

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

**05-06-148M**

## **METHODICAL GUIDELINES**

to the performance of laboratory works to the academic discipline «Chemistry» for students of higher education of the first (bachelor's) level according to educational and professional programs «Mining» specialty 184 «Mining», «Automobile transport» specialty 274 «Automobile transport», «Transport technologies (on road transport)» specialty 275 «Transport technologies (on road transport)» and «Industrial mechanical engineering» specialty 133 «Industrial mechanical engineering» for full- and part-time forms of education

## **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

до виконання лабораторних робіт з освітнього компоненту «Хімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійними програмами «Гірництво» спеціальності 184 «Гірництво», «Автомобільний транспорт» спеціальності 274 «Автомобільний транспорт», «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» спеціальності 275 «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» та «Галузеве машинобудування» спеціальності 133 «Галузеве машинобудування» денної та заочної форми навчання

Рекомендовано  
науково-методичною радою  
з якості ННМІ  
Протокол №4 від 31.12.2024 р.

Рівне – 2024

Methodological instructions to the performance of works of the academic discipline «Chemistry» for students of higher education of the first (bachelor's) level in the educational and professional programs «Mining» specialty 184 «Mining», «Automobile transport» specialty 274 «Automobile transport», «Transport technologies (on road transport)» specialty 275 «Transport technologies (on road transport)» and «Industrial mechanical engineering» specialty 133 «Industrial mechanical engineering» full- and part-time forms of education [Electronic edition] / Budenkova N. M., Mysina O. I., Selezhen A. O. – Rivne : NUWEE, 2024. – 39 p.

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Хімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійними програмами «Гірництво» спеціальності 184 «Гірництво», «Автомобільний транспорт» спеціальності 274 «Автомобільний транспорт», «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» спеціальності 275 «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» та «Галузеве машинобудування» спеціальності 133 «Галузеве машинобудування» денної та заочної форм навчання [Електронне видання] / Буденкова Н. М., Мисіна О. І., Селезень А. О. – Рівне : НУВГП, 2024. – 39 с.

Укладачі: Буденкова Н. М., к.х.н., доцентка кафедри хімії та фізики; Мисіна О. І., ст. викладачка кафедри хімії та фізики; Селезень А. О., доктор філософії у галузі хімії, ст. викладач кафедри хімії та фізики.

Відповідальний за випуск: Мороз М. В., доктор хімічних наук, професор, завідувач кафедри хімії та фізики.

Керівник групи забезпечення спеціальності 274 «Автомобільний транспорт» Марчук М. М.

Керівник групи забезпечення спеціальності 275 «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» Хітров І. О.

Керівник групи забезпечення спеціальності 133 «Галузеве машинобудування» Тхорук Є. І.

Керівник групи забезпечення спеціальності 184 «Гірництво» Заєць В. В.

© Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна,  
А. О. Селезень, 2024  
© НУВГП, 2024

## Contents

Preface.....	4
Laboratory 1. Chemical properties of oxides and hydroxides.....	6
Laboratory 2. Acids. Reactions of obtaining and transforming salts.....	14
Laboratory 3. Research of reactions in electrolyte solutions.....	20
Laboratory 4. Hydrogen index of solutions ( $pH$ ). Influence of $pH$ on corrosion of metals.....	24
Laboratory 5. Research of hydrolysis of salts.....	29
Laboratory 6. Conditions and features of redox reactions.....	33
References.....	39

## PREFACE

The Bologna Convention and integration into the European space of higher education involves a significant amount of independent work, which must have appropriate methodological support.

Laboratory works on the academic discipline «Chemistry» for students of higher education of the first (bachelor's) level according to educational and professional programs «Mining» specialty 184 «Mining», «Automobile transport» specialty 274 «Automobile transport», «Transport technologies (on road transport)» majors 275 «Transport Technologies (on road transport)» and «Industrial Mechanical Engineering» majors 133 «Industrial Mechanical Engineering» of full-time and part-time forms of study are as close as possible to the future majors of students, cover the main sections of the discipline «Chemistry» and are aimed at a more in-depth assimilation of knowledge.

In the process of performing laboratory work, students must consolidate theoretical knowledge from this section of the program, learn to work with laboratory utensils and devices. Work in the laboratory requires an understanding of the theoretical material with which the experiments are connected, so the student must study the theoretical material on the topic of the laboratory work, which is given in the theoretical introduction to each work. Students must know safety rules when working with devices and relevant reagents. Without it, the practical part of the work is not allowed. Laboratory work with appropriate design in a notebook is submitted as a report for defense.

After completing each laboratory work, it is needed to write answers to the control questions. You must answer the questions succinctly, concretely, in full, and write, clearly, and accurately. The formulas of chemical compounds and the balance of the reaction equations should be written especially carefully.

Missed for any reason laboratory work must be completed with the teacher according to the schedule.

## ПЕРЕДМОВА

Болонська конвенція та інтеграція до єдиного європейського простору вищої освіти передбачає значний обсяг самостійної роботи, яка повинна мати відповідне методичне забезпечення.

Лабораторні роботи з навчальної дисципліни «Хімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійними програмами «Гірництво» спеціальності 184 «Гірництво», «Автомобільний транспорт» спеціальності 274 «Автомобільний транспорт», «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» спеціальності 275 «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» та «Галузеве машинобудування» спеціальності 133 «Галузеве машинобудування» денної та заочної форм навчання максимально наближені до майбутніх спеціальностей студентів, охоплюють основні розділи дисципліни «Хімія» 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 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.

Після оформлення кожної лабораторної роботи треба письмово відповісти на контрольні запитання. Відповідати на поставлені питання треба стисло, конкретно, в повному обсязі, писати виразно, чітко, акуратно. Особливо старанно слід писати формули хімічних сполук та урівнювати рівняння реакцій.

Пропущену з будь-якої причини лабораторну роботу треба відробляти з черговим викладачем згідно графіка.

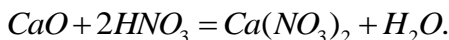
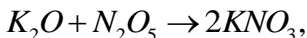
## LABORATORY 1. CHEMICAL PROPERTIES OF OXIDES AND HYDROXIDES

### Theoretical part

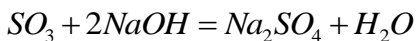
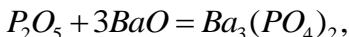
Compounds of elements with oxygen in which it has an oxidation state of -2 are called **oxides**.

