



Національний університет  
водного господарства та природокористування

**Міністерство освіти і науки України**  
Національний університет водного господарства та  
природокористування

**Кафедра хімії та фізики**

**05-06-62**

### **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни

**„ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ”**

**(ТЕМАТИЧНИЙ РОЗДІЛ №1: „ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ.  
ОСНОВИ БІОГЕОХІМІЇ”)**

для студентів за напрямом підготовки 6.040106 „Екологія,  
охорона навколишнього середовища та збалансоване  
природокористування” денної та заочної форм навчання

Рекомендовано  
методичною комісією напряму  
підготовки 6.040106  
„Екологія, охорона  
навколишнього середовища  
та збалансоване  
природокористування”  
Протокол № \_\_ від \_\_.\_\_.2015 р.

**Рівне – 2015**



Національний університет

водного господарства

та природокористування

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни „Хімія з основами біогеохімії” (тематичний розділ №1: „Загальна хімія. Основи біогеохімії”) для студентів за напрямом підготовки 6.040106 „Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування” денної та заочної форм навчання / О.І. Мисіна, М.В. Яцков. – Рівне : НУВГП, 2015. - 44с.

Упорядники: О.І. Мисіна, ст.викладач кафедри хімії та фізики;  
М.В. Яцков, завідувач кафедри хімії та фізики



Національний університет  
водного господарства  
та природокористування

Відповідальний за випуск: М.В. Яцков, канд.техн.наук,

завідувач кафедри хімії та фізики

© О.І. Мисіна,  
М.В. Яцков, 2015  
© НУВГП, 2015



## ЗМІСТ

	Стор.
<b>ПЕРЕДМОВА</b> .....	4
<b>Загальні питання організації та проведення лабораторних робіт</b> .....	5
<b>Лабораторна робота №1. Класи неорганічних сполук.</b> Властивості оксидів, основ та амфотерних гідроксидів.....	6
<b>Контрольні завдання</b> .....	11
<b>Лабораторна робота №2. Класи неорганічних сполук.</b> Властивості кислот та солей.....	11
<b>Контрольні завдання</b> .....	16
<b>Лабораторна робота №3. Окисно-відновні реакції</b> .....	19
<b>Контрольні завдання</b> .....	24
<b>Лабораторна робота №4. Приготування розчину хлоридної кислоти та визначення його концентрації титруванням</b> .....	26
<b>Контрольні завдання</b> .....	31
<b>Лабораторна робота №5. Реакції в водних розчинах електролітів</b> .....	31
<b>Контрольні завдання</b> .....	34
<b>Лабораторна робота №6. Електролітична дисоціація води. Водневий показник (<i>pH</i>) розчинів. Гідроліз солей</b> .....	35
<b>Контрольні завдання</b> .....	39
<b>Лабораторна робота №7. Реакції осадження білків</b> .....	40
<b>Контрольні завдання</b> .....	44
<b>ЛІТЕРАТУРА</b> .....	44



## ПЕРЕДМОВА

Приєднання України до Болонської конвенції та інтеграція до єдиного європейського простору вищої освіти передбачає реформування школи шляхом впровадження кредитно-трансферної системи організації навчального процесу.

Лабораторні роботи з навчальної дисципліни „Хімія з основами біогеохімії” максимально наближені до майбутньої спеціальності студентів, охоплюють основні розділи хімії і спрямовані на більш поглиблене засвоєння знань.

Головною метою навчальної дисципліни „Хімія з основами біогеохімії” є:

- ознайомлення студентів з основними положеннями та закономірностями хімії та біогеохімії, формування наукового світогляду, розвитку хімічного мислення і здатності аналізувати явища;

- формування спеціальних умінь та навичок для застосування хімічних законів і процесів, для використання хімічних речовин і матеріалів у практичній діяльності.

В процесі виконання лабораторної роботи студенти повинні закріпити теоретичні знання з даного розділу програми, навчитися працювати з лабораторним посудом та приладами. Робота в лабораторії вимагає осмислення теоретичного матеріалу, з якими пов'язані досліди, тому студент повинен вивчити теоретичний матеріал з теми лабораторної роботи, який наведений у теоретичному вступі до кожної роботи. Обов'язкові знання студентів з правил техніки безпеки при роботі з приладами і відповідними реактивами, без чого не можна починати практичну частину роботи. Лабораторна робота з відповідним оформленням в зошиті подається у вигляді звіту для захисту.



## Загальні питання організації та проведення лабораторних робіт

Свідоме виконання лабораторних робіт є можливим тільки за умови попередньої підготовки, тому перед лабораторним заняттям студент повинен вдома вивчити теоретичний вступ до роботи та порядок її виконання.

Всі роботи в лабораторії виконують бригадами, які складаються з 2-х студентів. За кожним студентом на весь час роботи закріплюється визначене робоче місце. Результати дослідів слід записувати в лабораторний журнал (зошит з полями для зауважень викладача). Необхідно відмічати умови проведення дослідів та явищ, які спостерігаються. Хімічні реакції треба виражати відповідними рівняннями. Іноді слід зробити малюнок приладу, за допомогою якого проводиться дослід.

Якщо при розрахунках, пов'язаних з обробкою експериментальних даних, вводяться величини атомних мас, то їх слід брати з двома знаками після коми.

Перед проведенням наступного досліді необхідно записати в зошит результати попереднього.

Після проведення кожної лабораторної роботи робочий зошит має бути представлений викладачу на підпис.

Розпочати виконання лабораторної роботи можна тільки з дозволу викладача. Реактиви слід брати в кількостях, які вказані в інструкції. Склянки з реактивами потрібно закривати корками і ставити на місце. Надлишок взятого реактиву не можна виливати назад в склянку. Використані реактиви слід виливати в раковину.

Усі роботи з шкідливими речовинами треба проводити тільки під тягою. Концентровані кислоти і луги не можна приносити на свої робочі місця.

Випадково вилиті кислоти або луги необхідно швидко змити інтенсивним струменем води з водопровідного крана. Потім слід звернутися до чергового лаборанта та за його вказівкою прибрати своє робоче місце.

Гарячі прилади та посуд можна ставити тільки на спеціальні підставки, а не на відкритий стіл.

Про витік горючого газу слід негайно повідомити чергового лаборанта або викладача.

В усіх нещасних випадках треба звертатися до викладача!



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

### КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ, ОСНОВ ТА АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ

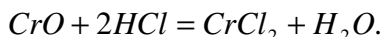
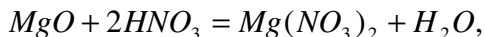
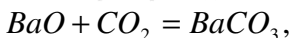
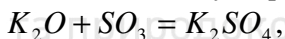
#### Теоретична частина

**Оксидами** називаються сполуки елементів з Оксигеном, в яких він має ступінь окиснення -2.

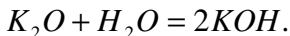
За хімічними властивостями оксиди поділяють на **несолетворні** і **солетворні**. Оксиди, які не утворюють гідратних сполук і солей, називаються **несолетворними** ( $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ ,  $SiO$ ).

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

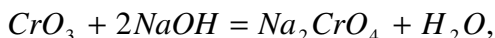
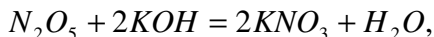
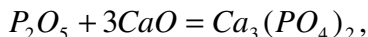
**Основними** називають оксиди, гідрати яких є основами. До них належать оксиди активних металів – лужних ( $Li$ ,  $Na$ ,  $K$ ,  $Rb$ ,  $Cs$ ), лужноземельних ( $Ca$ ,  $Sr$ ,  $Ba$ ,  $Ra$ ), Магнію, Лантану, а також перехідних металів ( $Mn$ ,  $Cr$ ,  $Ni$ ,  $Fe$ ,  $Cu$ ) в нижчих ступенях окиснення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

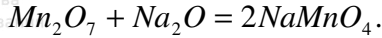


Оксиди лужних і лужноземельних металів розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – розчинні у воді основи (луги):

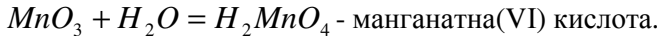
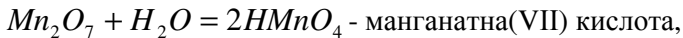
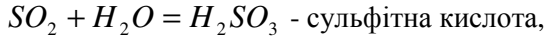


**Кислотними оксидами або ангідридами** називають оксиди, гідрати яких є кислотами. До них належать оксиди неметалів ( $CO_2$ ,  $B_2O_3$ ,  $N_2O_5$ ,  $P_2O_5$ ,  $SO_3$ ,  $SO_2$ ,  $N_2O_3$ ), а також оксиди перехідних металів у вищому (+6, +7) ступені окиснення ( $CrO_3$ ,  $MnO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ). Кислотні оксиди реагують з основними оксидами і їх гідратами (основами) з утворенням солей:

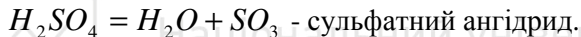
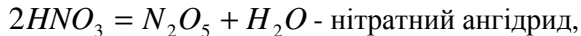




Майже всі кислотні оксиди, окрім  $SiO_2$  і деяких інших розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – кислоти:

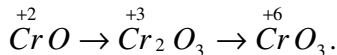


**Ангїдридами кислот** називають кислотні оксиди, які одержані шляхом дегїдратації (вїдбирання води) вїд вїдповїдних оксигеновмісних кислот:



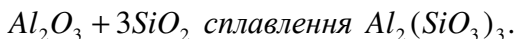
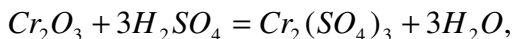
**Амфотерними оксидами** називають оксиди, які мають слабко виражені і кислотні і основні властивості, тобто здатні реагувати і з сильними кислотами і з сильними основами (лугами) з утворення солей. До них належать оксиди деяких малоактивних металів головних підгруп ( $BeO$ ,  $Al_2O_3$ ), а також оксиди багатьох перехїдних металів у проміжному ступенї окиснення ( $ZnO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $MnO_2$ ,  $SnO_2$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $TiO_2$ ).

