

Міністерство освіти і науки України  
Національний університет водного господарства  
та природокористування  
Кафедра хімії та фізики

**05-06-102М**

## **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни  
«Агрохімія» для здобувачів вищої освіти першого  
(бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою  
«Агроінженерія» спеціальності 208 «Агроінженерія»  
денної та заочної форм навчання

Рекомендовано  
науково-методичною радою  
з якості ННМІ  
Протокол № 3 від 16.11.2021 р.

Рівне – 2021

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Агрохімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського рівня) за освітньо-професійною програмою «Агроінженерія» спеціальності 208 «Агроінженерія» денної та заочної форм навчання [Електронне видання] / Буденкова Н. М., Мисіна О. І. – Рівне : НУВГП, 2021. – 42 с.

Укладачі: Буденкова Н. М., к.х.н., доцентка кафедри хімії та фізики;  
Мисіна О. І., ст. викладачка кафедри хімії та фізики.

Відповідальний за випуск: Мороз М. В., д.х.н., доцент, в.о. завідувача кафедри хімії та фізики.

Керівник групи забезпечення спеціальності 208 "Агроінженерія" \_\_\_\_\_ Налобіна О. О.

© Буденкова Н. М.  
Мисіна О. І., 2021  
© НУВГП, 2021

## ЗМІСТ

	Стор.
<b>ПЕРЕДМОВА</b> .....	4
<b>Лабораторна робота №1.</b> Хімічні властивості оксидів та гідроксидів.....	5
<b>Лабораторна робота №2.</b> Кислоти. Реакції одержання та перетворення солей.....	11
<b>Лабораторна робота 3.</b> Дослідження реакцій в розчинах електролітів.....	16
<b>Лабораторна робота №4.</b> Водневий показник розчинів (рН). Кислотність ґрунтів.....	19
<b>Лабораторна робота №5.</b> Дослідження гідролізу солей.....	24
<b>Лабораторна робота №6.</b> Одержання та властивості колоїдних розчинів.....	27
<b>Лабораторна робота №7.</b> Умови проведення та особливості окисно-відновних реакцій.....	31
<b>Лабораторна робота 8.</b> Корозія металевих конструкцій і методи захисту від корозії.....	35
<b>Лабораторна робота 9.</b> Якісне дослідження складу ґрунтової витяжки.....	38
<b>ЛІТЕРАТУРА</b> .....	42

## 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. Така система включає значний обсяг самостійної роботи, яка повинна мати відповідне методичне забезпечення.

Лабораторні роботи з навчальної дисципліни „Агрохімія” для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського рівня) за освітньо-професійною програмою "Агрохімія" спеціальності 208 "Агрохімія" максимально наближені до майбутньої спеціальності студентів, охоплюють основні розділи агрохімії і спрямовані на більш поглиблене засвоєння знань.

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 досліді, 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.

# ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №1

## ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ ТА ГІДРОКСИДІВ

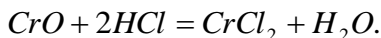
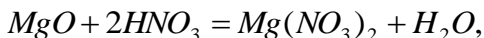
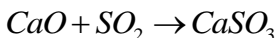
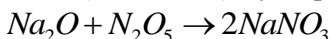
### Теоретична частина

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

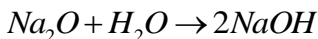
За хімічними властивостями оксиди поділяють на **несолетворні** і **солетворні**. Оксиди, які не утворюють гідратних сполук і солей, називаються **несолетворними** ( $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ ,  $SiO$ ).

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

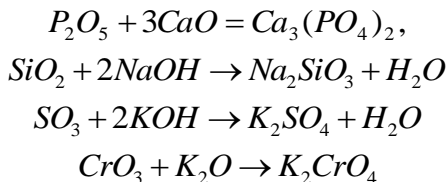
**Основними** називають оксиди, гідрати яких є основами. До основних належать оксиди активних металів – лужних ( $Li$ ,  $Na$ ,  $K$ ,  $Rb$ ,  $Cs$ ), лужноземельних ( $Ca$ ,  $Sr$ ,  $Ba$ ,  $Ra$ ), Магнію, а також перехідних металів ( $Mn$ ,  $Cr$ ,  $Ni$ ,  $Fe$ ,  $Cu$ ) в нижчих ступенях окиснення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



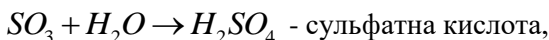
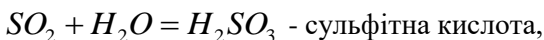
Оксиди лужних і лужноземельних металів розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – розчинні у воді основи (луги):



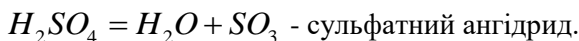
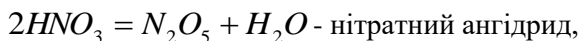
**Кислотними оксидами або ангідридами** називають оксиди, гідрати яких є кислотами. До них належать оксиди неметалів ( $CO_2$ ,  $N_2O_5$ ,  $P_2O_5$ ,  $SO_3$ ,  $SO_2$ ,  $SiO_2$ ), а також оксиди перехідних металів у вищому (+6, +7) ступені окиснення ( $CrO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ). Кислотні оксиди реагують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



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

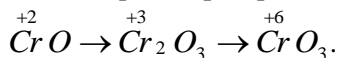


**Ангідридами кислот** називають кислотні оксиди, які одержані шляхом дегідратації (відбирання води) від відповідних кисневмісних кислот:



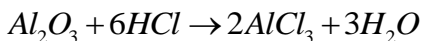
**Амфотерними оксидами** називають оксиди, які мають слабо виражені і кислотні і основні властивості, тобто здатні реагувати і з сильними кислотами і з сильними основами (лугами) з утворенням солей. До них належать оксиди деяких малоактивних металів головних підгруп ( $BeO$ ,  $Al_2O_3$ ), а також оксиди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

У перехідних металів із змінною валентністю з підвищенням ступеня окиснення хімічний характер оксидів змінюється від основного через амфотерний до кислотного:

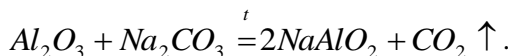
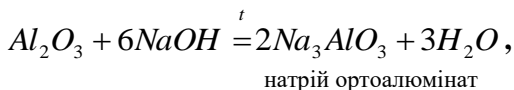
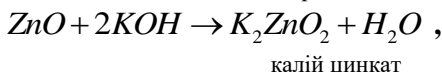
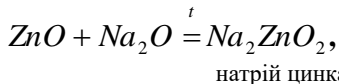


основний      амфотерний      кислотний

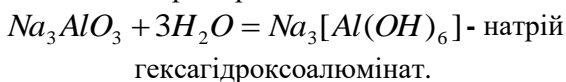
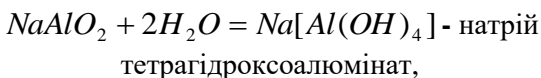
Амфотерні оксиди реагують з кислотними оксидами та кислотами, проявляючи слабо виражені основні властивості, з утворенням солей:



