

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

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
до виконання лабораторних робіт
із навчальної дисципліни

«ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»
Модуль 1 Загальна хімія

*(для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
денної форми навчання зі спеціальності 161 – Хімічні технології та інженерія)*

Харків
ХНУМГ ім. О. М. Бекетова
2023

Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт із навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» Модуль 1 Загальна хімія (для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти денної форми навчання зі спеціальності 161 – Хімічні технології та інженерія) / Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова ; уклад. : Т. Д. Панайотова, І. С. Зайцева, Г. І. Гуріна. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2023. – 43 с.

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

Рецензент

С. В. Нестеренко, кандидат технічних наук, доцент, доцент кафедри хімії та інтегрованих технологій Харківського національного університету міського господарства імені О. М. Бекетова

Рекомендовано кафедрою хімії та інтегрованих технологій, протокол № 5 від 21.10.2022

ЗМІСТ

Вступ	4
1 Загальні правила роботи в хімічній лабораторії та техніки безпеки.....	5
2 Перша допомога при нещасних випадках.....	6
3 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 їхніх 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 електrolітів.....	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

ВСТУП

Вивчення курсу загальної хімії неможливе 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. До того ж студент набуває навичок роботи з лабораторним обладнанням та реактивами, вміння узагальнювати й аналізувати отримані результати, виконувати хімічні розрахунки, опановує методику експериментальних досліджень.

Методичні рекомендації до лабораторних робіт із дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» Модуль 1 Загальна хімія складені відповідно до освітньо-професійної програми підготовки бакалавра зі спеціальності 161 – Хімічні технології та інженерія. На початку кожної лабораторної роботи наведені контрольні запитання та вправи, відповідь на які дозволяє студентам удосконалити теоретичні й практичні відомості з відповідних тем дисципліни. Самостійне опрацювання рекомендованого матеріалу уможливорює свідоме виконання кожної лабораторної роботи.

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 варто визначити мету роботи й 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 досліду;
- короткий опис ходу роботи із зазначенням умов проведення досліду;
- хімічні рівняння, розрахунки, таблиці, спостереження;
- висновки.

1 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 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 необхідно розміщувати в посуді для зливу або зливати 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 та 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 потрібно 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 потрапляння кислоти на шкіру або слизові оболонки спочатку промити уражене місце великою кількістю води, а потім 3 %-им розчином соди (натрій гідрокарбонату).

9. У разі потрапляння 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 корки 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 варто у витяжній шафі.

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

14. Визначати запах речовини варто, 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 можна зачіпати, включати або вимикати без дозволу вимикач 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.

2 ПЕРША ДОПОМОГА В РАЗІ НЕЩАСНИХ ВИПАДКІВ

1. При пораненні склом необхідно видалити скалки 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 %-им розчином натрій гідрокарбонату, а у випадку потрапляння розчину лугу – 2 %-им розчином оцтової кислоти. При важких опіках потрібно звернутись до лікувального закладу.

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

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

3 ЛАБОРАТОРНИЙ ХІМІЧНИЙ ПОСУД

У хімічних лабораторіях для роботи використовують посуд зі спеціального хімічного скла, яке має підвищену термічну й 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.

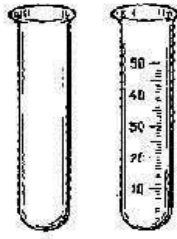


Рисунок 1 – Пробірки

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.

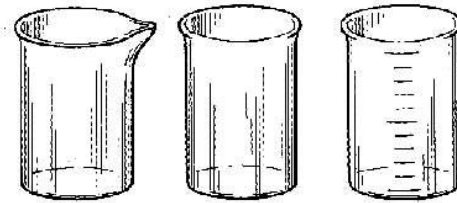


Рисунок 2 – Хімічні стакани

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 стакану 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 склу, псуватиме етикетку.

