



**ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА»**

ХІМІЯ:
**методичні вказівки до виконання
лабораторних робіт**

Запоріжжя 2024



УДК 546
М54

Рекомендовано Науково-методичною
радою ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА»
(протокол № 1 від 27.09.2024 р.)

Укладач

Юсіна Г.Л., канд. хім. наук, доцент.

М54 Хімія : методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт / уклад. ВГ. Л. Юсіна. Запоріжжя : ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ «МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА», 2024. 48 с.

Методичні вказівки містять методики підготовки та проведення лабораторних робіт: алгоритми лабораторних дослідів, що виконуються на кожному занятті практикуму; задачі, вправи і запитання для самостійної роботи. Для полегшення самостійної роботи студентів на початку кожної роботи наведено короткий виклад найважливіших питань теорії.

УДК 546

© ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА», 2024



ЗМІСТ

Вступ.....	4
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №1. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ, КИСЛОТ, ОСНОВ ТА СОЛЕЙ.....	5
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №2. КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ	14
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №3. ХІМІЧНА РІВНОВАГА. КАТАЛІЗАТОР	18
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №4. ДОСЛІДЖЕННЯ РЕАКЦІЙ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.....	24
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ	29
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №7. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ	39
Загальні правила безпеки, застережні заходи під час роботи в хімічній лабораторії	44
ЛІТЕРАТУРА.....	46



ВСТУП

Курс «Хімія» має важливе значення у підготовці студентів, оскільки поглиблює та узагальнює фундаментальні знання основних законів природи, дає теоретичну та практичну підготовку для розуміння різноманітних хімічних процесів та подальшого вивчення спеціальних технічних дисциплін.

На ефективність засвоєння навчальної дисципліни впливає зміст та підготовки лабораторних занять, які охоплюють основні теми теоретичного курсу: класи неорганічних сполук; хімічна термодинаміка та кінетика; розчини; окисно-відновні та електрохімічні процеси.

Мета лабораторного практикуму – закріпити знання студентів з хімії як експериментально-теоретичної науки та удосконалити вміння і навички роботи з хімічними приладами та реактивами. **Робота в лабораторії** базується на належній підготовці до заняття і включає такі частини:

- 1) **теоретичну** (обговорення теоретичних запитань та оприлюднення цікавої інформації по темі заняття);
- 2) **експериментальну** (виконання дослідів запропонованих викладачем).

У процесі експериментальної роботи необхідно уважно стежити за ходом дослідів та враховувати всі його особливості – випадання або розчинення осадів, зміну забарвлення розчинів, виділення газоподібної речовини, теплові ефекти тощо. Результати досліджень записують у лабораторний журнал або спеціальний зошит для лабораторних робіт. Форма запису – **звіт** про виконану роботу, який складається у такій послідовності: тема заняття, мета, дата проведення.

1. Номер і назва дослідів. Короткий опис ходу проведення дослідів. Пояснення спостережень і наведення відповідних рівнянь хімічних реакцій. Малюнок приладу (якщо він використовувався) та розрахунки (якщо вони були).

2. Висновки.

Оцінка за виконання кожної з лабораторних робіт виставляється за результатами захисту лабораторних робіт та оформлення звіту, який докладається до відповідної активності на платформі Moodle. Максимальна оцінка - 3 бали: 2 бали за захист у вигляді тестування та 1 бал за оформлення звіту (складання рівнянь реакцій, спостереження та висновки про властивості речовин та закономірності перебігу реакцій). Підготовлений звіт завантажується у вигляді файлу з розширенням .doc, .pdf, фото або скрін-копії у відповідному розділі на платформі Moodle.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №1. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ, КИСЛОТ, ОСНОВ ТА СОЛЕЙ

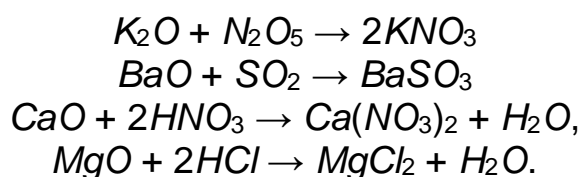
Теоретична частина

Оксидами називаються сполуки елементів з Оксигеном, в яких він проявляє ступінь окиснення -2 [2, 3].

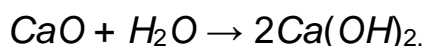
За хімічними властивостями оксиди поділяють на **несолетворні** і **солетворні**. Оксиди, які не утворюють гідратних сполук і солей, називаються **несолетворними** (N_2O , NO , CO , SiO).

Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, є **солетворними**. За хімічними властивостями вони поділяються на **основні**, **кислотні** та **амфотерні**.

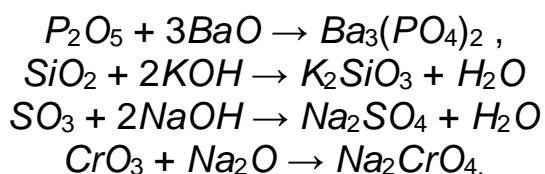
Основними називають оксиди, гідрати яких є основами. До основних належать оксиди активних металів – лужних (Li , Na , K , Rb , Cs), лужноземельних (Ca , Sr , Ba , Ra), Магнію, а також перехідних металів (Mn , Cr , Ni , Fe , Cu) в нижчих ступенях окиснення (+1, +2). Основні оксиди реагують з кислотними оксидами та їх гідратами (кислотами) з утворенням солей:



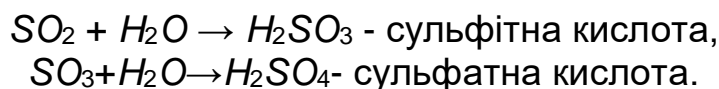
Оксиди лужних і лужноземельних металів розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – розчинні у воді основи (луги):



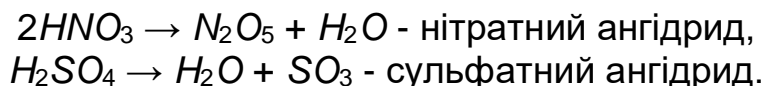
Кислотними оксидами або ангідридами називають оксиди, гідрати яких є кислотами. До них належать оксиди неметалів (CO_2 , N_2O_5 , P_2O_5 , SO_3 , SO_2 , SiO_2), а також оксиди перехідних металів у вищому (+5, +6, +7) ступені окиснення (CrO_3 , Mn_2O_7). Кислотні оксиди реагують з основними оксидами та основами з утворенням солей:



Більшість кислотних оксидів (окрім SiO_2 і деяких інших) розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – кислоти:

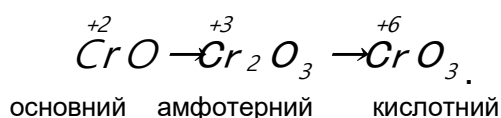


Ангїдрїдами кислот називають кислотні оксиди, які одержані шляхом дегїдратації (вїдбирання води) вїд вїдповїдних кисневмісних кислот:

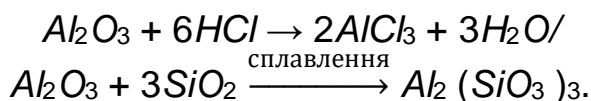


Амфотерними оксїдами називають оксиди, які мають слабо вираженї і кислотнї і основнї властивостї, тобто здатнї реагувати і з сильними кислотами і з сильними основами (лугами) з утворенням солей. До них належать оксиди деяких малоактивних металїв головних пїдгруп (BeO , Al_2O_3), а також оксиди багатьох перехїдних металїв у промїжному ступенї окиснення (ZnO , Cr_2O_3 , MnO_2 , Fe_2O_3).

У перехїдних металїв із змїнною валентнїстю з пїдвищенням ступеня окиснення хїмїчний характер оксидїв змїнюється вїд основного через амфотерний до кислотного [3, 4]:



Амфотернї оксиди взаємодїють з кислотними оксїдами та кислотами, проявляючи слабо вираженї основнї властивостї, з утворенням солей:

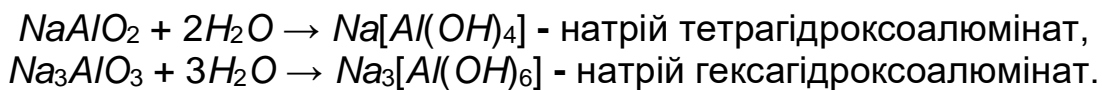


Проявляючи слабо вираженї кислотнї властивостї, амфотернї оксиди реагують з оксїдами, гїдроксидами або карбонатами лужних та лужноземельних металїв з утворенням солей. Цї реакції вїдбуваються пїд час сплавлення [2, 3]:

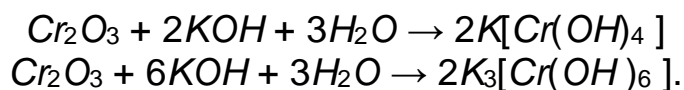




Одержані солі реагують з водою за звичайних умов, утворюючи комплексні солі:

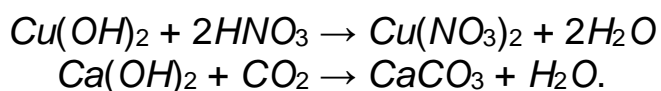


При безпосередній взаємодії амфотерних оксидів з концентрованими розчинами лугів утворюються комплексні солі:



Основами називають сполуки, які у водних розчинах дисоціюють на катіони металів (K^+) та гідроксид-аніони OH^- [2, 3].

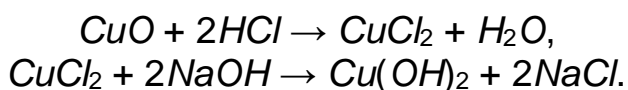
Найважливіша хімічна властивість основ – здатність взаємодіяти з кислотами та кислотними оксидами (ангідридами) з утворенням солей:



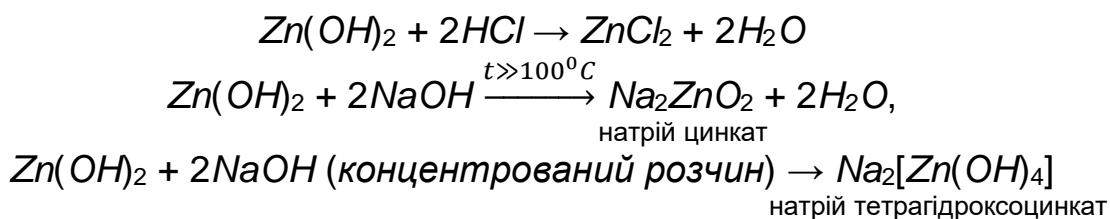
Основи є продуктами гідратації основних оксидів. **Розчинні у воді основи (луги)** утворюються в результаті прямої гідратації розчинних у воді основних оксидів:



Нерозчинні у воді основи утворюються в результаті взаємодії розчинних солей з лугами:



Амфотерні гідроксиди – це продукти непрямой гідратації амфотерних оксидів. Як і амфотерні оксиди, вони реагують як з кислотами, так і з лугами з утворенням солей. При взаємодії з кислотами вони поведуть себе як слабкі основи, а при взаємодії з лугами – як слабкі кислоти:



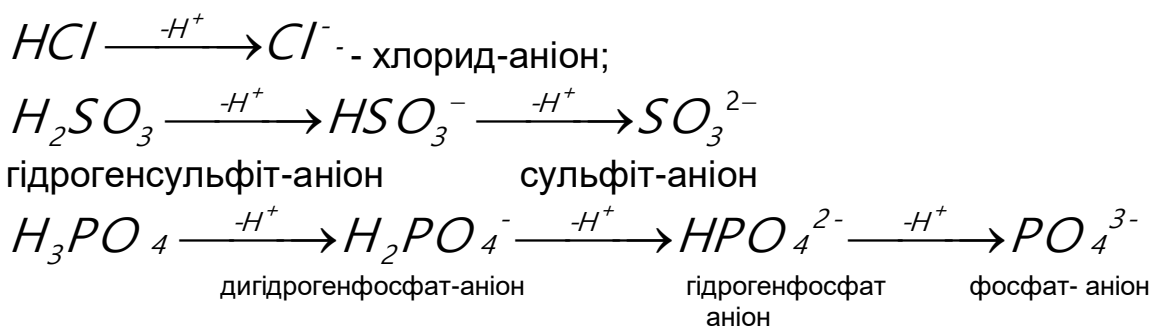


Кислотами називають речовини, які у водних розчинах дисоціюють на гідроген-катіони та аніони кислотних залишків [2, 3].