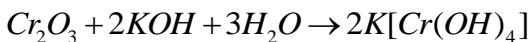
Проявляючи слабо виражені кислотні властивості, амфотерні оксиди реагують з оксидами, гідроксидами або карбонатами лужних та лужноземельних металів з утворенням солей. Ці реакції відбуваються під час сплавлення:



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

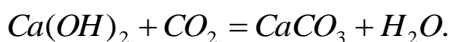
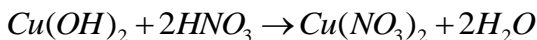


При безпосередній взаємодії амфотерних оксидів з концентрованими розчинами лугів утворюються комплексні солі:

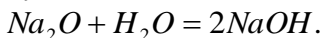


**Основами** називають сполуки, які у водних розчинах дисоціюють на катіони металів ( $\text{NH}_4^+$ ) та гідроксид-аніони  $\text{OH}^-$ .

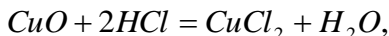
Найважливіша хімічна властивість основ – здатність реагувати з кислотами та кислотними оксидами (ангідридами) з утворенням солей:



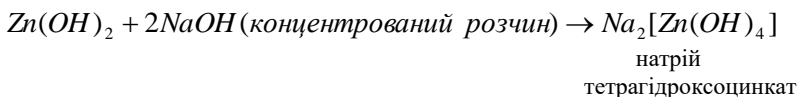
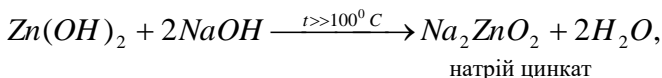
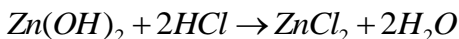
Основи є продуктами гідратації основних оксидів. **Розчинні у воді основи (луги)** утворюються в результаті прямої гідратації розчинних у воді основних оксидів:



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:



## Експериментальна частина

### I. Добування та властивості основних оксидів

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

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

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 і зробити висновки про хімічний характер досліджених оксидів.

Таблиця 1

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

#### IV. Добування нерозчинних основ

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

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

#### Контрольні запитання

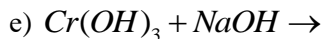
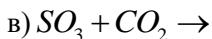
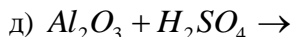
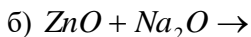
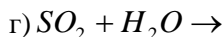
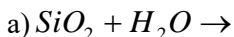
1. Написати формули ангідридів, що відповідають вказаним кислотам:  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ ,  $HNO_3$ . Написати рівняння реакцій, що підтверджують кислотний характер цих ангідридів.

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

3. Напишіть рівняння реакцій, що підтверджують амфотерний характер  $Cr_2O_3$  та  $Al(OH)_3$ .

4. Які з перелічених речовин реагують 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:



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №2 КИСЛОТИ. РЕАКЦІЇ ОДЕРЖАННЯ ТА ПЕРЕТВОРЕННЯ СОЛЕЙ

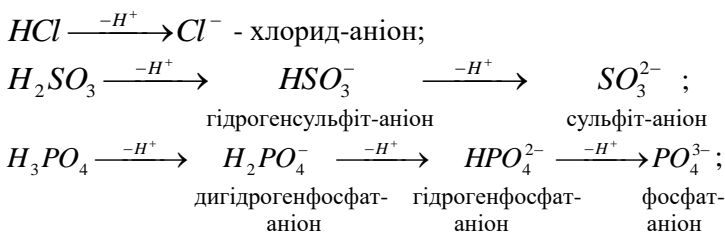
### Теоретична частина

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

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

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 ( $H_2SO_4$ ,  $H_2SO_3$ ), 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 відірвалися:



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

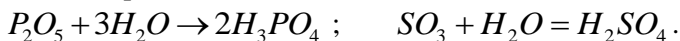
Назви кислот складаються з назви елемента, характерного для кислотного залишку.

Таблиця 2

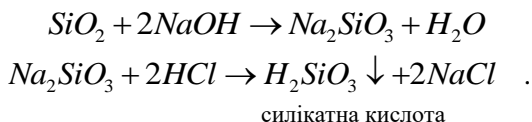
## Систематичні назви кислот та кислотних залишків

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
$HNO_2$	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

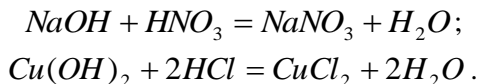
Розчинні у воді кислоти отримують внаслідок прямої гідратації ангідридів кислот:



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:

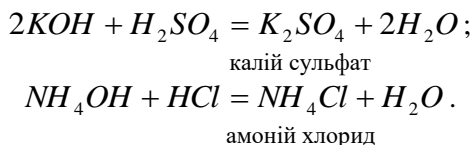


Найважливіша хімічна властивість кислот – здатність реагувати з основами, в результаті чого утворюються сіль і вода. Така реакція називається **реакцією нейтралізації**:

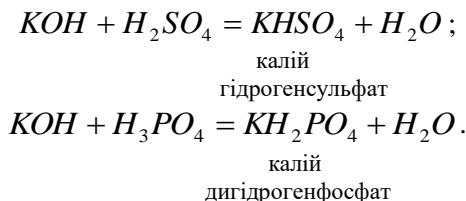


**Солями** називають складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних та аніони кислотних залишків. Солі поділяють на середні, кислі та основні.

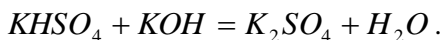
**Середні солі** – це продукти повної взаємної нейтралізації кислоти і основи:



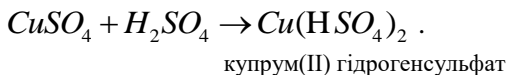
**Кислі солі** - продукти часткової нейтралізації багатоосновних кислот основами:



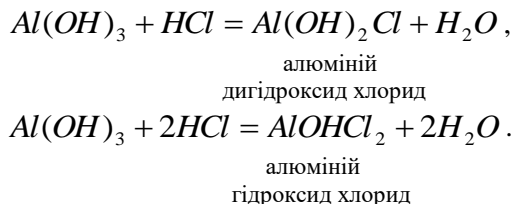
При додаванні лугів кислі солі перетворюються на середні:



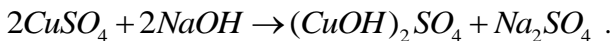
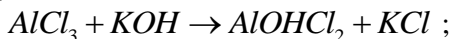
Кислі солі утворюються при додаванні кислоти до середньої солі:



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

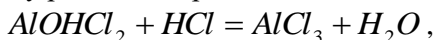


Основні солі утворюються при взаємодії лугу з надлишком середньої солі:

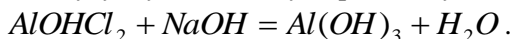


купрум(II) гідроксид сульфат

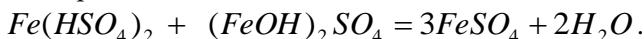
При додаванні кислоти малорозчинні основні солі перетворюються у розчинні середні солі:



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. Одержання 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. Одержання та властивості кислих солей

1. До вмісту пробірки з попереднього досліду (I.2) додавати краплинами фосфатну кислоту до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції перетворення середньої солі в кислу. 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.