According to chemical properties, oxides are divided into **non-salt-forming** and **salt-forming**. Oxides that do not form hydrated compounds and salts are called **non-salt forming** ( $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ ,  $SiO$ ). Oxides that form salts during chemical reactions are **salt forming**. According to their chemical properties, oxides are divided into **basic**, **acidic** and **amphoteric**.

Oxides whose hydrates are bases are called **basic**. To basic belong oxides of active metals - alkaline ( $Li$ ,  $Na$ ,  $K$ ,  $Rb$ ,  $Cs$ ), alkaline earth ( $Ca$ ,  $Sr$ ,  $Ba$ ,  $Ra$ ), magnesium, and transition metals ( $Mn$ ,  $Cr$ ,  $Ni$ ,  $Fe$ ,  $Cu$ ) in lower states of oxidation (+1, +2). Basic oxides interact with acidic oxides and their hydrates (acids) to form salts:



Oxides whose hydrates are acids are called **acid oxides**. These include oxides of nonmetals ( $CO_2$ ,  $N_2O_5$ ,  $P_2O_5$ ,  $SO_3$ ,  $SO_2$ ,  $SiO_2$ ), and oxides of transition metals in a higher degree of oxidation (+6, +7), for example  $CrO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ). Acidic oxides react with basic oxides and bases forming salts:

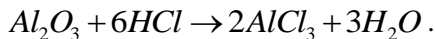


Almost all acidic oxides, except for  $SiO_2$  and some others, dissolve in water, forming acids:

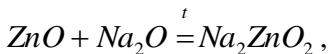


**Amphoteric oxides** are oxides with weakly expressed acidic and alkaline properties. They can react with strong acids and strong bases (alkalis) to form salts. Such oxides include  $BeO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $ZnO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $MnO_2$ ,  $Fe_2O_3$ .

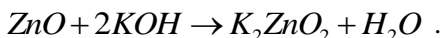
Amphoteric oxides by reacting with acidic oxides and acids, show weakly expressed bases properties, with the formation of salts:



Showing weak acidic properties, amphoteric oxides react with oxides of active metals and alkalis to form salts. These reactions performed during fusion:



sodium zincate



potassium zincate

By direct interaction of amphoteric oxides with concentrated alkali solutions, complex salts are formed:

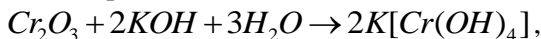


Table 1 shows the dependence of the chemical properties of oxides (acidity and alkalinity) on the placement of chemical elements in the periodic table.

Table 1

Nature of oxides changing

Acidity  $\longrightarrow$

A l k a l i n i t y  ↓	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
	Li <sub>2</sub> O	BeO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		OF <sub>2</sub>
	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>4</sub> O <sub>10</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
	K <sub>2</sub> O	CaO	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GeO <sub>2</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SeO <sub>3</sub>	Br <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
	Rb <sub>2</sub> O	SrO	In <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SnO <sub>2</sub>	Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	TeO <sub>3</sub>	I <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
	Cs <sub>2</sub> O	BaO	Tl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	PbO <sub>2</sub>	Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	PoO <sub>3</sub>	At <sub>2</sub> O <sub>7</sub>

As mentioned, the products of the hydration of oxides are bases or acids. Similarly to oxides, changes in acidic and alkalis properties of compounds oxides in the main subgroups and periods are observed (Fig. 1).

	1					18
1						
2	Li <sub>2</sub> O	BeO				
3	Na <sub>2</sub> O	MgO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	
4	K <sub>2</sub> O	CaO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	
5	Rb <sub>2</sub> O	SrO	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GeO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SO <sub>2</sub>
6	Cs <sub>2</sub> O	BaO	In <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SnO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>
7	Fr <sub>2</sub> O	RaO	Tl <sub>2</sub> O	PbO <sub>2</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SeO <sub>3</sub>
					As <sub>4</sub> O <sub>6</sub>	SeO <sub>2</sub>
					Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	TeO <sub>3</sub>
					Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	PoO <sub>2</sub>
					PbO	PoO

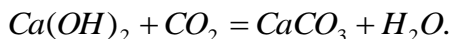
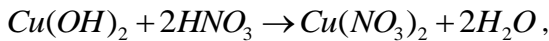
  

<span style="display:inline-block; width:10px; height:10px; background-color:blue; border:1px solid black;"></span> Strong Base	<span style="display:inline-block; width:10px; height:10px; background-color:red; border:1px solid black;"></span> Strong Acid
<span style="display:inline-block; width:10px; height:10px; background-color:cyan; border:1px solid black;"></span> Weak Base	<span style="display:inline-block; width:10px; height:10px; background-color:magenta; border:1px solid black;"></span> Middle Acid
<span style="display:inline-block; width:10px; height:10px; background-color:purple; border:1px solid black;"></span> Amphoteric	<span style="display:inline-block; width:10px; height:10px; background-color:pink; border:1px solid black;"></span> Weak Acid

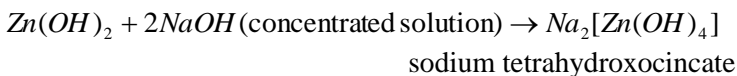
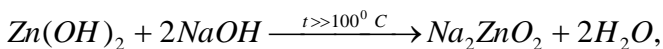
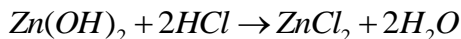
Fig. 1. Changes in the nature of oxide hydrates

**Bases** are compounds that dissociate into metal cations and hydroxide anions OH<sup>-</sup> in aqueous solutions.

The most important chemical property of alkalis is the interaction with acids and acid oxides with the formation of salts:



**Amphoteric hydroxides** are products of the indirect hydration of the amphoteric oxides. Like amphoteric oxides, they react with acids and alkalis forming salts. By interacting with acids, they behave like weak bases, and by interacting with alkalis, they behave like weak acids:





## **Experimental part**

### **I. Preparation and properties of alkaline oxides**

#### 1. Extraction of copper(II) oxide.

Add 5-6 ml of sodium hydroxide solution to a test tube containing 5-6 ml of copper(II) sulfate solution. Write the observations and the corresponding reaction equation. Then carefully heat the tube to boiling until the color of the precipitate changes. Write observations and reaction equations. Is it possible to obtain oxides of alkaline and alkaline earth metals in this way?

2. Study of the properties of copper(II) oxide and calcium oxide.

##### a) Interaction with water.

Pour 3-5 ml of distilled water into two test tubes, and add 2-3 drops of phenolphthalein. Add a small amount of calcium oxide (on the tip of the spatula) to one and copper(II) oxide to the second. Write the observations and the corresponding reaction equations.