У перехїдних металів із змінною валентністю з підвищенням ступеня окиснення хїмічний характер оксидів змінюється вїд основного через амфотерний до кислотного:



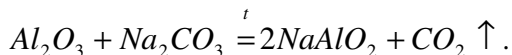
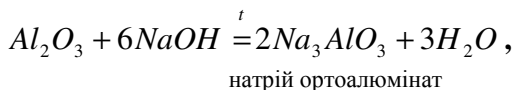
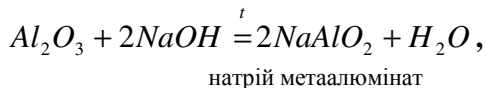
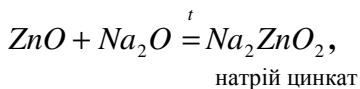
основний      амфотерний      кислотний

Амфотерні оксиди реагують з кислотними оксидами та кислотами, проявляючи слабко виражені основні властивості, з утворення солей:

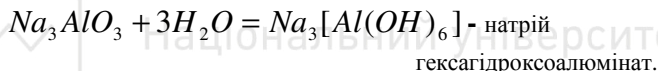
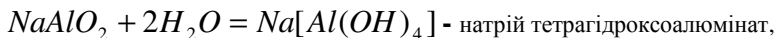


Проявляючи слабко виражені кислотні властивості, амфотерні оксиди реагують з оксидами, гідроксидами або карбонатами

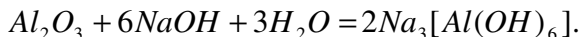
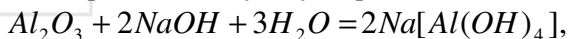
лужних та лужноземельних металів з утворенням солей. Ці реакції відбуваються під час сплавлення:



Одержані солі приєднують воду за звичайних умов, утворюючи комплексні солі:

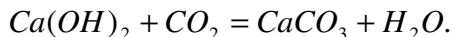
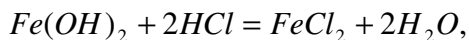


При безпосередній взаємодії амфотерних оксидів з концентрованими розчинами лугів утворюються комплексні солі:

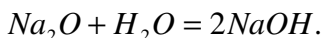


**Основами** називають сполуки, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних залишків та гідроксид-аніони  $\text{OH}^-$ .

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

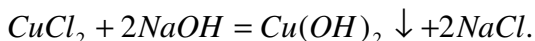
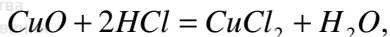


Основи є продуктами гідратації основних оксидів. **Розчинні у воді основи (луги)** утворюються в результаті прямої гідратації розчинних у воді основних оксидів:

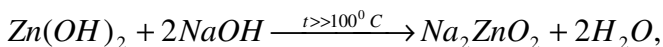
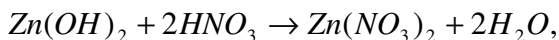


Нерозчинні у воді основи утворюються в результаті непрямой гідратації основних оксидів:

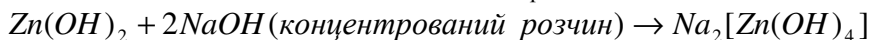




**Амфотерні гідроксиди** – це продукти непрямой гідратації амфотерних оксидів. Як і амфотерні оксиди, вони реагують як з кислотами, так і з лугами з утворенням солей. При взаємодії з кислотами вони поведуть себе як слабкі основи, а при взаємодії з лугами – як слабкі кислоти:



натрій цинкат



натрій

тетрагідроксоцинкат

## Експериментальна частина

### I. Властивості основних оксидів

1. 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 хлоридної кислоти. Записати спостереження та рівняння реакцій.

### II. Добування і властивості кислотних оксидів

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 лакмусу, 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

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 хлоридної кислоти, в третю – 2-3 мл концентрованого розчину лугу (натрій гідроксиду). Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій.

Результати дослідів I, II, III звести у таблицю 1 і зробити висновки про хімічний характер досліджених оксидів.

Таблиця 1

Оксид	Рівняння реакцій з			Висновок про характер оксиду
	водою	кислотою	лугом	
<i>CuO</i>				
<i>CaO</i>				
<i>CO<sub>2</sub></i>				
<i>ZnO</i>				

### IV. Добування нерозчинних основ

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

### V. Добування та властивості амфотерних гідроксидів

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



## Контрольні запитання

Для наведених нижче оксидів (таблиця 2):

- 1) вказати тип оксиду, скласти формулу гідратної сполуки даного оксиду, назвати речовини;
- 2) написати можливі рівняння реакції взаємодії даного оксиду та його гідрату з: водою,  $P_2O_5$ ,  $CaO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $NaOH$ ,  $Zn(OH)_2$ .

Таблиця 2

№	Оксид	№	Оксид	№	Оксид	№	Оксид
1	$CO_2$	6	$Cr_2O_3$	11	$CuO$	16	$MgO$
2	$Na_2O$	7	$SO_3$	12	$P_2O_5$	17	$Mn_2O_7$
3	$BeO$	8	$CrO$	13	$K_2O$	18	$MnO_2$
4	$SO_2$	9	$N_2O_5$	14	$Al_2O_3$	19	$CrO_3$
5	$BaO$	10	$ZnO$	15	$SiO_2$	20	$FeO$



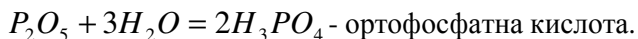
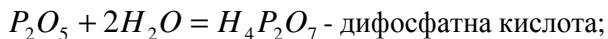
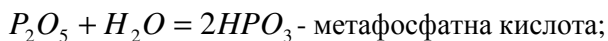
## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №2 КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ ТА СОЛЕЙ

### Теоретична частина

**Кислотами** називають речовини, які у водних розчинах дисоціюють на гідроген-катиони та аніони кислотних залишків.

Кислоти поділяють на безоксигенні та оксигенні або оксигеновмісні. **Безоксигенними** кислотами є водні розчини сполук неметалів шостої та сьомої групи періодичної системи елементів з Гідрогеном:  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HF$ ,  $HI$ , а також  $HCN$ ,  $HCNS$ . **Оксигеновмісні** кислоти є гідратами (продуктами гідратації) кислотних оксидів (ангідридів кислот):  $H_2SO_3$  – продукт гідратації  $SO_2$ ,  $H_2SO_4 - SO_3$ ,  $H_2CrO_4 - CrO_3$ ,  $HNO_3 - N_2O_5$ ,  $H_3PO_4 - P_2O_5$ .

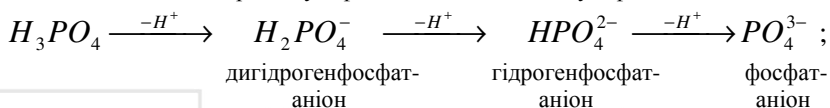
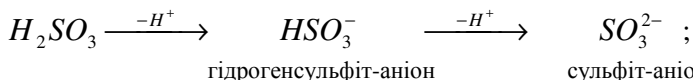
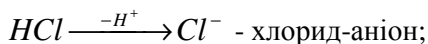
Один і той же ангідрид (наприклад, фосфатний) може утворювати декілька кислот. Продукти мінімальної гідратації ангідридів називають мета-кислотами, а максимальної – орто-кислотами:





Число йонів гідрогену, які утворюються внаслідок дисоціації у водному розчині з однієї молекули кислоти, визначає **основність** кислоти. За основністю кислоти поділяють на одноосновні ( $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HF$ ,  $HI$ ,  $HNO_3$ ), двоосновні ( $H_2SO_4$ ,  $H_2SiO_3$ ), триосновні ( $H_3PO_4$ ,  $H_3AsO_4$ ).

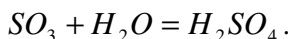
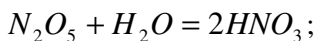
**Кислотними залишками** називають негативно заряджені йони, які утворюються в результаті відриву від молекули кислоти одного або кількох йонів гідрогену. Валентність кислотного залишку визначається числом йонів гідрогену, що відірвалися:



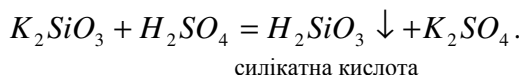
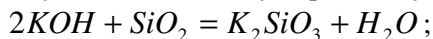
Кількість кислотних залишків відповідає кількості атомів Гідрогену у кислоті, тобто її основності.

Назви кислот складаються з назви елемента, характерного для кислотного залишку, вказуючи при необхідності ступінь окиснення та відповідного суфікса.

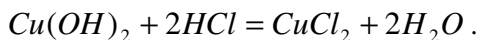
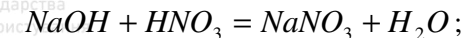
Розчинні у воді кислоти отримують внаслідок прямої гідратації ангідридів кислот:



Нерозчинні у воді кислоти можна одержати непрямою гідратацією їх нерозчинних у воді ангідридів. Спочатку нерозчинний оксид переводять у розчинну сіль, 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**:



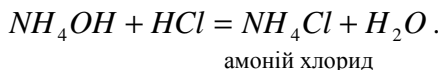
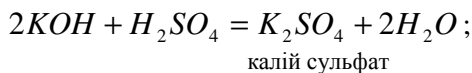
Таблиця 3

Систематичні назви кислот та кислотних залишків

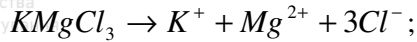
Формула кислоти	Систематична назва	Формула кислотного залишку	Назва кислотного залишку
$HCl$	Хлоридна	$Cl^-$	Хлорид
$HBr$	Бромідна	$Br^-$	Бромід
$HF$	Флуоридна	$F^-$	Флуорид
$HI$	Йодидна	$I^-$	Йодид
$HNO_3$	Нітратна	$NO_3^-$	Нітрат
$HNO_2$	Нітратна(III), нітритна	$NO_2^-$	Нітрит
$H_2CO_3$	Карбонатна	$CO_3^{2-}$	Карбонат
$H_2SO_4$	Сульфатна	$SO_4^{2-}$	Сульфат
$H_2SO_3$	Сульфатна(IV), сульфітна	$SO_3^{2-}$	Сульфит
$H_2S$	Сульфідна	$S^{2-}$	Сульфід
$H_2SiO_3$	Силікатна	$SiO_3^{2-}$	Силікат
$H_3PO_4$	Ортофосфатна, фосфатна	$PO_4^{3-}$	Ортофосфат, фосфат

**Солями** називають складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних та аніони кислотних залишків. Солі поділяють на середні, кислі та основні.