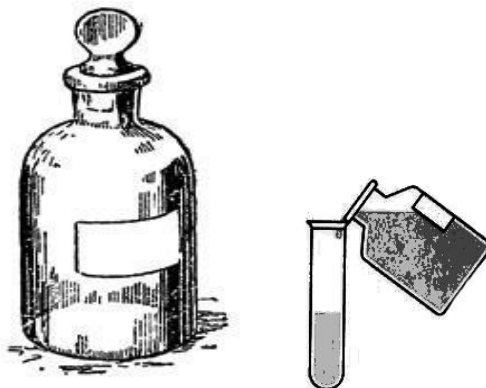


Рисунок 3 – Склянка для зберігання реактиву

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

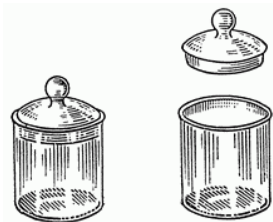
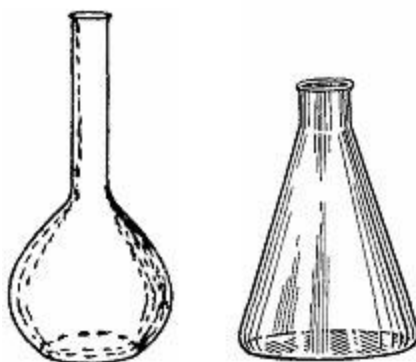


Рисунок 4 – Бюкси

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

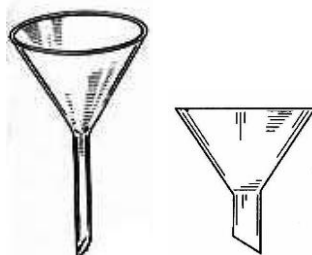


а б
Рисунок 5 – Колби:

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).



а б
Рисунок 6 – Лійки:

а – для рідин; б – для сипучих речовин

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

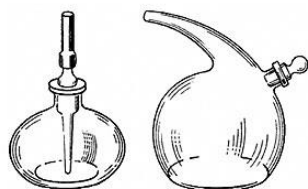


Рисунок 7 – Крапельниці

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.

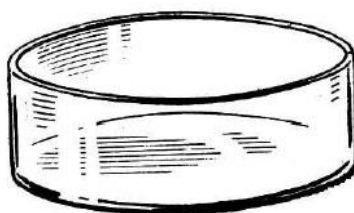


Рисунок 8 – Кристалізатор

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.

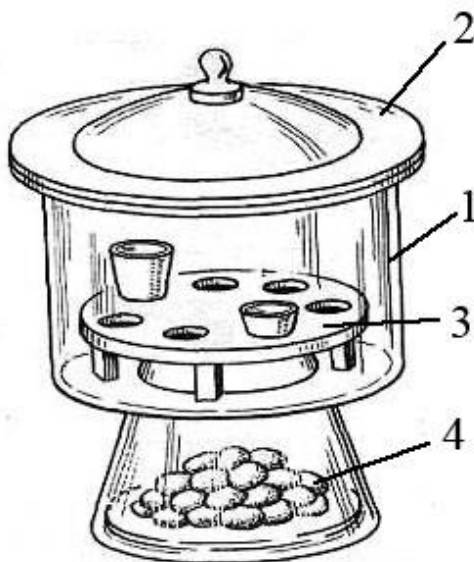


Рисунок 9 – Ексикатор:

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

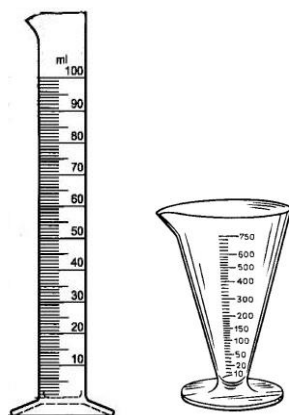
Мірним називають посуд, який застосовують для вимірювання об'ємів рідини. Його поділяють на два типи:

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.



а б

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, затискачами Мора і зі скляними кульками.

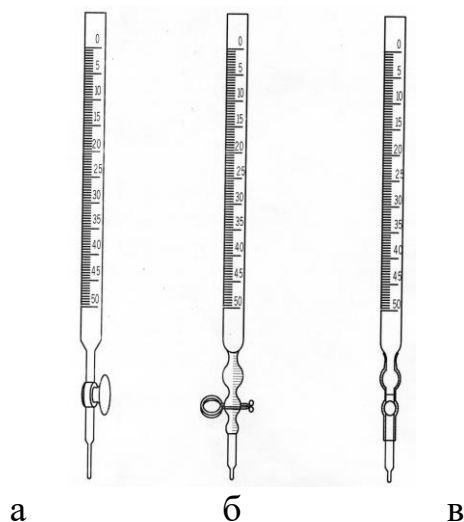


Рисунок 11 – Бюретки:
а – із краном; б – із затискачем Мора; в – зі скляною кулькою

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, із 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, оскільки 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 (рис. 13–18).

