчину натрій гідроксиду. Спостерігати за утворенням осаду і його кольором. Вміст пробірки нагріти. До лабораторного журналу записати спостереження, рівняння реакцій і висновки.

Дослід 4. Властивості кислотних оксидів

Налити в пробірку 2–3 мл вапняної води (розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$), додати 1–2 краплі фенолфталеїну й пропускати вуглекислий газ до утворення осаду. Відмітити усі зміни, що сталися з розчином. Скласти рівняння реакції. Зробити висновок про хімічну природу карбон(IV) оксиду.

Дослідження хімічних властивостей основ

Дослід 5. Одержання нерозчинних основ і вивчення їх властивостей

У пробірку з 5–10 мл води додати 5–10 мл 10 % водного розчину солі ферум(III) хлориду й 3–5 мл 10 % водного розчину натрій гідроксиду. В ту саму пробірку додати розчин хлоридної кислоти. Звернути увагу на розчинення осаду. Спостереження та відповідні рівняння реакції записати до лабораторного журналу.

Дослід 6. Властивості амфотерних основ

У дві пробірки помістити по 2–3 краплі розчину алюміній сульфату та додати таку саму кількість розчину натрій гідроксиду. Спостерігати утворення осаду алюміній гідроксиду. У першу пробірку додати 5–6 крапель розчину HCl , в другу – таку саму кількість розчину NaOH . Спостерігати розчинення осаду в обох пробірках. Записати рівняння відповідних реакцій. Зробити висновки про властивості алюміній гідроксиду.

Дослідження хімічних властивостей кислот

Дослід 7. Дослідження хімічних властивостей кислот

В окремі пробірки помістити невеликі кількості металічного цинку, металічної міді, купрум(II) оксиду, купрум(II) гідроксиду, натрій карбонату. Додати в кожен пробірку 1–2 мл розчину хлоридної кислоти. У якому випадку не відбудеться реакція? Результати спостережень і відповідні рівняння реакцій записати до лабораторного журналу.

Дослідження хімічних властивостей солей

Дослід 8. Взаємодія солей з металами

У пробірку помістити залізний цвях і додати 2–3 мл розчину $CuSO_4$.

Дослід 9. Взаємодія солей з солями

У пробірку з 1–2 мл розчину барій хлориду (концентрація 0,05 моль/л) додати 3–5 мл розчину натрій сульфату (концентрація 0,05 моль/л).

Результати спостережень і відповідні рівнянні реакцій записати до лабораторного журналу.

Взаємодія солей з лугами та кислотами (див. досліди 5,7)

Контрольні питання

1. Дати визначення поняттям «оксиди», «гідроксиди», «кислоти», «солі».
2. Навести по три приклади сполук кожного класу з відповідною назвою всіх речовин.
3. Вказати ознаки речовини кислотного характеру: смак, кольори індикаторів в розчині, здатність до взаємодії.
4. Вказати ознаки речовини основного характеру.
5. Назвати кислоти й записати формули їх ангідридів: H_2SO_4 , H_2SO_3 , $HBrO_4$, H_3BO_3 , HNO_3 .

Лабораторна робота № 2

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МАГНІЮ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: «еквівалент», «фактор еквівалентності», «еквівалентна маса», закон еквівалентів, рівняння стану ідеального газу (рівняння Менделєєва–Клапейрона), закон Дальтона (закон парціальних тисків), закон Авогадро.

II Виконати вправи

1. Визначити молярні маси еквівалентів Феруму й Сульфору в їх кисневих сполуках.
2. Розрахувати кількість речовини еквівалентів:
а) в 10 г H_2 ; б) в 44,8 л H_2 (н. у.); в) в 5,6 л O_2 (н. у.).
3. Для розчинення 8,4 г металу потрібно 7,35 г сульфатної кислоти. Визначити молярну масу еквівалента металу об'єм водню, який утворився за умов повного заміщення Гідрогену кислоти на метал.
4. При взаємодії 5,6 г заліза з сіркою утворилося 8,8 г ферум(II) сульфід. Визначити молярну масу еквівалента Феруму.

5. При розчиненні 1,11 г двовалентного металу в кислоті утворилося 404,2 мл водню, виміряного при 19 °С і 102,658 кПа. Визначити атомну масу металу.

III Робота в лабораторії

Молярну масу еквівалента магнію розраховують на підставі закону еквівалентів, визначивши масу водню, що виділився при взаємодії певної кількості металу і сульфатної кислоти.

Щоб визначити молярну масу еквівалента металу, застосовують прилад, який складається із бюретки 1, лійки 2 та пробірки 3, що з'єднані між собою гумовими трубками (рис. 13). Бюретка й лійка заповнені водою.

Перед початком досліду перевіряють герметичність приладу. Для цього лійку переміщують на 10–15 см, спостерігаючи за рівнем води в бюретці. Якщо прилад герметичний, то рівень води в бюретці трохи знизиться, а потім залишиться без змін. Якщо рівень води в бюретці знижується безперервно, це свідчить про негерметичність з'єднань, яка має бути усунена до початку досліду. Переконавшись у герметичності приладу, виймають корок з пробірки, встановлюють лійку в таке положення, щоб вода в ній займала приблизно 1/3 об'єму, а рівень води в бюретці був би на нульовій позначці або на 1 мл нижчим від нуля. Показання визначають, фіксуючи нижній край меніску води в бюретці з точністю 0,1 мл.

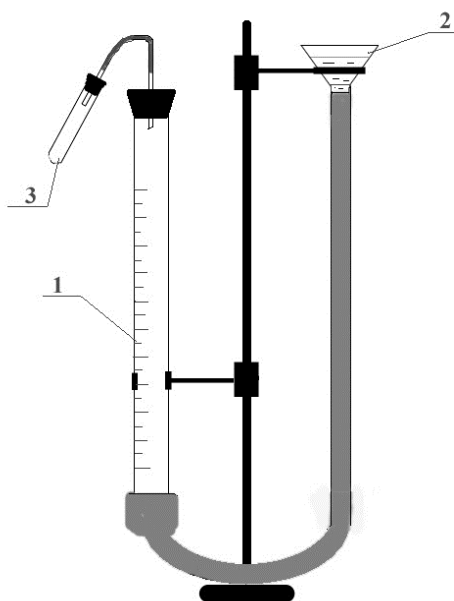


Рисунок 13 – Прилад для визначення еквівалентної маси магнію об'ємним методом

Відміряють циліндром 5 мл розчину сульфатної кислоти та вливають її у пробірку через невелику лійку в такий спосіб, щоб кислота не змочила із середини верхню частину поверхні пробірки. Закривають пробірку корком та записують показник рівня води h_1 у бюретці в таблицю спостережень (див. табл. 1). Знову відкривають пробірку, нахиляють її майже горизонтально

та поміщають біля краю отвору (поверхня повинна бути сухою, щоб магній і кислота уникнули передчасного взаємного дотику) підготовану наважку магнію (~0,03 г). Закривають пробірку корком, струшують її, щоб привести в контакт метал з кислотою.

Виділений водень витисняє воду із бюретки у лійку. Коли метал повністю прореагує з кислотою, пробірці дають охолонути до кімнатної температури, а потім урівноважують рівні води в бюретці й лійці, що є необхідною передумовою досягнення відповідності газового тиску всередині приладу атмосферному тиску. Записують відповідний цьому рівень води в бюретці h_2 . Різниця між величинами h_2 та h_1 дорівнюватиме об'єму виділеного водню V_{H_2} .

У таблицю 1 вносять покази термометра (t °C), барометра ($P_{\text{атм}}$) та величину тиску водяної пари відповідно до температури досліду (табл. 2).

Таблиця 2 – Результати спостережень

$m(\text{Mg}),$ г	$h_1,$ мл	$h_2,$ мл	$V(\text{H}_2),$		$P_{\text{атм}},$ Па	$P_{\text{H}_2\text{O}},$ Па	$P_{\text{H}_2},$ Па	t °C	T, K
			мл	м ³					

Обробка результатів експерименту

Користуючись отриманими експериментальними даними, виконують обчислення за наведеними нижче формулами:

1. Об'єм виділеного водню $V(\text{H}_2) = h_2 - h_1$ (м³).

2. Тиск водню $P_{\text{H}_2} = P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$ (Па).

Парціальний тиск водню P_{H_2} у бюретці обчислюють на підставі закону Дальтона $P_{\text{сум.газів}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$. За умов досліду тиск суміші газів ($P_{\text{сум.газів}}$) усередині приладу дорівнює атмосферному тиску, тому $P_{\text{атм}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$, $P_{\text{H}_2} = P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$. Значення парціального тиску водяної пари $P_{\text{H}_2\text{O}}$ залежно від температури наведені в таблиці 2. Якщо лабораторний барометр реєструє атмосферний тиск у мм рт. стовпчика, то дані барометра переводять у Па із розрахунку 1 мм рт. ст. = 133,322 Па.

Таблиця 3 – Тиск насиченої водяної пари залежно від температури

t °C	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25
$P_{\text{H}_2\text{O}}, \text{мм рт. ст.}$	12,8	13,6	14,5	15,5	16,5	17,5	18,5	19,8	21,1	22,4	23,8
$P_{\text{H}_2\text{O}}, \text{Па}$											

3. Абсолютна температура $T = t$ °C + 273.

4. За рівнянням Менделєєва – Клапейрона $PV = \frac{m}{M}RT$ розрахуйте масу утвореного водню:

$$m(\text{H}_2) = \frac{P_{\text{H}_2} \cdot V(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2)}{RT} \text{ (г)},$$

де P_{H_2} – парціальний тиск газу водню, Па;

$V(\text{H}_2)$ – об'єм газу водню, м³;

$M(\text{H}_2)$ – молярна маса водню, г/моль;

$R = 8,314$ Дж/(моль·К) – універсальна газова стала;

T – температура в шкалі Кельвіна.

5. За законом еквівалентів:

$$\frac{m(\text{Mg})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)}{M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\right)}$$

обчисліть молярну масу еквівалента магнію:

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right) = \frac{m(\text{Mg}) \cdot M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\right)}{m(\text{H}_2)},$$

де $M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)$ і $M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\right)$ – молярні маси еквівалентів магнію та водню, відповідно, г/моль;

$m(\text{Mg})$ і $m(\text{H}_2)$ – відповідно маси магнію, що розчинився, і водню, що утворився під час досліду, г.

6. Розрахуйте теоретичне значення молярної маси еквівалента магнію:

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right) = f_{\text{екв.}}(\text{Mg}) \cdot M(\text{Mg}),$$

де $f_{\text{екв.}}(\text{Mg})$ – фактор еквівалентності магнію, який дорівнює 1/2;

$M(\text{Mg})$ – молярна маса магнію – 24,25 г/моль;

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)_{\text{теор.}} = \frac{1}{2} \cdot 24,25 = 12,1 \text{ г/моль.}$$

7. Розрахуйте відносну похибку визначення $M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)$:

$$\Delta M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right) = \frac{\left| M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)_{\text{досл}} - M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)_{\text{теор.}} \right|}{M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)_{\text{теор.}}} \cdot 100\% .$$

Контрольні питання

1. Що таке хімічний еквівалент?
2. Чи завжди еквіваленти елементів та хімічних сполук є сталими величинами?
3. Яким принципом слід керуватися при визначенні еквівалента сполуки в окисно-відновному процесі?
4. У чому суть закону еквівалентів, як він формулюється?
5. Як обчислюють молярні маси еквівалентів простих речовин, кислот, основ, солей?

