

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 студентів 1–2 курсів денної та заочної форм навчання першого
(бакалаврського) рівня вищої освіти спеціальностей
192 – Будівництво та цивільна інженерія, 194 – Гідротехнічне будівництво,
водна інженерія та водні технології)*

Харків
ХНУМГ ім. О. М. Бекетова
2021

Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт із навчальної дисципліни «Хімія» (для студентів 1–2 курсу денної та заочної форм навчання першого (бакалаврського) рівня вищої освіти спеціальностей 192 – Будівництво та цивільна інженерія, 194 – Гідротехнічне будівництво, водна інженерія та водні технології) / Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова ; уклад. : Тетяна ПАНАЙОТОВА, Інна ЗАЙЦЕВА, Сергій НЕСТЕРЕНКО. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2021. – 46 с.

Укладачі: канд. хім. наук Тетяна ПАНАЙОТОВА,
канд. хім. наук Інна ЗАЙЦЕВА,
канд. техн. наук Сергій НЕСТЕРЕНКО

Рецензент

Тамара ШЕВЧЕНКО, кандидат технічних наук, доцент кафедри водопостачання, водовідведення і очищення вод Харківського національного університету міського господарства імені О. М. Бекетова

Рекомендовано кафедрою хімії, протокол № 4 від 15.10.2021.

ЗМІСТ

Вступ.....	4
Загальні правила роботи і техніки безпеки для працюючих у хімічній лабораторії. Хімічний посуд і обладнання.....	5
Лабораторна робота 1 Основні класи неорганічних сполук.....	10
Лабораторна робота 2 Визначення молярної маси еквівалента магнію.....	12
Лабораторна робота 3 Вивчення властивостей елементів та їх сполук залежно від їх розташування в періодичній системі Д. І. Менделєєва.....	15
Лабораторна робота 4 Вивчення швидкості хімічних реакцій і хімічної рівноваги.....	18
Лабораторна робота 5 Вивчення властивостей розчинів електролітів.....	21
Лабораторна робота 6 Гідроліз солей.....	24
Лабораторна робота 7 Окисно-відновні реакції.....	26
Лабораторна робота 8 Властивості металів.....	28
Лабораторна робота 9 Гальванічні елементи.....	30
Лабораторна робота 10 Корозія металів.....	32
Лабораторна робота 11 Захист металів від корозії.....	34
Лабораторна робота 12 Електроліз.....	37
Лабораторна робота 13 Визначення активного оксиду кальцію у вапні.....	39
Лабораторна робота 14 Твердість води.....	41
Лабораторна робота 15 Вивчення властивостей сполук кремнію та кальцію.....	44

ВСТУП

Метою цих рекомендацій є розвиток у студентів навичок наукового експериментування і дослідницького підходу до вивчення предмета і закріплення теоретичного матеріалу. Наведений матеріал повинен бути базою для вивчення основних спецдисциплін відповідно до програми навчання студентів, які навчаються за спеціальностями: 192 – Будівництво та цивільна інженерія, 194 – Гідротехнічне будівництво, водна інженерія та водні технології.

Рекомендації повинні сприяти формуванню у студента уявлень про витоки і сучасність теоретичних передумов хімії; досягнення міцного й свідомого засвоєння провідних хімічних понять; сприяння розвитку в студентів навичок роботи в лабораторії і постановки хімічного експерименту.

ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА РОБОТИ І ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ДЛЯ ПРАЦЮЧИХ У ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ. ХІМІЧНИЙ ПОСУД І ОБЛАДНАННЯ

Під час роботи в хімічній лабораторії необхідно суворо дотримуватися таких загальних правил безпеки:

1. Студенти обов'язково повинні працювати в халатах, вони зобов'язані підтримувати чистоту й порядок на робочому місці в лабораторії.

2. Слід точно дотримуватись порядку й послідовності операцій, вказаних у даних методичних вказівках. Не дозволяється розпочинати виконувати лабораторні роботи доти, доки студент не опанує всієї техніки її проведення.

3. Склянки з реактивами загального користування повинні знаходитись на визначеному місці; забороняється їх переносити на робочі столи. Слідкуйте за тим, щоб на всіх банках з реактивами були етикетки з написом назви речовини та її концентрації. Перед і після використання скляного посуду, його слід ретельно вимити.

4. Працювати в лабораторії слід обережно, не проливати і не просипати реактиви. Надлишки реактивів суворо забороняється зсипати чи зливати назад у склянку з чистими реактивами.

5. Досліди з легкозаймистими, леткими, вогнебезпечними, токсичними речовинами, або речовинами, які мають неприємний запах, слід проводити подалі від відкритого полум'я і у витяжній шафі.

6. Забороняється зливати в раковину залишки кислот, лугів, вогнебезпечні рідини й рідини з сильним запахом; їх треба зливати в спеціальні склянки.

7. Категорично забороняється пробувати на смак або запах хімічні речовини, або пити воду з хімічного посуду.

8. Забороняється під час нагрівання рідин і твердих речовин у пробірках спрямовувати їх отвором на себе, або в бік студентів, які знаходяться поряд; забороняється нахилитись над склянками, або заглядати в пробірку зверху, щоб уникнути нещасного випадку в разі можливого викиду нагрітої речовини або уламків скла.

9. Прилади, які необхідно нагрівати, або з яких будуть виділятися гази не слід залишати закритими.

10. Категорично забороняється вмикати без дозволу викладача будь-які прилади й рубильники.

11. При всіх роботах, коли можливе розбризкування їдких речовин (переливання кислот, лугів, або подрібнення чи розтирання в ступках, сплавлення та ін.) необхідно одягати захисні окуляри.

12. Для попередження бурхливого закипання і викиду рідини, яка нагрівається до кипіння, необхідно користуватись «кипілками» (шматочками подрібненого фарфору або скляні кільки). «Кипілки» забороняється додавати в нагріту до кипіння рідину, їх слід вносити тільки в холодну рідину.

13. Під час розведення концентрованих кислот, особливо сульфатної, слід лити її у воду, а не навпаки.

14. У разі виникнення непорозумінь стосовно виконання дослідів лабораторної роботи необхідно припинити роботу й звернутися до викладача.

15. На робочому місці категорично забороняється вживати їжу та пити воду Після закінчення роботи необхідно як слід вимити руки.

16. По закінченню роботи необхідно привести в порядок своє робоче місце.

17. У разі нещасного випадку слід негайно звернутися до викладача.

Техніка безпеки при роботі з газовими пальниками

Підчас використання газових пальників, слід пам'ятати, що газ є отруйною і вибухонебезпечною речовиною. Неправильне й неохайне поводження з газовими пальниками може спричинити отруєння, пожежу, вибух. Потрібно спершу запалити сірник, а потім відкрити кран надходження газу. Слідкуйте за тим, щоб газ не проскочив у середину пальника. Якщо газ або зникає, або стає подовженим і горіння супроводжується свистінням, то це означає, що горіння відбувається всередині гумової трубки, що може привести до її займання. В цьому випадку негайно закрийте кран, зачекайте, поки пальник охолоне, і лише після цього знову запалюйте його, попередньо зменшивши приток повітря. У разі появи запаху газу в лабораторії негайно повідомте про це керівника практики, загасіть вогонь, відчиніть двері й вікна, вийдіть з лабораторії.

Допомога при термічних і хімічних опіках

У разі термічного опіку (полум'ям пальника або нагрітими предметами) уражене місце необхідно негайно протерти ватою, намоченою етиловим спиртом або розчином перманганату калію. У разі сильного опіку потрібно накласти стерильну пов'язку або накрити обпечене місце чистою тканиною і обов'язково звернутись до лікаря.

Концентровані кислоти (хлоридна, сульфатна, нітратна тощо) та луги при потраплянні на шкіру або в очі можуть завдати дуже тяжкі хімічні опіки. При опіках шкіри кислотою уражене місце слід негайно промити великою кількістю води, потім 3–5 %-им розчином питної соди (натрію гідрокарбонату) і знову ретельно промити водою. При потраплянні кислот або кислотної пари в очі, або до ротової порожнини, треба багаторазово промити їх струменем води, потім розчином питної соди та знову водою. При опіках шкіри їдкими лугами слід добре промити вражене місце водою (до зникнення відчуття слизькості), а потім 3–5 %-им розчином оцтової (або борної) кислоти. У разі опіку очей лугом треба їх промивати під струменем води не менше 15 хвилин і негайно звернутися до лікаря.

Хімічний скляний посуд

У хімічних лабораторіях найбільш поширене застосування має мірний скляний посуд (мірні конічні колби, бюретки, піпетки, мірні циліндри, стакани й мензурки тощо), який має певні функції та особливості в роботі (рис. 1).

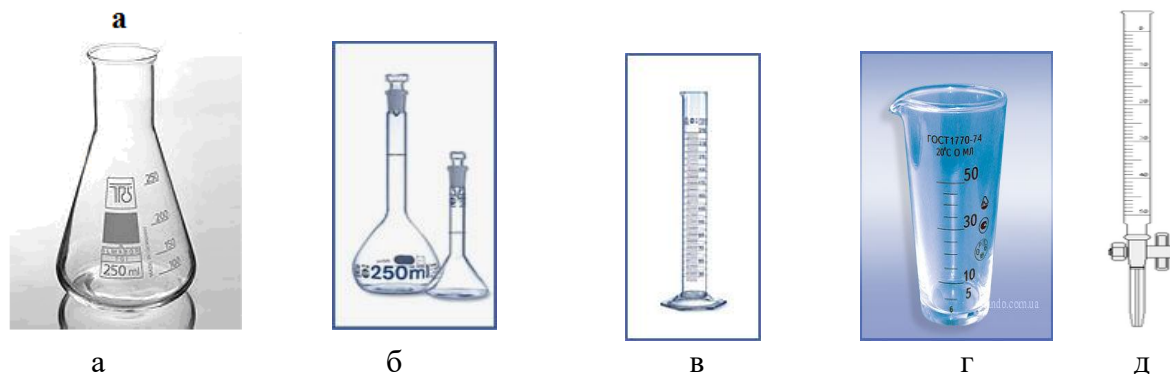


Рисунок 1 – Мірний скляний посуд:
а – конічна колба; *б* – мірна колба;
в – циліндр; *д* – мензурка

Конічні колби (рис. 1, а) – плоскодонні колби місткістю 200–500 мл. Використовують для проведення реакцій.

Мірні колби (рис. 1, б) – плоскодонні колби з подовженим, вузьким горлом, на яке нанесена кругова позначка. Об'єм розчину до кругової позначки визначає місткість мірної колби. На практиці використовують мірні колби місткістю 50, 100, 250, 500, 1 000 мл. Мірні колби застосовують для приготування розчинів точної концентрації з фіксаналів або за точною наважкою речовини, а також для розведення розчинів.

Мірні градуйовані циліндри (рис. 1, в) й *мензурки* (рис. 1, г) використовуються для грубого відмірювання об'єму рідини, існують різної ємкості: 5, 10, 25, 50, 100, 150, 250, 500, 1 000 мл.

Бюретки (рис. 1, д) – градуйовані скляні трубки, що мають однаковий діаметр по всій довжині. Вони закріплюються вертикально на лабораторному штативі. В нижній частині бюретки мають скляний кран або гумову трубку зі скляною кулькою (або затискувачем), які з'єднані зі скляним капіляром для витоку розчину. Бюретки призначені для титрування або для вимірювання невеликих об'ємів розчинів у серійних аналізах.

Широке поширення в лабораторному практикумі мають також хімічні стакани, крапельниці, бюкси, лійки (рис. 2).