Кислоти поділяють на безоксигеновмісні та оксигеновмісні. **Безоксигеновмісними** кислотами є водні розчини сполук неметалів шостої та сьомої групи періодичної системи елементів з Гідрогеном: H_2S , HCl , HBr , HF , HI , а також HCN , $HCNS$. **Оксигеновмісні** кислоти є продуктами гідратації кислотних оксидів (ангідридів кислот): H_2SO_3 – продукт гідратації SO_2 , H_2SO_4 – SO_3 , HNO_3 – N_2O_5 , H_3PO_4 – P_2O_5 [2, 3].

Кількість йонів гідрогену, які утворюються при дисоціації у водному розчині з однієї молекули кислоти, визначає **основність** кислоти. За основністю кислоти поділяють на одноосновні (HCl , HBr , HF , HI , HNO_3), двоосновні (H_2SO_4 , H_2SO_3), триосновні (H_3PO_4).

Кислотними залишками називають негативно заряджені йони, які утворюються в результаті відриву від молекули кислоти одного або кількох йонів гідрогену. Валентність кислотного залишку визначається числом йонів гідрогену, що відщепилися:



Кількість кислотних залишків відповідає кількості атомів гідрогену у кислоті, тобто її основності.

Назви кислот складаються з назви елемента, характерного для кислотного залишку [2, 3].

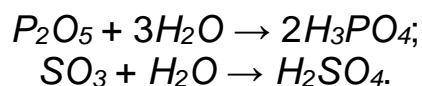
Таблиця 1.1 – Систематичні назви кислот та кислотних залишків

Формула кислоти	Систематична назва	Формула кислотного залишку	Назва кислотного залишку
HCl	Хлоридна	Cl^-	Хлорид
HBr	Бромідна	Br^-	Бромід
HF	Флуоридна	F^-	Флуорид
HI	Йодидна	I^-	Йодид
HNO_3	Нітратна	NO_3^-	-Нітрат

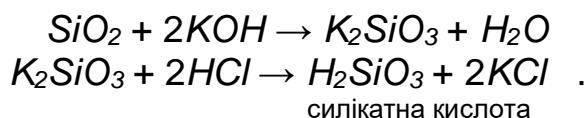
Продовження табл. 1.1

Формула кислоти	Систематична назва	Формула кислотного залишку	Назва кислотного залишку
HNO_2	Нітритна	NO_2^-	Нітрит
H_2CO_3	Карбонатна	CO_3^{2-}	Карбонат
H_2SO_4	Сульфатна	SO_4^{2-}	Сульфат
H_2SO_3	Сульфітна	SO_3^{2-}	Сульфіт
H_2S	Сульфідна	S^{2-}	Сульфід
H_2SiO_3	Силікатна	SiO_3^{2-}	Силікат
H_3PO_4	Ортофосфатна, фосфатна	PO_4^{3-}	Ортофосфат, фосфат

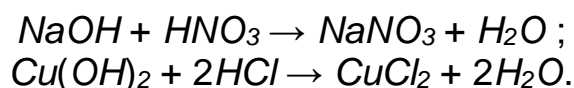
Розчинні у воді кислоти отримують внаслідок прямої гідратації ангідридів кислот:



Нерозчинні у воді кислоти можна одержати непрямою гідратацією їх нерозчинних у воді ангідридів. Спочатку нерозчинний оксид переводять у розчинну сіль дією лугу, а потім дією сильної кислоти добувають відповідну нерозчинну кислоту:

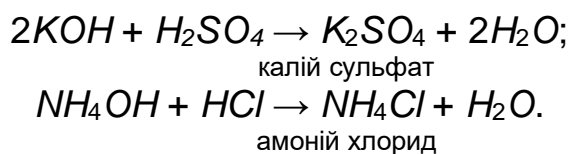


Найважливіша хімічна властивість кислот – здатність реагувати з основами, в результаті чого утворюються сіль і вода. Така реакція називається **реакцією нейтралізації**:



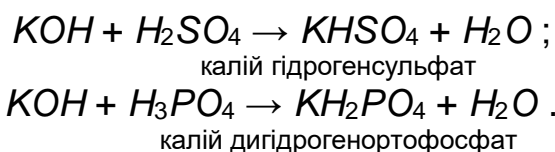
Солями називають складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на катіони металів (та іон NH_4^+) та аніони кислотних залишків. Солі поділяють на середні, кислі та основні [3, 4].

Середні солі – це продукти повної взаємної нейтралізації кислоти і основи:

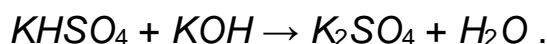




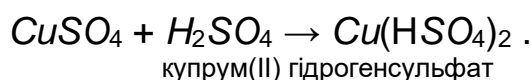
Кислі солі - продукти часткової нейтралізації багатоосновних кислот основами:



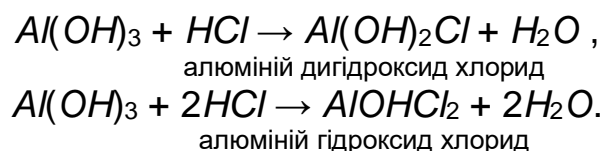
При додаванні лугів кислі солі перетворюються на середні:



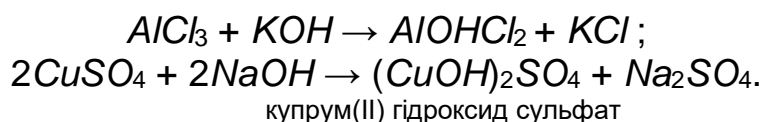
Кислі солі утворюються при додаванні кислоти до середньої солі:



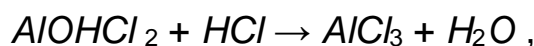
Основні солі – продукти часткової нейтралізації багато- кислотних основ кислотами:



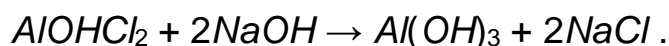
Основні солі утворюються при взаємодії лугу з надлишком середньої солі:



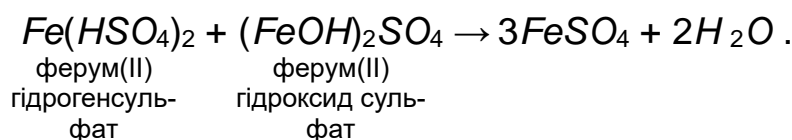
При додаванні кислоти малорозчинні основні солі перетворюються у розчинні середні солі:



а при додаванні лугу – у відповідну нерозчинну основу:



При змішуванні кислих та основних солей відбувається їх взаємна нейтралізація:



Експериментальна частина

I. Добування та властивості основних оксидів [11, 13].

1. Добування купрум(II) оксиду.

У пробірку з 5-6 мл розчину купрум(II) сульфату додати 5-6 мл розчину натрій гідроксиду. Записати спостереження та відповідне рівняння реакції. Потім пробірку обережно нагріти до кипіння доти, доки не зміниться колір осаду. Записати спостереження та рівняння реакцій. Чи можна таким чином добути оксиди лужних та лужноземельних металів?

2. Вивчення властивостей купрум(II) оксиду та кальцій оксиду.

а) Взаємодія з водою.

У дві пробірки налити по 3-5 мл дистильованої води, додати 2-3 краплини фенолфталеїну, після чого в одну пробірку вносять невелику (на кінчику шпателя) кількість кальцій оксиду, а в другу – купрум(II) оксиду. Записати спостереження та скласти відповідні рівняння реакції.

б) Взаємодія з кислотами.

Встановити в штативі 2 пробірки. В одну пробірку внести невелику кількість кальцій оксиду, в другу – купрум(II) оксиду. В обидві пробірки налити по 1-2 мл розчину розведеної нітратної кислоти. Записати спостереження та рівняння реакцій.

II. Добування і властивості кислотних оксидів [11, 13].

1. Добування карбон(IV) оксиду.

У пробірку вносять шматочок мармуру, наливають 1-2 мл концентрованого розчину хлоридної кислоти. Пробірку закривають газовідвідною трубкою і досліджують властивості отриманого оксиду. Записати спостереження та скласти відповідне рівняння реакції добування карбон(IV) оксиду.

2. Вивчення властивостей карбон (IV) оксиду.

Встановити у штативі 2 пробірки. В одну налити 3-5 мл дистильованої води, додати 5-7 крапель метилоранжу, в іншу – вапняної води. Отриманий у попередньому досліді карбон(IV) оксид барботують у ці дві пробірки. Записати спостереження та відповідні рівняння реакції.

III. Вивчення властивостей амфотерних оксидів [11, 13].

Встановити у штативі 3 пробірки, в які внести невеликі кількості цинк оксиду. В одну пробірку налити 3-5 мл дистильованої води і 3-5 крапель фенолфталеїну, в другу – 2-3 мл нітратної кислоти, в третю – 2-3 мл концентрованого розчину лугу (калій гідроксиду). Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій.

Результати дослідів I, II, III звести у таблицю 1.2 і зробити висновки про хімічний характер досліджених оксидів.

Таблиця 1.2 – Хімічні властивості оксидів

Оксид	Рівняння реакцій з			Висновок про характер оксиду
	водою	кислотою	лугом	
CuO				
CaO				
CO_2				
ZnO				

IV. Добування нерозчинних основ [11, 13].

В одну пробірку налити 1-2 мл ферум(III) хлориду, а у іншу – стільки ж хром(II) хлориду. В обидві пробірки додати розведеного розчину натрій гідроксиду до утворення осадів. Записати спостереження та рівняння реакцій.

V. Добування та властивості амфотерних гідроксидів [11, 13].

В пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату і краплинами додавати розчин амоній гідроксиду до утворення осаду. Пухкий осад розділити на дві пробірки. До однієї пробірки додати рівний об'єм хлоридної кислоти, а до другої – стільки ж концентрованого розчину NaOH. Записати спостереження та рівняння реакцій, зробити висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

VI. Одержання середніх солей [11, 13].

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину натрій гідроксиду, додати 2 краплі фенолфталеїну, потім додавати краплями хлоридну кислоту. Пояснити зміну забарвлення розчину. Написати відповідне рівняння реакції.

2. Налити в пробірку 1-2 мл розчину натрій ортофосфату і додати стільки ж розчину кальцій хлориду до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

VII. Одержання та властивості кислих солей [11, 13].

1. До вмісту пробірки з попереднього досліду (1.2) додавати краплинами ортофосфатну кислоту до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції перетворення середньої солі в кислоту. Скільки кислих солей можна одержати? Записати їх формули та назви.

2. Налити $\frac{1}{4}$ пробірки вапняної води (розчин $Ca(OH)_2$) і пропускати вуглекислий газ з апарата Кіппа до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції. Продовжувати пропускати вуглекислий газ до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

До утвореного розчину долити вапняної води. Записати спостереження та рівняння реакції.

VIII. Властивості кислот [11, 13].

Взаємодія кислот із металами

На дно пробірки опустити 2-3 шматочки цинку. Прилити соляну кислоту (1:1). Щільно закривши великим пальцем отвір пробірки, зібрати газ, що виділяється, а потім піднести до нього палаючий сірник. Який газ виділяється? Чи всякий метал здатний витіснити цей газ із кислоти? Які кислоти реагують із металом так само, як соляна? Скласти рівняння реакцій.

Контрольні запитання

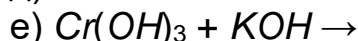
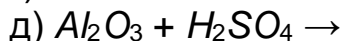
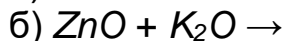
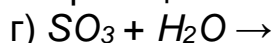
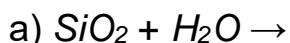
1. Написати формули ангідридів, що відповідають вказаним кислотам: H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3 . Підтвердити кислотний характер цих ангідридів відповідними реакціями.