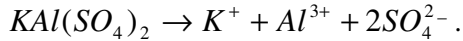
**Середні солі** – це продукти повної взаємної нейтралізації кислоти і основи:



Середні солі бувають прості, подвійні, змішані, комплексні. Солі, які у водному розчині дисоціюють на два основних і один кислотний залишки, називають **подвійними**:



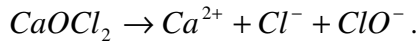
калій магній хлорид



алюміній калій сульфат

В назвах подвійних солей катіони перелічуються у алфавітному порядку.

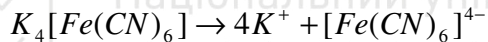
Солі, які у водному розчині дисоціюють на два кислотних і один основний залишки, називають **змішаними**:



кальцій гіпохлорид-хлорид

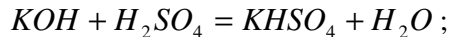
В назвах змішаних солей аніони перелічуються у алфавітному порядку.

Солі, які у водних розчинах дисоціюють на комплексні йони, називають **комплексними**:



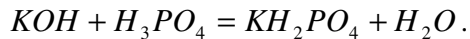
калій гексацианферат(II)

**Кислі солі** - продукти часткової нейтралізації багатоосновних кислот основами:



калій

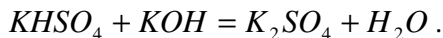
гідрогенсульфат



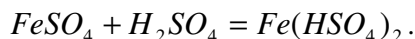
калій

дигідрогенфосфат

При додаванні лугів кислі солі перетворюються на середні:

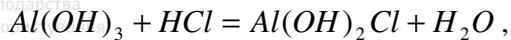


Кислі солі утворюються при додаванні кислоти до середньої солі:

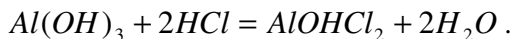


ферум(II) гідрогенсульфат

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

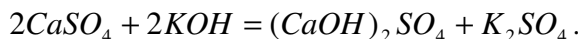
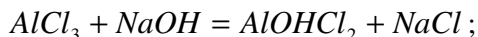


алюміній  
дигідроксид хлорид



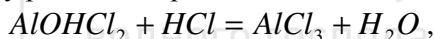
алюміній  
гідроксид хлорид

Основні солі утворюються при взаємодії лугу з надлишком середньої солі:

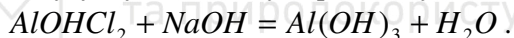


кальцій  
гідроксид сульфат

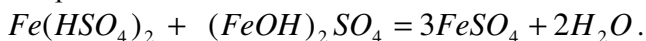
При додаванні кислоти малорозчинні основні солі перетворюються у розчинні середні солі:



а при додаванні лугу – у відповідну нерозчинну основу:



При змішуванні кислих та основних солей відбувається їх взаємна нейтралізація:



ферум(II)                      ферум(II)  
гідрогенсульфат              гідроксид сульфат

## Експериментальна частина

### I. Добування середніх солей

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 фосфату і додати стільки ж розчину кальцій хлориду до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.



## II. Добування та властивості кислих солей

1. До вмісту пробірки з попереднього дослідження (I.2) додавати краплями фосфатну кислоту до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції перетворення середньої солі в кислоту. Скільки кислих солей можна одержати?

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.

## III. Добування та властивості основних солей

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину купрум(II) сульфату, додати 1-2 краплі розбавленого розчину натрій гідроксиду. Відмітити колір одержаного осаду основної солі, написати рівняння реакції.

2. Вміст пробірки розділити на три частини. До однієї пробірки додати надлишок лугу. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в відповідний гідроксид.

До вмісту другої пробірки додати розчин сульфатної кислоти. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в середню.

Вміст пробірок з осадами основної солі і гідроксиду довести до кипіння. Де і чому змінюється забарвлення? Написати рівняння відповідної реакції.

## Контрольні завдання

1. Складіть формули всіх можливих солей (середніх, кислих, основних), які утворюються при взаємодії речовин, наведених у таблиці 4:

Таблиця 4

№ варіанту	Речовини, що реагують	№ варіанту	Речовини, що реагують
1	2	3	4
1	$Fe(OH)_3$ та $H_2SO_4$	11	$KOH$ та $H_2SiO_3$
2	$Ca(OH)_2$ та $H_3PO_4$	12	$Mn(OH)_2$ та $H_2SO_4$





1	2	3	4
3	$Al(OH)_3$ та $H_2SO_4$	13	$Al(OH)_3$ та $H_3PO_4$
4	$Fe(OH)_2$ та $H_2SO_3$	14	$Cu(OH)_2$ та $H_2SO_4$
5	$Cr(OH)_3$ та $H_3PO_4$	15	$Cr(OH)_3$ та $HCl$
6	$Mg(OH)_2$ та $H_3PO_4$	16	$Ba(OH)_2$ та $H_2CO_3$
7	$Zn(OH)_2$ та $H_2S$	17	$Ca(OH)_2$ та $H_2SiO_3$
8	$NaOH$ та $H_3PO_4$	18	$Fe(OH)_3$ та $H_2SO_3$
9	$Ca(OH)_2$ та $H_2CO_3$	19	$Zn(OH)_2$ та $H_2SO_4$
10	$Fe(OH)_3$ та $HNO_3$	20	$KOH$ та $H_3PO_4$

2. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення (таблиця 5):

Таблиця 5

№	Схема перетворення
1	2
1	$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow$ $\rightarrow (Fe(OH)_2)_2SO_4 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$
2	$Ca(OH)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow$ $\rightarrow (CaOH)_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$
3	$AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow$ $\rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$
4	$ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$
5	$Mg(OH)_2 \rightarrow (MgOH)_2SO_3 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Mg(HSO_3)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow Mg(OH)_2$
6	$Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(HSO_4)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$ $\downarrow$ $CrOHSO_4 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow NaCrO_2$



1	2
7	$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$ $\downarrow \qquad \qquad \downarrow$ $CaHPO_4 \quad (CaOH)_3PO_4$
8	$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow FeSO_4$
9	$CoCl_2 \rightarrow CoOHCl \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow CoSO_4 \rightarrow Co(HSO_4)_2$
10	$CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(HSO_4)_2$
11	$FeCl_3 \rightarrow FeOHCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2Cl \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$
12	$MgSO_4 \rightarrow Mg(HSO_4)_2 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow (MgOH)_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow Mg(OH)_2.$
13	$CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2$ $\downarrow$ $Cu(HSO_4)_2 \rightarrow CuSO_4$
14	$AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow$ $\rightarrow Al(HSO_4)_3$
15	$ZnCl_2 \rightarrow ZnOHCl \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2$ $\downarrow$ $ZnCl_2$
16	$Mg_3(PO_4)_2 \rightarrow MgHPO_4$ $\downarrow \qquad \qquad \downarrow$ $Mg(H_2PO_4)_2 \quad (MgOH)_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_3$
17	$Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaOHNO_3 \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Ba(HCO_3)_2$
18	$CrSO_4 \rightarrow (CrOH)_2SO_4 \rightarrow Cr(OH)_2 \rightarrow CrSO_4 \rightarrow Cr(HSO_4)_2$
19	$Mn(OH)_2 \rightarrow (MnOH)_2SO_3 \rightarrow Mn(OH)_2 \rightarrow MnSO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Mn(HSO_3)_2 \rightarrow MnSO_3 \rightarrow Mn(OH)_2$
20	$Be(OH)_2 \rightarrow BeSO_4 \rightarrow Be(SO_4)_3$ $\downarrow$ $BeOHNO_3 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow Na_2BeO_2$



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

### Теоретична частина

**Окисно-відновні реакції** - це реакції, що супроводжуються зміною ступенів окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин.

**Окиснення** – це процес віддавання електронів атомом, молекулою або йоном. Атоми, молекули або йони, що віддають електрони, називаються відновниками, самі ж вони окиснюються.

**Відновлення** – це процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном. Атоми, молекули або йони, що приєднують електрони, називаються окисниками, самі ж вони відновлюються.

Ступінь окиснення атома позначається арабською цифрою із знаком „+” або „-” і ставиться над символом хімічного елемента.

**Ступінь окиснення** – це той електричний заряд, який виникає на атомі в результаті зміщення електронних пар від атома з меншою електронегативністю до атома з більшою електронегативністю.

Можна дати і інше визначення цього поняття: ступінь окиснення – це той умовний заряд атома в сполуці, який обчислений, виходячи з припущення, що речовина складається тільки з йонів.

В більшості сполук ступінь окиснення Оксигену дорівнює – 2 (винятки  $OF_2$ , де ступінь окиснення Оксигену +2 і пероксиди  $H_2O_2$ ,  $Na_2O_2$ , де ступінь окиснення –1).

Для Гідрогену в сполуках характерний ступінь окиснення +1 (виняток – гідриди металів  $NaH$ ,  $CaH_2$ , де ступінь окиснення Гідрогену –1).

В молекулах простих речовин ступені окиснення атомів дорівнюють нулю.

Ступінь окиснення атомів в простих йонних сполуках за знаком і величиною дорівнює електричному заряду йону.

Наприклад,  $K^{+1}Cl^{-1}$ .

Якщо молекула утворюється за рахунок ковалентного зв'язку, то ступінь окиснення більш електронегативного атома має знак (-), а менш електронегативного (+). Наприклад,  $S^{+4}O_2^{-2}$ .

Алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в сполуці дорівнює нулю, а в складному йоні – заряду йона. Виходячи з цього, можна легко визначити ступінь окиснення атомів в складних сполуках.