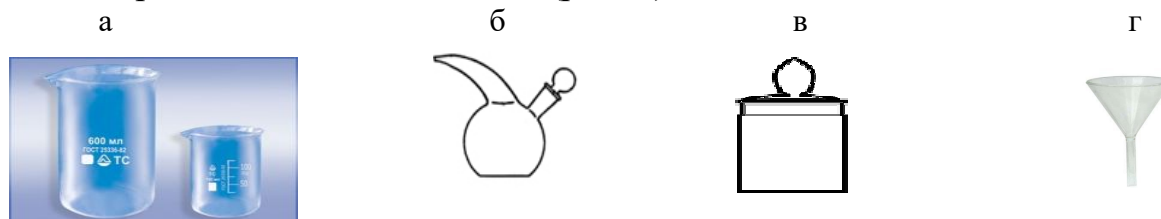


Рисунок 2 – Скляний посуд:
а – хімічні стакани; *б* – крапельниця; *в* – бюкс; *г* – лійка

Хімічні стакани (рис. 2, а) бувають різної ємкості (від 50 до 1 000 мл), їх використовуються для допоміжних робіт з водними розчинами й органічними рідинами.

Крпельниці (рис. 2, б) використовують для дозування індикаторів і повільного додавання реагенту до реакційної суміші.

Бюкс – стаканчик з притертою пробкою (рис. 2, в) використовують для зважування, висушування і зберігання речовин.

Лійка лабораторна (рис. 2, г) використовують для переливання рідин або їх фільтрування крізь паперові фільтри.

Необхідним скляним посудом є також промивалки, ексикатори, кристалізатори (рис. 3).



Рисунок 3 – Скляний посуд:
а – промивалка; б – ексикатор; в – кристалізатор

Промивалка (рис. 3, а) призначена для промивання осадів, посуду й приготування розчинів.

Ексикатор (рис. 3, б) – посуд, у якому підтримують певну вологість повітря (звичайно близьку до нуля), виготовлений з товстого скла. Використовують для повільного висушування за кімнатної температури й зберігання гігроскопічних сполук.

Кристалізатор (рис. 3, в) – тонкостінний плоскодонний скляний посуд для перекристалізації речовин; застосовують у лабораторній практиці.

Миття хімічного посуду

Хімічний посуд перед проведенням дослідів обов'язково необхідно ретельно вимити. Посуд вважається чистим, якщо після виливання з нього води на внутрішній поверхні посуду не залишається крапель.

Новий або мало забруднений посуд достатньо вимити водою з додаванням до неї будь-якого миючого засобу, промити декілька разів водопровідною водою і ополоснути дистильованою водою.

Для миття забрудненого скляного посуду використовують наступні миючі засоби:

1. *Розчин соди* Na_2CO_3 . Рекомендують використовувати гарячий 30–40 %-ий розчин Na_2CO_3 . Після миття посуд промивають декілька разів водопровідною водою та ополіскують дистильованою водою.

2. *Хромово суміш* – дуже ефективний миючий розчин. Рецептів приготування хромової суміші багато, наприклад: калію дихромат – 60 г, концентрована сульфатна кислота 80 мл, вода – 270 мл). Забруднений посуд заповнюють на 1/3–1/4 хромовою сумішшю, обертальними рухами змочують усі стінки посуду, залишають стояти 1–2 хв Після чого зливають хромову суміш назад у склянку (ні в якому разі не у водопровідну раковину!), посуд дуже ретельно промивають водопровідною водою, а потім 2–3 рази ополіскують дистильованою.

Сушити скляний посуд потрібно не завжди. Вимитий посуд часто достатньо перевернути до гори дном і дати воді збігти. Хімічний посуд ніколи не витирають рушником зсередини. В разі потреби висушування скляного посуду, це роблять у сушильній шафі (окрім мірного посуду, котрий забороняється висушувати нагріванням). Використовувати висушений в шафі посуд можна тільки після повного його остигання і прийняття температури приміщення.

Лабораторне обладнання

Для нагрівання речовин у хімічних лабораторіях використовують спиртівки, електричні плитки із закритою спіраллю, водяні бані, а при наявності газу – газові пальники (рис. 4). Можна користуватися і сухим паливом, спалюючи його на спеціальних підставках.

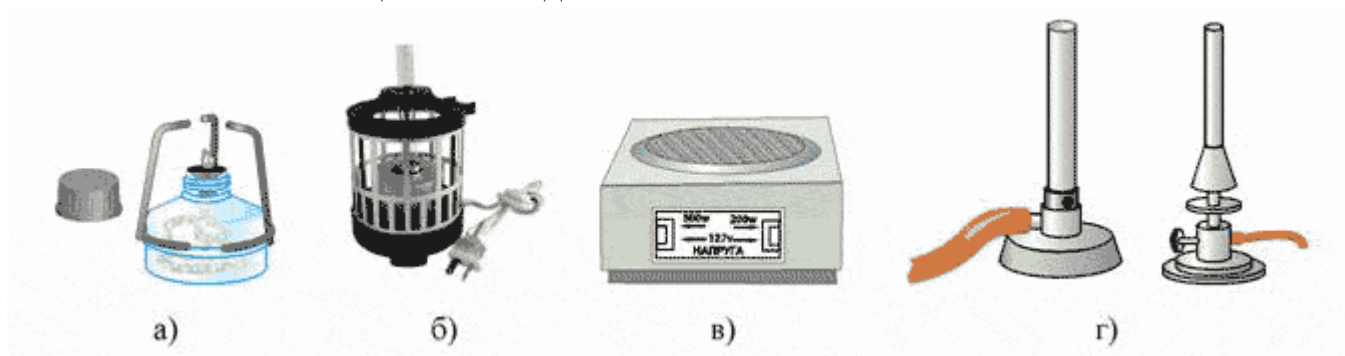


Рисунок 4 – Нагрівальні прилади:

*а – спиртівка; б – електрична баня з штативом для пробірок;
в – електрична плита; г – газові пальники*

Велике значення під час виконання хімічних експериментів має *допоміжне приладдя*: металевий штатив, штатив для пробірок, тигельні щипці, азбестова сітка (рис. 5).

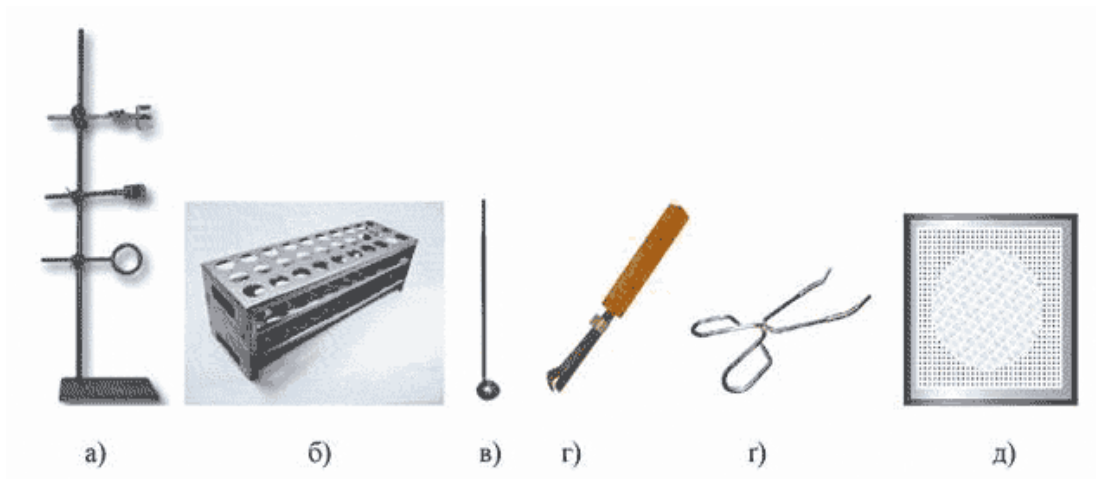


Рисунок 5 – Лабораторне обладнання:

а – штатив металевий; б – штатив для пробірок; в – металева ложечка для спалювання речовин; г – тримач для пробірок; г – тигельні щипці; д – азбестова сітка

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 1

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

1.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: найважливіші класи неорганічних сполук, їх номенклатура, графічне зображення формул сполук різних класів, типи хімічних реакцій, формулювання законів збереження маси, сталості складу, закону Авогадро, закону кратних відношень.

1.2 Виконати вправи

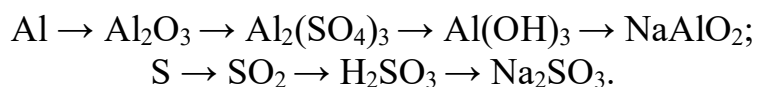
1. Визначити масу й об'єм газів водню і кисню (н. у.), що потрібні для утворення 9 г води.

2. Визначити масову частку Нітрогену в сполуках: NH_4NO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, NH_3 .

3. Визначити молярну масу тривалентного металу, якщо відомо, що при згорянні 5 г цього металу утворюється 9,44 г оксиду.

4. Наведіть по 3 приклади сполук кожного класу неорганічних сполук (основи, кислоти, солі, оксиди). Дайте назву всім сполукам.

5. Навести реакції перетворень:



1.3 Робота в лабораторії

Дослід 1 Встановлення забарвлення індикаторів у кислому й лужному середовищах

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

Таблиця 1 – Зміна кольору індикаторів у різних середовищах

Назва індикатора	Колір індикатора в різних середовищах	
	у кислому	у лужному
Метиловий оранжевий		
Фенолфталеїн		

Дослід 2 Вивчення властивостей основних оксидів

У пробірку вносять невелику (на шпателі) кількість оксиду кальцію і додають 5–10 мл води, розмішують і випробують реакцію середовища 1–2 краплинами розчину фенолфталеїну. Результат випробування занотують до лабораторного журналу. Роблять висновок про кислотні або лужні властивості отриманого продукту, металічні або неметалічні властивості кальцію, складають відповідні реакції.

Дослід 3 Вивчення властивостей кислотних оксидів

У пробірку заливають 3–5 мл води, яку забарвлюють 1–3 краплинами розчину метилоранжу. Крізь воду барботують оксид вуглецю (IV) (*CO₂ перед цим отримують при прожарюванні кальцію карбонату у пробірці з газовідвідною трубкою*) і спостерігають зміну забарвлення води. Складають відповідні рівняння реакцій. Роблять висновок про кислотні або лужні властивості отриманого продукту, металічні або неметалічні властивості вуглецю.

Дослід 4 Вивчення взаємодії розчинів лугів із кислотами (реакція нейтралізації)

У дві пробірки наливають по 1 мл 0,1 М розчину NaOH. До однієї додають 1–2 краплини розчину фенолфталеїну, до другої – 1–2 краплини метилоранжу і фіксують їх забарвлення. До обох забарвлених індикаторами розчинів лугів поступово доливають по 1 мл 0,1 М розчину хлоридної кислоти. До лабораторного журналу занотують зміну забарвлення розчинів, рівняння реакції, ви-

значають продукти реакції. Обґрунтуйте, чому цю реакцію називають реакцією нейтралізації?

Дослід 5 Вивчення взаємодії солей з лугами в розчині – утворення нерозчинних основ

У пробірку з 5–10 мл води додають 5–10 мл 10 %-го водного розчину солі феруму (III) і 3–5 мл 10 %-го водного розчину натрію гідроксиду. Спостереження і відповідне рівняння реакції занотують до лабораторного журналу. Зробіть висновок, за яких умов розчини солей реагують з розчинами лугів.

Дослід 6 Вивчення реакції обміну між двома солями в розчині

У дві пробірки з 1–2 мл 0,05 М розчину барію хлориду додають: до першої – 3–5 мл 0,05 М розчину натрію сульфату, а до другої – 3–5 мл розчину сульфатної кислоти тієї ж концентрації. Порівняйте результати досліджень. Напишіть рівняння реакцій, вкажіть тип реакцій та умови їх перебігу.