##### b) Interaction with acids.

Install 2 test tubes in the tripod. Add a small amount of calcium oxide to one test tube, and cuprum(II) oxide to the second. Pour 1-2 ml of diluted nitric acid solution into both test tubes. Write observations and reaction equations.

### **II. Extraction and properties of acid oxides**

#### 1. Production of carbon(IV) oxide.

A piece of marble is placed in a test tube, and 1-2 ml of a concentrated solution of hydrochloric acid is poured. The test tube is closed with a gas outlet tube and the properties of the obtained oxide are investigated. Write down the observations and make the corresponding reaction equation for the production of carbon(IV) oxide.

#### 2. Study of the properties of carbon(IV) oxide.

Install 2 test tubes in the tripod. Pour 3-5 ml of distilled water into one, add 5-7 drops of methyl orange, and lime water into the other. The carbon(IV) oxide obtained in the previous experiment is bubbled into these two test tubes. Write the observations and corresponding reaction equations.

### III. Study of the properties of amphoteric oxides

Install 3 test tubes in the tripod, into which add small amounts of zinc oxide. Pour 3-5 ml of distilled water and 3-5 drops of phenolphthalein into one test tube, 2-3 ml of nitric acid into the second, and 2-3 ml of concentrated alkali solution (potassium hydroxide) into the third. Write the observations and corresponding reaction equations.

Summarize the results of experiments I, II, III in Table 2 and draw conclusions about the chemical nature of the investigated oxides.

Table 2

Reactions to determine the nature of oxides

Oxide	Reaction Equations with			Nature of the Oxide
	Water	Acid	Alkali	
<i>CuO</i>				
<i>CaO</i>				
<i>CO<sub>2</sub></i>				
<i>ZnO</i>				

### IV. Extraction of insoluble alkalines

Pour 1-2 ml of ferrum(III) chloride into one test tube, and the same amount of chromium(II) chloride into the other. Add a diluted solution of sodium hydroxide to both test tubes until precipitation is formed. Write observations and reaction equations.

### V. Production and properties of amphoteric hydroxides

Pour 2-3 ml of aluminum sulfate solution into a test tube and add ammonium hydroxide solution drop by drop until a precipitate forms. Divide the loose sediment into two test tubes. To one test tube add an equal volume of hydrochloric acid, and the same amount of concentrated *NaOH* solution to the other. Write observations and reaction equations, and make a conclusion about the chemical nature of aluminum hydroxide.

### Questions:

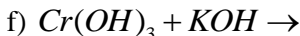
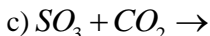
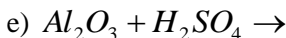
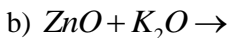
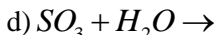
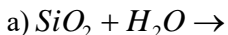
1. Write the formulas of anhydrides corresponding to the next acids:  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ ,  $HNO_3$ . Write reaction equations confirming the acidic character of these anhydrides.

2. Write the formulas of the oxides corresponding to the indicated hydroxides:  $Fe(OH)_3$ ,  $NaOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Mg(OH)_2$ . Write reaction equations confirming the basic nature of these oxides.

3. Write equations of the reactions confirming the amphoteric character  $ZnO$  and  $Al(OH)_3$ .

4. Which of the listed substances react with potassium hydroxide:  $HCl$ ,  $BaO$ ,  $CO_2$ ,  $ZnSO_4$ ,  $P_2O_5$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $N_2O$ . Write the corresponding reaction equations.

5. Complete possible reaction equations:



### Vocabulary/ Словник

basic	основний
acidic	кислотний
amphoteric	амфотерний
tube	пробірка
tripod	трипод (підставка)
observations	спостереження
distilled water	дистильована вода
phenolphthalein	фенолфталеїн

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 1. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ ТА ГІДРОКСИДІВ

### 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 луку (калій гідроксиду). Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій.

Результати дослідів I, II, III звести у таблицю 2 і зробити висновки про хімічний характер досліджених оксидів.

Таблиця 2

Реакції для встановлення характеру оксидів

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. 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. Пухкий осад розділити на дві пробірки. До однієї пробірки додати рівний об'єм хлоридної кислоти, а до другої – стільки ж концентрованого розчину NaOH. Записати спостереження та рівняння реакцій, зробити висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

#### Контрольні запитання

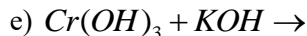
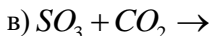
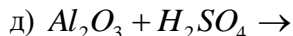
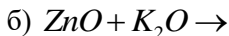
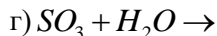
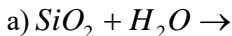
1. Написати формули ангідридів, що відповідають вказаним кислотам:  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ ,  $HNO_3$ . Написати рівняння реакцій, що підтверджують кислотний характер цих ангідридів.

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

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

4. Які з перелічених речовин 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:



## LABORATORY 2. ACIDS. REACTIONS OF OBTAINING AND TRANSFORMING SALTS

### Theoretical part

Acids are substances that dissociate into hydrogen cations and anions of acid residues in aqueous solutions.

Acids are divided into oxygen-free ( $H_2S$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HF$ ,  $HI$ ) and oxygen-containing ( $H_2SO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $H_3PO_4$ ) acids.

The number of hydrogen ions, which are formed as a result of dissociation in an aqueous solution from one acid molecule, determines the alkalinity of the acid. By alkalinity, acids are divided into monoalkalinic ( $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HF$ ,  $HI$ ,  $HNO_3$ ), dialkalinic ( $H_2SO_4$ ,  $H_2SO_3$ ), and trialkalinic ( $H_3PO_4$ ).

The names of acids consist of the name of the element characteristic of the acid residue (Table 3).

Acids react with bases to form salt and water. Such a reaction is called a **neutralization** reaction:

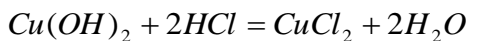


Table 3

Systematic names of acids and acid residues

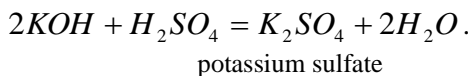
Acid formula	Systematic name	Acid residue formula	Acid residue name
$HCl$	Hydrochloric acid	$Cl^-$	Chloride
$HBr$	Bromic acid	$Br^-$	Bromide
$HF$	Hydrofluoric acid	$F^-$	Fluoride

Table 3 extension

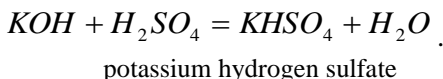
$HNO_3$	Nitric acid	$NO_3^-$	Nitrate
$HNO_2$	Nitric acid	$NO_2^-$	Nitrite
$H_2CO_3$	Carbonic acid	$CO_3^{2-}$	Carbonate
$H_2SO_4$	Sulfuric acid	$SO_4^{2-}$	Sulfate
$H_2SO_3$	Sulfitic acid	$SO_3^{2-}$	Sulphite
$H_2S$	Sulfide acid	$S^{2-}$	Sulfide
$H_2SiO_3$	Silicic acid	$SiO_3^{2-}$	Silicate
$H_3PO_4$	Orthophosphate acid	$PO_4^{3-}$	Orthophosphate

**Salts** are complex substances that dissociate into basic cations and anions of acidic residues in aqueous solutions. Salts are divided into medium, acidic and basic.