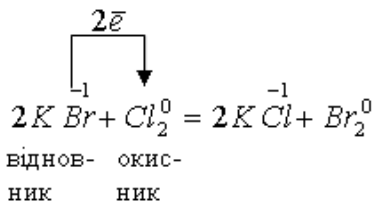


## Класифікація окисно-відновних реакцій

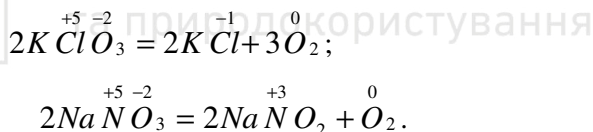
Окисно-відновні реакції поділяються на три типи:

- 1) міжмолекулярного окиснення-відновлення;
- 2) внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення;
- 3) диспропорціонування (самоокиснення – самовідновлення).

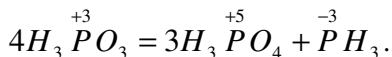
До першого типу належать реакції, при перебігу яких електрони переходять від молекул одних речовин до молекул інших, тобто окисник і відновник представлені різними речовинами:



До другого типу належать реакції, які відбуваються із зміною ступенів окиснення різних атомів в одній молекулі. В цьому випадку атом, який має вищий ступінь окиснення, окиснює атом з нижчим ступенем окиснення:



В реакціях третього типу вихідна речовина виявляє функції як окисника, так і відновника:



Фосфатна(III) кислота (ступінь окиснення Фосфору +3) виступає одночасно окисником (Фосфор відновлюється до ступеня окиснення -3 в сполуці PH<sub>3</sub>) і відновником (Фосфор окиснюється до ступеня окиснення +5 в фосфатній кислоті H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>).

Реакції такого типу можливі, якщо відповідний елемент знаходиться в вихідній сполуці в проміжному ступені окиснення. В розглянутому прикладі ступінь окиснення Фосфору в вихідній сполуці (+3) має проміжне значення між можливим максимальним (+5) і мінімальним (-3) ступенями окиснення цього елемента.

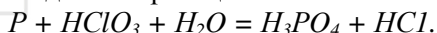


## Правила складання рівнянь електронного балансу

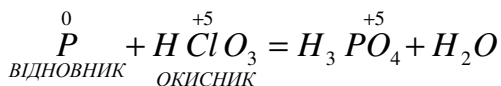
При складанні рівнянь електронного балансу виходять з того, що:

- сума електронів, які беруть участь в реакції відновлення, дорівнює сумі електронів, які беруть участь в реакції окиснення;
- алгебраїчна сума ступенів окиснення окремих атомів, відповідних молекул, дорівнює нулю;
- визначають речовини, в яких атоми змінюють свій ступінь окиснення;
- занотовують рівняння електронного балансу, в яких розраховується кількість електронів, які віддає відновник і приймає окисник;
- зрівнюють кількості приєднаних і відданих електронів введенням множників, виходячи з найменшого загального кратного для коефіцієнтів у процесах окиснення й відновлення;
- знайдені коефіцієнти підставляють у рівняння реакції перед відповідними формулами речовин у лівій і правій частинах.
- підбирають коефіцієнти для решти учасників реакції.

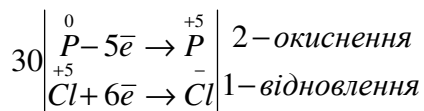
**Приклад.** Методом електронного балансу розставте коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції:



На початку складання рівняння реакції визначаємо елементи, що змінили ступінь окиснення, і складімо електронний баланс процесів окиснення й відновлення:

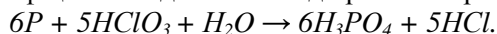


Ступінь окиснення змінюють Фосфор і Хлор. Складімо електронні рівняння:



Найменше спільне кратне дорівнює 30.

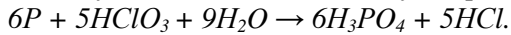
Знайдені коефіцієнти підставляємо до рівняння реакції:





Порівняння лівої і правої частин рівняння показує, що для повного матеріального балансу в лівій частині перед  $H_2O$  треба виставити коефіцієнт 9.

Тоді в остаточному вигляді має місце наступне рівняння:



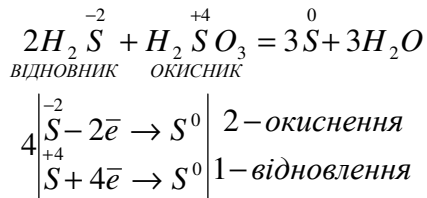
### Еквівалент і молярна маса еквівалентів окисника і відновника

В окисно-відновних реакціях **еквівалент речовини** – це та умовна частинка (частка структурної одиниці), яка приймає (окисник) або віддає (відновник) один електрон. Так, в кислому середовищі йон  $MnO_4^-$  приймає 5 електронів, тому  $f_{екв}$  для  $KMnO_4$  дорівнює  $\frac{1}{5}$ , а еквівалент калій перманганату -  $\frac{1}{5}KMnO_4$ .

**Молярна маса еквівалентів окисника** дорівнює молярній масі окисника, поділеній на число приєднаних однією молекулою електронів.

**Молярна маса еквівалентів відновника** дорівнює молярній масі відновника, поділеній на число відданих однією молекулою електронів.

Визначимо еквіваленти і молярні маси еквівалентів окисника і відновника в такій окисно-відновній реакції:



Йон  $S^{2-}$  віддає 2 електрони, тому  $f_{ЕКВ}$  для  $H_2S$  дорівнює  $\frac{1}{2}$ , а еквівалент  $-\frac{1}{2}H_2S$ . Йон  $SO_3^{2-}$  приймає 4 електрони, тому  $f_{ЕКВ}$  для  $H_2SO_3$  дорівнює  $\frac{1}{4}$ , а еквівалент -  $\frac{1}{4}H_2SO_3$ .

Молярна маса еквівалентів відновника  $H_2S$ :

$$M\left(\frac{1}{2}H_2S\right) = \frac{1}{2}M(H_2S).$$



Молярна маса еквівалентів окисника  $H_2SO_3$ :

$$M\left(\frac{1}{4} H_2SO_3\right) = \frac{1}{4} M(H_2SO_3).$$

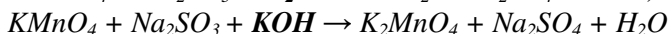
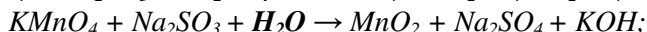
## Експериментальна частина

### I. Значення середовища в окисно-відновних процесах

У три пробірки наливають по 3-4 краплини розчину калій перманганату.

До першої з них додають 2-3 краплині 1М розчину сульфатної кислоти, до другої – стільки ж дистильованої води, до третьої – таку ж кількість лугу. Далі, до усіх трьох пробірок по декілька кристалів натрій сульфіту ( $Na_2SO_3$ ), розмішують до повного розчинення кристалів. Через 3-4 хвилини фіксують зміну кольору розчинів та випадіння осаду в одній з трьох пробірок.

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



визначають окисник і відновник.

### II. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції. Розклад амоній дихромату

На азбестову сітку містять купкою небагато кристалічного амоній дихромату  $(NH_4)_2Cr_2O_7$  й обережно нагрівають невеликим полум'ям до початку реакції.

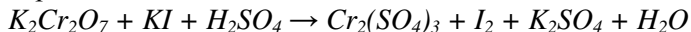
Спостерігають зміну кольору та виділення газу. Занотують спостереження, складають рівняння реакції, враховуючи, що продуктами реакції є хрому(III) оксид, азот та вода, зазначають окисник і відновник.



### III. Складні йони в окисно-відновних реакціях. Відновлення калій дихромату калій йодидом

До пробірки наливають 3-4 краплини калій дихромату, підкислюють декількома краплинами 1М сульфатної кислоти і додають краплинами розчин калій йодиду (до помітної зміни забарвлення розчину) та декілька краплин розчину крохмалю.

Занотують спостереження, підбирають коефіцієнти до рівняння реакції:



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

#### Контрольні завдання

Методом електронного балансу розставити коефіцієнти у наведених окисно-відновних реакціях, розрахувати молярні маси еквівалентів речовини окисника та відновника (таблиця 6):

Таблиця 6

№	Схема окисно-відновної реакції
1	2
1	1) $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$ 2) $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$
2	1) $MnO_2 + NaNO_3 + NaOH \rightarrow Na_2MnO_4 + NaNO_2 + H_2O$ 2) $H_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HBr$
3	1) $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$ 2) $FeCl_2 + KClO_3 + HCl \rightarrow FeCl_3 + KCl + H_2O$
4	1) $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$ 2) $HBr + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + Br_2 + H_2O$
5	1) $KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2O + K_2SO_4$ 2) $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + H_2S \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
6	1) $P + HIO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HI$ 2) $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + S + H_2O$
7	1) $PbO_2 + MnSO_4 + HNO_3 \rightarrow PbSO_4 + Pb(NO_3)_2 + HMnO_4 + H_2O$ 2) $NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$
8	1) $MnO_2 + K_2CO_3 + KNO_3 \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_2 + CO_2$ 2) $Sn + H_2SO_4 \rightarrow Sn(SO_4)_2 + SO_2 + H_2O$





продовження табл.6

1	2
9	1) $Na_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + HBr$
	2) $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
10	1) $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$
	2) $Pt + HNO_3 + HCl \rightarrow PtCl_4 + NO + H_2O$
11	1) $FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$
	2) $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + S + H_2O$
12	1) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$
	2) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2S + H_2O$
13	1) $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
	2) $PbS + HNO_3 \rightarrow PbSO_4 + NO_2 + H_2O$
14	1) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$
	2) $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
15	1) $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$
	2) $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$
16	1) $Zn + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
	2) $SO_2 + HBrO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + Br_2$
17	1) $Na_2SO_3 + KMnO_4 + KOH \rightarrow Na_2SO_4 + K_2MnO_4 + H_2O$
	2) $NO + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow HNO_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
18	1) $HNO_2 + PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow HNO_3 + PbSO_4 + H_2O$
	2) $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$
19	1) $KI + CuCl_2 \rightarrow I_2 + CuI + KCl$
	2) $MnSO_4 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + PbSO_4 + H_2O$
20	1) $H_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + SO_2 + H_2O$
	2) $HCl + HClO_3 \rightarrow Cl_2 + H_2O$
21	1) $Mg + H_2SO_4 \rightarrow H_2S + MgSO_4 + H_2O$
	2) $HCl + KClO_3 \rightarrow Cl_2 + KCl + H_2O$
22	1) $KI + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + K_2SO_4 + H_2O$
	2) $SO_2 + I_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HI$
23	1) $KNO_2 + HClO_3 \rightarrow KNO_3 + HCl$
	2) $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$
24	1) $Al + NaOH + H_2O \rightarrow NaAlO_2 + H_2$
	2) $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$
25	1) $Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$
	2) $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4 ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ ХЛОРИДНОЇ КИСЛОТИ ТА ВИЗНАЧЕННЯ ЙОГО КОНЦЕНТРАЦІЇ ТИТРУВАННЯМ

### Теоретична частина

**Концентрація** – це найважливіша характеристика будь-якого розчину. Вона визначає вміст речовини в одиниці маси або об'єму розчину (іноді розчинника).