Контрольні запитання

1. Поясніть закон збереження маси речовини і закон сталості складу з точки зору атомно-молекулярного вчення.
2. Що називають атомом, молекулою?
3. Чому дорівнює стала Авогадро, що вона показує?
4. Як формулюють закон Авогадро і висновки з нього?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 2

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МАГНІЮ

2.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: «фактор еквівалентності», «еквівалент», «еквівалентна маса», формулювання закону еквівалентів та об'єднаного закону газоподібного стану (рівняння Менделєєва–Клапейрона).

2.2 Виконати вправи

1. Визначити молярні маси еквівалентів міді й сірки в їх кисневих сполуках.
2. При окисленні 8,91 г металу утворилося 9,71 г його оксиду. Визначити молярну масу еквівалента металу.
3. При розчиненні 0,25 г металу в кислоті утворилося 50,4 мл (н. у.) водню. Визначити молярну масу еквівалента металу.

2.3 Робота в лабораторії

У роботі застосовують прилад, зображений на рисунку 1. Прилад складається з бюретки (1), яка гумовою трубкою сполучається з лійкою (2) і пробіркою (3). Бюретку і пробірку щільно закривають гумовими пробками, крізь які проходять скляні трубки.

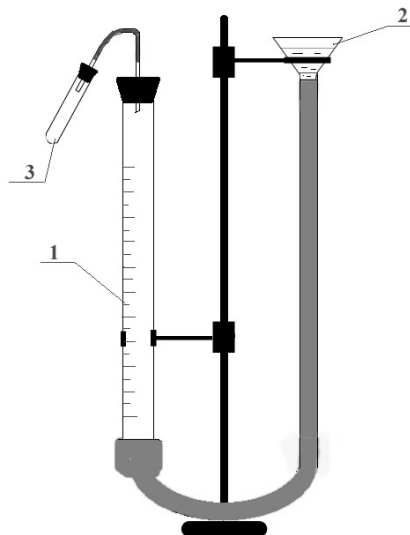


Рисунок 1 – Прилад для визначення молярної маси еквівалента магнію

Перед початком досліду прилад обов'язково перевіряють на герметичність, для цього кільце з лійкою переміщують вниз. Якщо прилад герметичний, рівень води в бюретці при цьому лише в першу мить трохи знижується, а потім залишається незмінним. Якщо рівень води в бюретці знижується безперервно доти, доки опускається лійка, то це свідчить про негерметичність з'єднань, яка має бути усунена до початку досліду.

На техніко-хімічних терезах зважують близько 0,03 г металу магнію. Виймають пробку з пробірки приладу і переміщенням лійки (вгору або вниз) встановлюють рівень води в бюретці на нульовій позначці або трохи нижче. Відміряють циліндром 5 мл розчину сульфатної кислоти і вливають її у пробірку крізь невелику лійку з подовженою трубкою (щоб кислота не змочила із середини верхню частину поверхні пробірки). Пробірку з кислотою нахиляють майже горизонтально, але так, щоб рівень кислоти в пробірці не досягав верхньої її частини, і щоб ця верхня частина залишалася сухою. На цю суху поверхню кладуть заздалегідь зважену наважку магнію, після чого пробірку щільно закривають пробкою, звертаючи особливу увагу на те, щоб магній і кислота уникнули передчасного взаємного дотику.

Далі, переміщуючи лійку з водою вгору або вниз, рівень води у лійці встановлюють на рівні води у бюретці, що є необхідною передумовою досягнення відповідності газового тиску всередині приладу атмосферному тиску. Відповідний цьому рівень води в бюретці h_1 визначають за нижнім меніском з точністю 0,01 мл і занотують до лабораторного журналу.

Потім, повертаючи пробірку до вертикального стану, струшують магній у розчин сульфатної кислоти і спостерігають утворення газу водню, який посту-

пово витискує воду з бюретки. Коли реакція скінчиться, пробірці дають час охолонути до температури оточуючого середовища, після чого знову, як і перед початком реакції, переміщенням лійки досягають однакового рівня води у бюретці й лійці. У лабораторний журнал занотують цей кінцевий рівень води в бюретці h_2 , а також показання кімнатного термометра T (у градусах Кельвіна) і барометра (у мм рт. стовпчика, якщо барометр з градуїровкою в Па відсутній).

Розрахунки

1. Обчислюють об'єм водню $V(\text{H}_2) = h_2 - h_1$, що утворився під час реакції (тут і далі в розрахунках використовують розмірності системи СІ, тому об'єм визначають в м^3 , $1 \text{ мл} = 10^{-6} \text{ м}^3$).

2. За рівнянням Менделєєва–Клапейрона обчислюють масу утвореного водню (в кг, $1 \text{ г} = 10^{-3} \text{ кг}$)

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

де $m(\text{H}_2)$ – маса газу водню, кг;

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

$V(\text{H}_2)$ – об'єм газу водню, м^3 ;

$P(\text{H}_2)$ – парціальний тиск газу водню, Па;

$R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ – універсальна газова стала.

Парціальний тиск водню $P(\text{H}_2)$ у бюретці обчислюють відніманням від загального тиску газів усередині приладу (що за умов досліду дорівнює атмосферному тиску) парціального тиску водяної пари $P(\text{H}_2\text{O})$, значення якого залежно від температури наведені в таблиці 1. Якщо лабораторний барометр реєструє атмосферний тиск у мм рт. стовпчика, то дані барометра переводять в Па із розрахунку $1 \text{ мм рт. стовпчика} = 133,322 \text{ Па}$.

Таблиця 1 – Парціальний тиск водяної пари

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

3. За законом еквівалентів:

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

Знаходимо 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 і 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.

4. Розрахуємо теоретичне значення еквівалентної маси магнію:

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

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

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

Тоді теоретичне значення молярної маси еквіваленту магнію дорівнює:

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

5. Розрахуємо відносну похибку визначення $M\left(\frac{1}{2}Mg\right)$:

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

Контрольні запитання

1. Що розуміють під молярною масою елемента, молярною масою складної сполуки?
2. У чому суть закону еквівалентів, як він формулюється?
3. Як обчислюють молярні маси еквівалентів кислот, основ, солей?
4. Які елементи мають перемінні значення молярних мас еквівалентів і за яких умов?
5. Які вам відомі експериментальні методи визначення молярних мас еквівалентів елементів?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 3

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

3.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та теоретичні основи, 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.

3.2 Виконати вправи

1. Скласти схему розподілу електронів за квантовими коміркам в атомах Кальцію і Скандію. Порівняти будову атомів цих елементів і їх властивості.

2. Вказати, в яких періодах, групах та підгрупах періодичної системи містяться елементи з будовою зовнішніх оболонок $4s^24p^4$ та $3d^64s^2$. Навести назви й порядкові номери цих елементів.

3. Навести елементи, в атомах яких має місце «провал» електронів, пояснити, чим зумовлене це явище.

4. Серед конфігурацій $3d^44s^2$, $5s^25d^8$, $3d^{10}4s^0$, $4f^{14}$ вказати неможливі. У чому причина неможливості визначених конфігурацій у незбудженому стані атому?

5. Хлор і Манган розташовані в одній групі періодичної системи. До яких (s, p, d, f) елементів відносять Хлор і Манган? Якого висновку можна дійти про спільні й розбіжні властивості цих елементів?

3.3 Робота в лабораторії

Дослід 1 Взаємодія металу натрію з водою

Фарфорову чашку наповнюють дистильованою водою приблизно до 1/4 її об'єму. У воду кидають невелику платівку металу натрію (користуючись пінцетом!). По закінченні реакції у розчин додають 1–2 краплини фенолфталеїну, відмічають забарвлення розчину. До лабораторного журналу заносять спостереження щодо перебігу реакції, рівняння реакції і висновки.

Дослід 2 Взаємодія металу магнію з водою

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

Дослід 3 Амфотерні властивості алюмінію

1) Взаємодія алюмінію з кислотами.

У дві пробірки кладуть по маленькому шматочку алюмінієвого дроту і додають в одну пробірку 8–10 краплин розчину розведеної хлоридної або сульфатної кислоти, а в другу – 2–3 краплини концентрованої сульфатної кислоти. Порівнюють перебіг реакцій в обох пробірках, складають рівняння реакції, роблять висновок про металічні властивості алюмінію і умови ефективного розчинення алюмінію в сульфатній кислоті.

2) Взаємодія алюмінію з лугами.

У пробірку зі шматочком алюмінієвого дроту додають 3–5 мл натрію гідроксиду (концентрація 2 моль/л). Спостерігають реакцію, складають рівняння реакції, роблять висновок про неметалічні властивості алюмінію в цій реакції.

Порівнюють результати дослідів 1) і 2), роблять висновок про амфотерність алюмінію, зумовлену електронною будовою його атомів і розташуванням у періодичній системі.

Дослід 4 Добування гідроксиду алюмінію і вивчення його властивостей

У дві пробірки наливають по 1–2 мл розчину алюмінію сульфату (або хлориду) концентрацією 0,01 моль/л і додають декілька краплин розчину натру гідроксиду концентрацією 2 моль/л.

Спостерігають утворення осаду, складають рівняння реакції. Далі рідину з обох пробірок обережно зливають, а до осадів додають: в одну пробірку 1–2 мл розчину хлоридної кислоти, у другу – 1–2 мл розчину натру гідроксиду (обидві речовини концентрацією 2 моль/л). Спостереження занотують до журналу, складають рівняння реакцій, роблять висновок про амфотерні властивості алюмінію гідроксиду.

Дослід 5 Порівняння окисних властивостей галогенів

В одну пробірку з 3–4 краплинами органічного розчинника (ефір, толуол, бензол, тощо) додають 4–5 мл 0,5 М розчину калію (натрію) броміду, в другу пробірку з 3–4 краплинами органічного розчинника додають 4–5 мл 0,5 М розчину калію (натрію)йодиду. У пробірку з бромідом додають 4–5 мл хлорної води, в пробірку з йодидом – 4–5 мл бромної води. Рідину у кожній пробірці добре перемішують скляною паличкою. За забарвленням шару органічного розчинника (що не змішується з водою) визначають, який галоген утворюється в кожній пробірці у вільному стані. Складають відповідні рівняння реакцій порівнюють окислювально-відновні властивості хлору, бромов та йоду і роблять висновок про зміну окислювально-відновних властивостей елементів однієї підгрупи залежно від розміщення в періодичній системі.

Контрольні запитання

1. Що розуміють під поняттям електронегативності елемента? Яким чином значення відносної електронегативності елемента відбиває металічні або неметалічні властивості елемента? В якого з елементів періодичної системи найбільш яскраво виявлені неметалічні властивості? Відповідь мотивуйте уявленнями про будову атомів елементів.
2. Як змінюються хімічні властивості елементів від порядкового номера в періодичній системі в межах одного періоду (малого і великого)? Відповідь мотивуйте уявленнями про будову атомів.
3. Наведіть приклади амфотерних елементів, причину амфотерності елементів і їх розташування в періодичній системі поясніть будовою атомів цих елементів.
4. Як змінюється енергія іонізації, спорідненість до електрону і радіус атомів у періоді, групі й підгрупі періодичної системи?
5. Як змінюються властивості елементів головних підгруп від порядкового номера елементів, як це пов'язане з електронною будовою атомів?
6. Яка послідовність заповнення електронами підрівнів залежно від суми головного і орбітального квантових чисел?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 4

ВИВЧЕННЯ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ І ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ

4.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: швидкість хімічної реакції, гомогенні й гетерогенні реакції, залежність швидкості гомогенних і гетерогенних реакції від різноманітних факторів, порушення хімічної рівноваги під впливом тих чи інших факторів.