Лабораторна робота № 3

ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК ЗАЛЕЖНО ВІД ЇХ РОЗТАШУВАННЯ В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та теоретичні положення, що лежать в основі квантово-механічного вчення про будову атомів хімічних елементів, вміти вільно оперувати значеннями квантових чисел при визначенні кількості енергетичних рівнів, підрівнів, орбіталей і електронів на них, визначати властивості елементів залежно від електронної будови атомів, пояснювати періодичність властивостей елементів.

II Виконати вправи

1. Скласти схему розподілу електронів за квантовими коміркам в атомах Кальцію та Скандію. Порівняти будову атомів цих елементів та їхні властивості.
2. Як змінюється електронна оболонка атома Феруму в процесі перетворення: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ і $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$? Який стан (Fe^{2+} або Fe^{3+}) стійкіший і чому?
3. Вказати, в яких періодах, групах та підгрупах періодичної системи містяться елементи з будовою зовнішніх оболонок $5s^25p^5$ та $3d^54s^2$. Навести назви й порядкові номери цих елементів.
4. Скласти електронні формули йонів: S^{2-} , Na^+ .
5. Серед конфігурацій $3d^44s^2$, $5s^25d^8$, $4f^{14}$ вказати неможливі. У чому причина неможливості визначених конфігурацій у незбудженому стані атому?

III Робота в лабораторії

Дослід 1. Взаємодія металу натрію з водою

Порцелянову чашку наповнити дистильованою водою приблизно до 1/4 її об'єму. У воду помістити невелику платівку металу натрію (користуючись

пінцетом). По закінченні реакції у розчин додати 1–2 краплі фенолфталеїну, відмітити забарвлення розчину. До лабораторного журналу занести спостереження щодо перебігу реакції, рівняння реакції та висновки.

Дослід 2. Взаємодія металу магнію з водою

У пробірку, на третину заповнену водою, помістити зачищену від оксидної плівки платівку металу магнію та додати кілька крапель розчину фенолфталеїну. За відсутністю забарвлення розчину роблять висновок про відсутність помітної реакції між магнієм і водою за кімнатної температури. Потім пробірку внести у полум'я газового пальника. Фіксувати зміни, що відбуваються у пробірці (забарвлення розчину, утворення газу). Скласти відповідні рівняння реакції, порівняти умови перебігу цієї реакції з аналогічною реакцією натрію з водою (Дослід 1). Висновок про спільні й розбіжні властивості натрію і магнію пояснити електронною будовою атомів та їх розташуванням у періодичній системі.

Дослід 3. Амфотерні властивості алюмінію

Дослід 3.1 Взаємодія алюмінію з кислотами

У пробірку помістити маленький шматочек алюмінієвого дроту і додати 8–10 крапель розчину розведеної хлоридної або сульфатної кислоти. Скласти рівняння реакції, зробити висновок про металічні властивості алюмінію.

Дослід 3.2 Взаємодія алюмінію з лугами

У пробірку зі шматочком алюмінієвого дроту додати 3–5 мл натрій гідроксиду (концентрація 2 моль/л). Скласти рівняння реакції, зробити висновок про властивості алюмінію.

Порівняти результати дослідів 3.1 і 3.2, зробити висновок про амфотерність алюмінію, зумовлену електронною будовою його атомів і розташуванням у періодичній системі.

Дослід 4. Добування алюміній гідроксиду і вивчення його властивостей

У дві пробірки налити по 1–2 мл розчину алюміній сульфату (або хлориду) концентрацією 0,01 моль/л і додати декілька крапель розчину їдкого натру концентрацією 2 моль/л.

Спостерігайте утворення осаду, складіть рівняння реакції. Далі рідину з обох пробірок обережно злити, а до осадів додати: в одну пробірку 1–2 мл розчину хлоридної кислоти, у другу – 1–2 мл розчину їдкого натру (обидві речовини концентрацією 2 моль/л). Спостереження занотувати до журналу, скласти рівняння реакцій, зробити висновок про амфотерні властивості алюміній гідроксиду.

Дослід 5. Порівняння окисних властивостей галогенів

В одну пробірку з 3–4 краплями органічного розчинника додати 4–5 мл 0,5 М розчину калій (натрій) броміду, в другу пробірку з 3–4 краплями органічного розчинника додати 4–5 мл 0,5 М розчину калій (натрій) йодиду. У пробірку з бромідом додати 4–5 мл хлорної води, в пробірку з йодидом – 4–5 мл

бромної води. Рідину у кожній пробірці добре перемішати скляною паличкою. За забарвленням шару органічного розчинника визначити, який галоген утворився в кожній пробірці у вільному стані. Скласти відповідні рівняння реакцій, порівняти окислювально-відновні властивості хлору, бром та йоду і зробити висновок про зміну окислювально-відновних властивостей елементів залежно від їх розміщення в періодичній системі.

Контрольні питання

1. Що розуміють під поняттям електронегативності елемента? У який спосіб значення відносної електронегативності елемента відбиває металічні або неметалічні властивості елемента? У якого з елементів періодичної системи найяскравіше виявлені неметалічні властивості? Відповідь мотивуйте уявленнями про будову атомів елементів.

2. Як змінюються хімічні властивості елементів залежно від їхнього порядкового номера в періодичній системі в межах одного періоду (малого та великого)? Відповідь мотивуйте уявленнями про будову атомів.

3. Як змінюється енергія іонізації, спорідненість до електрона, радіус атомів у періодах і групах періодичної системи?

4. Як змінюються властивості елементів головних підгруп зі зростанням порядкового номера елементів, як це пов'язане з електронною будовою атомів?

5. Яка послідовність заповнення електронами підрівнів?

Лабораторна робота № 4

ВИВЧЕННЯ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ І ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: гомогенні й гетерогенні реакції, швидкість хімічної реакції, фактори, що впливають на швидкості гомогенної реакції, швидкість гетерогенних реакцій, хімічна рівновага, зсув рівноваги під впливом тих чи інших факторів.

II Виконати вправи

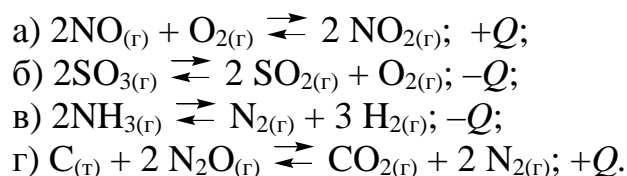
1. Як вплине зменшення об'єму в 4 рази в системі $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$ на швидкість зворотньої реакції?

2. Рівноважні концентрації речовин в реакції $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ становлять (моль/дм³): $[\text{N}_2] = 4$; $[\text{H}_2] = 9$; $[\text{NH}_3] = 6$. Обчислити константу рівноваги й вихідні концентрації азоту й водню?

3. Обчислити вихідні концентрації хлору й карбон(II) оксиду в реакції $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$, якщо рівноважні концентрації (моль/дм³): $[\text{Cl}_2] = 0,3$; $[\text{CO}] = 0,2$; $[\text{COCl}_2] = 1,5$.

4. При підвищенні температури на 20 °С швидкість реакції збільшилась у 9 разів. Знайдіть температурний коефіцієнт реакції. Як зміниться швидкість цієї реакції при зміні температури від 40 °С до 70 °С і від 80 °С до 50 °С.

5. На підставі принципу Ле Шательє визначте, в якому напрямку зміститься рівновага в наступних системах за умов збільшення або зменшення тиску і температури:



III Робота в лабораторії

Дослід 1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин і температури досліджується на прикладі взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою:



Ознакою цієї реакції є помутніння розчину внаслідок виділення осаду дрібнодисперсної сірки. Час (τ), який проходить від початку реакції до помітної появи каламуті, утвореної осадом сірки, дозволяє судити про відносну швидкість реакції.

Для проведення досліду слід приготувати в трьох пробірках рівні об'єми розчинів натрій тіосульфату різної концентрації в такий спосіб:

– у першу пробірку вносять 4 краплі 1 н. розчину натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 8 крапель води;

– у другу пробірку – 8 крапель 1 н. розчину натрій тіосульфату і 4 краплі води;

– у третю пробірку – 12 крапель 1 н. розчину натрій тіосульфату (води не додають).

Отже, у трьох пробірках отримали рівні об'єми розчинів натрій тіосульфату різної концентрації. Умовно позначимо концентрацію в першій пробірці – 1С, у другій – 2С, у третій – 3С. Потім у першу пробірку додають 1 краплю 2 н розчину сульфатної кислоти й одночасно вмикають секундомір, за яким відмічають час (τ , с) до появи першої, але помітної опалесценції розчину (момент появи опалесценції краще спостерігається при боковому освітленні на темному фоні). Аналогічно реєструють час появи осаду в другій і третій пробірках, у які також додають по 1 краплі 2 н розчину сульфатної кислоти. Умови й результати досліду занести до таблиці 4, зробити висновки.

Таблиця 4 – Результати спостережень

Номер пробірки	Кількість крапель				Умовна концентрація розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тривалість реакції $\tau, \text{с}$
	Розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	Розчину H_2SO_4	Загальна		
1	4	8	1	13	1С	
2	8	4	1	13	2С	
3	12	0	1	13	3С	

Дослід 2. Залежність швидкості хімічної реакції від температури

Залежність швидкості хімічної реакції від температури досліджують на прикладі попередньої реакції. Готують термостат, у якості якого використовують лабораторний стакан місткістю 200–300 мл на дві третини заповнений водою кімнатної температури. Стакан накривають кришкою з трьома отворами. У першому отворі розміщують термометр, в другому отворі – пробірку з 2 н. сульфатною кислотою, у третьому отворі – пробірку з розчином натрій тіосульфату, утвореному з 8 крапель н. розчину натрій тіосульфату і 4 крапель води. *Контролюйте, щоб термометр і пробірки обов'язково були зануреними у воду! Пробірки повинні знаходитися в термостаті впродовж 3–5 хвилин до початку проведення досліду для того, щоб розчини набули температури термостата.*

Далі відмічають температуру води у термостаті, після чого (не виймаючи пробірок) піпеткою відбирають із пробірки сульфатну кислоту і додають 1 краплю сульфатної кислоти в пробірку з розчином натрій тіосульфату (одночасно вмикаючи секундомір) і реєструють час до появи опалесценції. Другий дослід виконують аналогічно першому, але за температури на 10°C вище (для підвищення температури до термостату додають гарячу воду). Умови й результати досліду наводять у таблиці 5.

Таблиця 5 – Результати спостережень

Номер досліду	Температура $t^\circ\text{C}$	Тривалість реакції $\tau, \text{с}$	Зміна швидкості реакції $\gamma = \frac{V_{t+10}}{V_t}$
1			
2			

Дослід 3. Вплив площі поверхні дотику реагентів на швидкість хімічної реакції в гетерогенній системі

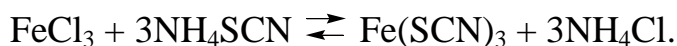
Швидкість гетерогенної реакції прямо пропорційна площі поверхні дотику реагентів. Але в цьому визначенні є нюанси. Тверді речовини, що беруть участь в гетерогенній реакції, для збільшення швидкості взаємодії подрібнюють, щоб збільшити площу поверхні частинок. Наприклад, вугілля для приготування порошу розтирають в порошок. Рідину для реакції з газом розпилюють у найдрібніші крапельки: так, дизельне паливо (суміш

вуглеводнів) впорскують у камеру, де воно зустрічається з повітрям, через спеціальний пристрій, що забезпечує розпилення.