### **III. Одержання 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.

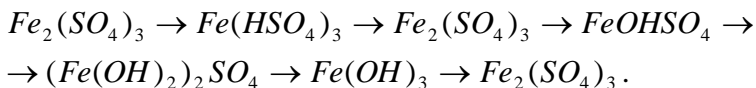
### **Контрольні завдання**

1. Складіть формули таких речовин: натрій фосфат, барій гідрогенсульфат, ферум(II) гідроксид сульфід, калій ацетат, алюміній дигідрогенфосфат, алюміній дигідроксид сульфід, калій силікат, кальцій нітрит, купрум(II) гідрогенкарбонат, хром(III) сульфат.

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

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

4. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Назвіть утворені солі.

5. Яка сіль утворюється при взаємодії 1 моль барій гідроксиду та 2 моль фосфатної кислоти. Написати відповідне рівняння реакції.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №3 ДОСЛІДЖЕННЯ РЕАКЦІЙ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

### Теоретична частина

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

**Електролітична дисоціація** – розпад структурних одиниць речовини на йони під дією розчинника.

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

### Електроліти

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

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

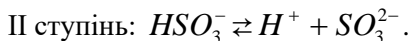
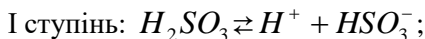
Кількісною характеристикою електролітичної дисоціації є ступінь дисоціації ( $\alpha$ ), який дорівнює відношенню числа



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

2. Які є кількісні характеристики процесу електролітичної дисоціації?

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

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

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

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №4 ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК РОЗЧИНІВ ( $pH$ ). КИСЛОТНІСТЬ ГРУНТІВ.

### Теоретична частина

**Вода** - слабкий електроліт. Ступінь дисоціації води при  $22^{\circ}\text{C}$   $\alpha_{\text{H}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-9}$ . Це означає, що у воді об'ємом 1л при цій температурі тільки  $10^{-7}$  моль дисоціюють на йони:



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

Добуток концентрацій гідроген- і гідроксид-йонів називають йонним добутком води ( $K_{\text{H}_2\text{O}}$ ) і при  $22^{\circ}\text{C}$  становить:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \text{ (моль/л)}^2.$$

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

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

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

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

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

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

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

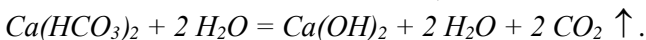
В розчинах сильних одноосновних кислот  $pH$  визначається за формулою:

$$pH = -\lg C_M(\text{кислоти}).$$

$pH$  середовища впливає на перебіг виробничих процесів, розклад хімічних забруднювачів стічних вод, швидкість корозії металевих конструкцій, родючість ґрунтів, стан здоров'я.



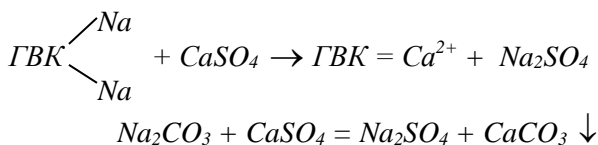
гідроксидів кальцію та магнію, а внаслідок цього до підвищення  $pH$  до 6,5-7,0:



В засушливих районах (пустелі, напівпустелі), де випаровується більш, ніж випадає опадів, на поверхню ґрунтів разом з ґрунтовими водами піднімаються солі та накопичуються в кореневмісному шарі. Виникають солончаки або солонці з низькою родючістю та високим значенням  $pH$  ( $pH = 9-11$ ). Особливо шкідливі для рослин солонці содового засолення, які потребують хімічної меліорації – внесення кальцію сульфату (гіпсування) та ін.

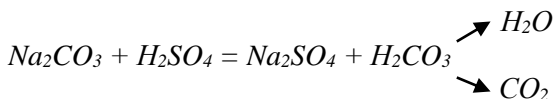
В колоїдах солонцевих ґрунтів накопичується обмінний Натрій, а в ґрунтовому розчині – сода, яка підвищує  $pH$  внаслідок взаємодії з водою.

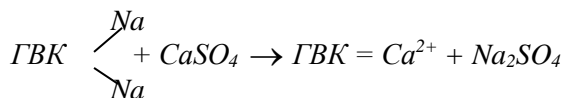
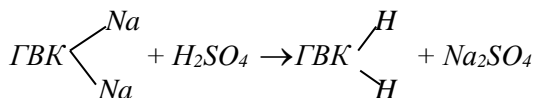
У випадку гіпсування відбувається видалення Натрію з ГБК, що покращує структуру ґрунту, а взаємодія гіпсу ( $CaSO_4$ ) з содою  $Na_2CO_3$  знижує  $pH$ .



Натрій сульфат видаляється промиванням ґрунтів. Поряд з гіпсом використовують кальцій хлорид, залізний купорос  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ .

Завдяки високому  $pH$  содових солонців розчинність гіпсу та інших кальцієвих сполук низька, тому гіпсування мало ефективне. Отже, для зниження  $pH$  проводять кислування ґрунтів мінеральними кислотами – сульфатною, нітратною, які також покращують структуру та поживний режим ґрунту.





Дія соди, яка підвищує *pH* середовища, та залізного купоросу, який збільшує кислотність середовища, пов'язана з гідролізом цих солей.

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

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

Таблиця 3

Колір універсального індикатора в залежності від  $pH$ 

$pH$	Колір	$pH$	Колір
1-3	червоний	8	зелено-блакитний
4-5	жовтогарячий	9-10	блакитний
6	жовтий	11-13	фіолетовий
7	зелений		

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 активної реакції ( $pH$ ) ґрунтового розчину.

В три пробірки налити по 2-3 мл дистильованої води. В кожну з них покласти невеликі грудочки різних видів ґрунтів. Перемішати, дати відстоятись і з допомогою універсального індикаторного папірця визначити  $pH$  водних ґрунтових розчинів. Результати вимірювань внести в таблицю 4. Які речовини –  $CaSO_4$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $CaSO_4$ ,  $FeSO_4$  – потрібно внести в ґрунтовий розчин для його нейтралізації?

Таблиця 4

№ пробірки з водою	Вид ґрунту	$pH$ розчину	Речовини, які нейтралізують ґрунт-розчин	$pH$ після нейтралізації
1.				
2.				
3.				

### Контрольні завдання

1. Що таке йонний добуток води і чому він дорівнює при 298К в чистій воді?

2. Що таке водневий і гідроксильний показник і чому вони дорівнюють при 298К в чистій воді?