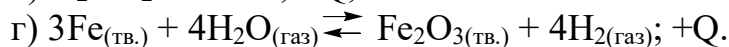
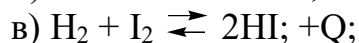
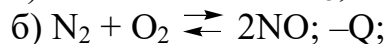
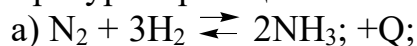
4.2 Виконати вправи

1. У скільки разів зміниться швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ при збільшенні концентрації кожної вихідної речовини відповідно в два й три рази?
2. Як зміниться швидкість прямої реакції при взаємодії оксиду Карбону (II) і хлору згідно з рівнянням $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$, якщо концентрація оксиду Карбону (II), що дорівнює 0,6 моль/л, збільшиться до 1,2 моль/л, а концентрація хлору збільшиться від 0,2 до 0,6 моль/л?
3. Фосфор п'ятихлористий дисоціює при нагріванні, згідно з рівнянням



При певній температурі з 2-х моль PCl_5 , які містяться у закритій посудині місткістю 10 л, продисоціює тільки 1,5 моль. Обчислити константу рівноваги наведеної реакції за цих умов.

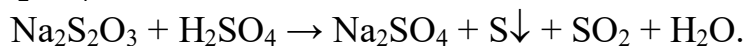
4. В який бік зміститься рівновага за умов збільшення або зменшення тиску і температури в реакціях:



4.3 Робота в лабораторії

Дослід 1 Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин зручно спостерігати на реакції між натрієм тіосульфатом $Na_2S_2O_3$ і сульфатною кислотою H_2SO_4 :



Таку реакцію можна вважати необоротною, бо внаслідок неї утворюється осад сірки, яка у воді практично нерозчинна. Крім того, у запропонованій реакції поява осаду сірки спостерігається не відразу після додавання сульфатної кислоти в розчин тіосульфату, а через деякий час, отже вимірюючи цей час при різних концентраціях реагуючих речовин, можна кожного разу оцінити швидкість цієї реакції. Для цього беруть три чисті й заздалегідь просушені пробірки і в кожній готують різні за концентрацією розчини натрію тіосульфату в такий спосіб:

- у першу пробірку вносять 4 краплини натрію тіосульфату концентрацією 0,5 моль/л і 8 краплин дистильованої води;
- у другу пробірку – 8 краплин натрію тіосульфату і 4 краплини води;
- у третю – тільки 12 краплин натрію тіосульфату (води не додають).

Потім у першу пробірку додають 1 краплину сульфатної кислоти (1 моль/л) і одночасно вмикають секундомір, за яким відмічають час 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, в які також додають по 1 краплині сульфатної кислоти. Умови й результати досліду занотовують до таблиці 2, роблять висновки про залежність швидкості реакції від концентрації реагентів.

Таблиця 2

Номер пробірки	Число крапель розчину $Na_2S_2O_3$	Число крапель води	Число крапель розчину H_2SO_4	Час до появи опалесценції, с
----------------	------------------------------------	--------------------	---------------------------------	------------------------------

Дослід 2 Залежність швидкості хімічної реакції від температури

Для встановлення залежності швидкості хімічної реакції від температури можна скористатися реакцією, що наведена в Досліді 1.

Готують термостат, для чого лабораторний стакан місткістю 200–300 мл на дві третини заповнюють водою. Стакан накривають кришкою з трьома отворами. У першому отворі розміщують термометр, кінець якого занурюють у воду, в другому отворі – пробірку з сульфатною кислотою концентрацією 1 моль/л, у третьому отворі – пробірку з розчином натрію тіосульфату, утвореному з 8 краплин розчину натрію тіосульфату (концентрація 0,5 моль/л) і 4 краплин води. Далі відмічають температуру води у термостаті, після чого (не виймаючи пробірок) піпеткою з пробірки із сульфатною кислотою додають 1 краплину сульфатної кислоти в пробірку з розчином натрію 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 табл. 3. За результатами досліду роблять висновок про вплив температури на швидкість хімічної реакції.

Таблиця 3

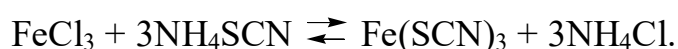
Номер пробірки	Число крапель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число крапель H_2SO_4	Температура розчину, °С	Час до появи опалесценції, с
----------------	---	---------------------------------------	-------------------------	------------------------------

Дослід 3 Вплив поверхні реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції в гетерогенній системі

Беруть дві, по можливості однакові (розміром з горошину) грудки крейди (CaCO_3). Одну грудку непошкодженою розміщують в одній пробірці, другу – спочатку товчуть у ступці, а потім розміщують у другій пробірці. До обох пробірок одночасно додають по 10–15 краплин хлоридної кислоти (густина 1,19 г/см³). До лабораторного журналу занотовують візуальні спостереження, рівняння реакції, роблять висновки.

Дослід 4 Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги

Зміщення хімічної рівноваги за умов зміни концентрації реагуючих речовин зручно спостерігати на реакції взаємодії між ферум (III) хлоридом і амонієм тіоціанатом:



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

У чотирьох пробірках розміщують по 5–8 краплин розчинів ферум (III) хлориду і амонієм тіоціанатом (концентрація розчинів 0,001 моль/л). Рідину в пробірках перемішують скляною паличкою, після чого пробірки розташовують у штативі. Першу пробірку залишають як контрольну, в другу – додають 1 краплину насиченого розчину фкпум (III) хлориду, в третю – 1 краплину насиченого розчину амонію тіоціанату, у четверту – невелику (на шпателі) кількість кристалів амонію хлориду. Далі порівнюють забарвлення розчинів у кожній пробірці з інтенсивністю забарвлення у першій (контрольній) пробірці. Спостереження і висновки наводять у таблиці 4.

Таблиця 4

Номер пробірки	Додавлена речовина	Зміна кольору розчинів у пробірках	Напрямок зміщення хімічної рівноваги
----------------	--------------------	------------------------------------	--------------------------------------

Наводять рівняння константи рівноваги реакції, що досліджується і головні чинники зміщення цієї рівноваги.

Контрольні запитання

1. Як впливає на швидкість хімічної реакції зміна концентрацій реагуючих речовин?
2. Що розуміють під константою швидкості хімічної реакції, від яких чинників вона залежить?
3. Як впливає на швидкість хімічної реакції зміна температури й тиску?
4. Принцип Ле-Шательє (формулювання, приклади).
5. Яке значення в гетерогенних реакціях має розвиненість поверхні реагуючих речовин?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 5

ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

5.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: особливості використання законів Вант-Гоффа і Рауля для розчинів електролітів, теорія електролітичної дисоціації, сильні й слабкі електроліти, ступінь дисоціації, константа дисоціації слабких електролітів, активність іонів у розчині.

5.2 Виконати вправи

1. При розчиненні 0,01 моль оцтової кислоти у воді 20 % розчинених молекул розпалися на іони. Скільки окремих часток (іонів, молекул) розчиненої речовини міститься у розчині?
2. На скільки іонів продисоціює молекула електроліту, якщо його ступінь дисоціації дорівнює 72 %, а розчин, який вміщує 0,05 моль електроліту в 1000 г

води, кристалізується при температурі $-0,227\text{ }^{\circ}\text{C}$. Кріоскопічна стала води $1,86\text{ }^{\circ}\text{C}/\text{моль}$.

3. Розчин, який вміщує $2,1\text{ г}$ калію гідроксиду в 250 г води, кристалізується при температурі $-0,519\text{ }^{\circ}\text{C}$. Чому дорівнює ізотонічний коефіцієнт для цього розчину? Кріоскопічна стала води $1,86\text{ }^{\circ}\text{C}/\text{моль}$.

4. Яким повинен бути осмотичний тиск $0,1\text{ М}$ розчину калію хлориду, якщо його ступінь дисоціації у водному розчині 80% , а температура розчину $20\text{ }^{\circ}\text{C}$?

5. Напишіть молекулярні та іонні рівняння реакцій між розчинами калію карбонату і сульфатною кислотою; між розчинами кальцію хлориду і натрію карбонату.

5.3 Робота в лабораторії

Дослід 1 (груповий) Електропровідність розчинів електролітів

Для вивчення електропровідності розчинів різних речовин використовують прилад, схема якого наведена на рис. 1.

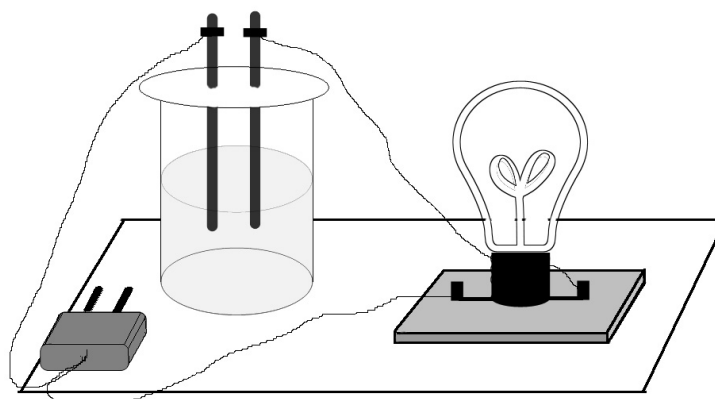


Рисунок 1 – Прилад для вивчення електропровідності розчинів

Посудом для розчинів електролітів є склянки на $50\text{--}100\text{ мл}$, електроди – вугільні.

Електропровідність вимірюють таким чином: наливають у склянки по $20\text{--}25\text{ мл}$ $0,1\text{ М}$ розчинів електролітів (хлоридної й оцтової кислот, натрію (калію) гідроксиду, амонію гідроксиду, цукру), а також водопровідної і дистильованої води.

У кожену склянку послідовно занурюють електрод (на одну і ту саму глибину при кожному вимірюванні), далі вмикають прилад у мережу змінного струму і спостерігають за яскравістю світла лампочка, яка пропорційна електропровідності розчину. Перед кожним вимірюванням електропровідності нового розчину електроди добре промивають у дистильованій воді.

У лабораторному журналі занотують рівняння дисоціації усіх електролітів, вирази констант дисоціації слабких електролітів, роблять висновки.

Дослід 2 Зміщення рівноваги дисоціації слабких електролітів. Вплив однойменного іону сильного електроліту на ступінь дисоціації слабкого електроліту

а) У дві пробірки вміщують по 7–10 краплин 0,1 М розчину оцтової кислоти. У кожену пробірку додають по 1 краплині розчину індикатора (метилового оранжевого). Занотовують спостереження. Одну пробірку залишають для порівняння, в іншу додають декілька кристалів натрію ацетату і перемішують розчин скляною паличкою. Порівнюють колір у двох пробірках. Наводять рівняння процесу дисоціації натрію ацетату, оцтової кислоти, вираз константи дисоціації оцтової кислоти. У висновках визначають вплив однойменних іонів на ступінь дисоціації слабкої кислоти.

б) У дві пробірки вміщують по 5–7 краплин 0,1 М розчину аміаку. У кожену пробірку додають одну краплину розчину фенолфталеїну. Занотовують спостереження (зміну кольору розчину). Одну пробірку з розчином залишають для порівняння, а в іншу додають декілька кристалів солі амоній хлориду і перемішують розчин скляною паличкою. Визначають зміну кольору розчинів. Наводять рівняння дисоціації амонію гідроксиду і амонію хлориду, вираз константи дисоціації амонію гідроксиду. У висновках відзначають вплив однойменних іонів на ступінь дисоціації слабких основ.

Дослід 3 Іонні реакції (реакції обміну) у розчинах сильних електролітів

1. Іонні реакції з утворенням малорозчинних солей

У три пробірки вміщують по 10–15 краплин розчину барію хлориду. В одну з них додають декілька краплин розчину натрію сульфату, до другої – розчину сульфатної кислоти. Наводять спостереження, рівняння реакцій, висновки.