Для проведення досліду візьміть дві пробірки та дві, за можливості однакові за розміром (з горошину) грудки крейди – CaCO₃. Одну грудку розміщують в першій пробірці, другу спочатку товчуть у ступці, а потім розміщують у другій пробірці. До обох пробірок одночасно додають хлоридної кислоти стільки, аби покрити поверхню крейди. Де інтенсивніше виділяються бульбашки газу? Зробіть висновок про вплив площі поверхні контакту реагентів на швидкість реакції кальцій карбонату з хлоридною кислотою. Спостереження, рівняння реакції та висновки запишіть в журнал.

Дослід 4. Вплив зміни концентрації реагуючих речовин на стан хімічної рівноваги

Зміщення хімічної рівноваги за умов зміни концентрації реагуючих речовин зручно спостерігати на реакції взаємодії ферум(III) хлориду і амоній тіоціанату:



Внаслідок цієї реакції утворюється добре розчинений у воді ферум(III) тіоціанат червоного кольору. За зміною інтенсивності кольору розчину ферум(III) тіоціанату можна оцінювати зміну його концентрації в розчині, а отже, і напрям зміщення хімічної рівноваги.

У чотири пробірки налити по 5–8 крапель розчинів ферум(III) хлориду і амоній тіоціанату (концентрація розчинів 0,001 моль/л). Рідину в пробірках перемішати скляною паличкою, після чого пробірки розташувати у штативі. Першу пробірку залишають як контрольну, в другу – додають 1 краплю насиченого розчину ферум(III) хлориду, в третю – 1 краплю насиченого розчину амоній тіоціанату, у четверту – невелику (на шпатель) кількість кристалів амоній хлориду. Далі порівнюють забарвлення розчинів у кожній пробірці з інтенсивністю забарвлення у першій (контрольній) пробірці. Чим зумовлена зміна забарвлення розчинів? Дайте пояснення цьому явищу з точки зору принципу Ле Шательє. Спостереження та висновки занотуйте у таблиці 6.

Таблиця 6 – Результати спостережень

Номер пробірки	Додана речовина	Зміна кольору розчинів у пробірках	Напрямок зміщення хімічної рівноваги
1	–		
2	FeCl _{3(нас)}		
3	NH ₄ SCN _(нас)		
4	NH ₄ Cl _(кр)		

Контрольні питання

1. Чим визначається швидкість хімічної реакції?
2. Які фактори впливають на швидкість хімічної реакції?
3. Сформулюйте закон діючих мас.

4. Який фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції? Від яких чинників вона залежить?

5. Умови зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє.

Лабораторна робота № 5

СПОСОБИ ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: розчини, їх характеристика; способи вираження концентрації розчиненої речовини у розчині (масова частка речовини, молярна концентрація, молярна концентрація еквівалента, або нормальна концентрація, молярність розчиненої речовини у розчині, молярна частка).

II Виконати вправи

1. Скільки грамів калій гідроксиду потрібно взяти для приготування 500 мл 2,8 М розчину?

2. У 2 л розчину міститься 11,1 г кальцій хлориду. Розрахувати молярну й нормальну концентрації.

3. Скільки грамів КОН потрібно розчинити в 600 г води для отримання розчину з масовою часткою калій гідроксиду 12 %?

4. Скільки мілілітрів води потрібно додати до 250 г розчину з масовою часткою солі 15 %, щоб отримати розчин з масовою часткою солі 12 % ?

III Робота в лабораторії

Розчини точно відомої концентрації можна приготувати такими способами:

- з фіксаналів;
- за точною наважкою сухої солі (ваговий спосіб);
- методом розведення концентрованих розчинів.

При приготування розчинів для точного вимірювання об'ємів застосовують мірний посуд: мірні колби, піпетки й бюретки.

Мірні колби – тонкостінні плоскодонні судини з довгим вузьким горлом, на якому є позначка у вигляді кільцевої риски. На кожній колбі позначені її місткість і температура, при якій ця місткість виміряна. Колба повинна щільно закриватися пробкою (рис. 14).

Піпетки використовують для відбору певного об'єму проби рідини. Піпетки Мора – скляні трубки з розширенням посередині. Нижній кінець відтягнутий у капіляр, на верхньому кінці вони мають позначку, до якої слід набирати вимірювану рідину. На піпетці вказаний об'єм. Широко застосовують також градуйовані піпетки різної місткості, на зовнішній стороні яких нанесені поділki. Для наповнення піпетки нижній кінець її занурюють у рідину і втягують останню за допомогою груші або спеціального пристосування. Рідину

набирають так, щоб вона піднялася на 2–3 см вище мітки, потім швидко закривають верхній отвір вказівним пальцем правої руки, притримуючи водночас піпетку великим і середнім пальцями. Потім послаблюють натиск вказівного пальця, в результаті чого рідина буде повільно витікати з піпетки. У той момент, коли нижній меніск (рівень) рідини виявиться на одному рівні з міткою, палець знову притискають. Вводять піпетку в посудину, віднімають вказівний палець і дають стекти рідини по стінці посудини. Після того, як рідина витече, піпетку тримають ще 5 секунд притуленою до стінки посудини, злегка повертаючи навколо осі.

Бюретки застосовують для вимірювання точних об'ємів рідини.

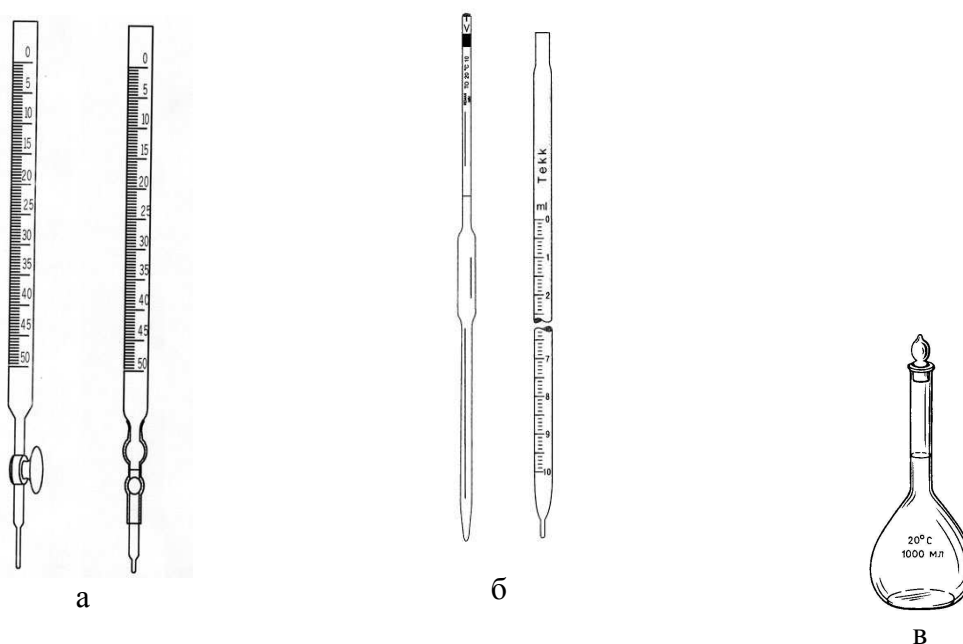


Рисунок 14 – Мірний посуд:
а – бюретки; б – піпетки; в – мірна колба

Для менш точного вимірювання об'ємів рідини використовують мірні циліндри та мензурки (рис. 10).

Експериментальна частина

Дослід 1. Приготування розчину натрій хлориду ваговим способом

Приготувати 100 г розчину натрій хлориду з масовою часткою солі 9 %.

Послідовність виконання роботи:

1. Розрахувати наважку NaCl, необхідну для приготування 9 % розчину масою 100 г.
2. Розраховану наважку зважити на аналітичних терезах у попередньо зваженому бюксі.
3. Зважити необхідну для приготування розчину масу дистильованої води в попередньо зваженій конічній колбі. *Якщо на практиці не потребують*

високої точності, зважувати воду немає потреби. Необхідний об'єм води відміряють за допомогою мірного циліндра, розрахувавши його за формулою:

$$V = m/\rho$$

де V – об'єм води, см^3 ;

m – відповідна маса дистильованої води, $г$;

ρ – густина води за даної температури, $г/\text{см}^3$ (довідникові дані).

4. У приготовлену склянку через лійку обережно перенести наважку солі й обмити лійку невеликою кількістю дистильованої води, відміряної для розчинення.

5. Суміш перемішувати до повного розчинення солі, поступово додаючи воду, яка залишилася (перелити в стакан по скляній паличці).

Дослід 2. Приготування розчину натрій хлориду об'ємним способом (методом розведення)

Приготувати 100 мл 0,9 % (густина 1,004 6 $г/\text{см}^3$) розчину натрій хлориду з 9 % розчину натрій хлориду (густина 1,063 3 $г/\text{см}^3$).

Послідовність виконання роботи:

1. Розрахувати об'єм 9 % розчину солі, який знадобиться для приготування 100 мл 0,9 % розчину натрій хлориду.

2. До колби ємністю 100 мл з бюретки налити розрахований об'єм 9 % розчину NaCl , дистильованою водою довести об'єм рідини до позначки.

3. Ретельно перемішати рідину в колбі.

Дослід 3. Приготування 1М розчину натрій хлориду ваго-об'ємним способом

Приготувати 100 мл розчину натрій хлориду з молярною концентрацією 1 моль/л.

Послідовність виконання роботи:

1. Розрахувати наважку NaCl , необхідну для приготування 100 мл розчину з молярною концентрацією 1 моль/л.

2. Розраховану наважку зважити на аналітичних терезах у попередньо зваженому бюксі.

3. У мірну колбу ємністю 100 мл через лійку обережно перенести наважку солі NaCl .

4. Бюкс двічі ополоснути дистильованою водою і отриманий розчин злити у колбу.

5. Дистильованою водою довести об'єм розчину до позначки.

Контрольні питання

1. Що таке розчин? Наведіть способи вираження концентрації речовини у розчині?

2. Чи можна використовувати гігроскопічні речовини, що знаходилися в контакті з повітрям, для приготування розчинів із заданою концентрацією?

3. Чому не можна приготувати розчин NaOH заданої концентрації з високим ступенем точності, якщо речовина знаходилася в тривалому контакті з повітрям?

Лабораторна робота № 6

ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: електроліти, теорія електролітичної дисоціації, кількісні характеристики процесу дисоціації (ступінь дисоціації, константа дисоціації слабких електролітів), закон розведення Оствальда, властивості розчинів електролітів.

II Виконати вправи

1. Константа дисоціації сульфїтної кислоти за першим ступенем дорівнює $K_1 = 1,3 \cdot 10^{-2}$, а за другим $K_2 = 0,6 \cdot 10^{-7}$. Розрахуйте ступені дисоціації α_1 і α_2 в децимолярному розчині сульфїтної кислоти?

2. При розчиненні 0,001 моль оцтової кислоти у воді 10 % розчинених молекул розпалися на йони. Скільки окремих часток (йонів, молекул) розчиненої речовини міститься у розчині?

3. Ступінь дисоціації K_2SO_4 у розчині, що містить 0,026 моль калій сульфату в 50 г води, дорівнює 53 %. Обчислити підвищення температури кипіння розчину. Ебуліоскопічна стала води $E = 0,52$.

4. Обчислити осмотичний тиск (кПа) водного розчину сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ при 27 °С, якщо підвищення температури кипіння розчину порівняно із розчинником складає 0,119 °С, густина розчину 1,10 г/см³, ебуліоскопічна стала води $E = 0,52$.