3. Визначити водневий та гідроксильний показники розчину, в 100 мл якого розчиненого 0,04 г натрій гідроксиду.

4. Визначити  $pH$  та  $pOH$  0,01 М розчину хлоридної кислоти.

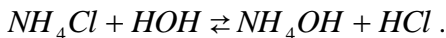
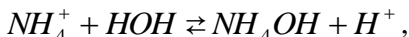
5. Концентрація йонів  $H^+$  в розчині хлоридної кислоти дорівнює  $1 \cdot 10^{-2}$  моль/л. Визначити  $pH$  цього розчину.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №5 ДОСЛІДЖЕННЯ ГІДРОЛІЗУ СОЛЕЙ

### Теоретична частина

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  $NH_4Cl$ :

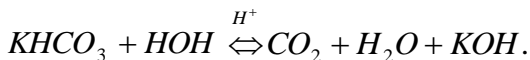


В результаті гідролізу цієї солі утворюється слабка основа  $NH_4OH$  і сильна кислота  $HCl$ , реакція цього розчину буде кислою ( $pH < 7$ ).

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



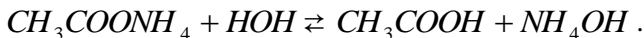
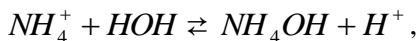
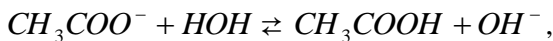
Як правило, самовільно гідроліз відбувається тільки за I ступенем. Щоб змістити йонну рівновагу і підсилити гідроліз цієї солі, необхідно додати сильну кислоту, щоб нейтралізувати лужну реакцію розчину.



Продуктами повного гідролізу цієї солі буде слабка карбонатна кислота ( $CO_2 + H_2O$ ) і сильна основа  $KOH$ .



Якщо сіль утворена слабкою кислотою і слабкою основою, то гідроліз такої солі одночасно відбувається за катіоном і за аніоном, наприклад  $CH_3COONH_4$ :



Реакція такої солі залежить від відносної сили відповідних кислоти і основи. В амоній ацетату - 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:

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

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

$$K_G = \frac{K_{H_2O}}{K_D (\text{слабк.електр.})}.$$

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

$$h = \sqrt{\frac{K_G}{C_M}}.$$

## Експериментальна частина

### I. 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?

## II. 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 вплинула температура на ступінь гідролізу солі?

### Контрольні завдання

1. Які фактори впливають на ступінь гідролізу солі?
2. Визначити де більший ступінь гідролізу в розчині 0,1 М  $Na_2CO_3$  чи в 0,1 М  $Na_2SO_3$ ?
3. Які з солей в результаті гідролізу дають кислу реакцію:  $CH_3COONH_4$ ,  $Na_2SO_3$ ,  $AlCl_3$ ,  $Cu(NO_3)_2$ ?
4. Які з вказаних солей в результаті гідролізу дають лужну реакцію:  $CH_3COONa$ ,  $Na_3PO_4$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $FeCl_2$ ,  $NaCl$ ? Чому?
5. Визначити  $pH$  розчину в результаті гідролізу 0,1М розчину  $CH_3COONa$ .
6. Чому при приготуванні водного розчину цинк сульфату для уникнення утворення каламути розчин треба підкислити?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №6 ОДЕРЖАННЯ ТА ВЛАСТИВОСТІ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ

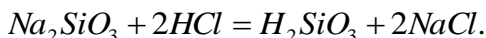
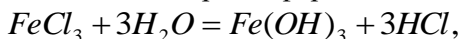
### Теоретична частина

**Дисперсною** називають щонайменше двокомпонентну систему, в якій один з компонентів у подрібненому (диспергованому) стані рівномірно розподіляється у масі або об'ємі іншого компонента, що своєю чергою, утворює неперервну фазу (дисперсійне середовище). Приклади дисперсних систем: заповнене повітря (дисперсійна фаза – зависі дрібних частинок ґрунту), відпрацьоване мастило двигунів (дисперсійне середовище – олія, дисперсна фаза – мікроскопічні частинки сажі).

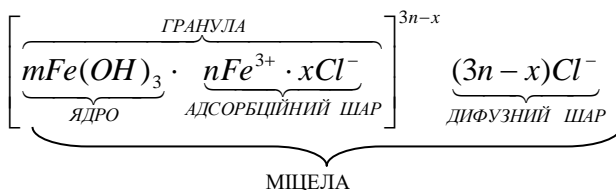
Колоїдні розчини – гетерогенні системи, в яких частинки дисперсної фази мають ультрамікроскопічні розміри ( $10^{-7} - 10^{-9}$  м) і рівномірно розподіляються в рідкому дисперсійному середовищі.

Окрему частинку дисперсної фази в колоїдних розчинах називають міцелою.

Хімічні методи одержання колоїдних систем належать до конденсаційних. Відомо безліч хімічних реакцій, продукти яких виділяються в колоїдно-дисперсній формі:



За своїми розмірами міцели колоїдів значно більші, ніж звичайні молекули. Так, середній розмір колоїдної частинки  $Fe(OH)_3$  становить 200-400 Å<sup>0</sup>. Міцела колоїду має складну будову:



Нерозчинне у воді ядро міцели містить  $m$  молекул  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , де  $m = 400-500$ . Катіони  $\text{Fe}^{3+}(\text{FeO}^+)$  вибірково адсорбуються на поверхні колоїдного ядра, надаючи йому позитивного заряду, такі йони називаються потенціалвизначальними. Цілісний комплекс – ядро + адсорбційний шар – називають **гранулою** (колоїдною часткою).

Колоїдні системи з рідким дисперсійним середовищем поділяють на **золі** – рідинно-рухливі системи і **гелі** – студеності системи, які характеризуються певними властивостями твердих тіл.

Якщо на той чи інший золь скерувати пучок світла, то у розчині можна бачити світлову смугу (явище Тіндаля). Цей оптичний ефект заснований на явищі опалесценції, який притаманний тільки колоїдним системам.

**Коагуляція** – процес злипання частинок у колоїдних системах з утворенням більших агрегатів. Зовні коагуляція проявляється у каламутненні золю, у зміні забарвлення золю, далі у випаданні твердої фази в осад (**седиментація**).

Коагуляцію можна викликати додаванням стороннього електроліту, змішуванням золів різних колоїдів, гранули яких мають взаємно протилежні заряди, нагріванням чи заморожуванням, струшуванням.

**Тиксотропія** – процес перетворення гелю на золь при механічній дії і зворотне перетворення золю на гель при стоянні у спокої. Явище тиксотропії пов'язане з механічним руйнуванням внутрішнього молекулярного каркасу студенця і з відновленням цього каркасу при стоянні у спокої.