2. Написати формули оксидів, що відповідають наведеним гідроксидам: $Fe(OH)_3$, $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$. Написати рівняння реакцій, що підтверджують основний характер цих гідроксидів.

3. Напишіть рівняння реакцій, що підтверджують амфотерний характер ZnO та $Al(OH)_3$.

4. Які з перелічених речовин взаємодіють з гідроксидом калію: HCl , BaO , CO_2 , $ZnSO_4$, P_2O_5 , $Ca(OH)_2$, Cr_2O_3 , N_2O . Скласти відповідні рівняння реакцій.

5. Закінчити можливі рівняння реакцій:



6. Складіть формули таких речовин: натрій ортофосфат, барій гідрогенсульфат, ферум(II) гідроксид сульфід, калій ацетат, алюміній дигідрогенортофосфат, алюміній дигідроксид сульфід, калій силікат, кальцій нітрит, хром(III) сульфат.

7. Складіть формули всіх можливих солей (середніх, кислих, основних), які утворюються при взаємодії: а) алюміній гідроксиду та сульфатної кислоти; б) барій гідроксиду та ортофосфатної кислоти. Назвати ці солі.

8. Складіть рівняння реакцій між кислотами і основами, в результаті яких утворюються такі солі: калій нітрат, барій гідрогенсульфат, літій дигідрогенортофосфат, натрій сульфід, хром(III) нітрат.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №2. КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Теоретичні відомості

Під **швидкістю реакції** розуміють число елементарних актів хімічних перетворень за одиницю часу в одиниці реакційного простору. Для *гомогенних процесів* реакційний простір є тривимірним і являє собою об'єм (V) реактора, для *гетерогенних процесів* він є двовимірним (площа поверхні розділу – S). На практиці користуються не числом елементарних актів реакції, оскільки ця величина дуже велика, а пропорційними їй параметрами – кількістю речовини (n), молярною концентрацією, яка позначається "С" або "[речовина]", та ступенем перетворення (α) [3, 4].

У загальному випадку швидкість реакції залежить від концентрації сполук, які беруть участь у реакції. Швидкість реакції є першою похідною концентрації реагуючої речовини за часом:

$$\vartheta = \pm \frac{dC_i}{dt}$$

У розрахунках замість елементарних змін концентрацій (dC_i) та часу (dt) підставляють їх кінцеві різниці (ΔC) та (Δt). У цьому випадку для гомогенних процесів:

$$\vartheta_{\text{гом}} = \pm \frac{Vn}{V\Delta t}$$

або, враховуючи, що відношення числа молів речовини (Δn) до об'єму (V) дорівнює мольній концентрації ($\Delta n/V = \Delta C$),

$$\vartheta_{\text{гом}} = \pm \frac{VC}{Vt}$$

Для гетерогенних реакцій:

$$\vartheta_{\text{рет}} = \pm \frac{VC}{S\Delta t}$$

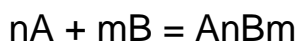
Швидкість гомогенних реакцій вимірюється у моль/(л·с), а у гетерогенних реакціях у моль/(м²·с). У процесі реакції відбувається зміна концентрації речовин – кількість вихідних речовин зменшується, що відображується знаком "-", а кількість продуктів у ході реакції збільшується, що відображується знаком "+" у кінетичному рівнянні швидкості. Швидкість реакції завжди є позитивною величиною. До найважливіших факторів, які впливають на швидкість реакції, належать:



природа реагуючих речовин, їх концентрації, температура, присутність каталізаторів [3, 4].

Вплив **концентрації** на швидкість реакції виражається **законом дії мас (закон Гульдберга – Вааге)**: швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, зведених у ступінь, що дорівнює коефіцієнтам [3, 4].

Для гомогенної системи



вираз швидкості реакції має вигляд

$$V = k [A]^n [B]^m,$$

де k - константа швидкості.

Для гетерогенної системи у вираз швидкості реакції тверді продукти не включаються [3, 4].

Вплив температури на швидкість реакції відображено в правилі Вант-Гоффа: при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість реакції зростає в 2-4 рази:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де γ - температурний коефіцієнт, $\gamma = 2-4$.

Експериментальна частина

I. Вплив концентрації на швидкість реакції при постійній температурі.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, мірні циліндри, розчини H_2SO_4 , $Na_2S_2O_3$.

Взаємодія тиосульфату натрію з сульфатною кислотою проходить відносно повільно і супроводжується виділенням в осад вільної сірки. Спочатку з'являється опалесценція, а потім сірка осідає на стінки пробірки щільним шаром [12, 13]:



Швидкість реакції умовно можна виразити як величину, обернену часу протікання реакції (від моменту змішування реагентів до появи опалесценції розчину).

Візьміть шість чистих сухих пробірок. В три з них налийте попередньо відміряні мірним циліндром по 2мл 10%, 20%, 30% розчину тіосульфату натрію. В інші три пробірки влийте по 2мл 2Н розчину сульфатної кислоти, відміряну також мірним циліндром [12, 13].

Послідовно зливайте відміряну кількість сульфатної кислоти з розчинами тіосульфату. в момент зливання включіть секундомір. Час від зливання розчинів до появи опалесценції запишіть в таблицю 2.1.

Таблиця 2.1 – Результати досліду

№ дос- ліду	Об'єм Na ₂ S ₂ O ₃ , мл	С Na ₂ S ₂ O ₃ , %	Об'єм H ₂ SO ₄ , мл	Час прохо- дження реак- ції τ, с.	Швидкість реакції ($v = \frac{1}{\tau}$), с ⁻¹

Визначте швидкість проходження реакції у кожній пробірці, як величину, обернену часу ($v = \frac{1}{\tau}$). Побудуйте графік залежності швидкості реакції від концентрації. Для цього по осі абсцис відкладіть значення концентрації тіосульфату натрію, по осі ординат - швидкість реакції ($\frac{1}{\tau}$). Зробіть висновок про характер цієї залежності.

II. Вплив температури на швидкість реакції при постійній концентрації реагентів [12, 13].

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, мірні циліндри, термохімічний стакан, термометр, розчини H₂SO₄, Na₂S₂O₃.

Візьміть шість чистих сухих пробірок. В три з них налийте по 2мл (відміряйте мірним циліндром) 10%-ного розчину тіосульфату натрію, а в інші три – по 3мл 2н розчину сульфатної кислоти. Підігрійте воду в термохімічній склянці до 30÷35⁰С. Занурте першу пару пробірок (кислота-тіосульфат) і термометр у воду, не торкаючись дна і стінок склянки. Зафіксуйте температуру. Через 5хв долийте кислоту в тіосульфат натрію. За допомогою секундоміра відмітьте час появи опалесценції розчину.

Для двох других пар пробірок підвищуйте температуру води в склянці кожен раз на 10⁰С. Час від зливання розчинів до появи опалесценції запишіть в таблицю 2.2.

Таблиця 2.2. Результати дослідів

№ дос- лідів	Температур а, °С	Час проходження реакції τ, с.	Швидкість реакції, сек ⁻¹	Температурний коефіцієнт, γ

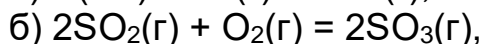
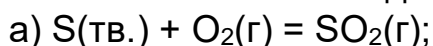
Побудуйте графік залежності швидкості реакції від температури та визначте характер цієї залежності. Використовуючи одержані експериментальні значення швидкості реакції при температурах t_1 , t_2 , t_3 , розрахуйте значення температурного коефіцієнта та його середнє значення.

Контрольні запитання

1. Як зміниться швидкість прямої реакції $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$, якщо концентрація $C(\text{CO}) = 0,3$ моль/л збільшилася до 1,2 моль/л, а концентрація $C(\text{Cl}_2) = 0,2$ моль/л збільшилася до 0,6 моль/л?

2. Знайти константу рівноваги реакції $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, якщо вихідна концентрація N_2O_4 становила 0,08 моль/л, а до моменту настання рівноваги дисоціювало 50 % N_2O_4 .

3. Як зміняться швидкості хімічних реакцій:



якщо об'єм кожної із систем зменшити в 2 рази; 4 рази; 3 рази?

4. Реакція між речовинами А і В виражається рівнянням: $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$. Вихідні концентрації становлять: $[\text{A}]_0 = 0,03$ моль/л, $[\text{B}]_0 = 0,05$ моль/л. Константа швидкості реакції дорівнює 0,4. Знайти початкову швидкість реакції швидкість реакції після певного часу, коли концентрація речовини А у системі зменшиться на 0,01 моль/л.

5. У скільки разів зміниться швидкість реакції $2\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})} \rightarrow \text{A}_2\text{B}_{(\text{г})}$, якщо: а) концентрацію речовини А збільшити в 2 рази;

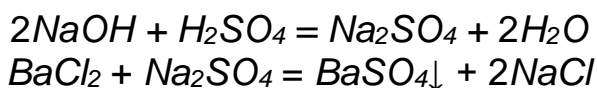
б) концентрацію речовини А збільшити в 8 разів; в) концентрацію речовини В збільшити в 4 рази;

г) концентрацію речовини А збільшити в 2 рази, а концентрацію речовини В зменшити в 2 рази?

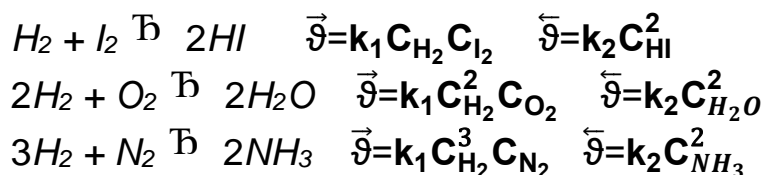
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №3. ХІМІЧНА РІВНОВАГА. КАТАЛІЗАТОР

Теоретичні відомості

Необоротні реакції йдуть тільки в одному напрямку, коли утворюються важкорозчинні сполуки; речовини, що виходять зі сфери реакції (газоподібні та малодиссоційовані речовини) [3 - 5].



Більшість хімічних реакцій – **оборотні**, оскільки вони одночасно відбуваються в протилежних напрямках. При запису таких реакцій замість знака рівняння користуються стрілками:



Якщо в системі швидкість прямої реакції \vec{v} дорівнює швидкості зворотної реакції \overleftarrow{v} , то такий стан системи зветься **хімічною рівновагою**.

Стан хімічної рівноваги характеризується тим, що речовини перетворюються в продукти реакції (пряма реакція), і навпаки, продукти реакції перетворюються в вихідні речовини (зворотня реакція) з однаковою швидкістю.

Концентрації речовин, які встановлюються при рівновазі, зветься **рівноважними** та позначаються [] - квадратними дужками [3 - 5].

Константа рівноваги. Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є константа рівноваги. Для реакції



Швидкість прямої реакції, згідно з законом діючих мас:

$$\vec{v} = k_1 [\text{CO}] \cdot [\text{NO}_2], \text{ а зворотної } \overleftarrow{v} = k_2 [\text{CO}_2] \cdot [\text{NO}].$$

Як тільки \vec{v} та \overleftarrow{v} будуть однаковими, в системі встановиться динамічна рівновага і подальша зміна концентрації всіх речовин, які приймають участь в реакції, припиниться $\vec{v} = \overleftarrow{v}$,

$$k_1 [\text{CO}] \cdot [\text{NO}_2] = k_2 [\text{CO}_2] \cdot [\text{NO}],$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{NO}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{NO}_2]} = K_p$$



Величина K_p називається **константою хімічної рівноваги**. Вона не залежить від концентрації реагуючих речовин та стала за даною температурою [3 - 5].