III Робота в лабораторії

Дослід 1. Електропровідність розчинів електролітів

Для визначення електропровідності розчинів електролітів використовують прилад, схема якого наведена на рисунку 16.

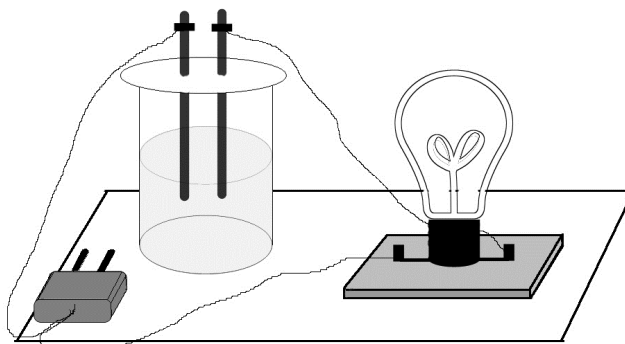


Рисунок 16 – Прилад для визначення електропровідності розчинів електролітів

Прилад для визначення електропровідності складається з двох графітових електродів однакової довжини, з'єднаних з електричною лапчкою і склянки для розчину, що досліджується.

Для вимірювання електропровідності наливають у склянки послідовно по 20–25 мл дистильованої, водопровідної води, а також 0,1 М розчинів електролітів (хлоридної та ацетатної кислот, натрій гідроксиду, амоній гідроксиду, натрій ацетату), розчин цукру.

У кожену склянку послідовно занурюють електроди (на одну й ту саму глибину при кожному вимірюванні), далі вмикають прилад у мережу змінного струму і спостерігають, як світиться лампочка. Яскравість світла лампочки пропорційна електропровідності розчину. Перед кожним наступним вимірюванням нового розчину електроди ретельно промивають дистильованою водою.

На підставі отриманих результатів порівняйте електропровідність розчинів хлоридної та ацетатної кислот, натрій гідроксиду та амоній гідроксиду. Поясніть, чому розчин амоній ацетату є кращим провідником електричного струму, ніж розчини оцтової кислоти та амоній гідроксиду.

У лабораторному журналі запишіть рівняння дисоціації усіх електролітів, вирази констант дисоціації слабких електролітів.

Дослід 2. Хімічна рівновага в розчинах електролітів

Зміщення рівноваги дисоціації слабких електролітів.

Вплив однойменного йону сильного електроліту на ступінь дисоціації слабого електроліту

Дослід 2.1 У дві пробірки налейте по 1 мл 0,1 М розчину оцтової кислоти. У кожену пробірку додайте по 1 краплі розчину індикатора (метилоранжу). Занотуйте спостереження.

Одну пробірку залиште для порівняння, в іншу додайте декілька кристалів натрій ацетату й перемішайте розчин скляною паличкою. Порівняйте колір та інтенсивність забарвлення індикатора у двох пробірках.

Занотуйте спостереження, напишіть рівняння реакцій дисоціації натрій ацетату, оцтової кислоти, вираз константи дисоціації оцтової кислоти. У висновках визначте вплив однойменних йонів на ступінь дисоціації слабкої кислоти.

Дослід 2.2 У дві пробірки, що містять по 1 мл 0,1 М розчину амоніаку, додайте по 1 краплі розчину фенолфталеїну. Яке забарвлення з'являється та яке середовище в розчині? Занотуйте спостереження. Одну пробірку залиште для порівняння, в іншу додайте декілька кристалів амоній хлориду і перемішайте розчин скляною паличкою. Порівняйте інтенсивність забарвлення індикатора у двох пробірках. Занотуйте спостереження, напишіть рівняння процесу дисоціації амоній ацетату, амоній гідроксиду, вираз константи дисоціації амоній гідроксиду. У якому напрямку зміщується рівновага реакції дисоціації амоній гідроксиду? У висновках визначте вплив однойменних йонів на ступінь дисоціації слабкої кислоти.

Дослід 3. Йонні реакції (реакції обміну) у розчинах сильних електролітів

Йонні реакції з утворенням малорозчинних солей

Дослід 3.1 У три пробірки налийте по 10–15 крапель розчину барій хлориду. У першу додайте декілька крапель розчину натрій сульфату, в другу – розчину сульфатної кислоти, в третю – розчину алюміній сульфату. Відзначте спостереження та напишіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах.

Йонні реакції з утворенням малорозчинних кислот

Дослід 3.2 У пробірку налийте 5–7 крапель розчину натрій силікату й додайте до нього декілька крапель хлоридної кислоти до утворення осаду малорозчинної кислоти. Відзначте спостереження та напишіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах.

Йонні реакції з утворенням малорозчинних основ

Дослід 3.3 У пробірку налийте 5–7 крапель розчину купрум(II) сульфату і додайте до нього декілька крапель розчину натрій гідроксиду до утворення осаду малорозчинної основи. До лабораторного журналу занотуйте спостереження та напишіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.

Йонні рівняння з утворенням слабких електролітів

Дослід 3.4 В одну пробірку налейте 7–10 крапель розчину натрій карбонату і додайте до нього декілька крапель хлоридної кислоти. У другу пробірку налейте 4–5 крапель амоній хлориду, додайте декілька крапель натрій гідроксиду та трохи нагрійте пробірку. Відзначте спостереження та напишіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.

Дослід 4. Порівняння хімічної активності кислот

В одну пробірку налийте 4–6 крапель 2 М розчину оцтової кислоти, в іншу – стільки саме 2 М розчину хлоридної кислоти. В обидві пробірки додайте приблизно однакові грудки мармуру або крейди. Відзначте спостереження та напишіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.

Контрольні питання

1. Які речовини називають електролітами, а які – неелектролітами?
2. Що таке йони і чим вони відрізняються від атомів і молекул?
3. Поняття про сильні та слабкі електроліти. Навести приклади.
4. Ступінь та константа дисоціації, зв'язок між ними. Математичний вираз закону Оствальда.
5. Які фактори впливають на ступінь дисоціації?
6. Для яких електролітів спостерігається ступінчаста дисоціація. Навести приклади.
7. Реакції в розчинах електролітів. Правила складання йонних рівнянь.

Лабораторна робота № 7

ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: електролітична дисоціація води, йонний добуток води, водневий показник та його значення у різних середовищах; буферні розчини, гідроліз солей, його причини й наслідки; кількісні характеристики процесу гідролізу солей.

II Виконати вправи

1. Розрахуйте рН 0,001 М розчину HCl і 0,01 М розчину KOH (ступінь дисоціації обох електролітів 100 %).

2. Яка концентрація йонів H^+ і OH^- у розчинах, для яких рН = 7, рН = 4, рОН = 8? Яка реакція середовища?

3. Яку реакцію середовища мають водні розчини натрій гідрогенкарбонату, алюміній хлориду, натрій сульфату, кальцій хлориду, калій сульфідіду? З наведених солей вибрати ті, що підлягають гідролізу, і скласти відповідні рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.

4. Обчислити константу і ступінь гідролізу, а також рН 0,1 М розчину амоній хлориду. Константа дисоціації NH_4OH $K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

III Робота в лабораторії

Дослід 1. Кислотно-основні індикатори

Зміна кольору індикаторів у різних середовищах

1. У три пробірки налийте по 10–15 крапель *дистильованої води* (нейтральне середовище) і додайте: в *першу* пробірку – 1 краплю лакмусу; у *другу* – 1 краплю фенолфталеїну; в *третю* – 1 краплю метилоранжу. Зафіксуйте забарвлення кожного індикатора у воді.

2. У три пробірки налийте по 8–10 крапель *хлоридної кислоти HCl* (кислотне середовище) і внесіть по 1 краплі розчинів лакмусу, метилоранжу, фенолфталеїну. Зафіксуйте забарвлення індикаторів у кислоті.

3. У три пробірки налийте по 8–10 крапель *лугу NaOH* (лужне середовище). У першу внесіть 1 краплю лакмусу, в другу – 1 краплину метилоранжу, в третю – 1 краплю фенолфталеїну. Зафіксуйте забарвлення кожного індикатора у лужному середовищі. Результати усіх спостережень занотуйте в таблицю 7.

Таблиця 7 – Забарвлення індикаторів у різних середовищах

Назва індикатора	Колір індикатора в різних середовищах		
	нейтральне середовище	кисле середовище	лужне середовище
Лакмус	фіолетовий	червоний	синій
Фенолфталеїн	безбарвний		
Метилоранж	оранжевий		
Універсальний індикатор	жовто-зелений	червоний	синьо-фіолетовий

Дослід 2. Реакція середовища розчинів солей

Приготуйте п'ять ретельно вимитих дистильованою водою пробірок та налейте в них по 3–5 мл дистильованої води. Першу пробірку залиште як контрольну, а в інші чотири внесіть приблизно по 0,2–0,3 г кристалів солей: Na_2CO_3 , AlCl_3 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ та KCl . Перемішайте вміст пробірок і визначте рН одержаних розчинів і води за допомогою *універсального індикатора*. Дані дослідів запишіть у таблицю 8.

Таблиця 8 – Результати спостережень

Формула солі	Забарвлення універсального індикатора	Реакція середовища	рН розчину
Na_2CO_3			
AlCl_3			
$\text{CH}_3\text{COONH}_4$			
KCl			

Складіть рівняння гідролізу солей в молекулярній та йонній формах. Поясніть, чому розчини калій хлориду та амоній ацетату мають $\text{pH} \approx 7$?

Дослід 3. Фактори, що впливають на ступінь гідролізу солей

Дослід 3.1 Взаємозв'язок між силою слабого електроліту, який утворює сіль, та ступенем гідролізу солі

У дві пробірки налейте до 1/2 їхнього об'єму дистильованої води. В одну пробірку насипте один мікрошпатель натрій сульфату (Na_2SO_4), у другу – стільки саме натрій карбонату (Na_2CO_3). Вміст пробірок перемішайте скляною паличкою та додайте до розчинів солей по одній краплі розчину фенолфталеїну.

Порівняйте інтенсивність кольору індикатора в обох пробірках. Яка з солей гідролізує більшою мірою? Відповідь мотивуйте, порівнявши значення констант дисоціації кислот H_2SO_3 та H_2CO_3 .

Дослід 3.2 Вплив температури на ступінь гідролізу

Дослід виконують за наступною схемою:

1. У дві пробірки налейте на 1/2 її місткості дистильованої води й додайте 2–3 краплі розчину фенолфталеїну. Зафіксуйте забарвлення.

2. До обох пробірок додайте по одному мікрошпателю натрій ацетату. Чи змінився колір індикатора і чому?

3. Підігрійте одну з цих пробірок, а іншу залиште для порівняння. Як змінюється інтенсивність забарвлення індикатора при нагріванні розчину солі?

4. Охолодіть пробірку під струменем води і спостерігайте зміну забарвлення розчину. У якому напрямі зміщується рівновага реакції гідролізу при охолодженні розчину?

Поясніть спостереження. Рівняння реакції гідролізу та висновок про вплив температури на ступінь гідролізу занести до журналу.

Дослід 3.3 Вплив розведення на ступінь гідролізу

У пробірку налейте 0,5 мл розчину стибій(III) хлориду та розведіть його водою до 1/2 об'єму пробірки. Гідроліз проходить через стадії утворення $\text{Sb}(\text{OH})\text{Cl}_2$ та $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ з відщепленням води та перетворенням у малорозчинний стибій(III) оксохлорид SbOCl , про що свідчить поява білого осаду. Напишіть рівняння реакції гідролізу SbCl_3 у молекулярній та йонній формах. Зробіть висновок про вплив розведення на ступінь гідролізу.