ІЮПАК рекомендує використовувати кілька способів вираження кількісного складу розчинів, які ґрунтуються на сталості маси розчину, розчиненої речовини, розчинника чи об'єму розчину.

### Способи вираження кількісного складу розчинів

**1. Масова частка речовини в розчині** –  $\omega(X)$  – це відношення маси розчиненої речовини  $m(X)$ , що міститься в розчині, до загальної маси цього розчину  $m_{\text{розч.}}$ :

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{розч.}}} \cdot 100\% \quad \text{або} \quad \omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{розч.}}},$$

де  $X$  – розчинена речовина;  $m(X)$  – маса речовини, г;  $m_{\text{розч.}}$  – маса розчину, г.

Одиниця вимірювання відносна. Допускається виражати масову частку речовини у частках одиниці або відсотках.  $\omega(X)$  в % називається також відсотковою концентрацією й дорівнює масі речовини в 100 г розчину.

**2. Молярна частка розчиненої речовини  $\chi$  у розчині** — це відношення кількості речовини  $X$  (в молях), що міститься у цьому розчині, до загальної кількості речовин у розчині (в молях):

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(Y)} = \frac{m(X)/M(X)}{m(X)/M(X) + m(Y)/M(Y)},$$

де  $\chi(X)$  – молярна частка розчиненої речовини  $X$ ;  $n(X)$  – кількість моль розчиненої речовини  $X$ ;  $n(Y)$  – кількість моль розчинника  $Y$ ;  $m(X)$  – маса речовини,  $M(X)$  – молярна маса речовини, г/моль;  $m(Y)$  – маса розчинника,  $M(Y)$  – молярна маса розчинника, г/моль.

Одиниця вимірювання відносна. Допускається виражати молярну частку в таких же одиницях, як і масову частку розчиненої речовини у розчині.



**3. Молярна концентрація речовини  $X$  у розчині** — це відношення кількості речовини  $n(X)$ , що міститься у розчині, до об'єму ( $V_{\text{розч.}}$ ) цього розчину.

Молярна концентрація речовини показує скільки моль розчиненої речовини міститься в  $1 \text{ дм}^3$  розчину.

В СІ основною одиницею молярної концентрації є моль/м<sup>3</sup>, а для практичного користування — моль/дм<sup>3</sup> або моль/л:

$$C_M(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{розч.}}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{розч.}}},$$

де  $X$  – розчинена речовина;  $n(X)$  – кількість речовини, моль;  $m(X)$  – маса речовини,  $M(X)$  – молярна маса речовини, г/моль;  $V_{\text{розч.}}$  – об'єм розчину, л.

Розчин з молярною концентрацією розчиненої речовини, яка дорівнює:

1 моль/дм<sup>3</sup>, називається одномолярним розчином (1М розчин);

0,1 моль/дм<sup>3</sup> називається децимолярним розчином (0,1М розчин);

0,01 моль/дм<sup>3</sup>, називається сантимольярним (0,01М розчин);

0,001 моль/дм<sup>3</sup> називається мілімолярним (0,001М розчин).

Для розчинів і газів дозволяється також позначення молярної концентрації речовини за допомогою квадратних дужок, в яких записується формула відповідної речовини.

Наприклад,  $[O_2] = 0,01 \text{ моль/дм}^3$ .

**4. Молярна концентрація еквівалентів у розчині або нормальна концентрація** (застаріла назва „еквівалентна” концентрація) — це відношення кількості моль еквівалентів ( $n_E(X)$ ) у розчині до об'єму цього розчину ( $V_{\text{розч.}}$ ):

$$C_H(X) = \frac{n_E(X)}{V_{\text{розч.}}} = \frac{m(X)}{M_E(X) \cdot V_{\text{розч.}}},$$

де  $X$  – розчинена речовина;  $n_E(X)$  – кількість речовини еквівалента, моль;  $m(X)$  – маса речовини,  $M_E(X)$  – молярна маса еквівалентів речовини, г/моль;  $V_{\text{розч.}}$  – об'єм розчину, л.

Одиниця вимірювання молярної концентрації еквівалентів є моль/м<sup>3</sup>, а для практичного користування — моль/дм<sup>3</sup> або моль/л.

За рекомендаціями ІЮПАК, якщо 1 моль речовини еквівалентів розчинено в  $1 \text{ дм}^3$  розчину, то саме цей розчин можна назвати нормальним розчином.



Розчин концентрацією речовини  $C_H(X) = 1 \text{ моль/дм}^3$  називається однонормальним розчином речовини  $X$ , тобто розчин, що містить 1 моль-еквівалент речовини в  $1 \text{ дм}^3$ ;

з  $C_H(X) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$  - децинормальним розчином;

з  $C_H(X) = 0,01 \text{ моль/дм}^3$  — сантинормальним розчином;

з  $C_H(X) = 0,001 \text{ моль/дм}^3$  — мілінормальним розчином речовини  $X$ .

Замість позначення одиниці вимірювання кількості речовини еквівалентів  $\text{моль/дм}^3$  допускається скорочення  $n$  або  $N$ .

Між молярною концентрацією речовини  $X$  у розчині і нормальною концентрацією речовини  $X$  у розчині є зв'язок:

$$C_H = Z \cdot C_M.$$

Наприклад: 1М розчин  $H_2SO_4$  відповідає 2н. розчину  $H_2SO_4$  ( $Z=2$ ); 0,06 М розчин  $H_2SO_4$  відповідає 0,12 н. розчину  $H_2SO_4$  ( $Z=2$ ); 0,1 н. розчин  $KMnO_4$  ( $KMnO_4 = 5$ ) відповідає 0,02М розчину  $KMnO_4$ .

**5. Моляльність розчиненої речовини в розчині** (застаріла назва „моляльна концентрація” розчиненої речовини) – це відношення кількості речовини  $n(X)$  (в молях), що міститься у розчині, до маси  $m$  розчинника  $Y$  (в кг) цього розчину:

$$C_m(X/Y) = \frac{n(X)}{m(Y)} \cdot 1000 = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)}.$$

Одиниця вимірювання моль/кг.

**6. Титр розчину** – це маса речовини  $X$ , яка міститься в одному  $\text{см}^3$  розчину:

$$T(X) = \frac{m(X)}{V_{\text{розч}}}.$$

Одиниці вимірювання:  $\text{кг/см}^3$ , для практичного користування  $\text{г/см}^3$ ,  $\text{г/мл}$  (остання – несистемна).

## Експериментальна частина

### І. Проведення розрахунків

1. Приготувати розчин об'ємом 100 мл з молярною концентрацією еквівалентів хлоридної кислоти в розчині 0,1 моль-екв/л з заданою густиною.

2. За заданою густиною хлоридної кислоти ( $\rho=1,078 \text{ г/мл}$ ) визначити масову частку кислоти в розчині за табличними даними.



3. Розрахувати масу розчиненої речовини (хлоридної кислоти), яка міститься в розчині об'ємом 100 мл з молярною концентрацією еквівалентів розчиненої речовини 0,1 моль-екв/л за формулою:

$$C_E(HCl) = \frac{m(HCl)}{M_E(HCl)V_{розч.}}$$

звідки:  $m(HCl) = C_E(HCl) \cdot M_E(HCl) \cdot V_{розч.}$

4. Розрахувати масу розчину  $HCl$ , яка містить розраховану масу розчиненої речовини - хлоридної кислоти, з формули:

$$\omega(HCl) = \frac{m(HCl)}{m_{розч.}} \cdot 100\%$$

звідки  $m_{розч.} = \frac{m(HCl)}{\omega(HCl)} \cdot 100\%$

5. Розрахувати об'єм розчину хлоридної кислоти за відомою густиною:



$$V(HCl) = \frac{m_{розч.}}{\rho(HCl)}$$

## II. Приготування розчину

У мірну колбу на 100 мл налити дистильованої води 1/3 від її об'єму. З бюретки прилити розрахований об'єм вихідного розчину хлоридної кислоти, перемішати вміст колби і долити дистильованою водою до мітки на шийці колби. Концентрація одержаного розчину має становити приблизно 0,1 моль-екв/л. Визначити концентрацію приготовленого з високою точністю можна методом об'ємного аналізу - титруванням.

Чистою піпеткою (на 10 мл) за допомогою груші відібрати 10 мл приготовленого розчину хлоридної кислоти. Даний об'єм розчину перенести в конічну колбу та додати 2-3 краплі розчину індикатора фенолфталеїну (безбарвний в кислому середовищі і малиновий – в лужному). Закріплену в штативі бюретку заповнити титрованим розчином  $NaOH$  і встановити рівень рідини в бюретці на нульовій поділці. Конічну колбу з відібраним розчином хлоридної кислоти та індикатором поставити на аркуш білого паперу під бюретку (носок бюретки мусить на 1-2 см входити в горло колби). При постійному перемішуванні досліджуваного розчину хлоридної кислоти

приливати з бюретки по краплях розчин натрій гідроксиду до моменту, коли від однієї краплі лугу розчин в колбі набуде малинового забарвлення. Це свідчитиме про те, що вся кислота в колбі нейтралізована еквівалентною кількістю лугу, а остання крапля зумовила слаболужну реакцію розчину і зміну забарвлення індикатора. Перше титрування є приблизним.