Для будь-якої *гомогенної системи*, що знаходиться в стані рівноваги

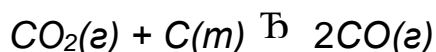


константу рівноваги можна записати рівнянням

$$K_p = \frac{[\text{C}]^p [\text{D}]^q}{[\text{A}]^m [\text{B}]^n}.$$

Зміна концентрації будь-якої речовини спричиняє зміну концентрацій усіх інших речовин, але співвідношення між ними відповідає константі рівноваги.

При *гетерогенних реакціях* концентрації речовин, що знаходяться в твердій фазі, не входять в вираз константи рівноваги



$$K_p = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$$



$$K_p = [\text{CO}_2]$$

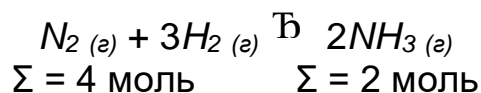
Величина K_p залежить від природи реагуючих речовин (агрегатного стану, природи зв'язку) та від температури. Від наявності каталізаторів вона не залежить. Каталізатор може лише прискорити час встановлення рівноваги [3 - 5].

Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Принцип **Ле-Шательє**. Стан хімічної рівноваги за сталих зовнішніх умов (незмінних температурі, тиску, рівноважних концентрацій реагентів) зберігається як завжди довго [3 - 5].

При зміні зовнішніх умов швидкості прямої та зворотної реакції змінюються, стають нерівними. Але через деякий час швидкості процесів стають однаковими, встановлюється нова рівновага, при якій рівноважні концентрації набувають іншого значення. Порушення рівноваги через зміну однієї умови існування даної системи називається **зміщенням** або **зсувом хімічної рівноваги**. Зміщення хімічної рівноваги можна передбачити, користуючись *принципом зміщення рівноваги – принципом Ле-Шательє* (1884 р.):

Якщо в системі, яка перебуває в рівновазі, змінити зовнішні умови (тиск, температуру чи концентрації), то рівновага зміщується в напрямку процесу, який протидіє цій зміні [3 - 5].

Принцип Ле-Шательє універсальний. Його можна застосовувати не тільки до хімічних процесів, а також і для фізико-хімічних явищ, таких як



Пряма реакція протікає зі зменшенням об'єму (тиску) – 2 моль NH_3 , зворотня зі збільшенням об'єму газової суміші – 4 моль (зі збільшенням тиску). У разі збільшення тиску (P_{\uparrow}) рівновага зміщується в бік зменшення числа **моль** газоподібних речовин, тобто в напрямку зменшення тиску – в бік утворення NH_3 (\rightarrow).

Якщо тиск зменшується (P_{\downarrow}), то рівновага зміщується в напрямку зростання кількості **моль** вихідних речовин (N_2 та $3H_2$), тобто в напрямку збільшення тиску (\leftarrow). Якщо P_{\uparrow} , рівновага зміститься \rightarrow , коли P_{\downarrow} , то рівновага зміститься

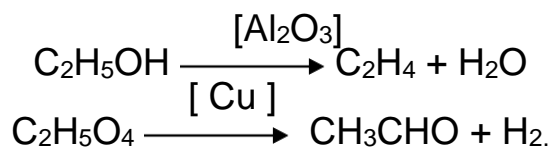
На швидкість хімічних реакцій впливають **каталізатори**. Каталізаторами можуть бути атоми, іони, молекули, які взаємодіють з реагуючими речовинами, впливають на швидкість хімічної реакції і після кожного реакційного циклу виділяються у хімічно незмінному стані. Каталізатор може вступати у взаємодію з однією або всіма реагуючими речовинами, при цьому утворюється проміжна сполука. Після кожного елементарного хімічного акту каталізатор відновлюється і може вступати у взаємодію з новими молекулами реагентів. Природи сил, на яких ґрунтується взаємодія каталізатора з реагентами така сама, як і для хімічних сполук – це ковалентний зв'язок, донорно-акцепторна і кулонівська взаємодія, водневий зв'язок та інші. Для утворення хімічного зв'язку необхідна повна відповідність молекулярних орбіталей реагуючих молекул і каталізатора за енергією та симетрією (специфічна дія каталізатора) [3 - 5].

Каталізатори, які прискорюють швидкість реакції називаються **позитивними** (або просто каталізаторами), а ті, що зменшують – **негативними** (або інгібіторами). **Наприклад**, гідрохінон і α -нафтол гальмують самочинні процеси окиснення жирів.

Усі каталізатори мають такі загальні властивості [3 - 5]:

1) **специфічність** – це здатність прискорювати тільки одну реакцію або групу однотипних реакцій, не впливаючи на швидкість інших реакцій. **Наприклад**, багато металів (Cu, Pt, Ni, Fe, ...) є каталізаторами для процесів гідрування; Al_2O_3 каталізує реакції гідратації.

2) **селективність** – це здатність прискорювати одну з можливих за даних умов паралельних реакцій. Завдяки цьому можна застосовувати різні каталізатори і з тих самих вихідних речовин отримати різні продукти реакції. **Наприклад**,





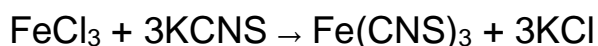
Каталізатори змінюють швидкість реакції, але не порушують рівноваги у рівноважних (оборотних) хімічних реакціях, оскільки вони однаковою мірою прискорюють (або зменшують) швидкості прямої та зворотної реакцій [3 - 5].

Експериментальна частина

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, мірні циліндри, розчини FeCl_3 , KCNS , KCl , розчини перманганату калію і сірчаної кислоти (1:1), гранульований цинк, кристалічний нітрат калію і хлорид калію.

I. Зміщення хімічної рівноваги при зміні концентрації реагуючих речовин [11]

Вплив концентрації реагуючих речовин на хімічну рівновагу дослідіть на прикладі реакції:



Поява червоного забарвлення роданіду заліза дає змогу прослідкувати за зміщенням хімічної рівноваги при зміні концентрації реагуючих речовин.

В чисту пробірку налити (на 1/3 об'єму пробірки) насиченого розчину хлориду заліза (III), до якого додавайте (по краплях) насичений розчин роданіду калію. Відмітьте появу криваво-червоного забарвлення. Розчин розділіть рівномірно в чотири пробірки: першу залишіть для порівняння, у другу додайте декілька крапель розчину FeCl_3 , в третю – KCNS , у четверту – KCl . Користуючись законом дії мас, поясніть зміну забарвлення у 2, 3, 4 пробірках. Результати дослідіть запишіть в таблицю 3,1.

Таблиця 3.1 – Результати дослідіть

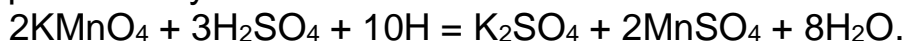
Розчин, який додаємо	Зміна інтенсивності забарвлення	Напрямок зміщення рівноваги

II. Вплив каталізатора на швидкість реакції [11]

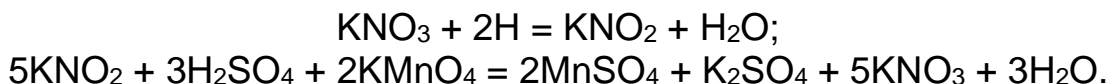
Приготувати розчин, що складається з 1 мл KMnO_4 і 5 мл H_2SO_4 . Отриманий розчин розлити у дві пробірки. В одну з них насипати трохи KNO_3 (як каталізатор), потім в обидві пробірки опустити по гранулі цинку. Енергійно струсити пробірки. Спостерігати, в якій пробірці забарвлення зникне швидше.



Цинк витісняє з кислоти атомарний водень, який виконує роль відновника перманганату:

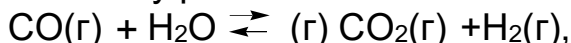


У результаті реакції фіолетовий розчин KMnO_4 знебарвлюється. Порівняти швидкість знебарвлення розчину у двох пробірках. У пробірці з KNO_3 відбувається спочатку утворення нітриту калію, що відіграє роль проміжної сполуки:



Контрольні питання

1. Розрахувати константу рівноваги гомогенної системи

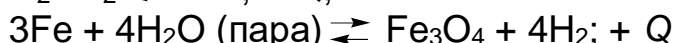
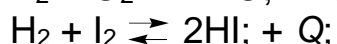
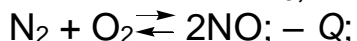
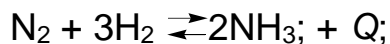


якщо рівноважні концентрації реагуючих речовин $[\text{CO}] = 0,004$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064$ моль/л; $[\text{CO}_2] = 0,016$ моль/л; $[\text{H}_2] = 0,016$ моль/л. Як впливає зміна тиску в системі на стан хімічної рівноваги?

2. Рівняння реакції: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$. Концентрація речовин, що беруть участь у ній: $[\text{N}_2] = 0,80$ моль/л; $[\text{H}_2] = 1,5$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 0,10$ моль/л. Обчислити концентрацію водню й аміаку, коли $[\text{N}_2] = 0,5$ моль/л.

3. Рівняння реакції має вигляд: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$. Концентрації вихідних речовин: $[\text{NO}] = 0,03$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,05$ моль/л. Як зміниться швидкість реакції, якщо збільшити концентрацію кисню до $0,10$ моль/л концентрацію NO до $0,06$ моль/л?

4. В який бік зміститься хімічна рівновага в реакціях:



за умови:

а) підвищенні температури й тиску; б) зниження температури й тиску.

5. Написати вираз для константи рівноваги наступної гомогенної системи: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$. Як зміниться швидкість прямої реакції утворення аміаку, якщо:

а) збільшити концентрацію водню в 3 рази; б) зменшити концентрацію азоту в 2 рази?

6. Константа рівноваги гомогенної системи



за певної температури дорівнює 1. Обчислити рівноважні концентрації усіх реагуючих речовин, якщо вихідні концентрації: $[\text{CO}] = 0,10$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,40$ моль/л.



ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №4. ДОСЛІДЖЕННЯ РЕАКЦІЙ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Теоретична частина

Електролітична дисоціація - розпад молекул на йони під дією молекул розчинника. **Електроліти** - речовини, здатні піддаватися електролітичній дисоціації. До електролітів належать кислоти, солі та основи [4, 5].

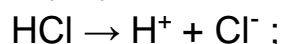
Здатність до електролітичної дисоціації характеризується ступенем електролітичної дисоціації α , тобто відношенням концентрації молекул, що зазнали розпаду на йони, до концентрації всіх молекул як продисоційованих, так і непродисоційованих:

$$\alpha = \frac{C_{\text{дисоц}}}{C_{\text{заг}}} 100\%.$$

Ступінь дисоціації може бути виражений як у частках одиниць, так і у відсотках.

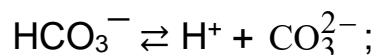
Електроліти вважають сильними за $\alpha \geq 30\%$; до них належать деякі кислоти (HCl, HNO₃, HMnO₄, HClO₄, HI, HBr та ін.), луги та більша частина солей [4, 5].

Запис електролітичної дисоціації сильних електролітів:



Для електролітів середньої сили $3 < \alpha < 30\%$. До них належать, наприклад, H₃PO₄, Mg(OH)₂. Для слабких електролітів $\alpha < 3\%$. До слабких електролітів належать деякі кислоти (H₂S, H₂CO₃, HCN, CH₃COOH та ін.), нерозчинні основи, а також NH₄OH і H₂O [4, 5].

Запис електролітичної дисоціації електролітів середньої сили та слабких електролітів:



тобто електролітична дисоціація ступінчаста й оборотна.

Кількісно оборотні процеси в умовах усталеної рівноваги можна описати за допомогою константи рівноваги. Так, для вугільної кислоти:

I ступінь: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$,

$$Kq' = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4,5 \cdot 10^{-7};$$

II ступінь: $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$,

$$Kq'' = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,7 \cdot 10^{-11}.$$

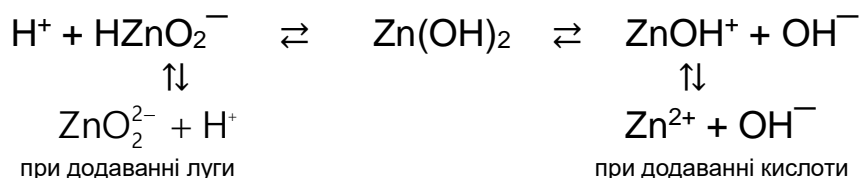
Для загального процесу: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$,

$$Kq^{\text{общ}} = \frac{[\text{H}^+]^2 [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = Kq' Kq''$$

(у квадратних дужках наведено рівноважні молярні концентрації).