Контрольні питання

1. Дисоціація води. Йонний добуток води.
2. Водневий показник (рН), його значення у кислих, нейтральних і лужних середовищах.
3. Поняття про кислотно-основні індикатори.
4. Що називають гідролізом солей?
5. Які причини і наслідки гідролізу? Випадки гідролізу.
6. У яких випадках процес гідролізу є незворотним?
7. Чи може розчин солі, що піддається значною мірою гідролізу, мати $\text{pH} \approx 7$?

Лабораторна робота № 8

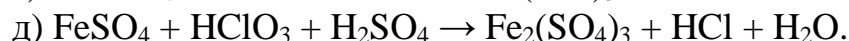
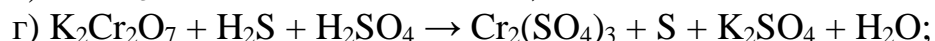
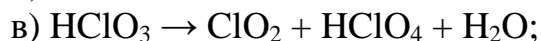
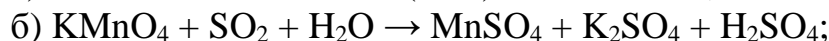
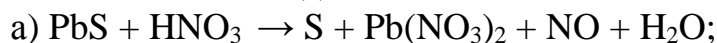
ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: окислювально-відновні реакції, ступінь окислення, принцип підбору коефіцієнтів в окислювально-відновних реакціях, найважливіші окисники й відновники, окисно-відновні потенціали та їх роль у розв'язанні питання про можливість і напрямок перебігу реакцій.

II Виконати вправи

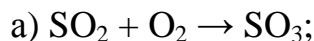
1. На підставі методу електронного балансу розставте коефіцієнти в наведених схемах окисно-відновних реакцій, зазначте окисник і відновник, процеси окиснення та відновлення:



2. Які з наведених речовин: KMnO_4 , MnO_2 , KI – можуть виявляти:

а) тільки окисні властивості; б) тільки відновні властивості; в) окисно-відновну двоїстість?

3. За наведеними схемами визначте тип окисно-відновної реакції:



III Робота в лабораторії

Дослід 1. Прості речовини й елементарні йони у якості окисників і відновників

Дослід 1.1 Відновники – прості речовини

У пробірку з 1 М розчином сульфатної кислоти помістити шматочок цинку або магнію. Записати спостереження та рівняння реакції. Визначити окисник і відновник.

Дослід 1.2 Окисники – катіони металів. Окиснення заліза йонами Cu^{2+}

У пробірку на третину її об'єму налити розчин солі Cu^{2+} й занурити в нього ретельно очищений залізний цвях. Поява на поверхні заліза червоного нальоту металевий міді свідчить про відновлення йонів Cu^{2+} .

Скласти електронні рівняння процесів окиснення й відновлення. Виявити окисник та відновник. Написати рівняння сумарної реакції цих процесів.

Дослід 2. Міжмолекулярні окисно-відновні реакції

Дослід 2.1 Окисно-відновна двоїстість

У дві пробірки налити по три краплі розчинів натрій сульфїту і 0,5 М сульфатної кислоти. До однієї пробірки додати розчин калій перманганату, до другої – розчин калій йодиду. Про що свідчить знебарвлення калій перманганату? На що перетворюється калій йодид (реакція з крохмалем)?

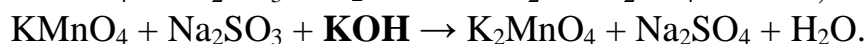
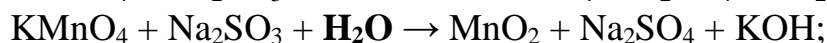
Реакції проходять за такими схемами:



Зафіксуйте спостереження, складіть електронні рівняння процесів окиснення й відновлення. Вкажіть окисник і відновник, напишіть рівняння сумарних реакцій.

Дослід 2.2 Вплив характеру середовища на протікання окисно-відновних реакцій

У три пробірки налити по 3–4 краплі розчину калій перманганату. У першу пробірку додати 2–3 краплі 1 М розчину сульфатної кислоти, у другу – стільки ж дистильованої води, у третю – таку ж кількість калій гідроксиду (30 %). У всі пробірки додати натрій сульфід. Ураховуючи, що солі мангану(II) у розчині практично безбарвні, аніон MnO_4^{2-} – зеленого кольору, а MnO_2 – бурий осад, зробіть висновок щодо перетворень перманганат-іона залежно від середовища. Обчисліть окисно-відновні еквіваленти калій перманганату та натрій сульфід, визначте окисник і відновник, підберіть коефіцієнти до рівнянь реакцій:

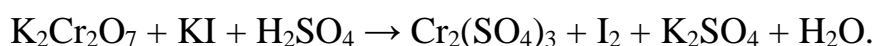


Дослід 3. Складні йони в окисно-відновних реакціях.

Відновлення калій дихромату калій йодидом

У пробірку налити 3–4 краплі калій дихромату, підкислити декількома краплями розчину 1 М сульфатної кислоти і додати краплями розчин калій йодиду (до помітної зміни забарвлення розчину) і декілька крапель розчину крохмалю.

Занотуйте спостереження, підберіть коефіцієнти до рівняння реакції:



Визначте окисник і відновник.

Дослід 4. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції.

Розклад амоній дихромату

У порцелянову чашку помістити невеликою гіркою кристалічний амоній дихромат $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ і ввести в центр гірки палаючий сірник або скіпку. Спостерігайте розкладання солі, яке спочатку йде повільно, а потім прискорюється, зміну кольору й виділення газу. Запишіть спостереження, складіть рівняння реакції, враховуючи, що продуктами реакції є хром(III) оксид, азот і вода, вкажіть окисник і відновник.

Контрольні питання

1. Які реакції називають окисно-відновними? Назвіть типи окисно-відновних реакцій?

2. Як змінюється ступінь окиснення окисника й відновника в окисно-відновних реакціях? Наведіть приклади.

3. Які речовини можуть виявляти тільки окисні властивості, які – тільки відновні?

4. Яким речовинам властива окислювально-відновна двоїстість?

Лабораторна робота № 9

ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: особливості будови й властивості металів, металічний зв'язок, хімічні властивості металів, поняття про електродні потенціали, стандартний електродний потенціал, залежність значення електродних потенціалів від природи металів, розчинників, концентрації йонів металу в розчині, температури (рівняння Нернста), ряд стандартних електродних потенціалів (електрохімічний ряд напруг).

II Виконати вправи

1. Здійсніть перетворення: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$. Дайте назву отриманим сполукам.

2. Розрахуйте потенціал залізного електрода, який занурений у 0,01 М розчин FeSO_4 .

III Робота в лабораторії

Дослід 1. Вивчення відновної активності металів Порівняльна активність металів

Налити у п'ять пробірок по 1 мл розчинів солей: у *першу* – цинк сульфату, у *другу* – ферум(II) сульфату, у *третю* – станум(II) хлориду, у *четверту* – плюмбум(II) нітрату або плюмбум(II) ацетату, у *п'яту* – купрум(II) сульфату. Помістити в усі розчини пластинки металічного цинку. Занотуйте спостереження. Повторити досліди із залізними, олов'яними, свинцевими та мідними пластинками. З розчинів яких солей витісняються метали?

Результати усіх спостережень занотовують до таблиці 9.

Таблиця 9 – Результати спостережень

Метали	ZnSO_4	FeSO_4	SnCl_2	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ або $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	CuSO_4
Цинк Zn					
Залізо Fe					
Олово Sn					
Свинець Pb					
Мідь Cu					

Отримані результати підтвердіть відповідними рівняннями окисно-відновних реакцій.

Контрольні питання

1. Що називають стандартним електродним потенціалом?
2. Як впливає на значення електродного потенціалу металу концентрація його йонів у розчині?
3. Від чого залежить відновна здатність металів?
4. Яким чином можна дослідним шляхом визначити значення стандартного електродного потенціалу металу?
5. Ряд стандартних електродних потенціалів (електрохімічний ряд напруг).

Лабораторна робота № 10

ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

I Самостійна підготовка

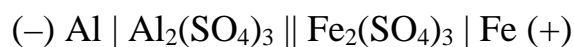
Засвоїти поняття і визначення: поняття про електродні потенціали. Механізм виникнення електродних потенціалів. Будова подвійного електричного шару на межі електрод-розчин. Водневий електрод. Ряд стандартних потенціалів. Гальванічні елементи. Хімічні та концентраційні гальванічні елементи. Електрорушійна сила гальванічного елемента.

II Виконати вправи

1. Скласти схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких цинковий електрод був би катодом, а в іншому – анодом. Зазначити напрямок електричного струму в зовнішньому ланцюзі. Скласти рівняння окисно-відновних напівреакцій, що відбуваються на електродах, та сумарні рівняння ОВР, які відповідають роботі гальванічних елементів.

2. Навести рівняння електродних реакцій і обчислити E_{PC} елемента, який складено із залізного та мідного електродів, занурених відповідно у 0,01M розчини хлоридних солей цих металів.

3. Для гальванічного елемента



розрахувати стандартну електрорушійну силу E^0 і E_{PC} , що виникає при використанні розчинів електролітів концентрацій $[\text{Fe}^{3+}] = 10^{-2}$ моль/л і $[\text{Al}^{3+}] = 10^{-4}$ моль/л.

4. E_{PC} гальванічного елемента, утвореного нікелевим електродом, зануреним у розчин його солі з концентрацією йонів нікеля $[\text{Ni}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-4}$ моль/л і срібним електродом, зануреним у розчин солі срібла дорівнює 1,108 В. Визначити концентрацію йонів Ag^+ у розчині.

III Робота в лабораторії

Дослід 1. Складання мідно-цинкового гальванічного елемента

Дві склянки місткістю 100 мл заповнити наполовину: одну – 1 М розчином купрум(II) сульфату, другу – 1 М розчином цинк сульфату. Склянки поставити поруч і з'єднати електролітичним ключем, тобто скляною П-подібною трубкою, заповненою розчином калій хлориду в агар-агарі. У склянку з розчином купрум(II) сульфату занурюють мідний електрод, у склянку з розчином цинку сульфату – цинковий електрод. Дроти від електродів замикають на гальванометр. Далі фіксують напрямок електричного струму, що виникає за рахунок різниці електродних потенціалів.

Спостереження занотувати до лабораторного журналу, визначити анод і катод, навести відповідні електродні реакції, обчислити значення електродних потенціалів і E_{PC} .

Дослід 2. Вплив концентрації розчину на E_{PC} гальванічного елемента

Скласти цинково-мідний гальванічний елемент так само, як і в досліді 1, але склянку наповнити 0,1 М розчином $CuSO_4$. Спостереження занотувати до лабораторного журналу, де навести відповідні реакції, визначити анод і катод, обчислити E_{PC} елемента і порівнюють її з E_{PC} елемента в досліді 1.

Дослід 3. Виготовлення залізно-цинкового і залізно-мідного гальванічних елементів

На лабораторному столі розташувати поруч склянки з 1 М розчинами цинк сульфату, ферум(II) сульфату і купрум(II) сульфату з відповідно цинковим, залізним і мідним електродами.

Спочатку утворюють *цинково-залізний* елемент, для чого електролітичним ключем з'єднують склянки з розчинами цинк сульфату і ферум(II) сульфату, а дроти від електродів замикають на гальванометр або вольтметр. Спостерігають напрямок струму.