Золі гідрофобних колоїдів здатні проводити електричний струм. У разі накладання електричного поля на золь дисперсна фаза починає перемішуватись до полюсів, протилежних по заряду гранул. Це явище отримало назву **електрофорезу**.

## Експериментальна частина

### I. Одержання золю ферум(III) гідроксиду

В хімічний стакан з 50 мл киплячої дистильованої води при перемішуванні краплями додати 4-5 мл розчину ферум(III) хлориду. Відмітити колір золю, який утворився. Написати

йонно-молекулярне рівняння повного гідролізу солі. Чому не випав осад? Написати формулу міцели золю.

## **II. Одержання золю та гелю силікатної кислоти**

а) В пробірку налити 4-5 мл концентрованої хлоридної кислоти і по краплях додавати розведений розчин натрій силікату. Суміш, струшуючи перемішати, спостерігаючи утворення прозорого розчину золю силікатної кислоти. Скласти йонно-молекулярне рівняння відповідної реакції.

б) В другу пробірку налити 4-5 мл концентрованого розчину натрій силікату і по краплях додавати розчин хлоридної кислоти, струшуючи пробірку, до утворення драглистого осаду силікатної кислоти. Написати будову міцели силікатної кислоти.

## **III. Коагуляція золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$**

В чотири пробірки налити по 5 мл золю ферум(III) гідроксиду, одержаного в досліді 1, в четверту додати ще дві краплі розчину желатину. Потім в пробірки додати, рахуючи краплі такі розчини до утворення каламуті: в першу – калій гексаціаноферату(III), в другу і четверту – натрій сульфату, в третю – натрій хлориду. Записати результати кількісного визначення коагуляції золю  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  сторонніми електролітами. Пояснити які йони-катіони чи аніони – є коагулянтами. Як впливає величина заряду йона на коагуляцію золю, яка роль желатину?

## **IV. Оптичні властивості колоїдних розчинів**

Стаканчики з колоїдними розчинами ферум(III) гідроксиду, еозину, метиленової синьки та фуксину підставляємо до диску чорного кожуха з вузьким отвором, який закриває камеру інтенсивного джерела світла (діапроектора). Вузький інтенсивний пучок світла пропустити через золі. Спостерігати ефект Тіндаля та опалесценцію, яка добре виражена у еозину.

## **V. Визначення знаку заряду колоїдних частинок методом капілярного аналізу**

Знак заряду колоїдних частинок (гранул) забарвлених золів можна визначити методом капілярного аналізу, використовуючи залежність їх адсорбції від знаку заряду поверхні адсорбенту. Як заряджена поверхня може бути

використана поверхня капілярів фільтрувального паперу. При зануренні смужки фільтрувального паперу у воду целюлозні стінки капілярів заряджаються негативно (через дисоціацію гідроксильних груп целюлози), а в прилеглій до них воді накопичуються позитивно заряджені йони водню. Вода добре змочує целюлозу і в капілярах паперу утворює угнутий меніск. У результаті за рахунок сил поверхневого натягу виникає „ефект капілярного підняття” – вода підіймається по капілярах паперу.

Якщо у воді знаходяться негативно заряджені колоїдні частинки, то вони будуть відштовхуватися від одноіменно зарядженої поверхні паперу і підніматися разом з водою.

Якщо ж колоїдні частинки заряджені позитивно, то вони будуть притягуватися протилежно зарядженою поверхнею паперу і злипатися на ній.

По 10 мл забарвлених золів ферум(III) гідроксиду і берлінської блакиті наливають у скляні стаканчики і опускають в них по однаковій вузькій смужці фільтрувального паперу. Верхній кінець смужок прикріплюють скріпками до скляної палички. Через 3-5 хвилин зіставляють висоту підняття води і колоїдних частинок гідрозолів ферум(III) гідроксиду і берлінської блакиті. Зробити висновок про заряд частинок цих золів.

### Контрольні запитання

1. Колоїдна частинка гідрозолу має структуру  $[(\text{SnO}_2)_m \cdot n\text{SnO}_2^{2-} \cdot x\text{K}^+]$ . Вказати її електричний заряд. Чи будуть підніматися такі колоїдні частинки разом з водою по смужці фільтрувального паперу?

2. Яка з наведених систем не відноситься до дисперсних:  
а)  $P_1 - \Gamma_2$ ; б)  $P_1 - P_2$ ; в)  $\Gamma_1 - \Gamma_2$ ; г)  $\Gamma_1 - P_2$ .

3. Навести склад колоїдної частинки (гранули) золю силікатної кислоти. Чи будуть підніматися такі колоїдні частинки по смужці фільтрувального паперу?

4. Який йон в найменшій концентрації зумовлює коагуляцію золю силікатної кислоти: а)  $\text{Ca}^{2+}$ ; б)  $\text{SO}_4^{2-}$ ; в)  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ; г)  $\text{Al}^{3+}$ ? Чому?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7 УМОВИ ПРОВЕДЕННЯ ТА ОСОБЛИВОСТІ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

### Теоретична частина

Реакції, які супроводжуються зміною ступенів окиснення хімічних елементів, називають **окисно-відновними**.

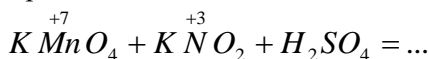
**Ступінь окиснення (с.о.)** – умовний заряд, який мав би атом, коли б електрони всіх його зв'язків з іншими атомами були зміщені до більш електронегативного атома.

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. Так с.о. Карбону в наведених

сполуках дорівнюють:  $C^{\overset{-4}{}}H_4$ ,  $C^{\overset{-3}{}}_2H_6$ ,  $C^{\overset{-2}{}}H_3OH$ ,  $C^{\overset{-1}{}}H_3COH$ ,  
 $H^{\overset{0}{}}COH$ ,  $C^{\overset{+2}{}}O$ ,  $H^{\overset{+3}{}}_2C^{\overset{+4}{}}_2O_4$ ,  $C^{\overset{+4}{}}O_2$ .

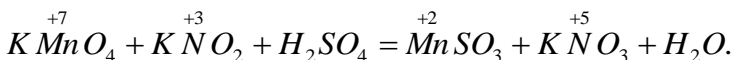
Для складання окисно-відновних реакцій (ОВР) застосовують метод електронного балансу. В ОВР число електронів, які втрачає відновник, дорівнює числу електронів, які приєднує окисник.

Розглянемо основні правила складання ОВР на прикладі взаємодії калій перманганату з калій нітритом в кислому середовищі. При цьому слід дотримуватися такої послідовності. Спочатку записують у молекулярній формі реагуючі речовини та визначають с.о. елементів, які можуть змінювати с.о. за певних умов, наприклад:



Потім визначають, яка сполука в реакції є окисником, а яка відновником. До **окисників** належать речовини, що мають здатність до приєднання електронів.