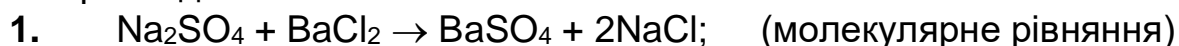
З погляду електролітичної дисоціації кислотою називають електроліт, що утворює в розчині катіони водню H^+ (точніше $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$ – катіони гідроксонію), а основою – електроліт, що утворює аніони гідроксиду OH^- [4, 5].

Амфотерні гідроксиди типу $\text{Me}(\text{OH})_n$ дисоціюють одночасно за типом основи і за типом кислоти:

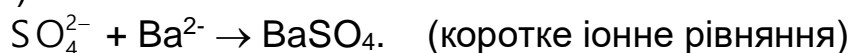


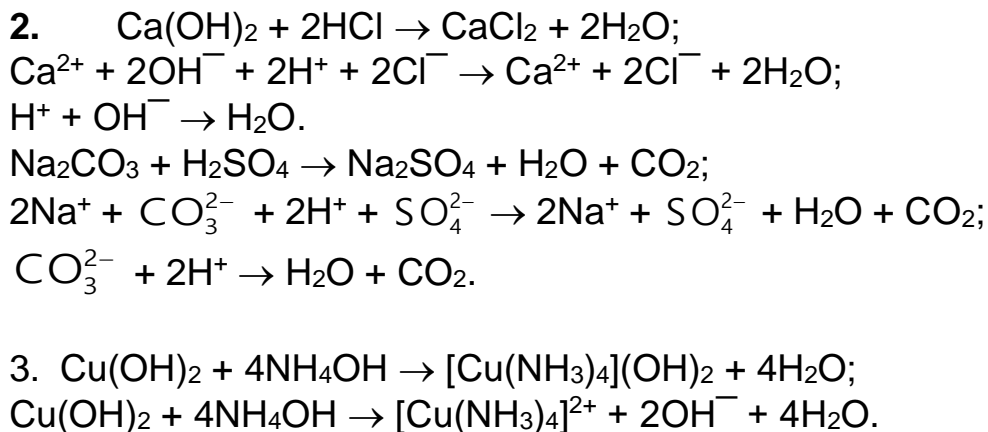
Реакції в розчинах електролітів між іонами з утворенням найменш дисоційованих речовин називають іонообмінними реакціями. Рівняння іонообмінних реакцій, у яких речовини, що реагують, представлені у вигляді йонів, називають **йонними рівняннями**. Іонне рівняння відображає реальний процес в іонообмінних реакціях. Іонообмінні реакції протікають у бік утворення малодисоційованих речовин: слабких електролітів, нерозчинних речовин, осадів, газів, комплексних іонів [4, 5].

Наприклад:



$2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$; (повне іонне рівняння)



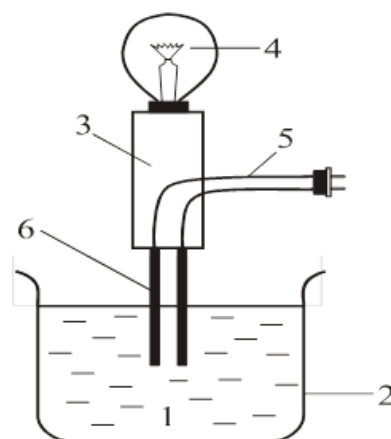


Експериментальна частина

Прилади та реактиви. Прилад для перевірки електропровідності розчину (рис.4), розчини цукру (1М), глюкози (1М), гліцерину (1М), HCl (1н), NaOH (1н), NaCl (1н), $\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{конц}}$, CH_3COOH (1н), NH_4OH (1н), $\text{NH}_4\text{OH}_{\text{конц}}$, H_2SO_4 (1н), BaCl_2 (1н), Na_2SO_4 (1н), $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (1н), ZnSO_4 (1н), сухі солі – NH_4Cl , NaCH_3COO .

I. Електропровідність розчинів електролітів і неелектролітів [11]

Електрична провідність водних розчинів електролітів зумовлена спрямованим рухом йонів: катіонів – до катода, аніонів – до анода. Для різних речовин з однаковою концентрацією сила електричного струму є функцією ступеня електролітичної дисоціації: що вищий α , то більша сила струму, а отже, то яскравіше спалахує лампочка. За інтенсивністю світіння лампочки дається порівняльна оцінка сили електролітів.



Прилад для перевірки електропровідності розчину:
 1 - досліджуваний розчин; 2 - склянка хімічна; 3 - ізолятор;
 4 - електрохімічна лампа розжарювання; 5 - шнур із вилкою;
 6 – електроди



1. Дисоціація дистильованої води. Налити в склянку 30-50 мл дистильованої води. Увімкнути прилад в електричну мережу. Чому лампочка не запалюється? Написати рівняння електролітичної дисоціації води.

2. Електроліти та неелектроліти. Послідовно наповнити склянки розчинами цукру, глюкози, гліцерину, HCl, NaOH і NaCl та виміряти електричну провідність. Після кожного виміру промити дистильованою водою електроди. Відзначити запалювання лампочки в розчинах електролітів. Указати речовини-електроліти та речовини-неелектроліти. Написати рівняння електролітичної дисоціації речовин-електролітів.

3. Електроліти сильні та слабкі. Провести аналогічні дослідження розчином HCl, NaOH, CH₃COOH і NH₄OH. Указати сильні та слабкі електроліти. Написати рівняння їхньої електролітичної дисоціації.

4. Залежність ступеня дисоціації від концентрації електроліту. Перевірити закон розведення Освальда, згідно з яким при розведенні розчину слабого електроліту ступінь його дисоціації збільшується за формулою

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_q}{C}},$$

де K_q – константа дисоціації електроліту;
C – його молярна концентрація.

Налити в склянку 10-15 мл CH₃COOH концентрованої, опустити електроди, додаючи порціями дистильовану воду, відмітити інтенсивність світіння лампочки. Дослід повторити з концентрованим NH₄OH. Пояснити спостереження.

II. Іонообмінні реакції [11]

1. Реакції з утворення малорозчинних сполук

В дві пробірки налити розчини солей: в першу – 5-6 крапель натрій сульфату, а в другу – 5-6 крапель алюміній сульфату.

В обидві пробірки додати по краплях розчину барій хлориду до одержання осаду. Записати спостереження та написати рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

2. Реакції з утворенням газоподібних сполук

В одну пробірку насипати кристалічного кальцій карбонату і додати 5-6 крапель хлоридної кислоти. В другу пробірку налити 5-6 крапель розчину натрій карбонату і додати стільки ж розчину ацетатної кислоти. Відмітити виділення газу в обох пробірках.

Написати рівняння в йонно-молекулярній формі.

3. Реакція нейтралізації.

Помістити в пробірку 1-2 мл HCl (1н), додати кілька крапель метило-ранжу, а потім краплями додати NaOH (1н) до зміни забарвлення індикатора. Написати рівняння в молекулярному та йонному вигляді.

4. Амфотерні електроліти



Налити в пробірку 2-3 мл $ZnSO_4$ (1н) і додати по краплях $NaOH$ (1н) до появи осаду. Вміст пробірки розділити на дві пробірки. У першу додати $NaOH$, у другу – HCl (1н) до зникнення осаду. Скласти рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді.

Контрольні завдання

1. Які речовини називаються електролітами, за яким принципом їх поділяють на сильні і слабкі ?

2. Указати електроліти серед таких речовин: $NaCl$, KOH , C_2H_5OH , CH_3COOH , $C_5H_{13}O_6$, $CHCl_3$, HBr .

3. Серед наведених електролітів указати сильні та слабкі електроліти: $CaCl_2$, H_2SO_4 , H_3PO_4 , HF , $Cr_2(SO_4)_2$, $KHCO_3$, NaH_2PO_4 , $CuOHCl$, $Fe(OH)_2Br$. Написати рівняння електролітичної дисоціації.

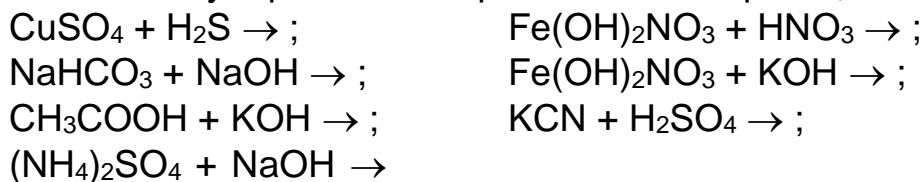
4. Які є кількісні характеристики процесу електролітичної дисоціації?

5. Написати вираз константи дисоціації сульфатної кислоти за I і II ступенем дисоціації.

6. Написати йонно-молекулярне рівняння реакції між цинк гідроксидом та хлоридною кислотою.

7. Написати йонно-молекулярне рівняння реакції взаємодії цинк гідроксиду з калій гідроксидом.

8. Написати молекулярні та йонні рівняння таких реакцій:





ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Теоретична частина

Реакції, які супроводжуються зміною ступенів окиснення хімічних елементів, називають **окисно-відновними** [1, 4].

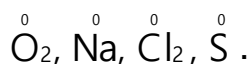
Ступінь окиснення (с.о.) – умовний заряд, який мав би атом, коли б електрони всіх його зв'язків з іншими атомами були зміщені до більш електронегативного атома [1, 4].

У загальному випадку величину і знак с.о. атомів визначають, порівнюючи електронегативність елементів, які входять до складу сполуки. Найбільш електронегативний атом має негативний с.о., а атом з меншою електронегативністю – позитивний с.о. Оскільки величини електронегативностей атомів простих речовин однакові, то їх с.о. у цьому разі дорівнюють нулю (N_2 , H_2 , Cl_2 , F_2). С.о. йонів у йонних сполуках дорівнюють величинам їх зарядів. Сума с.о. всіх атомів у молекулі має дорівнювати нулю.

Розрахунок ступеня окиснення

При обчисленні ступенів окиснення елементів слід пам'ятати, що:

1. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів, що входять до складу молекули, завжди дорівнює нулю, а у багатоатомних йонах сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює заряду йона.
2. Ступінь окиснення елементів у простих речовинах дорівнює нулю:



3. Атоми металів у сполуках проявляють позитивний ступінь окиснення. Ступінь окиснення лужних металів в усіх сполуках дорівнює +1, а лужноземельних +2.

4. Ступінь окиснення Гідрогену дорівнює +1 (крім гідридів металів NaH , BaH_2 тощо, де ступінь окиснення Гідрогену –1).

5. Ступінь окиснення Оксигену у сполуках дорівнює –2. Винятком є пероксидні сполуки, де Оксиген має ступінь окиснення –1: H_2O_2 , Na_2O_2 ;

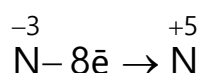
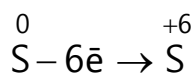
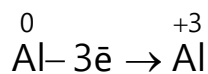
надпероксида ($-1/2$): KO_2 ; фторид оксигену (+2): OF_2 .

6. Флуор в усіх сполуках має ступінь окиснення –1.

У загальному випадку величину та знак ступеня окиснення атомів визначають, порівнюючи електронегативності елементів, які входять до складу сполуки. Найбільш електронегативний атом має негативний ступінь окиснення, а атом з меншою електронегативністю – позитивний ступінь окиснення.

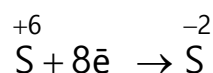
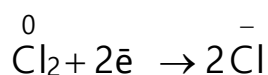
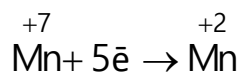


Окиснення – це процес віддачі електронів атомом, молекулою або йоном, унаслідок чого ступінь окиснення елементів, що втратили електрони, зростає [1, 4]:



Атоми, молекули або йони, що віддають електрони, називаються **відновниками**, самі ж вони окиснюються.