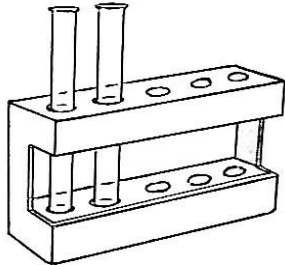


Рисунок 13 – Штатив для пробірок

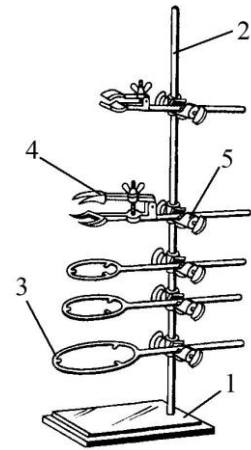


Рисунок 14 – Штатив металевий:
1 – підставка; 2 – стрижень; 3 – кільце;
4 – лапка; 5 – муфта

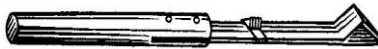


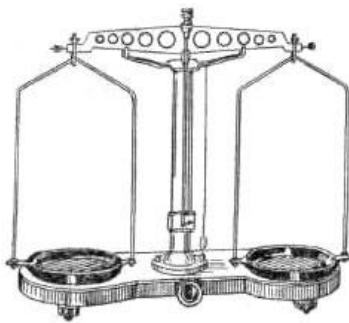
Рисунок 15 – Пробіркотримач



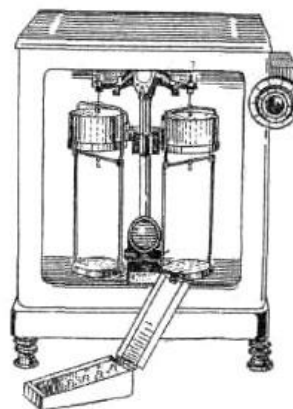
Рисунок 16 – Засіб для пропарювання:
1 – тринога,
2 – спиртівка,
3 – азбестова сітка,
4 – випарювальна чашка



Рисунок 17 – Шпатель



а



б

Рисунок 18 – Терези:
а – технічні, б – електронні

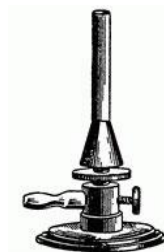


Рисунок 19 – Газовий пальник

Лабораторна робота № 1

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

1 Самостійна підготовка

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

2 Виконання вправ

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.

3 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 %-го водного розчину купрум (II) сульфату додати 5–10 мл 10 %-го 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 %-го водного розчину солі ферум (III) хлориду й 3–5 мл 10 %-го водного розчину натрій гідроксиду. В ту саму пробірку додати розчин хлоридної кислоти. Звернути увагу на розчинення осаду. Спостереження та відповідні рівняння реакції записати в лабораторний журнал.

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 рівняння реакцій записати до лабораторного журналу.

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

Контрольні питання

1. Подати визначення понять «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

1 Самостійна підготовка

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

2 Виконання вправ

1. Визначити молярні маси еквівалентів феруму й сульфур у їх кисневих сполуках.
2. Розрахувати кількість речовини еквівалентів у 10 г H_2 ; у 44,8 л H_2 (н.у.); у 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 й 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.

3 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 гумовими трубками (рис. 20). 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.

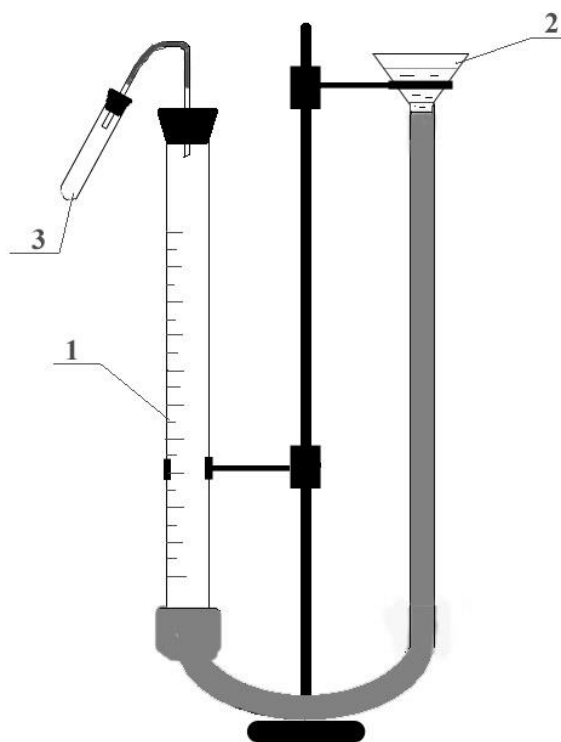


Рисунок 20 – Прилад для визначення еквівалентної маси магнію об'ємним методом

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 витісняє 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_{H_2} , Па	t °C	T , К
			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. ст., то дані барометра переводять у Па із розрахунку 1 мм рт. ст. = 133,322 Па.