Точне титрування необхідно провести не менше трьох разів. Рівень розчину лугу в бюретці кожного разу встановлювати на нульову поділку. Луг з бюретки приливати в кінчну колбу з досліджуванним розчином кислоти швидко і тільки останні 1-2 мл – повільно, щоб зафіксувати момент появи забарвлення від однієї краплі лугу.

Результати трьох титрувань не повинні відрізнятися більше, ніж на 0,1 мл. Результати записати в таблицю 7.

Таблиця 7

№ титрування	$V(HCl)$ , мл	$V(NaOH)$ , мл	$C_H(NaOH)$	$C_H(HCl)$
1	10			
2	10			
3	10			
Середнє				

### III. Обрахунки результатів дослідів

1. Розрахувати молярну концентрацію еквівалентів розчину приготовленої хлоридної кислоти, використовуючи середнє значення об'єму натрій гідроксиду та закон еквівалентів для розчинів :

$$V(HCl) \cdot C_H(HCl) = V(NaOH) \cdot C_H(NaOH).$$

$$\text{Звідси } C_H = \frac{V(NaOH) \cdot C_H(NaOH)}{V(HCl)}.$$

2. Розрахувати відносну похибку досліду за формулою:

$$\%пох. = \frac{|C_H(теор.) - C_H(експ.)|}{C_H(теор.)} \cdot 100\%.$$

Відсоток похибки не має перевищувати 1%.



### Контрольні завдання

1. Розрахувати масову частку, молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалентів, молярну концентрацію розчину заданої речовини, використовуючи значення густини даного розчину та відповідні величини, наведені у таблиці 8 згідно варіанту.

Таблиця 8

Умови	V, мл	$\rho$ , г/мл	M(A), г	Речовина
Варіант				A
1	300	1,08	38,8	$H_2SO_4$
2	150	1,2	21,0	$H_3PO_4$
3	200	1,1	41,5	$HNO_3$
4	250	1,09	112	$CaCl_2$
5	100	1,15	40,0	$NaOH$
6	350	1,18	60,0	$BaCl_2$
7	180	1,07	73,0	$HCl$
8	160	1,4	65,0	$Na_2CO_3$
9	240	1,35	34,2	$KOH$
10	400	1,28	56,2	$AlCl_3$
11	350	1,06	48,8	$Na_2SO_4$
12	300	1,15	42,0	$K_2CO_3$
13	250	1,17	55,5	$CaCl_2$
14	200	1,9	68,0	$Na_3PO_4$
15	150	1,5	56,0	$KOH$
16	100	1,8	63,0	$HNO_3$
17	120	1,7	98,0	$H_2SO_4$
18	400	1,25	24,0	$NH_4OH$
19	450	1,5	78,0	$MgCl_2$
20	500	1,05	55,0	$H_3PO_4$

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №5 РЕАКЦІЇ В ВОДНИХ РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

### Теоретична частина

**Електроліти** – це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм за рахунок дисоціації на йони.



**Дисоціація** – розпад молекул, йонів, радикалів на частинки з меншою масою.

### Електроліти

<b>СИЛЬНІ:</b>	<b>СЛАБКІ:</b>
1. Розчинні у воді солі; 2. Кислоти: <b><math>\text{HNO}_3</math>, <math>\text{HClO}_4</math>, <math>\text{HCl}</math>, <math>\text{HBr}</math>, <math>\text{HI}</math>, <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math></b> (за I ступенем дисоціації); 3. Гідроксиди лужних та лужно-земельних металів: <b><math>\text{LiOH}</math>, <math>\text{NaOH}</math>, <math>\text{KOH}</math>, <math>\text{Ca}(\text{OH})_2</math>, <math>\text{Ba}(\text{OH})_2</math></b> (за I ступенем дисоціації)	1. Малорозчинні у воді солі; 2. Більшість органічних кислот ( <b><math>\text{CH}_3\text{COOH}</math></b> ); 3. <b><math>\text{H}_2\text{CO}_3</math>, <math>\text{H}_2\text{SiO}_3</math>, <math>\text{H}_2\text{S}</math>, <math>\text{HCN}</math>, <math>\text{H}_3\text{BO}_3</math>, <math>\text{H}_2\text{SO}_3</math></b> ; 4. <b><math>\text{NH}_4\text{OH}</math></b> та малорозчинні у воді гідроксиди металів: <b><math>\text{Cu}(\text{OH})_2</math>, <math>\text{Fe}(\text{OH})_3</math>, <math>\text{Al}(\text{OH})_3</math>, <math>\text{Mg}(\text{OH})_2</math>, <math>\text{Pb}(\text{OH})_2</math>, <math>\text{Cr}(\text{OH})_3</math></b>

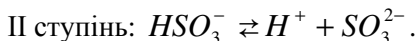
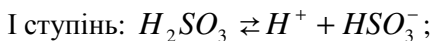
Речовини, які практично повністю дисоціюють на йони в розчинах, називаються **сильними електролітами**.

Електроліти, які частково дисоціюють або є нерозчинними, називаються **слабкими електролітами**.

Кількісною характеристикою електролітичної дисоціації є ступінь дисоціації ( $\alpha$ ), який дорівнює відношенню числа дисоційованих молекул до загального числа молекул електроліту в розчині:

$$\alpha = \frac{N_{\text{дисоц.}}}{N_{\text{заг.}}}$$

Процес дисоціації багатоосновних кислот та багатокислотних основ відбувається ступінчасто. Наприклад, дисоціація сульфитної кислоти відбувається таким чином:



Константа рівноваги слабого електроліту  $K$  називається константою дисоціації  $K_{\text{дис}}$ . Вона як і ступінь дисоціації є кількісною мірою здатності електроліту дисоціювати у розчині. Для розчину сульфитної кислоти, яка дисоціює за I ступенем, константа дисоціації має вираз:





$$K_{\text{дис.1}} = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]};$$
$$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7},$$

а за II ступенем:

$$K_{\text{дис.2}} = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]};$$
$$K_2 = 4,8 \cdot 10^{-7}.$$

Чим менше значення  $K_{\text{дис.}}$ , тим електроліт є слабкішим. Між константою дисоціації та ступенем дисоціації є зв'язок, відомий під назвою закону розбавлення Оствальда:

$$K_{\text{дис.}} = \alpha^2 \cdot C_M,$$

$$\text{звідки } \alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис.}}}{C_M}}.$$

Реакції обміну в розчинах електролітів відбуваються в напрямку утворення слабких електролітів, виділення газу і утворення осаду.

## Експериментальна частина

### I. 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 барій хлориду до одержання осаду. Записати спостереження та написати рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

### II. 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.



### III. Визначення напрямку протікання йоннообмінних реакцій з участю електролітів

а) В пробірку налейте 5-6 крапель розчину амоній хлориду і додайте 4-5 крапель 1 н. розчину натрій гідроксиду. Перемішайте, визначте за запахом, який слабкий електроліт утворився.

б) Внесіть в пробірку кристалічний натрій ацетат і додайте 5-6 крапель 1 н. розчину хлоридної кислоти. Перемішайте, визначте за запахом утворену сполуку.

Запишіть рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

### Контрольні завдання

1. Скласти молекулярні, повні та скорочені йонно-молекулярні рівняння взаємодії між речовинами, наведеними у таблиці 9:

Таблиця 9

№	Речовини, що реагують	№	Речовини, що реагують
1	$Fe(OH)_3$ та $H_2SO_4$	11	$KOH$ та $H_2SiO_3$
2	$CaCO_3$ та $H_2SO_4$	12	$Zn(OH)_2$ та $H_2SO_4$
3	$Al(OH)_3$ та $H_2SO_4$	13	$Al(OH)_3$ та $NaOH$
4	$FeS$ та $HNO_3$	14	$CuCl_2$ та $KOH$
5	$Cr(OH)_3$ та $HCl$	15	$Cr(NO_3)_3$ та $NaOH$
6	$Mg(OH)_2$ та $H_2SO_4$	16	$Ba(HSO_4)_2$ та $Ba(OH)_2$
7	$NaOH$ та $H_2S$	17	$CaOHNO_3$ та $HNO_3$
8	$NaOH$ та $H_3PO_4$	18	$NH_4OH$ та $H_2SO_4$
9	$Zn(OH)_2$ та $NaOH$	19	$(NH_4)_2SO_4$ та $NaOH$
10	$Fe_2(SO_4)_3$ та $LiOH$	20	$CuS$ та $HNO_3$

2. Написати повні йонно-молекулярні рівняння та молекулярні однієї з реакцій, які описуються скороченими рівняннями, наведеними у таблиці 10:

Таблиця 10

№	Речовини, що реагують
1	2
1	$ZnOH^+ + H^+ = Zn^{2+} + H_2O$
2	$HCO_3^- + H^+ = CO_2 + H_2O$
3	$CuOH^+ + OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$



1	2
4	$H^+ + OH = H_2O$
5	$Zn(OH)_2 + 2OH = [Zn(OH)_4]^{2-}$
6	$HS^- + OH = S^{2-} + H_2O$
7	$NO_2^- + H^+ = HNO_2$
8	$Cu^{2+} + 2OH = Cu(OH)_2 \downarrow$
9	$Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2 \downarrow$
10	$S^{2-} + H^+ = H_2S$
11	$Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$
12	$Al^{3+} + 3OH = Al(OH)_3 \downarrow$
13	$Pb(OH)_2 + 2OH = PbO_2^{2-} + 2H_2O$
14	$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$
15	$HSO_4^- + OH = SO_4^{2-} + H_2O$
16	$CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2$
17	$Fe^{3+} + 3OH = Fe(OH)_3 \downarrow$
18	$Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$
19	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$
20	$Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow$

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №6 ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК ( $pH$ ) РОЗЧИНІВ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

### Теоретична частина

Вода - слабкий електроліт. Ступінь дисоціації води при 22<sup>0</sup>C  $\alpha_{H_2O} = 1,8 \cdot 10^{-9}$ . Це означає, що у воді об'ємом 1 л при цій температурі тільки  $10^{-7}$  моль дисоціюють на йони:  $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ .

Внаслідок цього утворюється  $10^{-7}$  моль  $[H^+]$  і  $10^{-7}$  моль  $[OH^-]$ .

Добуток концентрацій гідроген- і гідроксид-йонів називають йонним добутком води ( $K_{H_2O}$ ) і при 22<sup>0</sup>C становить:

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \text{ (моль/л)}^2.$$



Розчини, в яких концентрації гідроген- і гідроксид-йонів однакові і дорівнюють  $10^{-7}$  моль/л, називають **нейтральними**.

Розчини, в яких концентрація  $[H^+]$  перевищує концентрацію  $[OH^-]$  називають **кислими**.

Розчини, де концентрація  $[H^+]$  менша ніж  $[OH^-]$  є **лужними**.

Кислотність розчину виражають через концентрацію  $H^+$ . Для зручності замість концентрації гідроген-йонів використовують водневий показник  $pH$ .

**Водневий показник  $pH$**  – це від'ємний десятковий логарифм концентрації гідроген-йонів:

$$pH = -\lg[H^+], \text{ а } pOH = -\lg[OH^-], \text{ а } pH + pOH = 14.$$

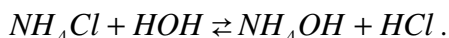
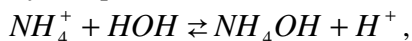
В нейтральних розчинах  $pH = 7$ , в кислих –  $pH < 7$ , а в лужних –  $pH > 7$ .

В розчинах сильних одноосновних кислот  $pH$  визначається за формулою:  $pH = -\lg C_M(\text{кислоти})$ .

В розчинах слабких одноосновних кислот  $pH = 1/2pK(\text{кисл.}) - 1/2\lg C_M(\text{кисл.})$ , де  $pK$  – показник константи дисоціації кислоти.

**Гідроліз солі** – це обмінна реакція йонів солі з молекулами води, в результаті чого утворюється слабкий електроліт і змінюється  $pH$  середовища.

Гідролізуються лише ті солі, до складу яких входить залишок слабого електроліту, наприклад  $NH_4Cl$ :

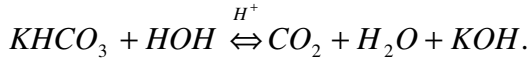


В результаті гідролізу цієї солі утворюється слабка основа  $NH_4OH$  і сильна кислота  $HCl$ ,  $pH$  цього розчину буде кислим ( $pH < 7$ ).

Солі, до складу яких входять багатозарядні залишки слабких електролітів, гідролізуються ступінчасто, наприклад  $K_2CO_3$ :

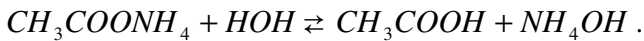
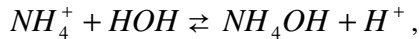
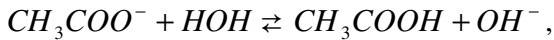


Як правило, самовільно гідроліз відбувається тільки за I ступенем. Щоб змінити йонну рівновагу і підсилити гідроліз цієї солі, необхідно додати сильну кислоту, щоб нейтралізувати лужну реакцію розчину.



Продуктами повного гідролізу цієї солі буде слабка карбонатна кислота ( $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ) і сильна основа  $\text{KOH}$ .

Якщо сіль утворена слабкою кислотою і слабкою основою, то гідроліз такої солі одночасно відбувається за катіоном і за аніоном, наприклад  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ :



Реакція такої солі майже нейтральна.

Кількісно гідроліз солей характеризується величиною ступеня та константи гідролізу. **Ступенем гідролізу ( $h$ ) солі** називається відношення молярної концентрації гідролізованої солі до загальної молярної концентрації солі в розчині:

$$h = \frac{C_{\text{ГДРОЛ.}}}{C_{\text{СОЛ}}}$$

Константа гідролізу солі тісно зв'язана з константою дисоціації слабого електроліту, що утворюється в результаті гідролізу:

$$K_{\text{Г}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{Д}} (\text{слабк.електр.})}$$

Ступінь та константа гідролізу солі зв'язані залежністю відповідно закону Оствальда:

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{Г}}}{C_{\text{М}}}}$$

## Експериментальна частина

### I. Визначення величини $pH$ розчинів електролітів

За величиною  $pH$  можна не тільки визначити реакцію середовища розчину електроліту, а й порівняти силу відповідних кислот і основ.



а) В одну пробірку налейте 5-6 крапель 0,1н. розчину  $CH_3COOH$ , а в другу 5-6 крапель 0,1н.  $HCl$  і додайте до них 1-2 краплі універсального індикатора або на полоску універсального індикаторного паперу нанесіть скляною паличкою декілька крапель розчину  $CH_3COOH$  і  $HCl$ . Визначте  $pH$  досліджуваних розчинів (табл. 9). Зробіть висновок відносно сили ацетатної кислоти. Порівняйте значення  $pH$  за універсальним індикаторним папером з розрахунковими значеннями  $pH$  0,1н.  $CH_3COOH$  і 0,1н.  $HCl$ . За відомим значенням  $pH$  і концентрацією розчину  $CH_3COOH$  визначте ступінь дисоціації цієї кислоти.

б) Способом, аналогічним п.а визначте  $pH$  0,1н. розчину  $NH_4OH$  та 0,1н.  $NaOH$ .

Порівняйте ці значення з розрахунковими. Зробіть висновок про силу амоній гідроксиду. Знаючи  $pH$  розчину  $NH_4OH$  і вихідну концентрацію, розрахуйте ступінь дисоціації цього розчину.

## II. Визначення реакції середовища в розчинах солей

В чотири пробірки наливаємо 1/3 пробірки дистильованої води. В першу пробірку додаємо 5-6 крапель натрій ацетату, в другу – 5-6 крапель натрій карбонат, в третю – стільки ж ферум(III) хлориду, а в четверту – стільки ж калій хлориду. За допомогою універсального індикаторного паперу визначаємо  $pH$  розчинів солей. Записуємо рівняння гідролізу солей, які гідролізувались. Яка з солей не гідролізувалась? Які солі гідролізуються ступінчасто?

## III. Фактори, які посилюють ступінь гідролізу солей

а) В пробірку з розчином ферум(III) хлориду (з досліду 1) додати 5-6 крапель натрій гідроксиду, а в пробірку з натрій карбонатом – додати 5-6 крапель хлоридної кислоти. Записати спостереження та йонно-молекулярні рівняння повного гідролізу цих солей.

б) В пробірку налити 1/3 дистильованої води, додати 5-6 крапель ферум(III) хлориду та стільки ж натрій карбонату. Відмітити утворення осаду та виділення газу. Записати йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу цих солей.

в) В пробірку налити 1/3 дистильованої води, додати декілька кристалів натрій ацетату та 1-2 краплі фенолфталеїну. Відмітити забарвлення розчину. Нагріти пробірку з розчином солі до кипіння та відмітити зміну забарвлення індикатора. Записати йонно-



молекулярне рівняння гідролізу цієї солі. Як вплине температура на ступінь гідролізу солі?

### Контрольні завдання

I. Для наведених нижче речовин (табл. 11):

Таблиця 11

№ з./п.	Речовина	$K_d$	$C_M$ , моль/л	№ з./п.	Речовина	$K_d$	$C_M$ , моль/л
1	$HF$	$7,2 \cdot 10^{-4}$	0,1	11	$H_2CO_3$	$4,4 \cdot 10^{-7}$	0,01
2	$HF$	$7,2 \cdot 10^{-4}$	0,001	12	$H_3PO_4$	$7,1 \cdot 10^{-3}$	0,01
3	$HNO_2$	$4 \cdot 10^{-4}$	0,001	13	$H_3PO_4$	$7,1 \cdot 10^{-3}$	0,1
4	$HNO_2$	$4 \cdot 10^{-4}$	0,01	14	$CH_3COOH$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	0,1
5	$HCN$	$7,2 \cdot 10^{-10}$	0,01	15	$CH_3COOH$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	0,001
6	$HCN$	$7,2 \cdot 10^{-10}$	0,001	16	$NH_4OH$	$1,7 \cdot 10^{-5}$	0,01
7	$H_3BO_3$	$5,8 \cdot 10^{-10}$	0,01	17	$NH_4OH$	$1,7 \cdot 10^{-5}$	0,1
8	$H_3BO_3$	$5,8 \cdot 10^{-10}$	0,1	18	$H_2Se$	$6 \cdot 10^{-8}$	0,1
9	$H_2S$	$1,1 \cdot 10^{-7}$	0,001	19	$H_2SO_3$	$1,6 \cdot 10^{-2}$	0,01
10	$H_2CO_3$	$4,4 \cdot 10^{-7}$	0,001	20	$H_2S$	$1,1 \cdot 10^{-7}$	0,01

1) скласти рівняння дисоціації, написати вираз константи дисоціації;

2) розрахувати ступінь дисоціації,  $pH$  розчину;

3) для кислот розрахувати концентрацію йонів  $H^+$ , для основ – йонів  $OH^-$ .

II. Для наведених нижче солей (табл. 12) :

Таблиця 12

№ з./п.	Речовина	$C_M$ , моль/л	№ з./п.	Речовина	$C_M$ , моль/л
1	2	3	4	5	6
1	$NaNO_2$	0,1	11	$NH_4NO_3$	0,01
2	$Na_2S$	0,1	12	$Na_2CO_3$	0,05
3	$K_2CO_3$	0,01	13	$LiF$	0,1
4	$NH_4F$	0,05	14	$(NH_4)_2CO_3$	0,01
5	$Na_3PO_4$	0,5	15	$K_2S$	0,05
6	$CH_3COONa$	0,1	16	$NH_4Cl$	0,5
7	$NaBO_2$	0,1	17	$KCN$	0,1
8	$KF$	0,01	18	$NaF$	0,1
9	$Na_3BO_3$	0,05	19	$NH_4I$	0,01
10	$K_3PO_4$	0,1	20	$KNO_2$	0,05



1) скласти рівняння гідролізу;

2) розрахувати константу  $K_r$ , ступінь гідролізу  $h$  та  $pH$  розчину.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7 РЕАКЦІЯ ОСАДЖЕННЯ БІЛКІВ

### Експериментальна частина

#### I. Висолювання білків

У водному розчині білкові молекули заряджені і гідратовані, що забезпечує стійкість білкових розчинів. При високій концентрації солей, йони яких теж, гідратовані, відбувається руйнування водних оболонок білкових молекул. Крім того, йони солей адсорбуються на поверхні білкової молекули, внаслідок чого зменшується заряд молекули білка, частинки білка менше відштовхуються, злипаються, випадають в осад.