Відновлення – це процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном, унаслідок чого ступінь окиснення елементів, що приєднали електрони, зменшується:



Атоми, молекули або йони, що приєднують електрони, називаються **окисниками**, самі ж вони відновлюються.

Для складання окисно-відновних реакцій (ОВР) застосовують метод електронного балансу. В ОВР число електронів, які втрачає відновник, дорівнює числу електронів, які приєднує окисник.

Розглянемо основні правила складання ОВР [1, 4].

Алгоритм складання рівнянь методом електронного балансу

При складанні рівнянь методом електронного балансу виходять з того, що сума електронів, які беруть участь в реакції відновлення, дорівнює сумі електронів, які беруть участь в реакції окиснення;

Алгоритм складання рівнянь методом електронного балансу такий:

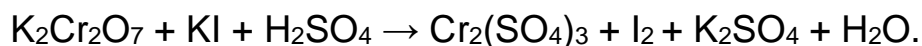
- а) записують схему окисно-відновної реакції;
- б) визначають ступені окиснення всіх елементів у рівнянні реакції та атоми елементів, які змінюють свій ступінь окиснення;
- в) записують рівняння окиснення та відновлення, в яких розраховують кількість електронів, відданих відновником і приєднаних окисником;
- г) зрівнюють кількості прийнятих і відданих електронів введенням множників, виходячи з найменшого спільного кратного, для коефіцієнтів (кількість електронів) у процесах окиснення й відновлення;
- д) знайдені коефіцієнти підставляють у рівняння реакції перед відповідними формулами речовин у лівій і правій частинах.
- е) підбирають коефіцієнти для решти учасників реакції.





IV. Відновлення калій дихромату калій йодидом [12]

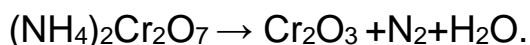
До 2-3 мл розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ додають 1 мл розчину H_2SO_4 та по краплях розчин KI до зміни забарвлення розчину. Записати спостереження та урівняти рівняння реакції:



Визначити яка речовина є окисником, а яка – відновником.

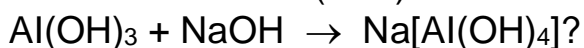
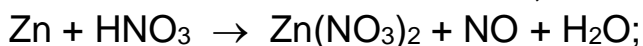
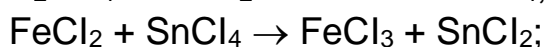
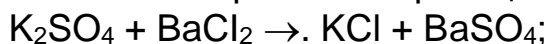
V. Розклад амоній дихромату [12]

На азбестову сітку містять купкою 1-2 г кристалічного $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ й обережно нагрівають невеликим полум'ям до початку реакції. Записати спостереження та скласти рівняння реакції, враховуючи, що продуктами реакції є хром(III) оксид, азот та вода.

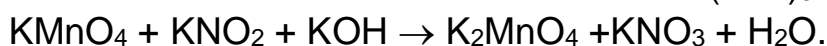
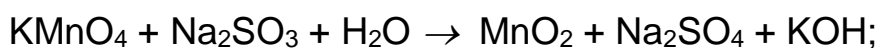
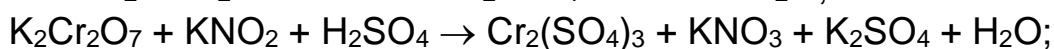
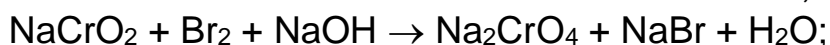
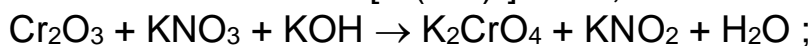
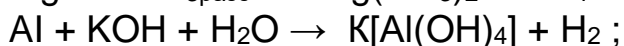
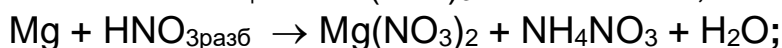
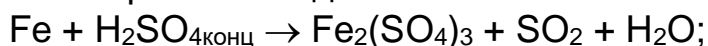


Контрольні завдання

1. Які з перелічених реакцій можна віднести до окисно-відновних:



2. Урівняти за допомогою схем електронного балансу ОВР:



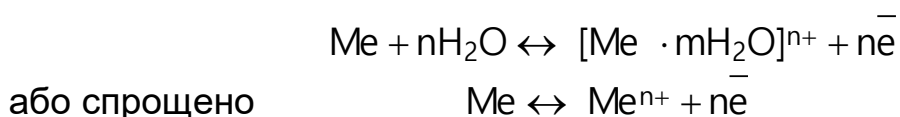


ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №6. ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

Теоретична частина

Більшість металів мають кристалічну структуру, яку можна представити у вигляді кристалічної ґратки, у вузлах якої знаходяться позитивні йони, а в міжвузлах – валентні електрони ("електронний газ"), які здійснюють зв'язок між йонами і легко пересуваються всередині кристалу [1, 2].

Усі метали більшою чи меншою мірою розчиняються у воді. Якщо занурити металеву пластинку у воду, то позитивно заряджені катіони металу, які знаходяться у поверхневому шарі металу, гідратуються полярними молекулами води і переходять у розчин. У результаті поверхня металу набуває надлишкового негативного заряду, а розчин довкола металу – позитивного. Гідратовані позитивні катіони металу електростатично притягуються до негативно зарядженої пластинки, в результаті чого на межі "метал – рідина" утворюється **подвійний електричний шар (ПЕШ)**, що характеризується деякою різницею електростатичних потенціалів. Через деякий час між пластиною і розчином встановлюється *окисно-відновна рівновага*: кількість йонів, які залишають ґратку металу, дорівнює кількості йонів, які повертаються на метал [1, 2]:



Потенціал, що встановлюється в умовах рівноваги електродної реакції, називається **рівноважним електродним потенціалом** [1, 2].

Різницю (стрибок) потенціалів у граничному шарі, що виникає між металом і рідкою фазою, називають **електродним потенціалом**, який має певне значення для кожної окисно-відновної пари, що складається з металу і йону цього металу. Потенціал металу в розчині його солі записують як $\varphi_{\text{Me}^{n+}|\text{Me}}^0$.

Абсолютні значення потенціалів визначити неможливо, тому визначають їх відносні значення, порівнюючи з потенціалом стандартного електрода. Стандартним обрано **водневий електрод**, потенціал якого умовно прийнятий рівним нулю [1, 2].

Стандартний електродний потенціал металу $\varphi_{\text{Me}^{n+}|\text{Me}}^0$ – це потенціал, який виникає при зануренні металу в розчин, в якому концентрація (акти-



вність) йонів металу рівна 1 моль/л. Визначається стандартний електродний потенціал за стандартних умов ($T=298\text{K}$, $P=101,3\text{ кПа}$) щодо стандартного водневого електрода.

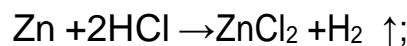
Розташовуючи метали в порядку збільшення їх стандартних електродних потенціалів, одержують **електрохімічний ряд напруг металів (ряд стандартних електродних потенціалів)**:

Li ⁺ /Li	K ⁺ /K	Ca ²⁺ /Ca	Mg ²⁺ /Mg	Al ³⁺ /Al	Mn ²⁺ /Mn	Zn ²⁺ /Zn	Fe ²⁺ /Fe	Cd ²⁺ /Cd
-3,02	-2,92	-2,87	-2,34	-1,67	-1,05	-0,76	-0,44	-0,40
Co ²⁺ /Co	Sn ²⁺ /Sn	Pb ²⁺ /Pb	H ₂ /2H ⁺	Cu ²⁺ /Cu	Ag ⁺ /Ag	Pt ²⁺ /Pt	Au ³⁺ Au	
-0,28	-0,14	-0,13	0	+0,34	+0,80	+1,20	+1,49	

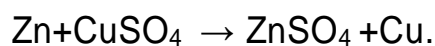
З аналізу цього ряду впливає декілька важливих **висновків** [1, 2]:

- чим менше значення електродного потенціалу електрода, тим вища відновлююча здатність атомів металу і тим нижча окиснювальна здатність його йонів;

- метали, які розташовані у ряді напруг до H₂, витісняють водень з кислот -неокисників (HCl, H₃PO₄, CH₃COOH , розведена H₂SO₄ тощо.), наприклад:



- більш активні метали (крім лужних і лужноземельних) витісняють менш активні з водних розчинів їх солей, наприклад:



Залежність електродного потенціалу металу від температури і активності його іонів у розчині можна визначити за рівнянням **Нернста** [1, 2]

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}|\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}|\text{Me}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln C_{\text{Me}^{n+}}$$

де $\varphi_{\text{Me}^{n+}|\text{Me}}^0$ – нормальний (стандартний) потенціал металу, В;

R – універсальна газова стала;

T – абсолютна температура;

F – число Фарадея;

n – кількість електронів, що беруть участь в електродному процесі;

C – концентрація іонів металу.

Підстановка значень R , F і $T = 298\text{K}$ та перехід від натурального логарифма до десяткового спрощує рівняння Нернста

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}|\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}|\text{Me}}^0 + \frac{0,058}{n} \lg C_{\text{Me}^{n+}}$$



Для перетворення хімічної енергії в електричну та виникнення електричного струму необхідно, щоб виконувалися такі умови: просторове розділення процесів окиснення та відновлення; помітна різниця між значеннями електродних потенціалів відновника і окисника; наявність межі поділу між іонним і електронним провідниками; замкнений ланцюг.

Хімічне джерело електричного струму (ХДЕС) – це пристрій, в якому хімічна енергія окисно-відновної реакції безпосередньо перетворюється в електричну [1, 2].

Залежно від конструкційних особливостей ХДЕС поділяються на групи:

- первинні, або власно гальванічні елементи, що можуть використовуватися лише один раз, оскільки в основі їх роботи лежить необоротна окисно-відновна реакція;
- акумулятори – вторинні джерела струму, працездатність яких відновлюється багаторазово за допомогою зовнішнього джерела струму (зарядного пристрою);
- паливні елементи (або електрохімічні генератори) – пристрої, що по суті нагадують гальванічні елементи, але відрізняються від них тим, що речовини для електрохімічної реакції подаються в них ззовні, а продукти реакції видаляються, що дозволяє їм функціонувати безперервно.

Гальванічний елемент – хімічне джерело електричного струму, названий на честь Луїджі Гальвані. Принцип дії гальванічного елемента ґрунтується на взаємодії двох металів через електроліт, яка приводить до виникнення у замкнутому ланцюгу електричного струму. Отже, гальванічний елемент містить дві пластини з різних металів, сполучених між собою дротяним провідником і занурених у розчин електроліту [1, 2].

У гальванічному елементі енергія окисно-відновної реакції перетворюється у електричну. *Окисно-відновна реакція самочинно перебігає у тому напрямку, при якому електрохімічна система з більшим значенням електродного потенціалу є окисником.*

Отже, катодом (окисником) є електрод, виготовлений з менш активного металу, електродний потенціал якого має більш додатне значення, □ саме тому *катод у схемах гальванічних елементів позначається знаком плюс*. І навпаки, анодом (відновником) є електрод, виготовлений з більш активного металу, у якого електродний потенціал має більш від'ємне значення, тому *анод позначається знаком мінус* [1, 2].

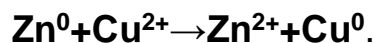
Хімічний гальванічний елемент прийнято позначати схемою



де однією вертикальною рисою позначається межа поділу між електродом і електролітом, а двома – між розчинами солей. За необхідності на таких схемах зазначаються концентрації розчинів електролітів, особливо якщо $C_{\text{електроліту}} \neq 1 \text{ моль/л.}$



Рівняння сумарної реакції, що перебігає у гальванічному елементі, записують так, щоб у лівій частині був метал негативного електроду. Наприклад,



При замиканні гальванічного елемента виникає електрорушійна сила (ЕРС), яка дорівнює різниці потенціалів напівелементів: **з потенціалу катода, віднімають потенціал анода** [1, 2]:

$$E = \varphi_K - \varphi_A.$$

При такому записі **ЕРС** гальванічного елемента завжди буде **позитивною**.