Таблиця 3 – Тиск насиченої водяної пари залежно від температури

$t^{\circ}\text{C}$	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25
$P_{\text{H}_2\text{O}}$, 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
$P_{\text{H}_2\text{O}}$, Па											

3. Абсолютна температура $T = t^{\circ}\text{C} + 273$.

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:

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

обчисліть молярну масу еквівалента магнію:

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

де $M(\frac{1}{2}\text{Mg})$ і $M(\frac{1}{2}\text{H}_2)$ – 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:

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

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

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

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

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

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

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, сформулюйте його?
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

1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття й теоретичні положення, на яких базується квантово-механічна теорія 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.

2 Виконання вправ

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?

3 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 занести 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.

3.1 Взаємодія алюмінію з кислотами.

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

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 (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, у 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

1 Самостійна підготовка

Засвоїти такі поняття й 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.

2 Виконання вправ

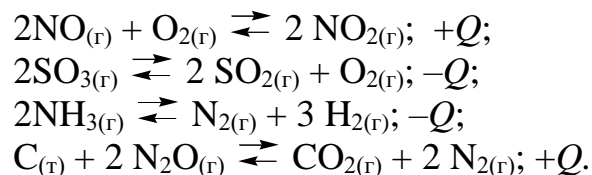
1. Як вплине зменшення об'єму в 4 рази в системі $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$ на швидкість зворотної реакції?

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:



3 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 дослідів 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-й краплі 2 н розчину сульфатної кислоти. Умови й результати дослідів 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 и 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 °С 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.

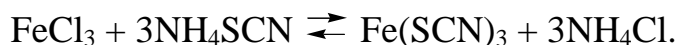
Швидкість гетерогенної реакції прямо пропорційна площі поверхні дотику реагентів. Але в цьому визначенні є нюанси. Тверді речовини, що беруть участь в гетерогенній реакції, для збільшення швидкості взаємодії подрібнюють, щоб збільшити площу поверхні частинок. Наприклад, вугілля для приготування порошу розтирають в порошок. Рідину для реакції з газом розпилюють у найдрібніші крапельки: зокрема, 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 одну краплю насиченого розчину ферум (III) хлориду, в третю – одну 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

1 Самостійна підготовка

Засвоїти такі поняття й 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).

2 Виконання вправ

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 % ?

3 Робота в лабораторії

Розчини точно відомої концентрації можна приготувати такими способами:

- із 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. 21).

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.