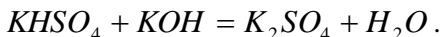
**Medium salts** are products of complete mutual neutralization of an acid and a base:



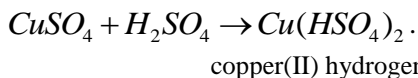
**Acidic salts** are products of partial neutralization of polybasic acids with bases:



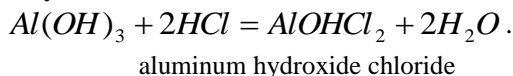
When alkalis are added, acidic salts turn into medium ones:



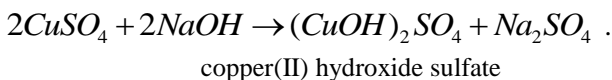
Acidic salts are formed when acid is added to a medium salt:



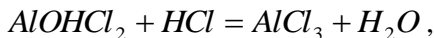
**Basic salts** are products of the partial neutralization of polyacid bases by acids:



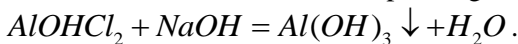
Basic salts are formed by the interaction of an alkali with an excess of medium salt:



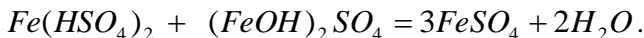
When acid is added, sparingly soluble basic salts are transformed into soluble medium salts:



and when alkali is added - to the corresponding insoluble base:



When acidic and basic salts are mixed, occurs their mutual neutralization:



iron(II) hydrogen sulfate      iron(II) hydroxide sulfate

## Experimental

### I. Production of medium salts

1. Pour 1-2 ml of sodium hydroxide solution into a test tube, add 2 drops of phenolphthalein, then add hydrochloric acid drop by drop. Explain the change in color of the solution. Write the appropriate reaction equation.

2. Pour 1-2 ml of sodium orthophosphate solution into the test tube and add the same amount of calcium chloride solution until a precipitate forms. Write the observations and the reaction equation.

### II. Production and properties of acidic salts

1. To the contents of the test tube from the previous experiment (I.2), add orthophosphate acid drop by drop until the precipitate dissolves. Write down the observations and equations for the reaction of the conversion of a medium salt into an acidic one. How many acid salts can be obtained? Write down their formulas and names.

2. Pour ¼ tube of lime water  $Ca(OH)_2$  solution) and pass carbon dioxide from Kipp's apparatus until a precipitate forms. Write the observations and the reaction equation.

Continue passing carbon dioxide until the precipitate dissolves. Write the observations and the reaction equation.

Add lime water to the resulting solution. Write the observations and the reaction equation.



### III. Production and properties of basic salts

1. Pour 1-2 ml of copper (II) sulfate solution into a test tube, add 1-2 drops of diluted sodium hydroxide solution. Note the color of the resulting precipitate of the basic salt, write the reaction equation.

2. Divide the contents of the test tube into three parts. Add an excess of alkali to one test tube. Observe the change in the color of the sediment. Write the reaction equation for the transformation of the basic salt into the corresponding hydroxide.

Add sulfuric acid solution to the contents of the second test tube. Observe the change in the color of the sediment. Write the reaction equation for the conversion of a basic salt into a medium.

Bring the contents of the test tubes with sediments of basic salt and hydroxide to a boil. Where and why does the color change? Write the equation of the corresponding reaction.

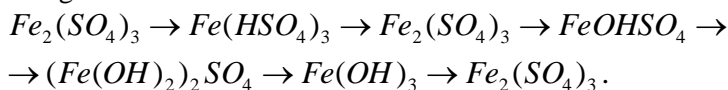
#### Questions:

1. Make the formulas of the following substances: sodium orthophosphate, barium hydrogen sulfate, iron (II) hydroxide sulfide, potassium acetate, aluminum dihydrogen orthophosphate, aluminum dihydrogen sulfite, potassium silicate, calcium nitrite, chromium (III) sulfate.

2. Write the formulas of all possible salts (medium, acidic, basic), which are formed during the interaction of: a) aluminum hydroxide and sulfuric acid; b) barium hydroxide and orthophosphate acid. Name these salts.

3. Make equations for the reactions between acids and bases, as a result of which the following salts are formed: potassium nitrate, barium hydrogen sulfate, lithium dihydrogen orthophosphate, sodium sulfide, chromium(III) nitrate.

4. Make equations of reactions, with the help of which the following transformations can be carried out:



Name the formed salts.

5. What salt is formed by the interaction of 1 mol of barium hydroxide and 1 mol of orthophosphate acid. Write the appropriate reaction equation.

6. What salt is formed by the interaction of 1 mol of calcium hydroxide and 2 mol of orthophosphate acid. Write the appropriate reaction equation.

### Vocabulary/ Словник

dissociation	дисоціація
neutralization	нейтралізація
medium salts	середні солі
acidic salts	кислі солі
basic salts	основні солі
precipitate	осад
Kipp's apparatus	апарат Кіппа
lime water	вапняна вода

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 2. КИСЛОТИ. РЕАКЦІЇ ОДЕРЖАННЯ ТА ПЕРЕТВОРЕННЯ СОЛЕЙ

### 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 ортофосфату 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 дослід (I.2) додавати краплинами ортофосфатну кислоту до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції перетворення середньої солі в кислоту. Скільки кислих солей можна одержати? Записати їх формули та назви.

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

Продовжувати пропускати вуглекислий газ до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

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

### **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.

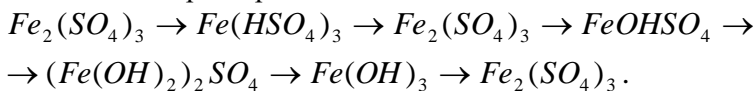
### **Контрольні завдання**

1. Складіть формули таких речовин: натрій ортофосфат, барій гідрогенсульфат, ферум(II) гідроксид сульфід, калій ацетат, алюміній дигідрогенортофосфат, алюміній дигідроксид сульфід, калій силікат, кальцій нітрит, 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 ортофосфатної кислоти. Назвати ці солі.