*Гальванічний елемент, складений з електродів одного і того самого металу, занурених у розчини солі цього металу різних концентрацій, називається **концентраційним гальванічним елементом*** [1, 2].

У концентраційному гальванічному елементі роль анода відіграє електрод, занурений у більш розведений розчин, а катода – той, що знаходиться у розчині вищої концентрації. У схемах таких елементів обов'язково зазначаються концентрації (моль/л) розчинів солей.

Експериментальна частина

Матеріали і обладнання. Пластинки металічні: міді, заліза, цинку, кадмію, нікелю; розчини сірчаної кислоти, соляної кислоти, аміаку, фенолфталеїну; гальванічний елемент; електролізер; вольтметр; амперметр; реостат; джерело постійного струму; хімічні стакани і пробірки.

I. Утворення гальванічних елементів [11, 13]

1. Зберіть електричну схему з гальванічним елементом відповідно до рис. 6.1.

Один хімічний стакан заповніть 1 М розчином сульфату цинку, другий — 1 М розчином сульфату міді. Обидва стакани з'єднайте скляною трубкою, яка заповнена агар-агаром, просоченим насиченим розчином хлориду калію (електролітичним ключем). У перший стакан занурте зачищену наждачним папером цинкову пластину, а у другий — мідну. Контактний провід від цинкового електроду приєднайте до клеми мікроамперметра зі знаком (–). Замкніть вимикачем вимірювальне електричне коло схеми та виміряйте різницю потенціалів, порівняйте її з теоретичною ЕРС. Складіть



електрохімічну схему гальванічного елемента та наведіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах під час його роботи.

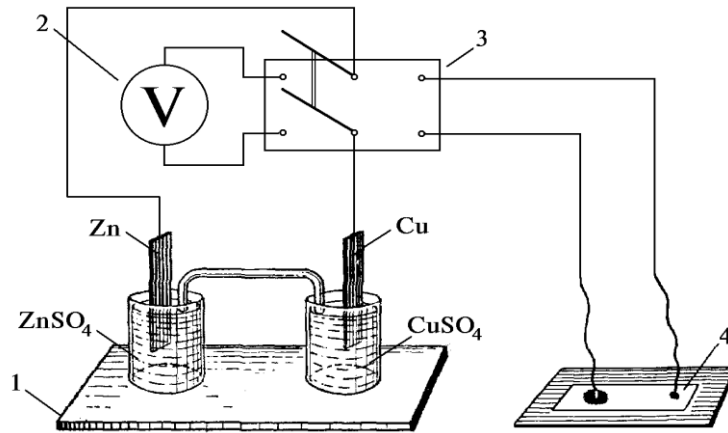


Рисунок 6.1 – Схема з гальванічним елементом:

1 — гальванічний елемент; 2 — вольтметр; 3 — перемикач; 4 — фільтрувальний папір.

2. Виконайте дослід 1, взявши замість цинкової пластинки з кадмію, заліза і нікелю. Відповідні розчини будуть: 1 М розчин сульфату кадмію, 1 М розчин сульфату заліза (II), 1 М розчин сульфату нікелю. Проведіть вимірювання, складіть електрохімічні схеми гальванічних елементів і наведіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах під час їх роботи.

3. Наповніть хімічні стакани розчинами сульфату міді різної концентрації (завдання видає викладач). З'єднайте їх електролітичним ключем. Занурте в обидва стакани мідні пластинки.

Визначте ЕРС та напругу елемента при незамкненому зовнішньому електричному колі. Запишіть рівняння електродних реакцій. Розрахуйте теоретичну ЕРС елемента, вважаючи активності іонів рівними концентраціям, та порівняйте її з експериментально виміряною величиною.

Результати запишіть у табл. 6.1.

Таблиця 6.1 – Результати вимірювань

Концентрація розчину, моль/л		Рівноважний потенціал, В		Розрахункова ЕРС елемента, В	Експериментальна напруга елемента, В
Електрод № 1	Електрод № 2	Електрод № 1	Електрод № 2		

4. Визначення полюсів елемента хімічним методом. При визначенні



полюсів елементу хімічним методом цей елемент використовують як джерело сталого струму при електролізі розчину хлориду натрію. Фільтрувальний папір (див. рис. 6.1.) змочіть розчином хлориду натрію і нанесіть у місцях контакту з провідниками по 2-3 краплі розчину фенолфталеїну.

Замкніть відповідне електричне коло і утримуйте контакт провідників з фільтрувальним папером доки розчин біля одного з електродів не забарвиться у червоний колір.

Складіть електрохімічні рівняння реакцій, що відбуваються на електродах під час електролізу хлориду натрію. Поясніть, біля якого електроду (позитивного чи негативного) і чому розчин має червоний колір.

Контрольні завдання

1. Складіть схему гальванічного елемента, за допомогою якого можна виміряти стандартний потенціал електроду: а) срібного; б) залізного; в) цинкового. Запишіть рівняння електродних процесів, рівняння сумарних реакцій, які перебігають у гальванічному елементі, вкажіть окисник та відновник, обчисліть ЕРС елемента.

2. Розрахуйте потенціали водневого електроду: а) у чистій воді; б) у сірчаній кислоті ($[H^+] = 0,001$ моль/л); в) у розчині гідроксиду калію ($[OH^-] = 0,001$ моль/л).

3. Розрахуйте електродний потенціал магнію, який занурений у 0,01 М розчин $MgSO_4$.

4. Скласти схему гальванічного елемента, в якому електродами є залізна пластина, занурена у розчин ферум(II) сульфату з молярною концентрацією 0,1 моль/л, і мідна пластинка, занурена у розчин купрум(II) хлориду з молярною концентрацією 0,01 моль/л. Який метал буде анодом, який – катодом? Написати рівняння окисно-відновних реакцій на електродах і визначити ЕРС.



ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №7. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

Теоретична частина

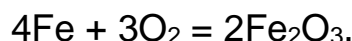
Корозія – *самодовільний процес руйнування металів або сплавів на їх основі під дією факторів навколишнього середовища*. Внаслідок корозії метал переходить в окиснений стан і втрачає характерні для нього механічні властивості. Корозія – це хімічний окисно-відновний процес [2, 4].

Корозійні процеси класифікують за різними ознаками:

- за механізмом реакцій взаємодії метала з середовищем (хімічна та електрохімічна корозія);
- за умовами протікання (газова корозія, корозія в рідинах- неелектролітах, корозія у водних розчинах електролітів, атмосферна корозія, аераційна корозія, підземна корозія, корозія під дією блукаючих струмів, корозія під механічною напругою);
- за характером корозійних руйнувань: рівномірна, нерівномірна, структурно–виборча, плямами, виразками, піттинг або точками, межкристалітна, транскристалітна або ножова.

Типи корозії [2, 4]

Хімічна корозія – це процес руйнування металів за рахунок хімічної взаємодії поверхневого шару метала з навколишнім середовищем, який не супроводжується виникненням електрохімічних (електродних) процесів на межі фаз. Найчастіше це окиснення металів сухими газами – окисниками (O_2 , Cl_2 , SO_2 , NO_2 тощо), тому таку корозію ще називають *газовою*. До хімічної корозії відносять і корозію в розчинах неелектролітів. Цей вид корозії протікає, в основному, рівномірно по всій поверхні металу. В зв'язку з цим хімічна корозія менш небезпечна, ніж електрохімічна. Типовим прикладом хімічної корозії є окиснення металів в атмосфері сухого кисню:



Електрохімічна корозія – це процес руйнування металів, який виникає при їх контакт з розчинами електролітів з виникненням електричного струму [2, 4].

Руйнування металу відбувається за рахунок утворення на його поверхні гальванічних пар (мікрогальванічних елементів).

Причиною утворення короткозамкнених мікрогальванічних елементів може служити:

- наявність домішок в металі;
- енергетична неоднорідність його поверхні, що викликана неоднор-

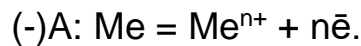


рідністю хімічного або фазового складу як самого металу, так і навколишнього корозійного середовища;

– механічний стан металу.

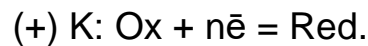
Наявність енергетичної неоднорідності на сусідніх ділянках металеві поверхні призводить до того, що ділянка з більш негативним електродним потенціалом стає анодом, а з більш позитивним – катодом [2, 4].

На аноді відбувається окиснення і розчинення (руйнування) металу за схемою:



Електрони, що вивільнилися при окисненні, переміщуються з анода на катод (більш позитивно поляризована ділянка) і накопичуються га ньому (катодна поляризація).

У навколишньому середовищі завжди є частинки, здатні приймати електрони, вони беруть участь в процесі відновлення:



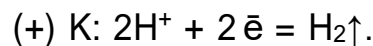
Речовини-окисники (Ox), які відновлюються на катодних ділянках називаються *деполяризаторами*, а реакція їх відновлення – *деполяризацією* [2, 4].

Найбільш поширеними окисниками (деполяризаторами) навколишнього середовища є молекули розчиненого у воді кисню (O₂), самі молекули води (H₂O) і катіони гідрогену (H⁺). Зазвичай, у корозійному середовищі присутні всі три деполяризатора. Який з них буде визначати перебіг катодного процесу залежить від співвідношення їх концентрацій.

Розрізняють два види процесів деполяризації – з виділенням водню (воднева деполяризація) і поглинанням кисню (киснева деполяризація).

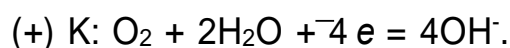
Воднева деполяризація супроводжується відновленням на катодних ділянках водню [2, 4].

У *кислому середовищі* (pH < 7) деполяризація протікає за участю йонів Гідрогену:



Киснева деполяризація обумовлена відновленням атмосферного кисню, розчиненого в корозійному середовищі. Корозія металів з кисневою деполяризацією є найбільш поширена у прісній та морській воді, сольових розчинах, у землі та вологій атмосфері повітря. Схема кисневої деполяризації суттєво залежить від pH середовища.

У насиченому киснем *нейтральному і лужному середовищі* (pH ≥ 7) деполяризація протікає за участю кисню і води:



Методи захисту металів від корозії [2, 4]

Сучасний захист металів від корозії базується на таких методах:

- підвищення хімічного опору конструкційних матеріалів;
- ізоляція поверхні металу від агресивного середовища;
- пониження агресивності виробничого середовища;
- зниження корозії накладанням зовнішнього струму (електрохімічний захист).

Широко застосовують такі основні види захисту металевих конструкцій від корозії [2, 4]:

1. *Створення сплавів з антикорозійними властивостями* – один з найважливіших напрямків боротьби проти корозійних втрат. Введенням до складу сталі близько 12 % хрому добувають нержавіючу сталь, стійку проти корозії. Додатки нікелю, кобальту і міді посилюють антикорозійні властивості сталі, оскільки підвищується схильність сплавів до пасивації. Перспективним є також перехід у ряді конструкцій від металевих до хімічно стійких матеріалів (пластичні високополімерні матеріали, скло, кераміка та ін.).

2. *Використання захисних покриттів* – ізоляція поверхні металів від агресивного середовища шляхом нанесення неметалічних (лакофарбних, керамічних, пластиків тощо) та металічних покриттів, які можуть бути анодними і катодними.

Катодні покриття виготовляють з металів, які мають більший електродний потенціал (менш активні) у даному середовищі, ніж основний метал, наприклад, олов'яне покриття на поверхні заліза (**луджене залізо**). Проте незначне порушення суцільності покриття роблять його навіть шкідливим. У місце порушення суцільності покриття проникає агресивне середовище і утворюється гальванічна пара, в якій основний метал (залізо) виконує роль анода й швидко руйнується, катодом стає олово, на якому починає відбуватися катодна деполаризація. Крім олова, як катодні покриття, використовують також мідь, нікель та інші метали [2, 4].