Потім утворюють *залізно-мідний* елемент, для чого електролітичним ключем з'єднують склянки з розчинами ферум(II) сульфату і купрум(II) сульфату. Дроти від залізного і мідного електродів замикають на гальванометр і спостерігають напрямок електричного струму.

Спостереження занотувати до лабораторного журналу, порівняти полярність залізно-цинкового й мідно-цинкового елементів, для вказаних елементів скласти відповідні електродні реакції, розрахувати E_{PC} .

Контрольні питання

1. Що таке гальванічний елемент?
2. Що називають електрорушійною силою гальванічного елемента?
3. Користуючись рядом стандартних електродних потенціалів, виберіть два метали, які здатні утворити гальванічний елемент з максимально можливою E_{PC} .

Лабораторна робота № 11

КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: корозія металів, типи корозії, фактори, що впливають на швидкість корозії, воднева й киснева деполяризація, основні види корозійних руйнувань, активатори корозії металів.

II Виконати вправи

1. Який метал у парі залізо – нікель буде розчинятися в розбавленому розчині оцтової кислоти? З поверхні якого металу буде виділятися водень? Напишіть рівняння реакцій анодного і катодного процесів.

2. Напишіть рівняння реакцій анодного і катодного процесів, які відбуваються при корозії заліза, що контактує із сріблом у водному розчині електроліту ($\text{pH} = 3$).

3. Якщо цвях вбити у вологе дерево, то іржею покривається та його частина, яка знаходиться всередині дерева. Чим це можна пояснити?

4. Чому хімічно чисте залізо є більш стійким проти корозії, ніж технічне залізо? Складіть рівняння анодного і катодного процесів, що відбуваються при корозії технічного заліза у вологому повітрі й у розчині з $\text{pH} < 4$.

III Робота в лабораторії

Дослід 1. Вплив виникнення корозійних гальванічних пар на швидкість перебігу корозії металів

Дослід 1.1 Виникнення корозійної гальванічної пари при контакті двох різних металів

Послідовність виконання дослідів:

1. У пробірку налити 10–12 крапель 1 М розчину сульфатної кислоти. Занурити в нього гранулу цинку. Зафіксуйте інтенсивність процесу виділення газу.

2. У цю саму пробірку занурити мідний дріт, не торкаючись до цинку. Чи виділяється водень на мідному дроті?

3. Доторкнутися мідним дротом до гранули цинку. Як змінюється інтенсивність виділення водню, на якому з металів це відбувається?

До лабораторного журналу занотуйте всі спостереження та рівняння анодного та катодного процесів утвореного мідно-цинкового гальванічного елемента. Поясніть збільшення швидкості корозії цинку при контакті з мідним дротом.

Дослід 1.2 Виникнення корозійної гальванічної пари при зануренні одного (більш активного) металу в розчин солі іншого (менш активного) металу

У дві пробірки внести по 10–12 крапель 1 М сульфатної кислоти й по шматочку хімічно чистого цинку. В одну з пробірок додати 1–2 краплі розчину купрум(II) сульфату.

Спостерігайте за інтенсивністю виділення водню в пробірках. Відзначте, що з'явилося на поверхні цинку в пробірці з добавкою купрум(II) сульфату.

До лабораторного журналу занотувати спостереження, скласти рівняння реакцій анодного та катодного процесів.

Дослід 2. Вивчення впливу нерівномірної аерації поверхні металу на його корозію

Зачистити сталю пластинку наждачним папером. На чисту поверхню сталі нанести краплю спеціального розчину, який складається з 3 % розчинів натрій хлориду, розчину калій гексаціаноферату(III) $K_3[Fe(CN)_6]$ і фенолфталеїну (2–3 краплі фенолфталеїну на 10 мл розчину).

Спостерігайте за появою різного забарвлення у центрі краплі й на її периферії.

До лабораторного журналу занотувати спостереження, рівняння реакцій анодного і катодного процесів у гальванічній парі, що виникла на поверхні сталі внаслідок нерівномірної аерації її поверхні під краплею розчину електроліту, визначити анодні і катодні ділянки металу.

Примітка. Калій гексаціаноферат(III) $K_3[Fe(CN)_6]$ додають до розчину як реактив на йони Феруму (II), що виникають у розчині внаслідок перебігу анодного окиснення металу. При цьому утворюється малорозчинна речовина синього кольору.

Дослід 3. Вивчення впливу прискорювачів корозії на швидкість корозійного процесу

У дві пробірки вміщують по шматочку алюмінієвого дроту (або пластинки). В одну пробірку додають розчин купрум(II) хлориду, а в другу – розчин купрум(II) сульфату. У якій пробірці спостерігається заміщення міді алюмінієм? Який газ виділяється? Як він утворюється?

До лабораторного журналу занотувати спостереження, скласти рівняння реакції заміщення міді алюмінієм у розчині купрум(II) хлориду, реакції анодного і катодного процесів, зробити висновки.

Контрольні питання

1. Який процес називають корозією?
2. За якими ознаками класифікують корозійні процеси?
3. Чинники, що впливають на інтенсивність корозії.
4. У присутності яких йонів оксидні плівки на металах будуть руйнуватися скоріше: а) SO_4^{2-} ; б) Cl^- ; в) NO_3^- ?

Лабораторна робота № 12

ЗАХИСТ МЕТАЛІВ ВІД КОРОЗІЇ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: методи захисту металів від корозії – захисні покриття (металеві, неметалеві), зменшення агресивності корозійного середовища, електрохімічні методи (катодний захист, протекторний захист), легування, інгібітори корозії.

II Виконати вправи

1. Які особливості перебігу корозії нікельованого заліза в нейтральному й кислому середовищах при порушенні його захисного покриття?

2. З метою захисту від корозії магнієву конструкцію покрили свинцем. Яке це покриття: анодне чи катодне? Напишіть рівняння анодного і катодного процесів корозії в кислому середовищі при порушенні цілісності покриття. Чи буде оксидна плівка, що утворюється на магнії, мати захисні властивості?

3. Скласти електронні рівняння анодного й катодного процесів, що полягають в основі протекторного захисту сталі в морській воді.

III Робота в лабораторії

Дослід 1. Захист металів від корозії анодними та катодними металевими покриттями (корозія оцинкованого й лудженого заліза)

У дві пробірки (або склянки) налити на 1/3 їх об'єму 3 % розчин натрій хлориду. Додати у кожен пробірку по декілька крапель розчину калій гексаціаноферату(III) $K_3[Fe(CN)_6]$, який є дуже чутливим реактивом на йони Fe^{2+} (утворює інтенсивне синє забарвлення). Вміст пробірок перемішати склянкою паличкою.

У першу пробірку занурити пластину оцинкованого заліза, на поверхні якого зробити глибокі подряпини, що руйнують покриття до основного металу (який захищаємо), у другу – пластину лудженого заліза, на поверхні якого також заздалегідь зробити подряпини. Спостерігайте до появи синього забарвлення в одній із пробірок.

До лабораторного журналу занотувати спостереження, скласти рівняння реакцій анодного і катодного процесів на поверхнях металів, утворених внаслідок руйнування захисних цинкового й олов'яного покриттів. Пояснити вплив на швидкість корозії виникнення корозійних гальванічних пар залізо-цинк і залізо-олово. Вказати напрямок руху електронів у зазначених корозійних парах, зробити висновки.

Дослід 2. Електрохімічний захист металів від корозії (протекторний захист)

У дві пробірки налити розчин оцтової кислоти (0,2–0,4 М) і додати по 3–4 краплі розчину калій йодиду (I^- іони утворюють з катіонами Pb^{2+} малорозчинну сполуку PbI_2 жовтого кольору). Розчин перемішати паличкою. В одну пробірку занурити зразки свинцю та цинку так, щоб вони торкалися один одного. У другу пробірку із розчином оцтової кислоти помістити тільки свинець. У якому випадку швидше утвориться плюмбум(II) йодид? Пояснити результати спостережень, скласти рівняння відповідних реакцій. Який метал відіграє роль протектора?

До лабораторного журналу занотувати спостереження, рівняння реакцій анодного і катодного процесів на корозійній гальванічній парі свинець-цинк, а також на чистому свинці. Зробити висновки.

Контрольні питання

1. Які методи захисту металів від корозії вам відомі?
2. Які металеві покриття називають анодними, а які катодними? Який механізм їх захисної дії в кислих і нейтральних середовищах?
3. Яке з металевих покриттів, анодне чи катодне, є найефективнішим?
4. Суть протекторного захисту металів від корозії.
5. Які речовини називають інгібіторами корозії?

Лабораторна робота № 13

НАСИЧЕНІ ГІДРОГЕНКАРБОНИ – АЛКАНИ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: гомологічний ряд алканів; ізомерія та номенклатура. Способи добування, властивості. Природні джерела алканів.

II Виконати вправи

1. Виведіть структурні формули ізомерів гексану та дайте їм назву за систематичною номенклатурою.
2. Скільки грамів вуглекислого газу і води можна добути при спалюванні 0,2340 г вуглеводню складу $C_{10}H_{22}$?
3. Які гідрогенкарбони утворюються при дії металевого натрію на сполуки: а) йодистий метил і йодистий етил; б) бромометан і 2-хлоропропан?
4. Виведіть структурні формули ізомерів бутилу.

III Робота в лабораторії

Дослід 1. Добування метану, бромовання, окиснення, горіння

Дослід 1.1 Добування метану

У ступці розтирають приблизно 2 г безводного натрій ацетату (CH_3COONa) з подвійною кількістю натронного вапна (суміш NaOH + $\text{Ca}(\text{OH})_2$), переносять у суху пробірку і закривають пробкою з газовідвідною трубкою. Пробірку закріплюють майже горизонтально у штативі. Суміш у пробірці розподіляють по стінці рівномірним шаром та нагрівають.

Дослід 1.2 Вивчення властивостей метану – окиснення, бромовання, горіння

Вивчення дії галогенів і окисників за звичайних умов, а також горіння (окиснення при дії високої температури): в одну пробірку наливають 1–2 мл підкисленого розчину солі Мангану(VII); у другу пробірку – 1–2 мл бромної води.

Після цього починають нагрівати пробірку з реакційною сумішшю в полум'ї пальника (спочатку обережно, а потім сильніше). З газовідвідної трубки спочатку виділяється, витиснуте утвореним метаном, повітря, а потім – метан. Кінець газовідвідної трубки, з якої виходить метан, по черзі занурюють в першу й другу пробірки з розчинами. Не припиняючи нагрівання суміші в пробірці, підпалюють газоподібний метан, що утворився, біля кінця газовідвідної трубки.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, рівняння реакцій і висновки.

Дослід 2. Окиснення та бромовання рідких насичених гідрогенкарбонів

В одній пробірці змішують 3–4 краплі рідкого алкану з 1–2 краплями бромної води, у другій – таку саму кількість рідкого алкану з 2–3 краплями, заздалегідь підкисленого розведеним розчином сульфатної кислоти, розчином солі мангану(VII).

До лабораторного журналу занотовують спостереження та висновки.

Контрольні питання

1. Що таке гомологічний ряд, гомологічна різниця?
2. Який тип зв'язку в етані? Яка довжина та енергія C–C зв'язку?

Лабораторна робота № 14

НЕНАСИЧЕНІ ГІДРОГЕНКАРБОНИ – АЛКЕНИ, АЛКІНИ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: Алкени. Гомологічний ряд. Ізомерія та номенклатура. Природа π -зв'язку. Природні джерела алкенів і засоби їх добування. Властивості алкенів. Якісні реакції на подвійний зв'язок. Реакції полімеризації. Ацетиленові вуглеводні – алкіни. Гомологічний ряд. Будова, ізомерія, номенклатура. Способи добування. Властивості. Дієнові вуглеводні.