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

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



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

6. Яка сіль утворюється при взаємодії 1 моль кальцій гідроксиду та 2 моль ортофосфатної кислоти. Написати відповідне рівняння реакції.

### LABORATORY 3. RESEARCH OF REACTIONS IN ELECTROLYTE SOLUTIONS

#### Theoretical part

Electrolytes are substances, solutions or melts of which conduct an electric current due to dissociation into ions (Table 4).

Electrolytic dissociation is the disintegration of structural units of a substance into ions under the action of a solvent.

Substances that almost completely dissociate into ions in solutions are called strong electrolytes.

Electrolytes that partially dissociate or are insoluble are called weak electrolytes.

Table 4

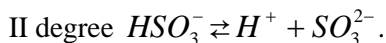
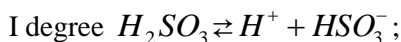
List of Electrolytes

<b>STRONG:</b>	<b>WEAK:</b>
1. Water-soluble salts;	1. Salts sparingly soluble in water;
2. Acids: $HNO_3$ , $HClO_4$ , $HCl$ , $HBr$ , $HJ$ , $H_2SO_4$ (according to the 1st degree of dissociation);	2. Most organic acids ( $CH_3COOH$ );
3. Hydroxides of alkali and alkaline earth metals: $LiOH$ , $NaOH$ , $Ca(OH)_2$ , $Ba(OH)_2$ (according to the 1 <sup>st</sup> degree of dissociation)	3. $H_2CO_3$ , $H_2SiO_3$ , $H_2S$ , $HCN$ , $H_2SO_3$ ;
	4. $NH_4OH$ and slightly water-soluble metal hydroxides: $Cu(OH)_2$ , $Fe(OH)_3$ , $Al(OH)_3$ , $Mg(OH)_2$ , $Pb(OH)_2$ , $Cr(OH)_3$

The quantitative characteristic of electrolytic dissociation is the degree of dissociation ( $\alpha$ ), which is equal to the ratio of the number of dissociated molecules ( $N_{DIS}$ ) to the total number of electrolyte molecules ( $N_{TOTAL}$ ) in the solution:

$$\alpha = \frac{N_{DIS}}{N_{TOTAL}}.$$

The process of dissociation of polybasic acids and polyacid bases occurs in stages. For example, the dissociation of sulphitic acid occurs as follows:



The equilibrium constant of a weak electrolyte,  $K$ , is called the dissociation constant  $K_{DIS}$ . It, like the degree of dissociation, is a quantitative measure of the electrolyte's ability to dissociate in solution. For a solution of sulfitic acid, which dissociates according to the first degree, the dissociation constant has the following expression:

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

and for the II degree:

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

The smaller the  $K_{DIS}$  value, the weaker the electrolyte. Exchange reactions in electrolyte solutions occur in the direction of the formation of weak electrolytes, the release of gas and the formation of sediment.

## Experimental part

### I. Reactions with the formation of sparingly soluble compounds

Pour salt solutions into two test tubes: in the first - 5-6 drops of sodium sulfate, and in the second - 5-6 drops of aluminum sulfate.

Add barium chloride solution drop by drop to both test tubes until a precipitate is formed. Write observations and reaction equations in ionic-molecular form.

### II. Reactions with the formation of gaseous compounds

Pour crystalline calcium carbonate into one test tube and add 5-6 drops of hydrochloric acid. Pour 5-6 drops of sodium carbonate solution into the second test tube and add the same amount of acetic acid solution. Note the gassing in both test tubes.

Write the equation in ionic-molecular form.

### III. Determination of the flow direction of ion exchange reactions involving electrolytes

a) Pour 5-6 drops of ammonium chloride solution into a test tube and add 4-5 drops of 1 N. sodium hydroxide solution. Mix, determine by the smell which weak electrolyte was formed.

b) Put a few crystals of sodium acetate in the test tube and add 5-6 drops of 1 n. hydrochloric acid solution. Mix, identify the resulting compound by smell.

Write the reaction equations in ionic-molecular form.

### Questions:

1. What substances are called electrolytes. According to which principle are they divided into strong and weak?

2. What are the quantitative characteristics of the electrolytic dissociation process?

3. Write the expression of the dissociation constant of sulfuric acid according to the 1<sup>st</sup> and 2<sup>nd</sup>.

3. Write the expression of the dissociation constant of sulfuric acid according to the 1<sup>st</sup> and 2<sup>nd</sup> degree of dissociation.

4. Write the ionic-molecular reaction equation between zinc hydroxide and hydrochloric acid.

5. Write the ionic-molecular reaction equation for the reaction between zinc hydroxide and potassium hydroxide.

## Vocabulary/ Словник

electrolyte	електроліт
electrolytic dissociation	електролітична дисоціація
solvent	розчинник
strong electrolytes	сильний електроліт
weak electrolytes	слабкий електроліт
solution	розчин
dissociation constant	константа дисоціації
sediment	осад

### ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 3. ДОСЛІДЖЕННЯ РЕАКЦІЙ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ 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 розчину 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 напряму 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 декілька кристалів натрій ацетату і додайте 5-6 крапель 1 н. розчину хлоридної кислоти. Перемішайте, визначте за запахом утворену сполуку.

Запишіть рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

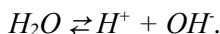
### Контрольні завдання

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.

## LABORATORY 4. HYDROGEN INDEX OF SOLUTIONS (*pH*). INFLUENCE OF *pH* ON CORROSION OF METALS

### Theoretical part

**Water** is a weak electrolyte. The dissociation equation for water is:



The product of the concentrations of hydrogen and hydroxide ions is called the ionic product of water ( $K_{H_2O}$ ) and at 22°C is equal to:

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \text{ (mol/l)}.$$

Solutions in which the concentrations of hydrogen and hydroxide ions are the same are called **neutral** (Fig. 2).

Solutions in which the concentration of  $[H^+]$  exceeds the concentration of  $[OH^-]$  are called **acidic**.

Solutions are **alkaline**, where the concentration of  $[H^+]$ -ions is less than  $[OH^-]$ .