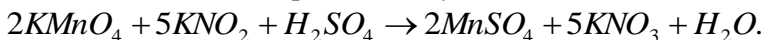
У наведеному прикладі  $KMnO_4$  містить Манган зі ступенем окиснення +7, і тому він може бути лише окисником. До **відновників** належать речовини, здатні віддавати електрони. Сполука  $KNO_2$ , в якій Нітроген має проміжний с.о. +3, може бути як відновником так і окисником. Отже, у наведеній реакції  $KMnO_4$  – окисник, а  $KNO_2$  – відновник.  $KNO_2$  може окиснюватися лише до  $KNO_3$ , а  $KMnO_4$  в кислому середовищі відновлюється до  $MnSO_4$ :



Після цього визначають кількість електронів, які віддає відновник  $KNO_2$  та кількість електронів, які приєднує окисник  $KMnO_4$ . Для цього складають рівняння, в яких кількість електронів, що приєднується або віддається, визначають як різницю між с.о. окисника і відновника до реакції і після неї:

$$\begin{array}{l} \overset{+7}{Mn} + 5e^- = \overset{+2}{Mn} \\ \overset{+3}{N} - 2e^- = \overset{+5}{N} \end{array} \left| \begin{array}{l} 2 \\ 5 \end{array} \right.$$

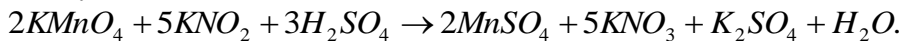
Отже, відновлення Мангану  $\overset{+7}{Mn} \rightarrow \overset{+2}{Mn}$  відповідає приєднанню п'яти електронів, а окиснення Нітрогену  $\overset{+3}{N} \rightarrow \overset{+5}{N}$  - віддачі двох електронів. Для балансу електронів (приєднується і віддається  $10e^-$ ) потрібно, щоб відновлення двох  $\overset{+7}{Mn}$  у реакції витрачалось п'ять  $\overset{+3}{N}$ , тобто коефіцієнти в рівнянні реакції біля окисника і відновника дорівнюватимуть двом і п'яти:



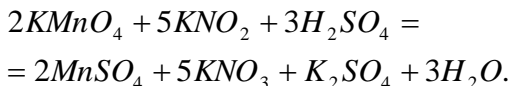
Після цього розставляють коефіцієнти для інших речовин, що беруть участь у реакції. Причому спочатку знаходять коефіцієнти для всіх катіонів (крім  $H^+$ ), а потім – для аніонів. Щоб урівняти для цієї реакції кількість йонів калію у лівій і правій частинах рівняння, потрібна одна молекула  $K_2SO_4$ , а для



зв'язування всіх катіонів мангану і калію слід взяти три молекули  $H_2SO_4$ :



На основі балансу атомів гідрогену визначають кількість молекул води:



Кількість атомів Оксигену в ОВР не урівнюють, а баланс Оксигену використовують для перевірки знайдених коефіцієнтів.

### Експериментальна частина

**I. Калій перманганат як окисник в різних середовищах** (як відновник можна застосувати розчини  $Na_2SO_3$ ,  $FeSO_4$ ,  $KNO_2$ ). В три пробірки налити 2-3 мл розведеного розчину  $KMnO_4$ .

а) до розчину в першій пробірці додати 1 мл розчину  $H_2SO_4$  і по краплях розчин  $Na_2SO_3$  до знебарвлення. Напишіть рівняння реакції і підберіть коефіцієнти методом електронного балансу, якщо відомо, що в кислому середовищі йон  $MnO_4^-$  переходить в йон  $Mn^{2+}$ , а йон  $SO_3^{2-}$  в йон  $SO_4^{2-}$ ;

б) до другої порції розчину  $KMnO_4$  додати 1 мл дистильованої води і по краплях розчин  $Na_2SO_3$  до появи бурого осаду  $MnO(OH)_2$ . Підберіть коефіцієнти в рівнянні даної реакції:



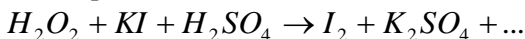
в) в останню порцію розчину  $KMnO_4$  додати 1 мл розчину  $NaOH$  і по краплях розчин  $Na_2SO_3$  до появи зеленого забарвлення розчину.

Напишіть та урівняйте рівняння реакції, якщо в лужному середовищі йон  $MnO_4^-$  переходить в йон  $MnO_4^{2-}$ , а йон  $SO_3^{2-}$  в йон  $SO_4^{2-}$ :



## II. Гідроген пероксид як окисник

До 2 мл розчину  $KI$  додати 1 мл розчину  $H_2SO_4$  і по краплях розчину  $H_2O_2$ . Записати спостереження. Дописати і урівняти рівняння реакції:



## III. Гідроген пероксид як відновник

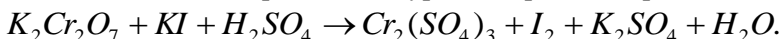
До 2-3 мл розчину  $KMnO_4$  додати 1 мл  $H_2SO_4$  та по краплях розчин  $H_2O_2$  до знебарвлення. Закінчити рівняння:



## IV. Відновлення калій дихромату калій йодидом

До 2-3 мл розчину  $K_2Cr_2O_7$  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

На азбестову сітку містять купкою 1-2 г кристалічного  $(NH_4)_2Cr_2O_7$  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

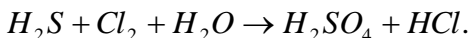
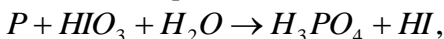
1. Урівняти за допомогою схем електронного балансу ОВР, яка застосовується для визначення гумусу у ґрунті  $C + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + Cr_2(SO_4)_2 + H_2O$  Яка речовина є окисником, яка відновником?

2. Виходячи зі ступеня окиснення Нітрогену, Сульфору і Мангану в сполуках  $NH_3$ ,  $HNO_2$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2S$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $MnO_2$ ,  $KMnO_4$  визначте, які з них можуть бути тільки відновниками і тільки окисниками, які виявляють як окисні, так і відновні властивості.

3. Складіть рівняння окисно-відновної реакції, що проходить за схемою:



4. Реакції виражаються схемами:



Складіть електронні рівняння. Розставити коефіцієнти в рівняннях реакцій. Для кожної реакції визначте, яка речовина є окисником, яка – відновником, яка речовина окиснюється, яка – відновлюється.

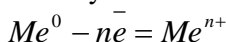
## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8 КОРОЗІЯ МЕТАЛЕВИХ КОНСТРУКЦІЙ ТА МЕТОДИ ЗАХИСТУ ВІД КОРОЗІЇ

### Теоретична частина

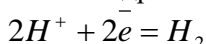
**Корозія** – процес руйнування металів, що відбувається самовільно і є результатом хімічної або електрохімічної взаємодії металів з навколишнім середовищем.