2. Іонні рівняння з утворенням малорозчинних кислот та основ

В одну пробірку вміщують 5–7 краплин розчину натрію силікату і додають до нього декілька краплин хлоридної кислоти до утворення осаду малорозчинної кислоти. В іншу пробірку вміщують 5–7 краплин ферум (III) хлориду і додають до нього декілька краплин розчину натрію гідроксиду до утворення осаду слабкої основи. Наводять спостереження, рівняння реакції, висновки.

3. Іонні рівняння з утворенням слабких електролітів

В одну пробірку вміщують 7–10 краплин розчину натрію карбонату і додають до нього декілька краплин хлоридної кислоти. У другу пробірку вміщують 4–5 краплин амонію хлориду, додають декілька краплин натрію гідроксиду та трохи нагрівають пробірку. Занотовують спостереження, рівняння реакцій, висновки.

Дослід 4 Порівняння хімічної активності кислот

В одну пробірку вміщують 4–6 краплин 2 М розчину оцтової кислоти, в іншу – стільки ж 2 М розчину хлоридної кислоти. В обидві пробірки додають приблизно однакові грудки мармуру або крейди. Занотовують спостереження, рівняння реакцій, висновки.

Контрольні запитання

1. Що таке сильні й слабкі електроліти?
2. Що таке ступінь дисоціації електроліту, від яких факторів вона залежить?
3. Що таке константа дисоціації? Як константа дисоціації пов'язана зі ступенем дисоціації?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 6

ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

6.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: електролітична дисоціація води, іонний добуток води, водневий показник та його значення у різних середовищах; індикатори, гідроліз солей і фактори, від яких залежить гідроліз солей.

6.2 Виконати вправи

1. Яка концентрація іонів H^+ і OH^- у розчинах: $pH=7$, $pH=4$, $pH=9$? Яка реакція середовища?
2. Знайти pH 0,1М розчину HCl і 0,01М розчину $NaOH$ (дисоціацію HCl і $NaOH$ вважати повною).
3. Яку реакцію середовища мають водні розчини алюмінію нітрату, натрію сульфату, амонію хлориду? Відповідь підтвердити рівняннями реакцій.

6.3 Робота в лабораторії

Дослід 1 Забарвлення індикаторів у кислому й лужному середовищах

У три пробірки (№ 1, № 2, № 3) вміщують по 20 краплин 0,1 М розчину HCl , у три інші (за такими ж номерами) – по 20 краплин 0,1 М розчину $NaOH$. До пробірок № 1 (з кислотою і лугом) додають 1–3 краплини розчину метилового оранжевого, до пробірок № 2 – 1–3 краплини розчину фенолфталеїну. Розчин у пробірці № 3 випробовують індикаторним папером. Занотовують у журналі, яке забарвлення мають метиловий оранжевий, фенолфталеїн та індикаторний папір у кислотному й лужному середовищах.

Дослід 2 Реакції середовищ у розчинах різних електролітів

У п'ять пробірок на 1/2 їх місткості наливають наступні розчини солей: у першу – CH_3COONa , у другу – AlCl_3 , у третю – $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, у четверту – NaCl , у п'яту – Na_2CO_3 та в кожному занурюють індикаторний папір. За зміною забарвлення індикатора роблять висновок про реакції середовища у розчині кожної солі.

Занотовують спостереження, молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу цих солей, константи гідролізу солей, висновки про реакції середовища в розчинах солей.

Дослід 3 Фактори, що впливають на ступінь гідролізу солей

1. Вплив сили кислоти (основи), які утворюють сіль, на ступінь її гідролізу

У дві пробірки до 2/3 їх місткості наливають дистильовану воду. В одну пробірку додають декілька кристалів натрію сульфату (Na_2SO_4), в другу – стільки ж кристалів натрію карбонату (Na_2CO_3) й додають у кожному пробірку по 1–3 краплини розчину фенолфталеїну. Відзначають, у розчині якої солі забарвлення фенолфталеїну більш інтенсивне. Занотовують спостереження, наводять висновки, як кислота, що утворює сіль, більше впливає на ступінь гідролізу солі.

2. Вплив температури на ступінь гідролізу

У пробірку на 1/2 її місткості наливають дистильовану воду, додають декілька кристалів натрію ацетату та 1–3 краплини розчину фенолфталеїну. Відзначають забарвлення розчину. Нагрівають пробірку з розчином на водяній бані і відзначають зміну забарвлення розчину при нагріванні. Висновок про вплив температури на ступінь гідролізу занотовують до журналу.

Контрольні запитання

1. Що буде з іонною рівновагою води і ступенем її дисоціації при доданні лугу або сильної кислоти?

2. Водневий показник (рН), його значення у кислих, нейтральних і лужних середовищах.

3. Які солі гідролізуються? Навести приклади, написати молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу цих солей, зазначити рН розчинів.

4. Які фактори впливають на ступінь гідролізу солей?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 7

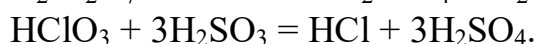
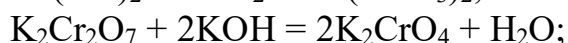
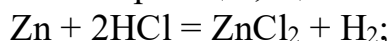
ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

7.1 Самостійна підготовка

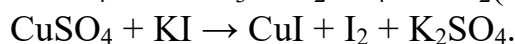
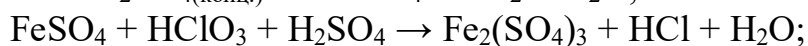
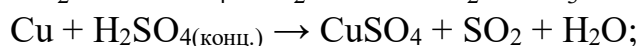
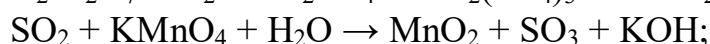
Засвоїти поняття та визначення: окисно-відновні реакції, ступінь окислення, принцип підбору коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях, найважливіші окисники і відновники, окисно-відновні потенціали та їх роль у розв'язанні питання про можливість і напрямок перебігу реакцій.

7.2 Виконати вправи

1. Які з реакцій, що наведені нижче, є окисно-відновними і чому:



2. Підберіть коефіцієнти у схемах окисно-відновних реакцій, визначте відновник і окисник, зазначте, яку роль виконують сполуки сірки в цих реакціях:



7.3 Робота у лабораторії

Дослід 1 Прості речовини й елементарні іони в якості окисників і відновників

У пробірку з 5–6 краплями 1 М розчину сульфатної кислоти кидають шматочок цинку або магнію. Занотовують спостереження, складають рівняння реакції, визначають, яку роль виконує цинк (магній) у цій реакції, який іон виконує роль окисника.

Дослід 2 Міжмолекулярні окисно-відновні реакції. Окисно-відновні властивості сполук сірки залежно від її ступеня окиснення

У три пробірки наливають по 3 краплини розчину калію перманганату (KMnO_4) і 0,5 М сульфатної кислоти. Позначивши колір розчинів, додають у першу пробірку щойно приготований водний розчин сірководню (H_2S), у другу – декілька кристалів натрію сульфїту (Na_2SO_3), у третю – декілька крапель концентрованої сульфатної кислоти (обережно!!!). Розмішують вміст усіх

пробірок, за зміною забарвлення встановлюють, між якими речовинами відбуваються чи не відбуваються реакції.

Занотовують спостереження, складають рівняння реакцій, які відбуваються за схемами:



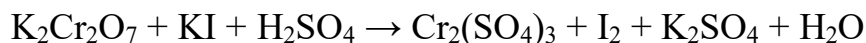
Дослід 3 Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції. Розклад амонію дихромату

На азбестову сітку вміщують купкою небагато кристалічного амонію дихромату $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ й обережно нагрівають невеликим полум'ям до початку реакції.

Спостерігають зміну кольору й виділення газу. Записують спостереження, складають рівняння реакції, враховуючи, що продуктами реакції є хром (III) оксид, азот і вода, зазначають окисник і відновник.

Дослід 4 Складні іони в окисно-відновних реакціях. Відновлення калію дихромату калієм іодидом

До пробірки наливають 3–4 краплі калію дихромату, підкислюють декількома краплями 1 М сульфатної кислоти і додають краплями розчин калію іодиду (до помітної зміни забарвлення розчину) і декілька крапель розчину крохмалю. Занотовують спостереження, підбирають коефіцієнти до рівняння реакції:

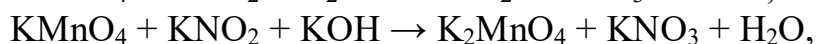
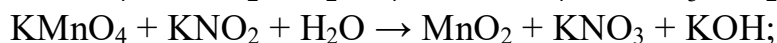
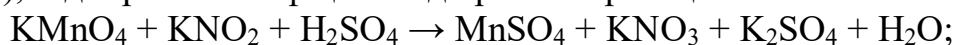


визначають, яка речовина виконує роль окислювача, а яка – відновника.

Дослід 5 Значення середовища в окисно-відновних процесах

У три пробірки наливають по 3–4 краплі розчину калію перманганату. До першої з них додають 2–3 краплі 1 М розчину сульфатної кислоти, до другої – стільки ж дистильованої води, до третьої – таку ж кількість лугу. Далі, до всіх трьох пробірок по декілька кристалів калію нітриту (KNO_2), розмішують до повного розчинення кристалів. Через 3–4 хвилини фіксують зміну кольору розчинів і випадіння осаду в одній з трьох пробірок.

Занотовують спостереження, складають схеми окисно-відновних процесів, враховуючи, що колір сполук мангану залежить від його ступеня окиснення (іон MnO_4^{2-} – зелений, Mn^{2+} – безбарвний, MnO_2 – випадає у вигляді бурого осаду), підбирають коефіцієнти до рівнянь реакцій:



визначають окисник і відновник.

Контрольні запитання

1. Які реакції є окисно-відновними? Які процеси називають окисненням, які – відновленням? Які речовини є окисниками, які – відновниками?
2. Як змінюється ступінь окиснення окисника і відновника в окисно-відновних реакціях? Наведіть приклади.
3. Якими величинами характеризують окисні й відновні властивості елементів і складних речовин?
4. Як, користуючись таблицею окисно-відновних потенціалів, визначити:
 - а) силу окисника і відновника за інших рівних умов;
 - б) напрямок перебігу реакції за стандартних умов?
5. Які речовини можуть виявляти тільки окисні властивості, які – тільки відновні, які – і окисні, і відновні?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 8

ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

8.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і 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 іонів металу в розчині (рівняння Нернста), ряд стандартних електродних потенціалів (електрохімічний ряд напруг).

8.2 Виконати вправи

1. Пластинку з нікелю занурили в розчин натрію хлориду, купрум сульфату, цинку хлориду і плюмбум нітрату. З розчинами яких солей буде взаємодіяти нікель? Напишіть рівняння реакцій, зазначте окисники і відновники у цих реакціях.
2. Залізну пластину занурили у розчин купрум сульфату. Коли пластина заліза вкрилася шаром міді, її вийняли з розчину, обмили, просушили й зважили. Маса пластини збільшилася на 2 г. Яка маса міді виділилася на пластини?
3. Обчислити значення електродних потенціалів залізного електроду, зануреного у 0,01 М розчин ферум (II) сульфату, та нікелевого електроду, зануреного у 0,001 М розчин нікелю сульфату. Порівняти обчислені значення електродних потенціалів заліза й нікелю зі стандартними електродними потенціалами цих же металів.

8.3 Робота в лабораторії

Дослід 1 Вивчення відновної активності металів

У п'ять пробірок вносять по 18–20 крапель таких розчинів солей: у першу – цинку сульфату, другу – ферум (II) сульфат, третю – олова (II), хлорид, четверту – плюмбум (II) нітрат, п'яту – купрум (II) сульфат. Потім у розчини пробірок 2–5 занурюють на 2–3 хвилини по вузькій пластинці металевого цинку і спостерігають, що відбувається у кожній пробірці. Результати спостережень фіксують у таблиці 5.