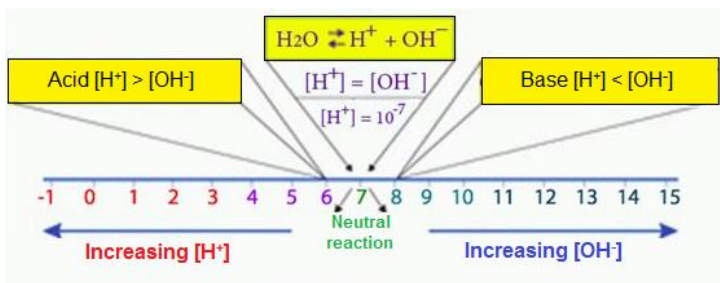


Fig. 2. Change of *pH*-Index

The acidity of the solution is expressed through the concentration of  $H^+$  ions. For convenience, instead of the concentration of hydrogen ions, a hydrogen ions indicator (*pH*) is used.

**The hydrogen *pH* indicator** is the negative decimal logarithm of the concentration of hydrogen ions:

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

$$pH + pOH = 14.$$

For neutral solutions, the hydrogen *pH* indicator is 7, for acidic solutions,  $pH < 7$ , and for alkaline solutions,  $pH > 7$ . Universal indicators are used to experimentally determine the *pH* of solutions (Fig. 3).

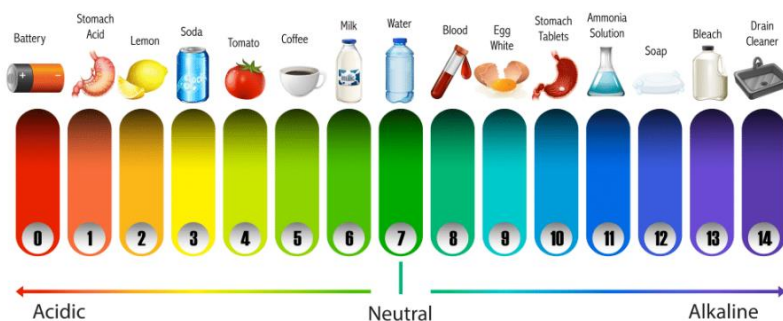


Fig. 3. *pH* scale for a universal indicator

To calculate the  $pH$  of solutions the next formulas are used:

1. In solutions of strong monobasic acids,  $pH$  is determined by the formula:  $pH = -\lg C_M(\text{acid})$ .

2. In solutions of weak monobasic acids:

$$pH = \frac{1}{2} pK - \frac{1}{2} \lg C_M(\text{acid}) ,$$

where  $pK$  is an indicator of the acid dissociation constant.

3. For solutions of strong monoacidic bases:

$$pH = 14 - pOH = 14 + \lg C_M(\text{bases}) .$$

4. For solutions of weak monoacidic bases:

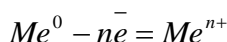
$$pH = 14 - \frac{1}{2} (pK - \lg C_M) .$$

The value of the  $pH$  of the environment affects the course of production processes, the breakdown of chemical pollutants in wastewater, the rate of corrosion of metal structures, soil fertility, and the state of human health.

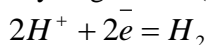
**Corrosion** is a process of destruction of metals that occurs spontaneously and is the result of chemical or electrochemical interaction of metals with the environment.

During electrochemical corrosion, two processes occur simultaneously on the metal surface:

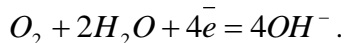
anodic - metal oxidation



and cathodic - reduction of hydrogen ions (acidic environment):



or oxygen molecules dissolved in water (neutral medium):



Ions or molecules that are reduced at the cathode are called **depolarizers**. In atmospheric corrosion (corrosion in moist air at room temperature), the depolarizer is oxygen.

Substances that accelerate the corrosion of metals are called **corrosion activators**. These include, for example, chloride ions, oxygen dissolved in water, hydrogen cations.

In order to prevent corrosion or eliminate corrosion of metals, the following protection methods are most often used: isolation of metals from the environment, change of the corrosive environment, and electrochemical methods of metal protection.

### **Experimental part**

#### **I. Determination of the $pH$ value of electrolyte solutions**

a) Pour 5-6 drops of 0.1n.  $HCl$  into one test tube solution of  $CH_3COOH$ , and in the second 5-6 drops of 0.1n.  $HCl$  and add 1-2 drops of a universal indicator to them or apply a few drops of a solution of  $CH_3COOH$  and  $HCl$  to a strip of universal indicator paper with a glass stick. Determine the  $pH$  of the investigated solutions. Make a conclusion regarding the strength of acetic acid. Compare the  $pH$  values on the universal indicator paper with the calculated  $pH$  values of 0.1 n  $CH_3COOH$  and 0.1 n  $HCl$ .

b) Similarly, determine  $pH$  0.1n  $NH_4OH$  solution and 0.1 n  $NaOH$ . Compare these values with the calculated values. Make a conclusion about the strength of ammonium hydroxide.

#### **II. Study of the influence of impurities in metal on the intensity of its corrosion**

Pour 3-4 ml of sulfuric acid solution into the test tube and add a piece of zinc to the solution. Determine the rate of gas release on the zinc surface. Add 6-8 drops of copper(II) sulfate solution to the test tube. Why did the rate of gas release change?

#### **III. Effect of inhibitors on zinc corrosion**

Dip a piece of zinc in two test tubes with 3-4 ml of hydrochloric acid. When the hydrogen release becomes violent, add urotropin (or formalin) to one of the test tubes. Write and explain observations.

### **Questions:**

1. What is the ion product of water and what is it equal to at 298K in pure water?

2. What are the hydrogen and hydroxyl indices and why are they equal at 298K in pure water?

3. Determine the  $pH$  and  $pOH$  of a solution in which 0.04 g of sodium hydroxide is dissolved in 100 ml of solvent.

4. Determine the  $pH$  and  $pOH$  of a 0.01 M hydrochloric acid solution.

5. The concentration of  $H^+$  ions in a solution of hydrochloric acid is equal to  $1 \cdot 10^{-2}$  mol/l. Determine the  $pH$  of this solution.

6. What metals will corrode in an alkaline environment: 1) Mg; 2) Zn; 3) Cu; 4) Al; 5) Sn. Write the corresponding reaction equations.

### Vocabulary/ Словник

hydrogen index	водневий показник
ionic product of water	йонний добуток води
corrosion	корозія
depolarizers	деполяризатори
corrosion activators	активатори корозії
prevent	запобігти

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 4. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК РОЗЧИНІВ ( $pH$ ). ВПЛИВ $pH$ НА КОРОЗИЮ МЕТАЛІВ

### Експериментальна частина

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

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. Зробіть висновок відносно сили ацетатної кислоти. Порівняйте значення  $pH$  за універсальним індикаторним папером з розрахунковими значеннями  $pH$  0,1н.  $CH_3COOH$  і 0,1н.  $HCl$ .