Амоній сульфат має різко виражену висолюючу здатність і осаджує білки в нейтральному середовищі, а ще краще – у слабо кислому. Інші солі, наприклад натрій хлорид, осаджують білки лише при підкисненні розчину.

Для висолювання різних білків потрібна різна концентрація одних і тих же солей. Отже, білки можна висолювати фракційно. Так, глобуліни випадають в осад при напівнасиченні розчину амоній сульфатом, а альбуміни осаджуються при повному насиченні.

#### II. Хід процесів висолювання білків

Наливають у пробірку 1,5-2,0 см<sup>3</sup> розчину білка, додають рівний об'єм насиченого розчину амоній сульфату і струшують суміш. З'являється помутніння від утвореного осаду глобулінів. Слід звернути увагу на те, щоб розчин амоній сульфату був дійсно насичений, тобто на дні посудини з розчином був осад.

Мутну рідину фільтрують крізь складчастий фільтр. Частину прозорого фільтрату нагрівають до кипіння і спостерігають згортання альбумінів, що знаходились у розчині. До іншої частини фільтрату додають при перемішуванні надлишок амоній сульфату у вигляді порошку до припинення його розчинення. З'являється помутніння, альбуміни випадають в осад.





Осадження білків солями лужних металів і амонію є оборотним процесом. При додаванні води білки знову розчиняються.

### III. Згортання білків при нагріванні

У п'ять пробірок наливають по 2 см<sup>3</sup> розчину білка.

1. Нагрівають вміст першої пробірки. Осад білка з'являється ще до того, як рідина закипить.

2. Додають до другої пробірки одну краплину розчину ацетатної кислоти ( $w=1\%$ ) і нагрівають. Осад випадає швидше внаслідок того, що при підкисненні  $pH$  розчину наближається до ізоелектричної точки білка.

3. У третю пробірку додають близько 0,5 см<sup>3</sup> розчину ацетатної кислоти ( $w=10\%$ ) і нагрівають. Осад білка не утворюється навіть при кип'ятінні.

У даному випадку надлишок ацетатної кислоти призводить до перезарядки молекул білка, молекули отримують позитивний заряд, взаємно відштовхуються, і осад не утворюється.

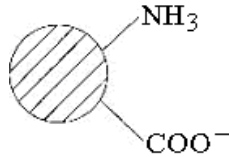
4. У четверту пробірку додають 0,5 см<sup>3</sup> розчину ацетатної кислоти ( $w=10\%$ ), декілька крапель насиченого розчину натрій хлориду і нагрівають. Утворюється осад білка.

5. У п'яту пробірку вносять близько 0,5 см<sup>3</sup> розчину натрій гідроксиду і нагрівають. Осад білка не утворюється навіть при кипінні.

Причина полягає в тому, що досліджуваний білок кислий і молекули його мають заряд (-), а  $pI < 7,0$ . Якщо  $pH$  середовища більше від значення ізоелектричної точки білка, то білкові молекули матимуть негативний заряд (-). Отже, лужне середовище буде перешкоджати досягненню кислим білком ізоелектричного стану ( $pH < 7,0$ ), і білок не випадатиме в осад.

Сильно кисле середовище теж стимулюватиме досягнення білком ізоелектричного стану, особливо для основних білків, у яких  $pI > 7,0$ .

Білки як амфотерні електроліти дисоціюють як кислоти і як основи. У водному середовищі, особливо поблизу ізоелектричної точки, молекули білка є біполярними йонами:



У кислому середовищі зменшується дисоціація білка по карбоксильних групах, молекула отримує позитивний заряд і знаходиться в розчині навіть при кип'ятінні.

У лужному середовищі зменшується протонізація аміногруп білка, молекули отримують негативний заряд і залишаються у розчині навіть при кип'ятінні.

Додавання до розчину білка нейтральних солей полегшує і прискорює згортання білків при кип'ятінні внаслідок дегідратації. Згортання білків при нагріванні відбувається внаслідок їх денатурації – порушення четвертинної, третинної, вторинної структури молекул – і є процесом практично незворотним.

#### IV. Осадження білків концентрованими мінеральними кислотами

У три пробірки наливають по 1-2 см<sup>3</sup> концентрованих нітратної, сульфатної і хлоридної кислот. Потім, нахиливши кожну пробірку, по стінці доливають до неї з піпетки по 0,5 см<sup>3</sup> досліджуваного розчину білка так, щоб він не змішувався з кислотою. На межі двох рідин з'являється білий аморфний осад білка. При струшуванні осад, що утворився при дії хлоридної і сульфатної кислот, розчиняється у їх надлишку. Розчинення осаду білка у надлишку хлоридної кислоти пояснюється тим, що відбувається перезарядка білкової молекули і перехід із ізоелектричного стану ( при  $pH < pI$ ) у стан з позитивним зарядом білкової молекули.

Збільшення осаду білка в надлишку нітратної кислоти відбувається внаслідок процесів нітрування ароматичних амінокислот білка і зшивання поліпептидних ланцюгів за рахунок продуктів реакції. У надлишку концентрованої сульфатної кислоти руйнуються молекули білка до найпростіших низькомолекулярних сполук, які не дають осаду.



## V. Осадження білків органічними кислотами

У дві пробірки наливають по 2-3 см<sup>3</sup> розчину білка і додають в одну з них декілька крапель розчину трихлорацетатної кислоти ( $w=5\%$ ), у другу – декілька крапель розчину сульфосаліцилової кислоти ( $w=20\%$ ). В обох випадках випадають осадки білка.

Сульфосаліцилова і трихлорацетатна кислоти є чутливими й специфічними реактивами на білок. Трихлорацетатна кислота осаджує тільки білки і не осаджує продуктів розкладу білка і амінокислот, її використовують для повного вилучення білків з біологічних рідин.

## VI. Осадження білків солями важких металів

У дві пробірки наливають по 1-2 см<sup>3</sup> досліджуваного розчину білка і повільно, краплями при струшуванні додають в одну з них розчин купрум(II) сульфату, а в іншу – розчин плюмбум(II) ацетату. Випадають пластівчасті осадки із сіллю Купруму – блакитного кольору, із сіллю Плюмбуму – білого кольору.

Солі важких металів необоротно осаджують білки внаслідок зшивання поліпептидних ланцюгів багатовалентними атомами металів. Тому білки застосовують при отруєнні солями важких металів. Деякі з таких осадів (наприклад, із солями Купруму, Плюмбуму, Цинку) розчиняються у надлишку солі внаслідок адсорбції йонів цих металів на поверхні білкових частинок, у результаті цього білкові частинки набувають заряду і переходять у розчин.

Розчинення осадів денатурованих білків у надлишку солі важких металів називається адсорбційною пептизацією. Такі явища вивчає колоїдна хімія.

## VII. Осадження білків фенолом і формальдегідом

У дві пробірки вносять по 1-2 см<sup>3</sup> розчину білка, додають: у першу – рівний об'єм насиченого водного розчину фенолу, а в другу – рівний об'єм розчину формальдегіду ( $w=40\%$ ). В обох пробірках випадає осад білка. Утворення осаду при дії на білок формальдегіду пояснюється взаємодією його з ароматичними амінокислотами білка з утворенням нерозчинних сполук типу феноло-формальдегідних смол.



### **VIII. Осадження білків спиртом**

У пробірку наливають 1-1,5 см<sup>3</sup> розчину білка і додають трохи кристалічного натрій хлориду. Доливають поступово 5-6 см<sup>3</sup> етилового спирту. Випадає пластинчастий осад білка внаслідок дегідратації молекул при додаванні спирту.

### **IX. Осадження білків натрій вольфраматом**

До 3 см<sup>3</sup> розчину білка додають 0,5 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти ( $C(1/2) = 0,66$  моль/дм<sup>3</sup>) і після перемішування 0,5 см<sup>3</sup> розчину натрій вольфрамату ( $w=10\%$ ). Випадає осад. Натрій вольфрамат дуже добре осаджує білки і часто застосовується для вилучення їх з біологічних рідин і екстрактів.

### **Контрольні завдання**

Білкова частина вірусу тютюнової мозаїки складається з 2130 субодиниць, молекулярна маса – 17500. Розрахуйте загальну довжину всіх поліпептидних ланцюгів, якщо частка спіральної конфігурації в них дорівнює 30%.

### **ЛІТЕРАТУРА**

1. Манековська І.Є., Яцков М.В. Хімія, частина 1 (загальнотеоретична).- Рівне : НУВГП, 2005.
2. Манековська І.Є., Яцков М.В. Хімія, частина II (Хімія елементів).- Рівне : НУВГП, 2009.
3. Яцков М.В., Манековська І.Є., Мисіна О.І. Хімія з основами біохімії (Тематичний розділ «Загальна хімія»). Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення. – Рівне : НУВГП, 2006.
4. Михалічко Б.М. Неорганічна хімія: основні закони хімії. – К., 2007.
5. Кириченко В.І. Загальна хімія. Практикум. – К., 2007.
6. Яцков М.В., Боярчук Є.М. Практичний посібник з хімії (в 2-х книгах). – Рівне : НУВГП, 2012.
7. Боднарюк Ф.М. Загальна і неорганічна хімія. Частина I (Загальнотеоретична). – Рівне : НУВГП, 2008.
8. Боднарюк Ф.М. Загальна і неорганічна хімія. Частина II (Хімія елементів). – Рівне : НУВГП, 2009.