II Виконати вправи

1. Виведіть структурні формули ізомерів вуглеводню C_5H_{10} , дайте назви за систематичною номенклатурою.

2. При нагріванні 3-бром-2-метилпентану в присутності спиртового розчину луку було отримано ненасичений гідрогенкарбон. Напишіть рівняння реакції, дайте назву одержаній речовини.

3. Розрахуйте молекулярну масу алкenu, якщо до 7 г його приєднується 16 г бром у за подвійним зв'язком.

4. Який гідрогенкарбон утворюється, якщо спочатку на пропен подіяти бромом, а потім цю сполуку обробити спиртовим розчином луку? Напишіть відповідні реакції.

5. Якою реакцією можна відрізнити 3-метилбут-1-ин від пент-2-ину?

6. Напишіть структурну формулу 1,3-гексадієну і подійте на нього: а) Cl_2 ; б) HBr .

III Робота в лабораторії

Дослід 1. Добування та вивчення властивостей етилену

Добування етилену. Добування етилену здійснюють методом дегідратації етилового спирту. У пробірці змішують 1 мл етилового спирту і (**обережно**) 3 мл концентрованої сульфатної кислоти та невелику кількість піску; пробірку закріплюють майже горизонтально у штативі. Закривають пробкою з газовідвідною трубкою і (**обережно**) нагрівають суміш у полум'ї пальника. Виділений газ підпалюють (рівняння реакції). Далі добутий газ використовують у подальших дослідах.

Дослід 2. Хімічні властивості алкенів – якісні реакції на подвійний зв'язок

Дослід 2.1 Окиснення етилену розчином солі Мангану(VII) в нейтральному середовищі (реакція Вагнера).

Не припиняючи нагрівання пробірки в штативі (див. дослід 1), занурюють кінець газовідвідної трубки в іншу пробірку, до якої налито п'ять краплин 0,1 н розчину солі Мангану(VII).

Дослід 2.2 Бромовання етилену – реакція приєднання.

Не припиняючи нагрівання пробірки в штативі (див. дослід 1), занурюють кінець газовідвідної трубки в пробірку з 5 краплинами бромної води.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, рівняння реакцій, висновки.

Дослід 3. Взаємодія рідких алкенів з галогенами та окисниками

Дослід 3.1 Бромовання рідких алкенів

У пробірці змішують 5–6 краплин рідких алкенів з 1–2 краплинами бромної води (насичений розчин), вміст пробірки перемішують скляною паличкою. Якщо жовтий колір розчину не зникає, то пробірку нагрівають у полум'ї пальника.

Дослід 3.2 Окиснення рідких алкенів (реакція Вагнера)

У пробірці змішують 3–4 краплини рідких алкенів з 2–3 краплинами 0,1 н розчину Мангану (VII), вміст збовтують.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, рівняння реакцій і висновки.

Дослід 4. Добування та вивчення властивостей алкінів

Дослід 4.1 Добування ацетилену (дослід потрібно проводити у витяжній шафі, бо неочищений ацетилен, здобутий з кальцій карбїду, містить шкідливі речовини з різким запахом).

Суху пробірку майже горизонтально закріплюють у штативі. До пробірки кладуть маленький шматочок кальцій карбїду, додають 2–3 краплини води й затикають пробкою з газовідвідною трубкою.

Газ, що виділяється з газовідвідної трубки, підпалюють.

Добутий ацетилен використовують у подальших дослідах (4.2, 5).

Дослід 4.2 Бромовання ацетилену

Кінець газовідвідної трубки (див. дослід 4.1) занурюють у пробірку з 4–5 краплями бромної води.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, рівняння реакцій і висновки.

Дослід 5. Утворення ацетиленїду Аргентуму

У пробірку вміщують 3 краплини 0,2 н розчину Аргентум нітрату і додають 1 краплину концентрованого розчину амонїаку. Утворюється бурий осад. При додаванні ще 2–3 краплин розчину амонїаку осад розчиняється з утворенням амїачного розчину Аргентум оксиду. Крізь цей розчин пропускають ацетилен. У пробірці утворюється розчин ацетиленїду Аргентуму.

До лабораторного журналу занотуюють спостереження, рівняння реакцій, висновки.

Контрольні питання

1. Назвіть якісні реакції на подвійний зв'язок.
2. Поясніть механізм приєднання до подвійного зв'язку.
3. Поясніть, чому продукт приєднання однієї молекули бром до етину має транс-конфігурацію?

Лабораторна робота № 15

СПИРТИ Й ЕТЕРИ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття й визначення: гомологічний ряд насичених одноатомних спиртів; класифікація; ізомерія та номенклатура; способи одержання; фізичні та хімічні властивості; двоатомні та триатомні спирти; одержання, властивості, використання в харчовій промисловості.

II Виконати вправи

1. Виведіть ізомери для $C_5H_{11}OH$ і дайте назву за систематичною номенклатурою.
2. Наведіть схеми реакцій одержання з 2-метилпропан-1-олу: а) алкоголяту натрію; б) галогенпохідного; в) етеру. Дайте назву всім речовинам.
3. Напишіть рівняння реакцій окиснення спиртів: а) етилового спирту; б) етандіолу.
4. Напишіть можливі рівняння реакцій (залежно від температури й співвідношення компонентів), що протікають при нагріванні пропанолу-2 з сульфатною кислотою.

III Робота в лабораторії

Дослід 1. Розчинність спиртів

У 3–4 пробірки вміщують по 2–3 краплини різних спиртів (етилового, бутилового, амілового (пентанолу), тощо), додають до кожної дистильовану воду. До лабораторного журналу занотуюють спостереження і висновки.

Дослід 2. Встановлення наявності води у спирті

У суху пробірку вміщують невелику кількість кристалів безводного Купрум(II) сульфату (кристали білого кольору) і додають 4–5 крапель етанолу. Суміш добре збовтують і трохи нагрівають. Якщо спирт не містить води, розчин залишається безбарвним, а якщо в спирті міститься вода, розчин

набуває забарвлення. До лабораторного журналу занотовують спостереження і висновки.

Примітка. Безводний Купрум (II) сульфат (готує лаборант) добувають нагріванням кристалогідрату Купрум(II) сульфату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ блакитного кольору в фарфоровій чашці або тиглі в полум'ї пальника з одночасним перемішуванням кристалів скляною паличкою. Нагрівання продовжують до повного знебарвлення кристалів і закінчення виділення водяної пари. Зневоднений Купрум(II) сульфат зберігають у щільно закритій склянці в ексікаторі, щоб запобігти контакту з вологою повітря.

Дослід 3. Відношення спиртів до індикаторів

У пробірку з водним розчином етилового спирту вміщують універсальний індикаторний папір. За шкалою знаходять рН водного розчину спирту. Роблять висновки про кислотні властивості спиртів.

Дослід 4. Одержання гліцерату Купруму(II)

У пробірку наливають 1 мл 1 М розчину Купрум(II) сульфату і 1 мл 2 М розчину Натрій гідроксиду. До осаду, що утворився, додають декілька крапель гліцерину.

До лабораторного журналу занотовують рівняння реакцій, спостереження та висновки.

Дослід 5. Окиснення спиртів

У суху пробірку вміщують 4 краплини етанолу, додають 2 краплини розчину сульфатної кислоти і 4 краплини розчину Калій біхромату. Спостерігають вихідне забарвлення розчину. Після цього пробірку нагрівають у полум'ї пальника до зміни забарвлення. Одночасно фіксують появу характерного запаху альдегіду.

До лабораторного журналу занотовують рівняння реакції, спостереження, висновки.

Дослід 6. Одержання діетилового етеру

У суху пробірку (**обережно, по стінках**) вміщують послідовно по 4 краплі етанолу та концентрованої сульфатної кислоти. Записують спостереження. Потім вміст пробірки (**обережно**) нагрівають до побуріння розчину, після чого нагрівання припиняють. **Обережно** додають ще 4 краплі етанолу (**не нахиляйтесь над пробіркою**).

До лабораторного журналу занотовують рівняння реакції, спостереження, висновки.

Контрольні питання

1. Опишіть промислові способи добування етилового спирту.
2. Укажіть за допомогою яких реакцій можна відрізнити первинні спирти від вторинних і третинних.
3. За допомогою якої реакції можна виявити гліцерин?

Лабораторна робота № 16

АЛЬДЕГІДИ Й КЕТОНИ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: будова, ізомерія та номенклатура альдегідів і кетонів; добування альдегідів, їхні фізичні та хімічні властивості; полімеризація та конденсація альдегідів; якісні реакції на альдегіди; альдегіди в харчовій промисловості.

II Виконати вправи

1. Напишіть усі можливі структурні формули альдегідів і кетонів складу $C_5H_{10}O$. Дайте їм назву за систематичною номенклатурою.

2. Який альдегід і яким способом можна отримати з 2-метилпропанолу-1?

4. Напишіть рівняння реакцій взаємодії пропіонового альдегіду з ціаністоводновою кислотою.

5. Напишіть рівняння реакцій одержання бутанону-2: а) з вторинного спирту; б) реакцією Кучерова.

6. Напишіть рівняння реакцій приєднання водню до: а) 2-метилпропаналу; б) бутанону-2. Назвіть отримані сполуки.

III Робота в лабораторії

Дослід 1. Одержання альдегідів із спиртів

1. У полум'ї пальника розжарюють спіраль з мідного дроту довжиною 3–4 см (утримуючи її тигельними щипцями) до почервоніння, охолоджують її на повітрі. Процес розжарювання спіралі виконують декілька разів, перемежаючи його з процесом охолодження до моменту утворення на поверхні спіралі достатньо товстого шару оксиду міді чорного кольору.

Розжарену спіраль (після останнього нагрівання) швидко занурюють у пробірку із спиртом (**не нахилитись над пробіркою**) і одразу нещільно закривають пробкою. При цьому спирт бурхливо закипає, з'являється запах альдегіду, змінюється колір мідної спіралі.

Примітка. Коли бурхливе кипіння спирту закінчиться, пробку вставляють щільніше й охолоджують пробірку в стакані з холодною водою. Після охолодження спіраль виймають, а вміст пробірки переливають до іншої пробірки і додають до неї приблизно рівну кількість дистильованої води. Отриманий водно-спиртовий розчин оцтового альдегіду використовують для наступних дослідів.

2. У суху пробірку вміщують 4 краплини етилового спирту, додають 2 краплини розчину сульфатної кислоти (2 н розчин) і 4 краплини біхромату калію (2 н розчин). Спостерігають вихідне забарвлення розчину. Після цього пробірку нагрівають у полум'ї пальника до зміни забарвлення. Одночасно фіксують появу характерного запаху альдегіду.

До лабораторного журналу занотовують рівняння реакції, спостереження, висновки.

Дослід 2. Якісні реакції альдегідів

Дослід 2.1 Реакція срібного дзеркала – окиснення альдегідів аміачним розчином оксиду срібла.

У знежирену розчином луку і промитої спочатку холодною, а потім гарячою водою пробірку вміщують 4 краплі 0,2 М розчину аргентум нітрату і 2 краплі 2 М розчину аміаку. Утворений бурий осад аргентум гідроксиду розчиняють, додаючи надлишок (2–4 краплі) 2 М розчину аміаку. Потім додають 2 краплі 40 % розчину формальдегіду або оцтового альдегіду (отриманого в досліді 1) і обережно й повільно нагрівають пробірку у полум'ї пальника.