б) Аналогічно визначте  $pH$  0,1н. розчину  $NH_4OH$  та 0,1н.  $NaOH$ . Порівняйте ці значення з розрахунковими. Зробіть висновок про силу амоній гідроксиду.

#### 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 газу на поверхні цинку. Додати в пробірку 6-8

крапель розчину купрум(II) сульфату. Чому швидкість виділення газу змінилась?

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

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

3. Визначити водневий та гідроксильний показники розчину, в 100 мл якого розчинено 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.

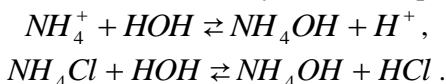
6. Які метали будуть кородувати у лужному середовищі: 1) *Mg*; 2) *Zn*; 3) *Cu*; 4) *Al*; 5) *Sn*. Написати відповідні рівняння реакцій.

## LABORATORY 5. RESEARCH OF HYDROLYSIS OF SALTS

### Theoretical part

**Salt hydrolysis** is an exchange reaction of salt ions with water molecules, as a result of which a weak electrolyte is formed and the  $pH$  of the medium changes.

Only those salts are hydrolyzed, the composition of which includes the remainder of a weak electrolyte, for example,  $NH_4Cl$ :

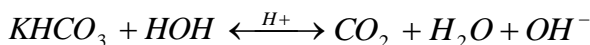
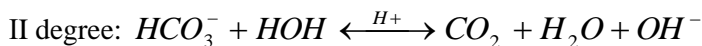


As a result of the hydrolysis of this salt, a weak base  $NH_4OH$  and a strong acid  $HCl$  are formed, the  $pH$  of this solution will be acidic ( $pH < 7$ ).

Salts, which include multi-charged residues of weak electrolytes, are hydrolyzed in stages, for example,  $K_2CO_3$ :

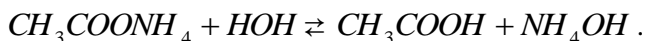
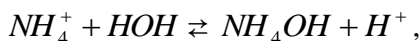
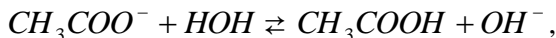


As a rule, spontaneous hydrolysis occurs only in the 1<sup>st</sup> degree. To shift the ionic equilibrium and enhance the hydrolysis of this salt, it is necessary to add a strong acid to neutralize the alkaline reaction of the solution.



The products of complete hydrolysis of this salt will be a weak carbonic acid ( $CO_2 + H_2O$ ) and a strong base  $KOH$ .

If a salt is formed by a weak acid and a weak base, then the hydrolysis of such a salt occurs simultaneously for the cation and for the anion, for example  $CH_3COONH_4$ :



The reaction of such a salt is almost neutral.

## Experimental part

### I. Determination of the reaction of the medium in salt solutions

Pour 1/3 of distilled water into four test tubes. Add 5-6 drops of sodium acetate to the first test tube, 5-6 drops of sodium carbonate to the second, the same amount of ferrum(III) chloride to the third, and the same amount of potassium chloride to the fourth. With the help of universal indicator paper, we determine the pH of salt solutions. Write down the hydrolysis equation of the salts that were hydrolyzed. Which of the salts was not hydrolyzed? What salts are hydrolyzed step by step?

## II. Factors that increase the degree of hydrolysis of salts

a) Add 5-6 drops of sodium hydroxide to a test tube with a solution of ferrum(III) chloride (from Experiment 1), and add 5-6 drops of hydrochloric acid to a test tube with sodium carbonate. Write down the observations and ion-molecular equations for the complete hydrolysis of these salts.

b) Pour 1/3 of distilled water into a test tube, add 5-6 drops of ferrum(III) chloride and the same amount of sodium carbonate. Note the formation of sediment and the release of gas. Write down the ionic-molecular equation for the joint hydrolysis of these salts.

c) Pour 1/3 of distilled water into a test tube, add a few crystals of sodium acetate and 1-2 drops of phenolphthalein. Note the color of the solution. Heat the tube with the salt solution to boiling and note the change in the color of the indicator. Write down the ion-molecular equation for the hydrolysis of this salt. How did temperature affect the degree of salt hydrolysis?

### Questions:

1. What factors affect the degree of salt hydrolysis?
2. Which of the salts give an acidic reaction as a result of hydrolysis:  $CH_3COONH_4$ ,  $Na_2SO_3$ ,  $AlCl_3$ ,  $Cu(NO_3)_2$ ?
3. Which of the indicated salts give an alkaline reaction as a result of hydrolysis:  $CH_3COONa$ ,  $Na_3PO_4$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $FeCl_2$ ,  $NaCl$ ? Why?
4. Determine the  $pH$  of the solution as a result of the hydrolysis of a 0.1M solution of  $CH_3COONa$ .
5. Why should the solution be acidified when preparing an aqueous solution of zinc sulfate to avoid turbidity?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 5. ДОСЛІДЖЕННЯ ГІДРОЛІЗУ СОЛЕЙ

### 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. Які з солей в результаті гідролізу дають кислу реакцію:  $CH_3COONH_4$ ,  $Na_2SO_3$ ,  $AlCl_3$ ,  $Cu(NO_3)_2$ ?
3. Які з вказаних солей в результаті гідролізу дають лужну реакцію:  $CH_3COONa$ ,  $Na_3PO_4$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $FeCl_2$ ,  $NaCl$ ? Чому?
4. Визначити  $pH$  розчину в результаті гідролізу 0,1M розчину  $CH_3COONa$ .
5. Чому при приготуванні водного розчину цинк сульфату для уникнення утворення каламуті розчин треба підкислити?

## Vocabulary/ Словник

hydrolysis	гідроліз
indicator paper	індикаторний папірець
ion-molecular equation	йонно-молекулярне рівняння
turbidity	помутніння



## LABORATORY 6. CONDITIONS AND FEATURES OF REDOX REACTIONS

### Theoretical part

Reactions that are accompanied by a change in the oxidation degree of chemical elements are called **redox** reactions.

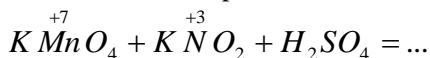
The degree of oxidation is the conditional charge on an atom in a molecule or crystal, calculated on the assumption that all shared electron pairs are completely shifted towards the more electronegative element.