Таблиця 5

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					

Виймають цинкові пластини з пробірок, в розчини 1, 3, 4, 5 занурюють залізні пластинки і спостерігають взаємодію заліза з цими розчинами. Аналогічно спостерігають взаємодію олова, потім свинцю і, нарешті, міді з вказаними розчинами, маючи на увазі, що олов'яні пластинки занурюються у розчини пробірок 1, 2, 4, 5, свинцю – у розчини пробірок 1, 2, 3, 5, міді – у розчини пробірок 1, 2, 3, 4.

Результати усіх спостережень також фіксують у табл. 5. Отримані результати пояснюють відповідними рівняннями окисно-відновних реакцій, для чого застосовується ряд напруг металів. Роблять висновок про відновні властивості металів, що вивчалися.

Контрольні запитання

1. Чому мідь не взаємодіє з розведеною сульфатною кислотою?
2. Чому при взаємодії металів з нітратною кислотою газоподібний водень не утворюється?
3. Що називають стандартним електродним потенціалом?
4. Як впливає на значення електродного потенціалу металу концентрація його іонів у розчині?
5. Від чого залежить відновна здатність металів?
6. Яким чином можна дослідним шляхом визначити значення стандартного електродного потенціалу металу?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 9

ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

9.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: робота гальванічних елементів, різниця електродних потенціалів і електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента, поляризація електродів, концентраційні гальванічні елементи, хімічні джерела електричної енергії, малогабаритні джерела струму, паливні елементи.

9.2 Виконати вправи

1. Навести рівняння електродних реакцій і обчислити ЕРС елемента, який складено із залізного і свинцевого електродів, занурених відповідно у 0,1 М розчини азотнокислих солей цих металів.

2. Навести рівняння електродних реакцій і обчислити ЕРС елемента, який складено зі стандартного водневого електрода і водневого електрода, зануреного в чисту воду.

3. Визначити напрямок руху електронів у зовнішньому ланцюзі гальванічного елемента, складеного із заліза й нікелю, занурених у розчини їх сульфатів. Скласти відповідні рівняння електродних процесів.

9.3 Робота в лабораторії

Дослід 1 Складання мідно-цинкового гальванічного елемента

Дві склянки місткістю 100 мл заповнюють наполовину: одну – 1 М розчином купрум сульфату, другу – 1 М розчином цинку сульфату. Склянки ставлять поруч і з'єднують електролітичним ключем, тобто скляною П-подібною трубкою, заповненою розчином калію сульфату в агар-агарі. У склянці з купрум сульфатом розташовують мідний електрод, у склянці з цинком сульфатом – цинковий електрод. Дроти від електродів замикають на гальванометр або вольтметр. Далі фіксують напрямок електричного струму, що виникає за рахунок різниці електродних потенціалів. Спостереження занотують до лабораторного журналу, визначають анод і катод, наводять відповідні електродні реакції, обчислюють значення електродних потенціалів і ЕРС.

Розраховують ЕРС мідно-цинкового гальванічного елемента за концентрації речовин в обох розчинах 0,01 моль/л. Роблять висновок про вплив концентрації розчинів на ЕРС гальванічного елемента.

Дослід 2 Складання концентраційного цинкового гальванічного елемента

Дві склянки місткістю 100 мл заповнюють наполовину: одну – 1 М розчином цинка сульфату, другу – 0,1 М розчином цинку сульфату. Склянки ставлять поруч і з'єднують електролітичним ключем. У кожену склянку вміщують по цинковому електроду. Дроти від електродів замикають на гальванометр

або вольтметр. Далі фіксують напрямок електричного струму, що виникає за рахунок різниці електродних потенціалів. Спостереження занотовують до лабораторного журналу, визначають анод і катод, наводять відповідні електродні реакції, обчислюють значення електродних потенціалів і ЕРС.

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

На лабораторному столі розташовують поруч склянки з 1 М розчинами цинку 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 цинку сульфату і феруму 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 ферума і купрума сульфатів. Дроти від залізного і мідного електродів замикають на гальванометр або вольтметр і спостерігають напрямок електричного струму.

Спостереження занотовують до лабораторного журналу, порівнюють полярність залізно-цинкового і мідно-цинкового елементів, для вказаних елементів складають відповідні електродні реакції, розраховують ЕРС.

Контрольні запитання

1. Користуючись рядом напруг металів, виберіть два метали, здатні утворити гальванічний елемент з максимально можливою ЕРС.

2. Як пояснюється поляризація електродів навантаженого гальванічного елемента?

3. Чим відрізняються сучасні побутові гальванічні елементи від елемента Даніеля-Якобі? Які речовини використовують у таких елементах для виготовлення анодів і катодів?

4. Що таке паливні елементи, чим вони відрізняються від звичайних гальванічних елементів? Яке паливо і які окисники використовують в паливних елементах?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 10

КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

10.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: основні види корозійних руйнувань; хімічна та електрохімічна корозія металів; швидкість корозії; корозія під впливом зовнішнього електричного струму; виникнення корозійних пар; основні чинники, які впливають на швидкість електрохімічної корозії; деполяризатори в кислих та нейтральних середовищах; атмосферна і ґрунтова корозія металів.

10.2 Виконати вправи

1. Написати рівняння реакції анодного і катодного процесів, які відбуваються при корозії вуглецевої сталі у водопровідній воді.

2. Написати рівняння реакцій анодного і катодного процесів, які відбуваються при корозії нікелю, що контактує із сріблом у водному розчині електроліту (рН = 3).

3. Написати рівняння реакцій анодного і катодного процесів, які відбуваються при корозії сталі в атмосфері з відносною вологістю до 80 %. Який хімічний склад продуктів корозії?

4. В якій з перерахованих пар металів корозія у вологому повітрі буде більшою: 1) Mg–Fe; 2) Fe–Cu; 3) Fe–Zn?

5. Які метали будуть кородувати у кислому середовищі: 1) Mg; 2) Zn; 3) Cu; 4) Ag; 5) Sn?

10.3 Робота в лабораторії

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

1) Виникнення корозійної гальванічної пари при контакті двох різних металів.

У пробірку вносять 10–12 крапель 1 М сульфатної кислоти і шматочок хімічно чистого цинку. Спостерігають за інтенсивністю виділення водню з кислоти? До лабораторного журналу занотовуються спостереження та рівняння анодного і катодного процесів.

Після цього до шматочка цинку в пробірці доторкаються мідним дротом. Як змінюється інтенсивність виділення водню, на якому з металів це відбувається? До лабораторного журналу занотовують спостереження та рівняння реакцій анодного і катодного процесів у парі цинк–мідь. Визначають напрям передачі електронів, який метал матиме негативний заряд.

2) Виникнення корозійної гальванічної пари при зануренні одного (більш активного) металу в розчин другого (менш активного) металу.

У дві пробірки вносять по 10–12 крапель 1 М сульфатної кислоти. В одну з пробірок додають 1–2 краплі розчину купруму сульфату. В обидві пробірки занурюють по шматочку хімічно чистого цинку.

Спостерігають за інтенсивністю виділення водню в пробірках. Відзначають, що з'явилося на поверхні цинку в пробірці з добавкою купруму сульфату.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, складають рівняння реакцій анодного і катодного процесів.

Дослід 2 Вивчення впливу нерівномірної аерації поверхні металу на його корозію

Зачищають сталю пластинку наждачним папером. На чисту поверхню сталі наносять краплю спеціального розчину, утвореного з розчинів натрію хлориду з масовою часткою 3 %, калію гексаціаноферату (III) $K_3[Fe(CN)_6]$ і фенолфталеїну (2–3 краплі фенолфталеїну на 10 мл розчину).

Спостерігають за появою різного забарвлення у центрі краплі і на її периферії.

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

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

Дослід 3 Корозія металів у лужному середовищі

У три пробірки налити по 2–3 краплі 30 % розчину лугу. У першу пробірку помістити шматочок цинку, у другу – алюмінію, у третю – сталі. Для прискорення реакції пробірки злегка підігріти. Визначити, які метали кородують у лужному середовищі. Написати рівняння реакцій, маючи на увазі, що гідроксиди металів, які мають амфотерні властивості, розчиняються в лугах з утворенням гідроксокомплексів. Підвищення лужності середовища прискорює процес корозії. Що є деполяризатором у даному процесі? Чи зміниться електродний процес (який?) у слабо лужному середовищі. Чому? Чи можна спостерігати явище пасивації алюмінію в сильно кислому середовищі?

Дослід 4 Корозія алюмінію в контакті з міддю

З'єднати попарно пластинки або стрижні алюмінію і міді. Ретельно очистити контакти. У хімічну склянку налити розчин калію хлориду і додати декілька крапель фенолфталеїну. Занурити в цю склянку пари алюміній-мідь. Місце контакту повинне бути поза розчином. Уважно спостерігати за розчином

у склянці. Указати катод і анод, напрямок переміщення електронів. Чому в склянці з'являється забарвлення? Написати рівняння реакцій, що протікають на аноді і катоді. У чому сутність хімічної й електрохімічної корозії металів? Написати рівняння реакцій, які протікають на анодних і катодних ділянках при корозії сталі в нейтральному і кислому середовищах.

Контрольні запитання

1. Дайте назву головним видам корозії металів залежно від механізму перебігу процесу і розподілу продуктів корозії на поверхні металу.
2. Суть хімічної й електрохімічної корозії металів.
3. Поясніть вплив гетерогенності металу (сталі) на корозійні процеси.
4. Перелічіть чинники, що впливають на швидкість перебігу електрохімічної корозії в нейтральних середовищах.
5. Наведіть приклади роботи макро- і мікрокорозійних пар, які утворюються на кордоні «метал – розчин».
6. У чому суть атмосферної і ґрунтової корозії металів?
7. Чому термін «корозія» має негативне забарвлення?
8. Чи може бути корозія несамодовільним процесом?
9. Наведіть приклади зовнішніх і внутрішніх факторів корозії.
10. Яке з наведених поле будуть прискорювати корозію: температурне, електричне, гравітаційне, магнітне?
11. За якими ознаками класифікують корозійні процеси?
12. Якими міркуваннями, щодо вибору показників корозії, ви скористаетесь при визначенні її швидкості?
13. Чому хімічну корозію описують одним рівнянням, а електрохімічну – двома?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 11

ЗАХИСТ МЕТАЛІВ ВІД КОРОЗІЇ

11.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: захисні покриття (металеві, органічні, хімічні сполуки та ін.); електрозахист (анодний, катодний, протекторний); інгібітори корозії; леговані сталі; економічні аспекти захисту металів від корозії.

11.2 Виконати вправи

1. Написати рівняння реакцій анодного і катодного процесів, що відбуваються внаслідок виникнення пар залізо – нікель у вологій атмосфері на сталевій пластинці з пористим нікелевим покриттям.
2. Написати рівняння реакцій анодного і катодного процесів у кислому середовищі сталевій пластині, що контактує зі свинцевим стрижнем.

11.3 Робота в лабораторії

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

У дві пробірки (або склянки) наливають на 1/3 ємкості розчин натрію хлориду з масовою часткою 3 %. Додають у кожну пробірку по декілька крапель розчину калію гексаціаноферата (III) $K_3[Fe(CN)_6]$, який є дуже чутливим реактивом на іони Fe^{2+} , з якими він утворює інтенсивне синє забарвлення. Вміст пробірок перемішують скляною паличкою.

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

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

Дослід 2 Захист металів від корозії легуванням. Вплив легування на швидкість корозії металів у розчині хлориду натрію

Три зразки вуглецевої і хромонікелевої сталі ретельно зачищають наждачним папером, промивають водою і сушать фільтрувальним папером. На чисту поверхню зразків наносять декілька крапель спеціального розчину складу: 3 %-ий NaCl, калію гексаціаноферат (III) $K_3[Fe(CN)_6]$, фенолфталеїн (2–3 краплі фенолфталеїну на 10 мл розчину).