При електрохімічній корозії на поверхні металу одночасно відбуваються два процеси:

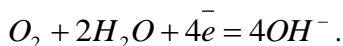
*анодний* – окиснення металу



і *катодний* – відновлення йонів гідрогену (кисле середовище):



або молекул кисню, розчиненого у воді (нейтральне середовище):



Йони або молекули, що відновлюються на катоді, називаються **деполяризаторами**. При атмосферній корозії (корозії у вологому повітрі при кімнатній температурі) деполяризатором є кисень.

Речовини, що прискорюють корозію металів називають **активаторами корозії**. До них належать, наприклад хлорид-йони (морська вода), розчинений у воді кисень тощо.

Для того, щоб запобігти корозії або усунути корозію металів найчастіше застосовують такі методи захисту: ізоляція металевих конструкцій від навколишнього середовища, зміна корозійного середовища та електрохімічні методи захисту металів.

Метал можна ізолювати від навколишнього середовища нанесенням на його поверхню плівки іншого металу.

**Катодне покриття** – нанесення на поверхню металу шару менш активного металу. Прикладом катодного покриття є луджене залізо- це залізо покрите оловом. При **анодному покритті** ізольованим є менш активний метал більш активним (наприклад, оцинковане залізо). Метал покриття утворює стійку проти корозії захисну плівку. Стійкі проти корозії захисні плівки одержують обробленням поверхні металів різними хімічними реагентами (**пасиваторами корозії**). Так, щоб запобігти корозії, застосовують фосфатування сталі, яке полягає в утворенні на її поверхні плівки фосфатів феруму і мангану. Для фосфатування використовують суміш дигідрофосфатів  $Mn(H_2PO_4)_2$  і  $Fe(H_2PO_4)_2$ .

Речовини, незначні добавки яких до корозійного середовища різко зменшують корозію металів, називають **інгібіторами** корозії. Дія інгібіторів(формалін, уротропін та ін.) полягає в тому, що на поверхні металу вони утворюють захисну адсорбційну плівку.

Суть електрохімічних методів захисту металів від корозії полягає в тому, що металеву конструкцію, яку захищають від корозії, використовують як катод.

## Експериментальна частина

### I. Контактна корозія двох різних металів

Налити в пробірку 3-4 мл розведеної сульфатної кислоти і внести шматочок цинку. Спостерігати на поверхні цинку виділення газу. Внести в розчин мідну дротину і її кінцем притиснути до гранули цинку. Спостерігати інтенсивне виділення пухирців газу на мідній дротинці. Поясніть, що при цьому відбувається?

## **II. Дослідження впливу домішок в металі на інтенсивність його корозії**

Налити в пробірку 3-4 мл розчину сульфатної кислоти і внести в розчин шматочок цинку. Відзначити швидкість виділення пухирців газу на поверхні цинку. Додати в пробірку 6-8 крапель розчину купрум(II) сульфату. Чому швидкість виділення газу змінилась?

## **III. Електрохімічна корозія металів**

1. В пробірку налити 3-4 мл розчину ферум(II) сульфату і додати 2-3 краплі червоної кров'яної солі  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Утворення турбулевої сині  $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$  свідчить про наявність в розчині іонів  $Fe^{2+}$ .

2. В три пробірки налити 3-4 мл розчину сульфатної кислоти і додати в кожен по 2-3 краплі червоної кров'яної солі  $K_3[Fe(CN)_6]$ . В кожен пробірку опустити канцелярські скріпки з закріпленими в них шматочками металів: цинку, свинцю і міді. В яких пробірках відбувається утворення турбулевої сині? Який висновок можна зробити про захист заліза від корозії іншими металами.

## **IV. Дослідження впливу захисних (оксидних) плівок на поверхні металу на швидкість корозії**

Взяти два залізних цвяха і очистити їх поверхню наждачним папером. Один цвях занурити в концентровану нітратну кислоту, потім його вийняти з кислоти і опустити в пробірку з розчином купрум(II) сульфату. Другий цвях теж опустити в пробірку з розчином купрум(II) сульфату. Через декілька хвилин відмітити та пояснити зміни, що сталися при цьому. Відобразити суть окисно-відновних процесів, що відбуваються при корозії металів.

## **V. Дія інгібіторів на корозію цинку**

В дві пробірки з 3-4 мл хлоридної кислоти занурюємо по шматочку цинку. Коли виділення водню стає бурхливим в одну з пробірок додаємо уротропін (або формалін). Записати та пояснити спостереження.

### Контрольні завдання

1. Як відбувається атмосферна корозія лудженого та оцинкованого заліза при порушенні покриття? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.

2. Дві залізні пластинки, частково покриті одна оловом, інша міддю, знаходяться у вологому повітрі. На якій з цих пластинок швидше утворюється іржа? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цих пластинок. Який склад продуктів корозії заліза?

3. Залізний виріб покрили свинцем. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні цілісності покриття у вологому повітрі і у хлоридній кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому і другому випадках.

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

5. Які метали будуть кородувати у лужному середовищі: 1) *Mg*; 2) *Zn*; 3) *Cu*; 4) *Al*; 5) *Au*? Написати відповідні рівняння реакцій.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №9 ЯКІСНЕ ДОСЛІДЖЕННЯ СКЛАДУ ГРУНТОВОЇ ВИТЯЖКИ

### Теоретична частина

Майже 75% всієї площі планети покрито водою, приблизно 97,6% запасів усїєї води на Землі зосереджено в океанах і морях. Води Світового океану, річок, озер, підземні води і льодовики – все це включає гідросфера. Води річок, морів і атмосфери, руйнуючи, переносячи і перевідкладаючи речовини перетворюють ландшафт і створюють нові форми рельєфу. Стікаючи під дією сил тяжіння, вода захоплює з собою нерозчинні мінеральні часточки, які стирають і розпушують гірські породи. Завдяки цьому в ґрунтових водах міститься більш ніж 70 хімічних елементів. В найбільшій кількості

грунтові води містять катіони:  $Na^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $K^+$ ,  $Fe^{2+}$ ; аніони:  $HCO_3^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $Cl^-$ ,  $CO_3^{2-}$ . В ґрунтових водах містяться також розчинені гази: кисень  $O_2$ , азот  $N_2$ , вуглекислий газ  $CO_2$ . Крім того такі води містять біогенні сполуки – сполуки, які необхідні для життєдіяльності живих організмів і такі, що утворюються в процесі обміну речовин. Це мінеральні і органічні сполуки Нітрогену, Фосфору.

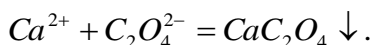
Ґрунтові води містять органічні речовини – гумусові сполуки, які утворюються при розкладі рослинних залишків, а також мікроорганізмів. В незначній кількості містяться мікроелементи – елементи концентрація яких складає менше 1 мг/л -  $Cu^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $J$ ,  $Br$ ,  $Rb^+$ ,  $Cs^+$ ,  $Sr^{2+}$ .

Аналіз водної витяжки ґрунтів дає точну характеристику про ступінь засоленості ґрунтів і забруднення та необхідність промивки, а аналіз природних вод дає характеристику про можливість їх використання для зрошування.