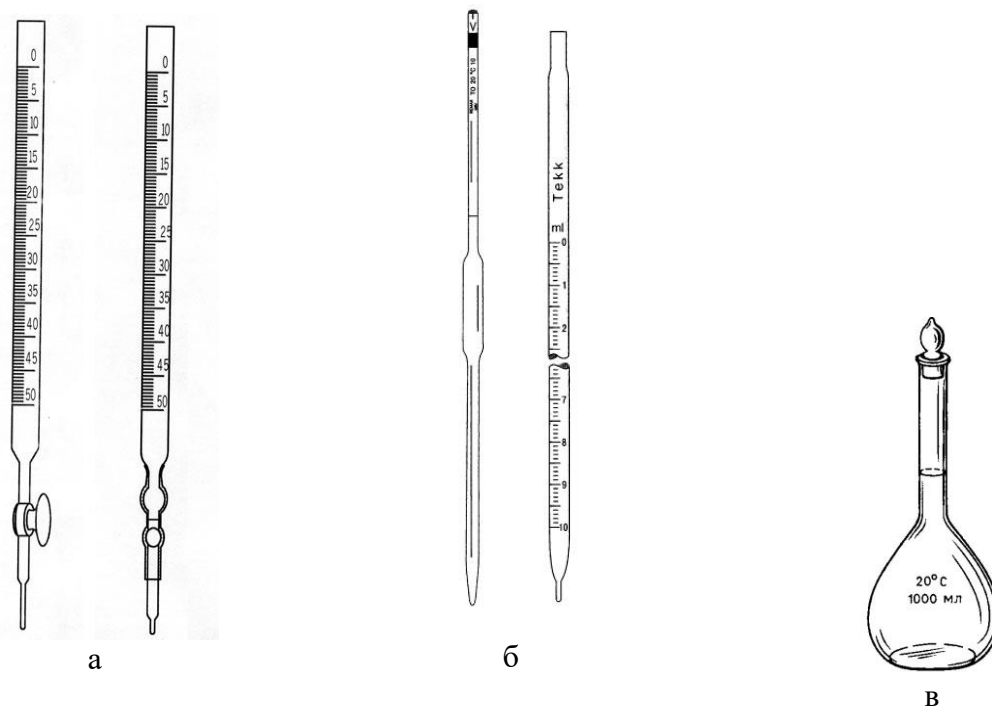


Рисунок 21 – Мірний посуд:
а – бюретки; б – піпетки; в – мірна колба

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 %-го (густина 1,004 6 $г/\text{см}^3$) розчину натрій хлориду з 9 %-го 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

1 Самостійна підготовка

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

2 Виконання вправ

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 $E = 0,52$.

3 Робота в лабораторії

Дослід 1 Електропровідність розчинів електролітів.

Для визначення електропровідності розчинів електролітів використовують прилад, схема якого наведена на рисунку 22.

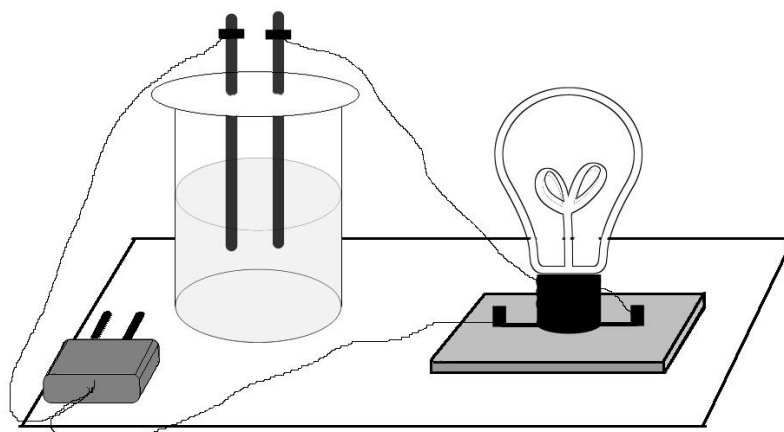


Рисунок 22 – Прилад для визначення електропровідності розчинів електролітів

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 склянку 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

2.1 У дві пробірки налийте 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.

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

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 йонній формах.

Йонні реакції з утворенням малорозчинних кислот

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 йонній формах.

Йонні реакції з утворенням малорозчинних основ

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

3.4. В одну пробірку налийте 7–10 крапель розчину натрій карбонату і додайте до нього декілька крапель хлоридної кислоти. У другу пробірку налийте 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

1 Самостійна підготовка

Засвоїти такі поняття й 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.

2 Виконання вправ

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 гідрокарбонату, алюміній хлориду, натрій сульфату, кальцій хлориду, калій сульфідру? 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 $K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

3 Робота в лабораторії

Дослід 1 Кислотно-основні індикатори.

Зміна кольору індикаторів у різних середовищах

1. У три пробірки налейте 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 налейте 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 налейте 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: Na₂CO₃, AlCl₃, CH₃COONH₄ та KCl. Перемішайте вміст пробірок і визначте рН одержаних розчинів і води за допомогою *універсального індикатора*. Дані досліду запишіть у таблицю 8.

Таблиця 8 – Результати спостережень

Формула солі	Забарвлення універсального індикатора	Реакція середовища	рН розчину
Na ₂ CO ₃			
AlCl ₃			
CH ₃ COONH ₄			
KCl			

Складіть рівняння гідролізу солей в молекулярній та йонній формах. Поясніть, чому розчини калій хлориду та амоній ацетату мають рН ≈ 7?

Дослід 3 Фактори, що впливають на ступінь гідролізу солей.

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_4 та H_2CO_3 .

3.2 Вплив температури на ступінь гідролізу.

Дослід виконують за такою 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.

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 (pH), 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

1 Самостійна підготовка

Засвоїти такі поняття й 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.