У робочому журналі занотовують спостереження, складають рівняння реакцій анодного і катодного процесів на вуглецевій і хромонікелевій сталі, роблять висновки про вплив легування на швидкість процесу корозії.

Дослід 3 Електрохімічний захист металів від корозії (протекторний захист)

У дві пробірки (або склянки) наливають розведену оцтову кислоту (0,2–0,4 М) і додають по 3–4 краплі розчину калію йодиду. Розчин перемішують паличкою. В одну пробірку занурюють зразок свинцю і цинку, що контактують, у другу – контрольний зразок чистого свинцю. Спостерігають, в якій пробірці з'явиться жовте забарвлення на поверхні свинцю, що свідчить про корозію свинцю.

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

Контрольні запитання

1. Перелічіть способи захисту металів від корозії.
2. Які металеві покриття називають анодними, а які катодними? Який механізм їх захисної дії в кислих і нейтральних середовищах?
3. Що таке інгібітори корозії? Який механізм їх захисної дії?
4. Застосування інгібіторів корозії для захисту металів. Кислотне травлення.
5. Які сталі називають легованими? За рахунок чого вони мають значну корозійну стійкість в агресивних середовищах?
6. Навести приклади і пояснити суть механізму протекторного і катодного захисту металів від корозії.
7. Неметалеві покриття. Навести приклади їх застосування для захисту від корозії. Який механізм їх дії?
8. У присутності яких іонів оксидні плівки на металах будуть руйнуватися найбільш часто: 1) SO_4^{2-} ; 2) Cl^- ; 3) NO_3^- ?
9. Які з металів можна використовувати як протектор для захисту сталевих конструкцій: 1) Ni; 2) Cu; 3) Zn; 4) Sn?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 12

ЕЛЕКТРОЛІЗ

12.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: суть електролізу, послідовність розряду іонів на електродах, вторинні процеси при електролізі, явище перенапруги, електроліз з нерозчинним і розчинним анодами, закон Фарадея, застосування електролізу (добування речовин, електрорафінування, гальваностегія).

12.2 Виконати вправи

1. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах під час електролізу водних розчинів калію хлориду, купрум (II) сульфату, аргентуму нітрату з інертними електродами. Яка послідовність розряду іонів на катоді?

2. Електричний струм силою 1,5 А проходить послідовно через розчини ферум (II) сульфату і ферум (III) хлориду протягом години. Яка маса заліза виділиться у кожній ванні?

3. Електричний струм проходить послідовно через розчини купрум (II) сульфату і олово (II) хлориду. За деякий час у першому розчині утворилося 3,176 г міді. Знайти масу олова, що виділилася при електролізі, та теоретичний об'єм хлору, який утворюється (за нормальних умов). Прийняти виходи металів за струмом 100 %.

12.3 Робота в лабораторії

Усі досліди проводять у приладі (рис. 1).

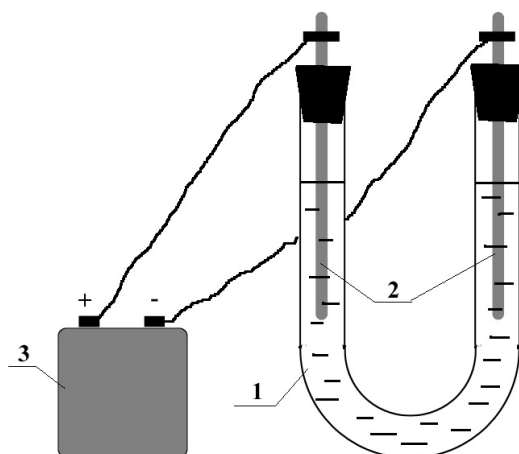


Рисунок 1 – Прилад для електролізу: 1 – U-подібна трубка (електролізер);
2 – електроди; 3 – джерело струму

Електроди можуть бути графітовими (нерозчинними) або з відповідного металу (розчинні).

Електролізер заповнюють на 1/2 його місткості. Електроди й електролізер перед кожним дослідом промивають дистильованою водою. Пробки з електродами повинні бути встановлені в електролізер нещільно.

Дослід 1 Електроліз розчину купрум (II) хлориду з нерозчинними електродами

Заповнюють електролізер 2 М розчином купрум (II) хлориду на половину його місткості. В обидві трубки електролізера вставляють графітові електроди (нерозчинні), з'єднують їх з джерелом постійного струму і пропускають струм 3–4 хвилини. Потім вимикають струм, виймають електрод, який був катодом, розглядають його і записують спостереження.

У коліно електролізера, де знаходився анод, додають 2–3 краплі калію іодиду у крохмальному розчині і спостерігають появу синього кольору (*крохмальний розчин – реактив на вільний йод*).

У лабораторному журналі занотовують спостереження змін, які мали місце на електродах і в розчині, рівняння реакцій катодного і анодного процесів при електролізі, а також пояснюють причину появи вільного іоду в анодному просторі електролізера.

Примітка. На катоді утворився мідний осад. Щоб його уникнути, електрод треба занурити на 2–4 хвилини у розбавлений розчин нітратної кислоти (у витяжній шафі!), а потім промити його дистильованою водою. Електрод, який був анодом, треба занурити на 2 хвилини у розбавлений розчин калію гідросульфату і потім також промити дистильованою водою. Розчин з електролізера зливають у спеціальний посуд.

Дослід 2 Електроліз розчину сульфату натрію

У пробірку, заповнену приблизно на 1/2 її місткістю 0,5 М розчином натрію сульфату, додають нейтральний розчин лакмусу (фіолетового кольору) приблизно 1/4 об'єму пробірки. Отриманий розчин виливають у електролізер, занурюють у коліна електролізера електроди і 3–5 хвилин пропускають електричний струм.

У лабораторному журналі занотовують спостереження (утворення бульбашок газу, зміна кольору розчину та інше), рівняння реакцій катодного і анодного процесів, визначають середовище розчину в катодному і анодному просторах, речовини, що утворилися на електродах.

Примітка. Електроди старанно промивають дистильованою водою.

Дослід 3 Електроліз розчинів солей купруму (II) з графітовим і мідним електродами

1) Електроліз купрум (II) сульфату з графітовими електродами.

У стакан наливають 20–25 мл 2 М розчину купруму сульфату і додають до нього 2–3 краплі 1 М розчину сульфатної кислоти. Цю суміш виливають в електролізер, занурюють в нього графітові електроди, які потім з'єднують з джерелом постійного струму (див. дослід 1). Електроліз проводять 1–2 хвилини. Спостерігають утворення на катоді червоного осаду міді і газу на аноді. У лабораторному журналі занотовують спостереження, рівняння катодного та анодного процесів.

2) Електроліз купрум (II) сульфату з мідним анодом.

Змінюють полярність електродів в електролізері так, щоб анодом став покритий міддю електрод, який в пункті 1) був катодом. Знову пропускають через розчин електричний струм протягом 3–4 хвилин. Спостерігають, що відбулося з міддю на аноді, яка речовина утворюється на катоді.

У лабораторному журналі занотують спостереження, рівняння анодного та катодного процесів при електролізі розчину купрум сульфату з анодом, вкритим шаром міді.

Контрольні запитання

1. Які процеси проходять на електродах при електролізі?

2. Яка послідовність розряду іонів на катоді й аноді при електролізі?

Відповідь мотивуйте.

3. Яка різниця електролізу розчинів електролітів з нерозчинним і розчинним анодами?

4. Яка різниця електролізу розплавів солей від електролізу водних розчинів цих солей?

5. Наведіть приклади застосування електролізу в промисловості.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 13

ВИЗНАЧЕННЯ АКТИВНОГО ОКСИДУ КАЛЬЦІУ У ВАПНІ

13.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: найважливіші сполуки кальцію і магнію, кальцію оксид та кальцію гідроксид, добування гашеного вапна.

13.2 Виконати вправи

1. Поясніть, чому вапно при довгому зберіганні втрачає свої властивості? Напишіть рівняння відповідної реакції.

2. При прожарюванні 5 г вапна, яке вміщує домішок CaCO_3 , утворилося 140 мл газу (за н. у.). Скільки відсотків CaCO_3 вміщувало вапно?

3. Напишіть рівняння реакції між негашеним вапном і хлоридною кислотою. Розрахуйте, якій кількості вапна відповідає 1 мл 1 М розчину хлоридної кислоти.

13.3 Робота в лабораторії

Дослід. Вміст активного кальцію оксиду CaO у вапні визначають титруванням 1 М розчином хлоридної кислоти.

Зважують 1 г розтертого в ступці вапна, вміщують у конічну колбу місткістю 250 мл, додають 150 мл кип'яченої дистильованої води і декілька скляних намистинок або шматочків скляної трубки, закривають лійкою і нагрівають 10 хвилин. Суміш не повинна кипіти! Потім колбу охолоджують. Стінки лійки і

колби змивають дистильованою водою, додають 2–3 краплі розчину фенолфталеїну (розчин має стати рожевим). Бюретку заповнюють розчином 1 М хлоридної кислоти і повільно при постійному збовтуванні титрують вміст конічної колби хлоридною кислотою до повного знебарвлення. Титрування буде закінчено, якщо через 5 хвилин не з'явиться рожеве забарвлення розчину в конічній колбі. Відмічають кількість мілілітрів кислоти, яка була витрачена на титрування.

Розрахунки

1. Розраховують, скільки HCl міститься в об'ємі розчину кислоти, витраченої на титрування:

в 1 000 мл 1 М розчину HCl міститься 36,5 г HCl;

в V мл 1 М розчину HCl міститься $m(\text{HCl})$, г

$$m(\text{HCl}) = \frac{36,5 \cdot V}{1\,000}.$$

2. За рівнянням реакції між вапном і хлоридною кислотою знаходять кількість CaO, яка відповідає розрахованій кількості HCl:

73 г (2 моль) HCl – 56 г (1 моль) CaO;

$m(\text{HCl}) - z$

$$z = \frac{m(\text{HCl}) \cdot 56}{73}.$$

3. Знаходять масову частку (%) CaO у вапні, наважка якого дорівнює $m_{\text{вап.}}$.

$m_{\text{вап.}} - 100\%$

$m(\text{CaO}) - \omega$;

$$\omega = \frac{m(\text{CaO})}{m_{\text{вап.}}} \cdot 100\%.$$

Масову частку CaO можна розрахувати й безпосередньо, враховуючи, що 1 мл 1 М розчину HCl відповідає 0,028 г CaO;

$$\omega = \frac{V \cdot 0,028}{V_{\text{вап.}}} \cdot 100\%.$$

Контрольні запитання

1. Які реакції проходять при твердінні вапневих розчинів?
2. Присутність яких речовин зменшує в'язучі властивості вапна?
3. Чи можливе використання досліджуваного вапна (як в'язучого), коли відомо, що вміст активного оксиду кальцію повинен бути більш ніж 60 %?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 14

ТВЕРДІСТЬ ВОДИ

14.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: властивості солей кальцію і магнію (гідрокарбонатів, сульфатів, хлоридів); загальна, тимчасова й постійна твердість води, її усунення.

14.2 Виконати вправи

1. Тимчасова твердість води 4 ммоль-екв/л. Скільки кальцію гідрокарбонату міститься в 10 л води?

2. Скільки соди Na_2CO_3 потрібно додати до 10 л води, щоб зменшити її твердість на 1 ммоль-екв/л?

3. Скласти рівняння реакції процесів, які відбуваються при додаванні до води гашеного вапна і кальцинованої соди.

4. У 50 л води розчинено 9,8 г кальцію гідрокарбонату; 4,5 г магнію хлориду; 7,8 г кальцію сульфату. Розрахуйте усі види твердості води. Чи придатна вода для питних цілей?