## Експериментальна частина

### I. Проба на присутність солей кальцію у ґрунтовій витяжці

Налити в пробірку 2-3 мл природної води, додати декілька крапель розчину амоніаку і 1-2 краплі розчину амоній оксалату  $(NH_4)_2C_2O_4$ . Суміш нагріти до кипіння. За наявності білої каламуті або осаду, які утворилися, роблять висновок про присутність йонів кальцію. Реакцію можна представити рівнянням:



Кількість осаду відмити: мало, багато, дуже багато.

### II. Проба на присутність солей магнію після видалення $Ca^{2+}$

1. Йони  $Mg^{2+}$  в присутності йонів  $Ca^{2+}$  виявити не можна. Тому спочатку слід осадити  $Ca^{2+}$  у вигляді  $CaC_2O_4$  додаванням до природної води при нагріванні амоній оксалату до утворення осаду. Осад відфільтрувати до утворення осаду. Осад відфільтрувати і в фільтраті визначити  $Mg^{2+}$ .

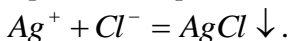
2. До 2-3 мл фільтрату додати 1-2 мл розчину натрій гідрофосфату  $Na_2HPO_4$  і 2-3 краплі розчину амоніаку, рідину перемішати. При наявності йона  $Mg^{2+}$  утворюється кристалічний осад  $MgNH_4PO_4$  у вигляді шовковистої каламуті:



### III. Проба на присутність хлоридів у водній витяжці

Налити в пробірку 5 мл водної витяжки ґрунту і підкислити її двома краплями 10%-ного розчину  $H_2SO_4$ . Додати декілька крапель 5%-ного розчину  $AgNO_3$  і перемішати. Про наявність хлорид-йонів роблять висновок за присутністю осаду або каламуті, які утворились.

Реакцію можна представити рівнянням:

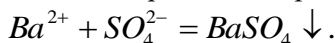


Аргентум хлорид в нітратній кислоті не розчиняється, а аргентум карбонат і сульфід, які можуть утворитися паралельно, розчиняються.

Відмічають кількість осаду: мало, багато, дуже багато.

### IV. Проба на присутність сульфатів у водній витяжці

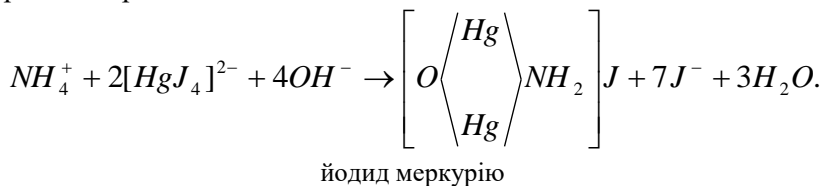
Відібрати піпеткою 10 мл водної витяжки і перенести в пробірку. Додати 1 мл 10%-ного розчину  $BaCl_2$  і прокип'ятити 1-2 хвилини. Утворення білого кристалічного осаду барій сульфату або каламуті свідчать про наявність у воді сульфат-йонів ( $SO_4^{2-}$ ). Реакцію можна представити рівнянням:



Відмітити кількість осаду: мало, багато, дуже багато.

### V. Проба на присутність йонів амонію $NH_4^+$ у ґрунтовій витяжці

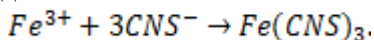
До 3-4 мл ґрунтової витяжки додати 3-4 краплі реактиву Несслера ( $K_2[HgJ_4] + KOH$ ). При наявності йонів амонію утворюється червоно-бурий осад або жовто-помаранчеве забарвлення (при малих кількостях  $NH_4^+$ ). Йонно-молекулярне рівняння реакції:





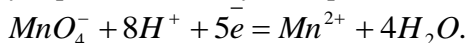
## VI. Проба на присутність іонів $Fe^{2+}$ у водній витяжці

До 2-3 мл ґрунтової витяжки додати 5-6 крапель концентрованої  $HNO_3$ , а потім стільки ж розчину амоній тіоціонату  $NH_4SCN$ . Червоне або рожеве (при наявності слідів  $Fe^{2+}$ ) забарвлення, зумовлене кольором молекул  $Fe(CNS)_3$ , свідчить про присутність іонів  $Fe^{2+}$ . Концентровану нітратну кислоту додають для окиснення іонів  $Fe^{2+}$  в іони  $Fe^{3+}$ .



## VII. Проба на окиснюваність води

До 1-2 мл ґрунтової витяжки додати рівний об'єм концентрованої  $H_2SO_4$ , потім краплями долити концентрований розчин  $KMnO_4$ . Якщо рідина тільки від однієї краплі розчину калій перманганату забарвиться у рожевий колір, який не зникає впродовж 1-2 хвилин, то вода не містить речовин, що окиснюються. Якщо декілька перших крапель розчину  $KMnO_4$ , знебарвлюються, то вода містить речовини, що окиснюються. Йонно-молекулярне рівняння реакції відновлення перманганат-йону у кислому середовищі описується рівнянням:



### Контрольні завдання

1. Напишіть молекулярне, повне і скорочене йонно-молекулярне рівняння реакції та вкажіть умови виявлення іонів магнію у ґрунтовій витяжці. Опишіть методику виявлення іонів магнію у присутності іонів кальцію.
2. Напишіть молекулярне, повне і скорочене йонно-молекулярне рівняння реакції та вкажіть умови виявлення іонів кальцію у ґрунтовій витяжці.
3. Напишіть молекулярне, повне і скорочене йонно-молекулярне рівняння реакції та вкажіть умови виявлення іонів амонію у ґрунтовій витяжці.
4. Напишіть молекулярне, повне і скорочене йонно-молекулярне рівняння реакції та вкажіть умови виявлення сульфат- та хлорид-іонів у ґрунтовій витяжці.

5. Напишіть молекулярне, повне і скорочене йонно-молекулярне рівняння реакції та вкажіть умови виявлення йонів  $\text{Fe}^{2+}$  у ґрунтовій витяжці. Опишіть методику визначення окиснюваності води. Напишіть відповідне рівняння реакції і урівняйте його методом електронного балансу.

## ЛІТЕРАТУРА

1. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Основи хімії : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2019. 182 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/17335>

2. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина I : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2015. 247 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/16802>.

3. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина II : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2017. 381 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/14834>.

4. Буденкова Н. М., Вербецька К. Ю. Хімія : інтеракт. комплекс навч.-метод. забезп. Рівне : НУВГП, 2006. 63 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/1825>

5. Манековська І. Є., Яцков М. В. Хімія, частина I (загальнотеоретична) : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2005. 187 с.

6. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Фізична та колоїдна хімія : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2016. 164 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/5047>

7. Манековська І. Є., Яцков М. В. Лабораторний практикум „Гідрохімія водойм” : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2011. 93 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/2163>