Анодні покриття виготовляють з металів, які мають менший електродний потенціал (більш активні) в даному середовищі, ніж основний метал. Дія такого покриття не припиняється навіть після порушення його цілісності. Сутність захисту металевих виробів анодним покриттям полягає в тому, що при порушенні суцільності покриття саме воно стає анодом і руйнується. В разі пошкодження покриття виникають гальванічні пари, в яких метал виробу виконує роль катода і не руйнується [2, 4].

3. *Зміна складу агресивного середовища, застосування інгібіторів корозії*. Прикладами такої обробки можуть служити: нейтралізація або знекиснення корозійних середовищ, а також застосування різного роду інгібіторів корозії [2, 4].

Інгібіторами корозії називають речовини, невеликі добавки яких до корозійного середовища сповільнюють корозію металів. Найчастіше це



органічні речовини – аміни, уротропін, формалін тощо. Дія інгібіторів полягає в тому, що на поверхні метала вони утворюють адсорбційну плівку, яка ізолює метал від середовища.

4. *Електрохімічні методи* – протекторний та катодний захист [2, 4].

Шляхом катодної або анодної поляризації від стороннього джерела струму або приєднанням до конструкції, що захищається, протекторів, потенціал металу зміщується до значень, при яких сильно сповільнюється або повністю припиняється корозія.

Суть *протекторного захисту* полягає в тому, що до об'єкта захисту провідником приєднують протектор – лист із більш активного металу (Mg, Al). В результаті утворюється гальванічна пара, в якій металева конструкція буде катодом, а повільно буде окислюватись протектор. Протектором захищають об'єкти від корозії на відстанях до 50 м.

При катодному захисті об'єкт сполучають провідником з негативним полюсом джерела постійного струму невеликої напруги, а позитивний полюс заземлюють або сполучають зі шматком металобрухту. Радіус дії катодного захисту досягає 2000 м.

Експериментальна частина

Матеріали і обладнання. штатив з пробірками, скляна трубка, гранули цинку, мідний дріт, мідна стружка, залізна скрепка, розчини: H_2SO_4 , $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$.

1. Контактна електрохімічна корозія металів [12]

В пробірку наберіть 1 мл розчину H_2SO_4 , розведіть 1-1,5 мл води і помістіть гранулу цинку. Спостерігайте повільне виділення водню на поверхні металу (корозія цинку). Опустіть в розчин кислоти зачищену мідну дrottину. Чи витісняє мідь водень з розчину H_2SO_4 ? Доторкніться дротиною до гранули цинку. Що відбувається?

Складіть схему корозійного мікрогальванічного елемента, напишіть рівняння реакцій на електродах. Чому при контакті цинку і міді в розчині кислоти водень виділяється на поверхні міді, а швидкість корозії цинку зростає?

2. Корозія оцинкованого і лудженого заліза [12]

В дві пробірки по 0,5 мл розчину H_2SO_4 , додайте 5 мл води і 2-3 краплі розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, який є чутливим реактивом на іони Fe^{2+} і Zn^{2+} . В першу пробірку помістіть смужку оцинкованого заліза, а в другу – лудженого. Спостерігайте появу жовтого забарвлення в першій пробірці внаслідок утворення комплексу $\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ і синього в другій – за рахунок комплексу $\text{Fe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$.

Напишіть схеми мікрокорозійного цинк-залізного і залізо-олов'яного гальванічного елементів в розчині H_2SO_4 і рівняння реакції при порушенні



покриттів. Зробіть висновок про захисну здатність цинкового і лудженого покриттів на залізі.

Контрольні питання

1. Чим відрізняється корозія технічного заліза в кислому середовищі від корозії його в нейтральному середовищі?
2. Які метали інтенсивно руйнуються в лужному середовищі ?
3. Як протікає корозія заліза, вкритого нікелем, в атмосфері в разі порушення цілісності покриття ?
4. У якому випадку корозія протікає інтенсивніше: у разі контакту заліза з нікелем або з оловом, у нейтральному чи кислому середовищах?
5. Який метал доцільніше вибрати для протекторного захисту від корозії свинцевої оболонки кабелю: цинк, магній або хром? Чому? Скласти рівняння катодного й анодного процесів атмосферної корозії. Який склад продуктів корозії ?
6. Скласти рівняння анодного і катодного процесів з кисневою і водневою деполяризацією при корозії пари «алюміній-залізо». Які продукти корозії утворюються в першому і другому випадках?
7. Дві залізні пластинки, частково вкриті одна оловом, інша міддю, перебувають у вологому повітрі. На якій із цих пластинок швидше утворюється іржа? Чому? Скласти рівняння анодного і катодного процесів корозії цих пластинок. Який склад продуктів корозії ?
8. Який метал доцільніше вибрати для протекторного захисту сталевого корпусу судна: магній, алюміній, мідь? Чому? Скласти рівняння анодного і катодного процесів атмосферної корозії. Який склад продуктів корозії ?
9. Як відбувається атмосферна корозія лудженої міді в разі порушення покриття? Скласти рівняння анодного та катодного процесів.



Загальні правила безпеки, застережні заходи під час роботи в хімічній лабораторії

Дотримування вимог інструкції з техніки безпеки студентів під час роботи в хімічній лабораторії обов'язкове [14].

Вхід стороннім особам під час проведення лабораторних занять забороняється.

Необхідно знати розташування в лабораторії протипожежних засобів, аптечки й уміти ними користуватися. У разі виникнення в лабораторії під час занять аварійних ситуацій (пожежа, поява сторонніх запахів) не допускати паніки й підпорядковуватися тільки вказівкам викладача або завідувача лабораторії.

У разі нещасного випадку негайно звертатися до викладача, завідувача лабораторії. Слід пам'ятати найтипівіші приклади небезпеки при роботі в лабораторії хімії:

- отруєння кислотами, лугами, фенолом, газами;
- опіки термічні, їдкими речовинами, розчинами кислот чи лугів, непогашеним вапном, йодом, рідким бромом; порізи, удари;
- потрапляння в очі сторонніх тіл, їдких рідин; ураження електричним струмом тощо.

Під час виконання лабораторних робіт потрібно дотримуватися таких вимог, а саме:

1) до початку роботи:

– до лабораторних робіт допускають тільки студентів, які добре засвоїли правила техніки безпеки та методику проведення лабораторної роботи;

– працювати в хімічній лабораторії обов'язково в спецодязі;

– хімічні реактиви, призначені для дослідів, студентам видає викладач або лаборант у кількостях, передбачених методикою;

– забороняється їсти, пити в лабораторії, захаращувати проходи сумками;

2) під час роботи:

– не виходити з лабораторії без дозволу викладача, не вживати їжу в лабораторії;

– перед використанням будь-яких речовин для дослідів уважно розглянути етикетку на склянці, у якій зберігаються реактиви, для запобігання помилок, що можуть призвести до нещасних випадків;

– досліді проводити з тими кількостями й концентраціями речовин у посуді за тих умов і послідовності, які зазначені методикою;

– насипати або наливати реактиви слід на столі;

– забороняється брати реактиви незахищеними руками, для цього використовувати фарфорові ложки, шпателі або совочки;

– не дозволяється просипаний або пролитий випадково реактив зсипати або зливати назад у тару до основної кількості реактивів;



- усі операції з легкозаймистими речовинами, концентрованими кислотами та лугами і роботу з металічним натрієм проводити лише у витяжній шафі;

- забороняється залишати без нагляду запалені спиртівки, а також увімкнені електронагрівальні прилади;

- під час нагрівання рідин не зазирати в посудину (навіть у пробірку) згори, бо в разі можливого викидання нагрітої речовини можуть бути нещасні випадки;

- для уникнення викиду киплячої рідини з реакційної посудини нагрівання її проводити рівномірно, часто перемішуючи, заздалегідь помістивши на дно посудини 2–3 кип'ятільних камінці (дрібні шматочки пористого неорганічного матеріалу, наприклад неглазурованої облицювальної плитки);

- нагрівання пробірок з речовинами проводити поступово і рівномірно, тримати пробірку за допомогою спеціального затискувача похило, періодично струшуючи, спрямовуючи отвір пробірки від себе та від інших людей, які працюють у лабораторії;

- визначати речовину за запахом наступним чином – легким рухом долоні над отвором посудини спрямувати пару або газ до носа і вдихати обережно;

3) після закінчення роботи:

- залишки кислот, лугів, сірчистих сполук, вогнебезпечних рідин зливати в призначені для цієї мети склянки (не виливати в раковини);

- вимити лабораторний посуд, розставити ємності і склянки з робочими розчинами на їх місця, витерти робочу поверхню столу, закрутити водопровідні крани, вимкнути електроприлади, витяжну вентиляцію і погасити світло в лабораторії;

- ретельно вимити руки з милом.

ЛІТЕРАТУРА

1. Цветкова Л. Б. Загальна хімія: частина перша : навч. посібник. Львів : «Магнолія», 2022. 398 с.
2. Підгорний А. В., Назарова Т. М., Дуда Т. І. Хімія : підручник для здобувачів ступеня бакалавра за спеціальностями галузі знань 10 «Природничі науки». Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2020. 351 с. URL: <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/37137>.
3. Загальна хімія : навч. посібник / В. І. Булавін та ін. ; заг. ред. В. І. Булавін. 2-ге вид., перероб. та допов. Харків : НТУ "ХПІ", 2019. 376 с. URL: <https://repository.kpi.kharkov.ua/handle/KhPI-Press/44735>.
4. Назарко І. С., Вічко О. І. Загальна хімія : навчальний посібник для студентів технічних спеціальностей. Тернопіль : Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя, 2019. 192 с.
5. Цветкова Л. Б. Неорганічна хімія: теорія і задачі : навч. посібник. Львів : «Магнолія», 2022. 352 с.
6. Хімія. Теорія та практикум. Частина 1 / А. П. Ранський та ін. Вінниця : ВНТУ, 2016. 106 с.
7. Хімія. Теорія та практикум. Частина 2 / А. П. Ранський та ін. Вінниця : ВНТУ, 2016. 98 с.
8. Ліцман Ю. В., Марченко Л. І., Лебедєв С. Ю. Самостійна робота студентів при вивченні хімії. Суми : Сумський державний університет, 2011. 349 с.
9. Цветкова Л. Б. Збірник задач з хімії : навч. посібник. Львів : «Магнолія», 2022. 292 с.
10. Невинський О. Г. Методичні вказівки для підготовки до практичних занять із загальної та неорганічної хімії. Частина І. Загальна хімія. Миколаїв : Вид-во ЧНУ ім. Петра Могили, 2021. 116 с.
11. Методичні вказівки до виконання лабораторних та практичних робіт з навчальної дисципліни «Хімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійними програмами «Гірництво» спеціальності 184 «Гірництво», «Автомобільний транспорт» спеціальності 274 «Автомобільний транспорт», «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» спеціальності 275 «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» та «Галузеве машинобудування» спеціальності 133 «Галузеве машинобудування» денної та заочної форм навчання / уклад.: Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна. Рівне : НУВГП, 2022. 45 с.
12. Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт із навчальної дисципліни «Хімія. Модуль 1» (для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти денної та заочної форм навчання зі спеціальності 185 – Нафтогазова інженерія та технології) / уклад.: С. В. Нестеренко, Т. Д. Панайотова, І. С. Зайцева. Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2024. 39 с.



13. Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт із навчальної дисципліни «Хімія» (для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти денної форми навчання зі спеціальності 275 – Транспортні технології (за видами)) / уклад.: Т. Д. Панайотова, І. С. Зайцева. Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2024. 52 с.

14. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з курсу «Загальна та неорганічна хімія» для студентів спеціальності 181 «Харчові технології» Ч.1. «Загальна хімія» / укладачі: О. І. Вічко, І. С. Назарко. Тернопіль : ТНТУ, 2020, 60 с.



Навчально-методичне видання

Юсіна Ганна Леонідівна

ХІМІЯ

методичні вказівки до виконання лабораторних робіт

Публікується в авторській редакції