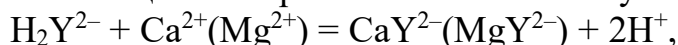
14.3 Робота в лабораторії

Твердість води зумовлена наявністю в ній розчинених солей кальцію і магнію. Розрізняють загальну, карбонатну (або тимчасову), некарбонатну (або постійну) твердість води.

Карбонатна твердість води зумовлена наявністю гідрокарбонатів кальцію і магнію, некарбонатна твердість води – наявністю солей кальцію і магнію з аніонами сильних кислот (в основному хлоридами та сульфатами).

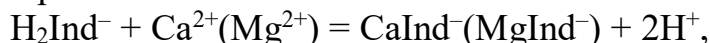
Загальна твердість води складається з карбонатної і некарбонатної твердості води. Вода є придатною для питних цілей, якщо її твердість ≤ 7 ммоль-екв/л.

Загальну твердість води визначають комплексометричним методом за допомогою комплексона III (технічна назва «трилон Б» – двонатрієва сіль етилендіамінтетраоцтової кислоти, скорочена формула $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$). Пробу води титрують трилоном Б у присутності індикатора еріохрому чорного (скорочена формула HInd^{2-}) в лужному середовищі при $\text{pH} \geq 9,2$. Трилон Б утворює з іонами кальцію і магнію міцні безбарвні комплексні сполуки:



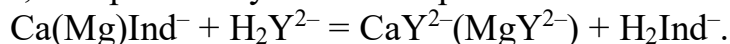
де H_2Y^{2-} – аніон трилону Б.

Еріохром чорний також утворює комплексні сполуки з іонами кальцію і магнію фіолетово-червоного кольору, але ці сполуки менш стійкі, ніж сполуки кальцію і магнію з трилоном Б:



де H_2Ind^- – аніон індикатора.

Тому, якщо до проби води, яка вміщує іони кальцію і магнію при $pH \geq 9,2$, додати еріохром чорний, то проба води забарвиться у фіолетово-червоний колір. Під час титрування цієї проби води трилоном Б забарвлення через деякий час зміниться на синє внаслідок утворення більш міцних безбарвних комплексних сполук трилону Б з іонами кальцію і магнію і вивільнення аніонів індикатора, забарвлених у синій колір:



Визначення вмісту іонів кальцію проводять також комплексонометричним методом при $pH \geq 12$. При такому pH утворюється тільки комплексна сполука іонів кальцію з трилоном Б, а іони магнію зв'язуються у малорозчинний гідроксид магнію. Титрування кальцію розчином трилону Б проводять у присутності індикатора мурексиду, який з іонами кальцію утворює слабку комплексну сполуку, забарвлену в рожевий колір, який переходить у ліловий колір при титруванні трилоном Б.

Концентрацію магнію розраховують як різницю між загальною твердістю води і вмістом кальцію.

Дослід 1 Визначення загальної твердості води

У конічну колбу на 150–200 мл відбирають піпеткою 50 мл води, додають 5 мл аміачного буферного розчину з $pH \geq 9,2$, 10–15 мг сухого еріохрому чорного, збовтують і титрують 0,05 н розчином трилону Б до переходу фіолетово-червоного кольору розчину в синій. Титрування виконують два рази.

Загальну твердість води визначають за формулою

$$T_{\text{заг}} = \frac{c(1/2 \text{ Тр.Б}) \cdot V(\text{Тр.Б}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ ммоль-екв/л,}$$

де $c(1/2 \text{ Тр.Б})$ – молярна концентрація еквівалента розчину трилону Б, моль/л;
 $V(\text{Тр.Б})$ – об'єм розчину трилону Б, витрачений на титрування, мл;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – об'єм проби води, мл.

Застарілою, але досі поширеною одиницею вимірювання твердості є ммоль-екв/л.

Дослід 2. Визначення кальцієвої твердості води

У конічну колбу на 150–200 мл відбирають піпеткою 50 мл води, додають 2 мл 10 % розчину NaOH (для створення $pH \geq 12$), 10–15 мг мурексиду, збовтують і титрують 0,05 н розчином трилону Б до переходу забарвлення з рожевого в лілове.

Концентрацію іонів кальцію, ммоль/л та мг/л, обчислюють за формулами:

$$T(1/2\text{Ca}^{2+}) = \frac{c(1/2 \text{ Тр.Б}) \cdot V(\text{Тр.Б}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ ммоль/л, або ммоль-екв/л}$$

$$T(1/2\text{Ca}^{2+}) = \frac{c(1/2 \text{Тр.Б}) \cdot V(\text{Тр.Б}) \cdot M(1/2 \text{Ca}^{2+}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ мг/л,}$$

де $M(1/2\text{Ca}^{2+})$ – молярна маса еквівалента кальцію, що дорівнює:

$$M(1/2\text{Ca}^{2+}) = f_{\text{екв.}}(\text{Ca}^{2+}) M(\text{Ca}^{2+}) = 1/2 \cdot 40,08 = 20,04 \text{ г/моль.}$$

Концентрацію іонів магнію обчислюють за формулою:

$$T(1/2\text{Mg}^{2+}) = T_{\text{заг.}} - T(1/2\text{Ca}^{2+}), \text{ ммоль/л або ммоль-екв/л.}$$

У масово-об'ємному виразі вміст іонів Mg^{2+} (Y) розраховують за формулою:

$$Y(\text{Mg}^{2+}) = T(\text{Mg}^{2+}) \cdot M(1/2\text{Mg}^{2+}),$$

де $M(1/2\text{Mg}^{2+})$ – молярна маса еквівалента магнію, що розраховується як $M(1/2\text{Mg}^{2+}) = f_{\text{екв.}}(\text{Mg}^{2+}) M(\text{Mg}^{2+}) = 1/2 \cdot 24,15 = 12,1 \text{ г/моль.}$

Дослід 3 Визначення карбонатної (тимчасової) твердості води

Карбонатну (тимчасову) твердість води визначають методом нейтралізації.

У колбу ємкістю 250 мл піпеткою відбирають 100 мл аналізованої проби води, додають 3–5-крапель індикатора метилоранжу, відмічають забарвлення розчину. Бюретку заповнюють 0,1 н розчином хлоридної кислоти. Кислоту із бюретки повільно додають до проби води при постійному збовтуванні до переходу жовтого кольору в жовтогарячий. Занотовують об'єм кислоти (мл), який витрачено на титрування. Дослід повторюють два рази.

Карбонатну твердість води обчислюють за формулою:

$$T_{\text{карб.}} = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ ммоль/л, або ммоль-екв/л,}$$

де $c(\text{HCl})$ – молярна концентрація еквівалента кислоти, моль/л;

$V(\text{HCl})$ – об'єм розчину кислоти, витрачений на титрування, мл;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – об'єм проби води, мл.

Твердість постійну $T_{\text{пост.}}$ обчислюють як різницю між загальною і карбонатною твердістю води:

$$T_{\text{пост.}} = T_{\text{заг.}} - T_{\text{карб.}}$$

Результати занотовують у таблиці 8. Роблять висновки про придатність води для питних цілей.

Таблиця 8

$T_{\text{заг.}}$	$T_{\text{карб.}}$	$T_{\text{пост.}}$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 15

ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ СПОЛУК КРЕМНІЮ ТА КАЛЬЦІЮ

15.1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: хімічні властивості сполук кремнію (оксиду кремнію, кремневих кислот, розчинних і нерозчинних силікатів, а також скла і цементів); хімічні властивості сполук кальцію, карбонату, сульфату кальцію, а також природних сполук: крейди, вапняку, мармуру, гіпсу).

15.2 Виконати справи

1. Як добувають гашене і негашене вапно? Скласти рівняння реакцій.
2. Які сполуки кальцію і кремнію застосовують як в'язучі матеріали? Що відбувається при їх твердінні? Скласти рівняння реакцій.
3. До складу яких природних сполук входить силіцій (IV) оксид.
4. Обчисліть кількість силіцію, якщо під дією на нього лугу добуто 5,6 г водню (н. у.).

15.3 Робота в лабораторії

Дослід 1 Добування кальцію оксиду і кальцію гідроксиду

Невелику грудку крейди прожарюють 3–5 хвилин у полум'ї газового пальника і охолоджують. До фарфорової чашки з прожареною речовиною додають краплями дистильовану воду (обережно!), а потім декілька крапель фенолфталеїну. Спостереження і рівняння реакцій занотують до журналу.

Дослід 2 Твердіння вапна

Невелику кількість погашеного вапна розводять у воді, осад фільтрують. Крізь фільтрат барботують вуглекислий газ. Спостереження і рівняння реакцій занотують до лабораторного журналу. З наведених реакцій виділяють реакцію утворення кальцію карбонату і з її допомогою пояснюють твердіння вапна в будівництві. За допомогою реакції розчинення карбонату кальцію, за умов надлишку вуглекислого газу, пояснюють нетривкість вапняних будматеріалів у кислих, зокрема вуглекислих і вологих середовищах.

Дослід 3 Твердіння гіпсу

У фарфоровій чашці змішують 1,0 г напівводного гіпсу ($\text{CaSO}_4 \cdot 0.5\text{H}_2\text{O}$) з 10 краплями води. Суміш розливають по скляній або іншій достатньо гладкій поверхні і спостерігають момент твердіння суміші. Рівняння реакцій твердіння гіпсу і спостереження занотують до журналу.

Дослід 4 Добування кремeneвої кислоти з її солі

У пробірку заливають 5 мл напіврозведеного водою конторського клею (натрію силікату) і крізь розчин барботують вуглекислий газ до утворення осаду (замість вуглекислого газу можна використати розчин столового оцту – 5 %-ий розчин оцтової кислоти).

Занотовують спостереження, рівняння реакції, визначають склад осаду, роблять висновок до яких (сильних чи слабких) кислот відноситься кремeneва кислота).

Дослід 5 Солі кремeneвої кислоти

У пробірку з розчином натрію силікату додають краплями розчин кальцію хлориду до утворення осаду. Складають рівняння реакції, визначають склад осаду, спостереження і висновки занотовують до лабораторного журналу.

Дослід 6 Добування солей кремeneвої кислоти (силікатний садок)

До стакану з розчином натрію силікату кидають кристали купрум (II) сульфату, фепум (II) сульфату, нікелю сульфату. Занотовують спостереження і рівняння відповідних реакцій.

Дослід 7 Гідроліз силікатів

У пробірку з розчином натрію силікату (інші назви – рідке скло, конторський клей) додають декілька крапель фенолфталеїну, відмічають реакцію середовища, складають відповідні рівняння гідролізу силікатів у воді.

Контрольні завдання

1. Які висновки можна зробити про стійкість будматеріалів на основі кремнію і вуглецю в кислих або лужних середовищах?
2. У чому полягає механізм твердіння вапна й гіпсу?
3. Що таке рідке скло?

Виробничо-практичне видання

Методичні рекомендації
до виконання лабораторних робіт
із навчальної дисципліни

«ХІМІЯ»

*(для студентів 1–2 курсів денної та заочної форм навчання першого
(бакалаврського) рівня вищої освіти спеціальностей
192 – Будівництво та цивільна інженерія, 194 – Гідротехнічне будівництво,
водна інженерія та водні технології)*

Укладачі: **Тетяна ПАНАЙОТОВА,**
Інна ЗАЙЦЕВА,
Сергій НЕСТЕРЕНКО

Відповідальний за випуск *Тетяна ПАНАЙОТОВА*

За авторською редакцією

Комп'ютерний набір *Сергій НЕСТЕРЕНКО*

Комп'ютерне верстання *О. Г. Ткаченко*

План 2021, поз. 554 М

Підп. до друку 29.10.2021. Формат 60 × 84/16.
Електронний документ. Ум. друк. арк. 2,7.

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.