До лабораторного журналу занотовують рівняння реакції, спостереження і висновки.

Дослід 2.2 Окиснення альдегідів гідроксидом міді (відновлення солей міді).

У пробірку вміщують 5 крапель 2 М розчину гідроксиду натрію, додають 5 крапель дистильованої води і 3 краплі 0,1 н розчину сульфату міді(II). До утвореного осаду гідроксиду міді додають 2 краплі 40 % розчину формальдегіду, збовтують. Верхній шар розчину нагрівають полум'ям пальника до кипіння, а нижній шар залишають для порівняння холодним.

До журналу занотовують спостереження, рівняння реакцій, висновки.

Дослід 3. Альдольна конденсація

У пробірку вміщують послідовно по 4 краплі оцтового альдегіду (див. дослід 1) і 2 М розчину гідроксиду натрію. Обережно нагрівають пробірку полум'ям пальника. Рідина поступово буріє, з'являється різкий запах. До лабораторного журналу занотовують спостереження, рівняння реакції, висновки.

Контрольні питання

1. Який механізм реакцій приєднання по карбонільній групі?
2. Які речовини (за класифікацією) отримують при взаємодії альдегідів і кетонів з відновниками й окисниками?
3. У чому відміна в хімічних властивостях альдегідів і кетонів?

Лабораторна робота № 17

ОДНООСНОВНІ КАРБОНОВІ КИСЛОТИ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: ізомерія та номенклатура одноосновних карбонових кислот; будова карбоксильної групи; добування та властивості насичених одноосновних кислот; вищі жирні насичені й ненасичені карбонові кислоти: будова, властивості.

II Виконати вправи

1. Напишіть структурні формули таких кислот: 2-метилмасляної, оцтової, α -бромпропіонової. Дайте їм назву за систематичною номенклатурою.

2. Напишіть рівняння реакцій перетворення первинного пропілового спирту в бутанову кислоту.

3. Напишіть структурні формули всіх ізомерів кислоти з формулою $C_5H_{11}COOH$ і дайте їм назву за систематичною номенклатурою.

4. Наведіть ряд перетворень з етиловим спиртом, як вихідною речовиною, діючи послідовно PCl_5 , KCN та водою.

III Робота в лабораторії

Дослід 1. Розчинність у воді одноосновних карбонових кислот

Дослід проводять послідовно з мурашиною, оцтовою, масляною, стеариною та іншими карбоновими кислотами.

В окремі пробірки вміщують по 5–6 крапель різних рідких кислот або по декілька кристалів твердих кислот. Додають до всіх пробірок по 10–12 крапель води і добре збовтують їх вміст. До лабораторного журналу занотовують спостереження.

Якщо будь-яка з згаданих вище кислот не розчиняється, пробірку з нею нагрівають. Гарячі розчини кислот охолоджують і відмічають зміни, які в них мали місце.

Якщо якась кислота (наприклад, стеаринова) не розчиняється навіть при нагріванні, то до пробірки додають 5–6 крапель розведеного розчину лугу до повного розчинення кислоти.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, рівняння реакцій взаємодії кислоти з лугом і висновки.

Дослід 2. Кислотні властивості карбонових кислот

1. У три пробірки вміщують по 2–4 краплі 0,1 М розчину оцтової кислоти. До першої додають 1 краплю метилового жовтогарячого, до другої – краплю фенолфталеїну; до третьої занурюють універсальний індикаторний папір і за шкалою визначають рН розчину оцтової кислоти.

2. У пробірку вміщують 2–4 краплі 0,1 М розчину оцтової кислоти й додають невеликий шматочок магнію. До отвору пробірки підносять запалену лучину.

3. У пробірку вміщують 3–4 краплі 0,1 М розчину оцтової кислоти і додають 0,1–0,2 г карбонату натрій карбонату. До отвору пробірки підносять запалену лучину.

4. У пробірку вміщують невелику кількість кристалів натрій ацетату і додають 2–4 краплі розбавленої (1 М) сульфатної кислоти.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, рівняння реакцій, висновки.

Дослід 3. Різниця в окиснюваності мурашиної кислоти та її гомологів

1. У одну пробірку вміщують декілька кристалів натрій формиату, додають 2 краплі 0,1 н розчину калій перманганату та 3 краплі 1 М розчину сульфатної кислоти. Отвір пробірки закривають пробкою з газовідвідною трубкою,

кінець якої занурюють до іншої пробірки з баритовою водою (насичений розчин $\text{Ba}(\text{OH})_2$). Вміст першої пробірки нагрівають у полум'ї пальника.

До лабораторного журналу занотують спостереження, рівняння реакцій, висновки.

2. Аналогічно проводять дослід з 0,1 М розчином оцтової кислоти.

До лабораторного журналу занотують спостереження та висновки.

Дослід 4. Розкладання мурашиної кислоти при нагріванні з концентрованою сульфатною кислотою

У пробірку вміщують по 3 краплі мурашиної і концентрованої сульфатної кислот, **обережно** нагрівають суміш полум'ям пальника. Спостерігають інтенсивне виділення газу, який біля отвору пробірки підпалюють.

До журналу занотують спостереження, рівняння реакцій, висновки.

Контрольні запитання

1. У чому виявляються кислотні властивості карбонових кислот?
2. Які характерні властивості має мурашина кислота?
3. Які речовини утворюються при гідруванні олеїнової, лінолевої та ліноленової кислот?
4. Поясніть, чому при вливанні розчину пальмітату натрію у воду випадає осад?

Лабораторна робота № 18

ЕСТЕРИ КАРБОНОВИХ КИСЛОТ ТА ЖИРИ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: одержання та властивості естерів; естери багатоатомних спиртів; жири й масла, їх склад і будова; мила; миюча дія мил.

II Виконати вправи

1. Напишіть схеми реакції одержання таких складних естерів: пропілформіату, ізобутилацетату, октилацетату, метилбутирату.
2. Напишіть схему лужного гідролізу тригліцериду олеїнової, пальмітинової і стеаринової кислот.
3. Напишіть рівняння реакції гідрування тригліцериду лінолевої кислоти.
4. Напишіть схему гідролізу тригліцериду пальмітинової кислоти з наступною дією соди.

III Робота в лабораторії

Дослід. 1 Одержання етилового естеру етанової кислоти

У суху пробірку вміщують приблизно 20 краплин крижаної етанової кислоти, додають 50–60 краплин етилового спирту та 8–10 краплини

концентрованої сульфатної кислоти. Суміш збовтують і обережно нагрівають до появи запаху естеру.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, рівняння реакцій.

Дослід 2. Одержання ізоамілового естеру етанової кислоти

У суху пробірку вміщують приблизно 20 краплин крижаної етанової кислоти, додають 30–36 краплин ізоамілового спирту (3-метилбутан-1-олу) та 5 краплин концентрованої сульфатної кислоти. Суміш збовтують і обережно нагрівають до побуріння розчину та появи запаху естеру.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, рівняння реакцій, висновки.

Дослід 3. Порівняння розчинності рослинних масел у рідких розчинниках. Екстрагування масел з фільтрувального паперу

Беруть 3–4 клаптика фільтрувального паперу (залежно від кількості розчинників) розміром 3,5 см × 3,5 см і змочують центральну частину кожного папірця соняшниковою олією так, щоб утворилася масна пляма розміром близько 6 мм у діаметрі.

Беруть декілька капілярів, заповнюють їх різними розчинниками (етиловий спирт, бензол, бензин, тощо). Тримаючи капіляр перпендикулярно до поверхні папірця, на масну пляму наносять розчинник таким чином, щоб утворилася пляма діаметром 18–20 мм. Повторюють ці дії з кожним розчинником. Дають усім розчинникам випаруватися. Якщо олія розчиняється у певному розчиннику то, після випарування останнього, у центрі залишиться кружальце чистого знежиреного паперу, внаслідок екстрагування розчинником олії з паперу, а олія, що залишилася, розташується на периферії плями у вигляді розпливчастих концентричних кіл.

Якщо розчинник погано або зовсім не розчиняє соняшкову олію (наприклад, спирт), то після випарування розчинника масна пляма залишиться майже без змін – екстрагування олії не відбувається.

До лабораторного журналу занотовують спостереження і висновки.

Дослід 4. Омилення жирів

Дослід 4.1 У широку пробірку вміщують 2 г жиру (свинячий, баранячий, тощо) і додають 6 мл 15 % спиртового розчину лугу. Суміш перемішують скляною паличкою і нагрівають на водяній бані до початку кипіння. Омилення ведуть 3–5 хв, доки розчин не стане однорідним.

Для визначення кінця омилення декілька крапель нагрітої суміші відбирають у пробірку; додають 4–5 мл дистильованої води і нагрівають при збовтуванні в полум'ї пальника. Омилення можна вважати повним, коли суміш розчиняється у воді повністю, без виділення крапель жиру. За наявності крапель жиру суміш продовжують нагрівати на водяній бані ще деякий час.

До отриманої густої рідини додають 6–7 мл попередньо підігрітого насиченого розчину кухонної солі. Рідина мутніє і на поверхні утворюється шар мила. Пробірку охолоджують під струменем холодної води. Мило твердіє і його відокремлюють.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, рівняння реакції омилення жиру (тригліцериду стеаринової кислоти) і висновки.

Дослід 4.2 Готують концентрований розчин лугу: до пробірки обережно додають приблизно 0,6 г натрій гідроксиду та розчиняють у 1,6 мл дистильованої води. Потім у широку пробірку вміщують 4,8 г соняшникової олії додають концентрований розчин лугу, суміш обережно збовтують і нагрівають на водяній бані. Омилення ведуть приблизно 30 хв.

Дослід 5. Гідроліз мила

У пробірку наливають 5–10 мл дистильованої води і додають 2–3 краплини фенолфталеїну. Універсальним індикаторним папером за шкалою визначають рН.

До тієї самої пробірки додають ~0,5–1 г подрібненого мила, ретельно збовтують. Фіксують, яким стає забарвлення розчину мила, визначають за шкалою рН.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, рівняння реакцій і висновки.

Контрольні питання

1. Які речовини утворюються при омиленні естеру натрій гідроксидом? Наведіть приклади.

2. Які речовини утворюються при омиленні жирів натрій гідроксидом?

3. Як відбувається гідрогенізація рослинних масел?

4. Чому природна тверда вода знижує миючу дію мила?

Виробничо-практичне видання

Методичні рекомендації
до виконання лабораторних робіт
із навчальної дисципліни

«ХІМІЯ»

*(для здобувачів 1 курсу денної та заочної форм навчання першого
(бакалаврського) рівня вищої освіти за спеціальностями
101 – Екологія та 183 – Технології захисту навколишнього середовища)*

Укладачі: **ПАНАЙОТОВА** Тетяна Дмитрівна,
ЗАЙЦЕВА Інна Сергіївна

Відповідальний за випуск *Т. Д. Панайотова*

За авторською редакцією

Комп'ютерний набір *Т. Д. Панайотова*

Комп'ютерне верстання *І. В. Волосожарова*

План 2021, поз. 174 М.

Підп. до друку 25.10.2021. Формат 60 × 84/16.
Електронне видання. Ум. друк. арк. 3,3.

Видавець і виготовлювач:

Харківський національний університет
міського господарства імені О. М. Бекетова,
вул. Маршала Бажанова, 17, Харків, 61002.

Електронна адреса: office@kname.edu.ua

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:

ДК № 5328 від 11.04.2017.