2 Виконання вправ

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

- $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$;
- $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{FeSO}_4 + \text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$.

2. Які з наведених речовин: KMnO_4 , MnO_2 , KI – можуть виявляти: тільки окисні властивості; тільки відновні властивості; окисно-відновну двоїстість?

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

- $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$;
- $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

3 Робота в лабораторії

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

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.

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 металевої міді свідчить про відновлення йонів Cu^{2+} .

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

Дослід 2 Міжмолекулярні окисно-відновні реакції.

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)?

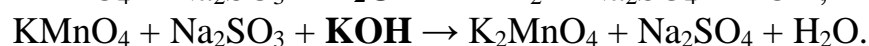
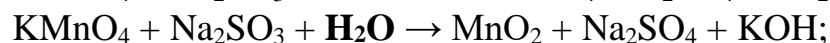
Реакції проходять за такими схемами:



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

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 сульфїт. Ураховуючи, що солі мангану(II) у розчині практично безбарвні, аніон MnO_4^{2-} – зеленого кольору, а MnO_2 – бурій осад, зробіть висновок щодо перетворень перманганат-іона залежно від середовища. Обчисліть окисно-відновні еквіваленти калій перманганату та натрій сульфїту, визначте окисник і відновник, підберіть коефіцієнти до рівнянь реакцій:

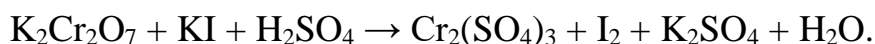


Дослід 3 Складні йони в окисно-відновних реакціях.

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

1 Самостійна підготовка

Засвоїти такі поняття й 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).

2 Виконання вправ

1. Здійсніть перетворення: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$. Назвіть отримані сполуки.
2. Розрахуйте потенціал залізного електрода, який занурений у 0,01 М розчин FeSO_4 .

3 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 занотуйте в таблиці 9.

Таблиця 9 – Результати спостережень

Метали	ZnSO ₄	FeSO ₄	SnCl ₂	Pb(NO ₃) ₂ або Pb(CH ₃ COO) ₂	CuSO ₄
Цинк Zn					
Залізо Fe					
Олово Sn					
Свинець Pb					
Мідь Cu					

Отримані результати підтвердять 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

1 Самостійна підготовка

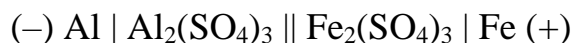
Засвоїти такі поняття й визначення: поняття про електродні потенціали. Механізм виникнення електродних потенціалів. Будова подвійного електричного шару на межі електрод-розчин. Водневий електрод. Ряд стандартних потенціалів. Гальванічні елементи. Хімічні та концентраційні гальванічні елементи. Електрорушійна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

2 Виконання вправ

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 0,01М розчини хлоридних солей цих металів.

3. Для гальванічного елемента



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

4. EPC 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.

3 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 EPC .

Дослід 2 Вплив концентрації розчину на EPC 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 EPC елемента і порівнюють її з EPC 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 *EPC*.

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 *EPC*.

Лабораторна робота № 11

КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

1 Самостійна підготовка

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

2 Виконання вправ

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 $\text{pH} < 4$.

3 Робота в лабораторії

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

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.

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

У дві пробірки додати 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.

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 іонів оксидні плівки на металах будуть руйнуватися швидше – SO_4^{2-} , Cl^- чи NO_3^- ?

Лабораторна робота № 12

ЗАХИСТ МЕТАЛІВ ВІД КОРОЗІЇ

1 Самостійна підготовка

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

2 Виконання вправ

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.

3 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 %-ий розчин натрій хлориду. Додати у кожен пробірку по декілька крапель розчину калій гексаціаноферату (III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, 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?

Електронне навчальне видання

Методичні рекомендації
до виконання лабораторних робіт
із навчальної дисципліни

«ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»

Модуль 1 Загальна хімія

(для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти денної форми навчання зі спеціальності 161 – Хімічні технології та інженерія)

Укладачі: **ПАНАЙОТОВА** Тетяна Дмитрівна,
ЗАЙЦЕВА Інна Сергіївна,
ГУРІНА Галина Іванівна

Відповідальний за випуск *Т. Д. Панайотова*
За авторською редакцією
Комп'ютерне верстання *Г. І. Гуріна*

План 2023, поз. 134М

Підп. до друку 11.07.2023. Формат 60 × 84/16.
Ум. друк. арк. 2,6.

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.