In general, the value and sign of the degree of oxidation of atoms are determined by comparing the electronegativity of the elements that make up the compound. The most electronegative atom has a negative oxidation state, and an atom with a lower electronegativity has a positive oxidation state. Since the electronegativities of the atoms of simple substances are the same, their degrees of oxidation are equal to zero ( $N_2$ ,  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $F_2$ ). The sum of the oxidation states of all atoms in the molecule must be zero. Thus, the degrees of carbon oxidation in the above compounds are

equal to:  $\overset{-4}{C}H_4$ ,  $\overset{-3}{C}_2H_6$ ,  $\overset{-2}{C}H_3OH$ ,  $\overset{-1}{C}H_3COH$ ,  $\overset{0}{H}C\overset{+2}{O}H$ ,  $\overset{+2}{C}O$ ,  $\overset{+3}{H}_2\overset{+4}{C}_2O_4$ ,  $\overset{+4}{C}O_2$ .

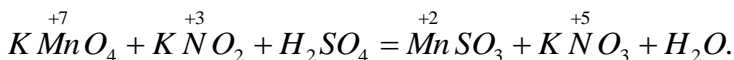
The electron balance method is used to make redox reactions (OR). In redox reactions, the number of electrons lost by the reducing agent is equal to the number of electrons added by the oxidizing agent.

Let's consider the basic rules for the composition of redox reactions using the example of the interaction of potassium permanganate with potassium nitrite in an acidic environment. At the same time, the following sequence should be followed. First, reactants are written in molecular form and the oxidation states of elements that can change oxidation states under certain conditions are determined, for example:



Then they determine which compound in the reaction is the oxidizing agent and which is the reducing agent. **Oxidizers** include substances that have the ability to add electrons.

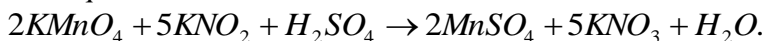
In the example given,  $KMnO_4$  contains Manganese with an oxidation state of +7, and therefore it can only be an oxidizing agent. **Reducing** agents include substances capable of donating electrons. The  $KNO_2$  compound, in which Nitrogen has an intermediate oxidation state of +3, can be both a reducing agent and an oxidizing agent. So, in the given reaction,  $KMnO_4$  is an oxidizing agent, and  $KNO_2$  is a reducing agent.  $KNO_2$  can be oxidized only to  $KNO_3$ , and  $KMnO_4$  in an acidic environment is reduced to  $MnSO_4$ :



After that, the number of electrons given by the reducing agent  $KNO_2$  and the number of electrons added by the oxidizing agent  $KMnO_4$  are determined. To do this, make up equations in which the number of electrons attached or given is defined as the difference between the degrees of oxidation of the oxidant and the reductant before and after the reaction:

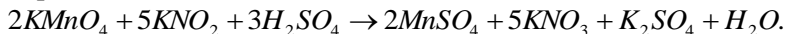
$$\begin{array}{l} \overset{+7}{Mn} + 5\overset{-}{e} = \overset{+2}{Mn} \quad | \quad 2 \\ \overset{+3}{N} - 2\overset{-}{e} = \overset{+5}{N} \quad | \quad 5 \end{array}$$

Therefore, the reduction of Manganese corresponds to the addition of five electrons  $\overset{+7}{Mn} \rightarrow \overset{+2}{Mn}$ , and the oxidation of Nitrogen corresponds to the return of two electrons  $\overset{+3}{N} \rightarrow \overset{+5}{N}$ . For the balance of electrons (attached and given  $10e^-$ ), it is necessary that the reduction of two  $\overset{+7}{Mn}$  in the reaction consumes five  $\overset{+3}{N}$ , that is, the coefficients in the reaction equation near the oxidizer and the reducer will be equal to two and five:



After that, the coefficients for other substances participating in the reaction are placed. Moreover, coefficients are first found for all cations (except  $H^+$ ), and then for anions. To equalize the number of potassium ions in the left and right sides of the equation for this

reaction, one  $K_2SO_4$  molecule is needed, and to bind all manganese and potassium cations, three  $H_2SO_4$  molecules should be taken:



Based on the balance of hydrogen atoms, the number of water molecules is determined:



The number of oxygen atoms in redox reactions is not equalized, and the balance of oxygen is used to check the found coefficients.

### Experimental part

I. Potassium permanganate as an oxidant in various environments (solutions of  $Na_2SO_3$ ,  $FeSO_4$ ,  $KNO_2$  can be used as a reducing agent). Pour 2-3 ml of diluted  $KMnO_4$  solution into three test tubes.

a) add 1 ml of  $H_2SO_4$  solution and  $Na_2SO_3$  solution drop by drop to the solution in the first test tube until discoloration. Write the equation of the reaction and select the coefficients by the electronic balance method, if it is known that in an acidic environment the  $MnO_4^-$  ion turns into the  $Mn^{2+}$  ion, and the  $SO_3^{2-}$  ion into the  $SO_4^{2-}$  ion;

b) add 1 ml of distilled water and  $Na_2SO_3$  solution drop by drop to the second portion of  $KMnO_4$  solution until a brown  $MnO(OH)_2$  precipitate appears. Choose the coefficients in the equation of this reaction:



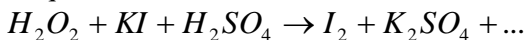
c) add 1 ml of  $NaOH$  solution and  $Na_2SO_3$  solution drop by drop to the last portion of  $KMnO_4$  solution until the solution turns green.

Write and balance the equation of the reaction if the  $MnO_4^-$  ion changes to the  $MnO_4^{2-}$  ion and the  $SO_3^{2-}$  ion to the  $SO_4^{2-}$  ion in an alkaline medium:



II. Hydrogen peroxide as an oxidant

Add 1 ml of  $H_2SO_4$  solution and dropwise  $H_2O_2$  solution to 2 ml of  $KI$  solution. Record observations. Add and equalize the reaction equation:



III. Hydrogen peroxide as a reducing agent

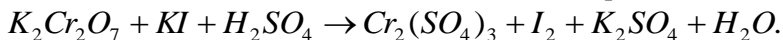
To 2-3 ml of  $KMnO_4$  solution, add 1 ml of  $KMnO_4$  and dropwise  $H_2O_2$  solution until discoloration. Complete the equation:



IV. Reduction of potassium dichromate with potassium iodide

To 2-3 ml of  $K_2Cr_2O_7$  solution, add 1 ml of  $H_2SO_4$  solution and  $KI$  solution dropwise until the color of the solution changes.

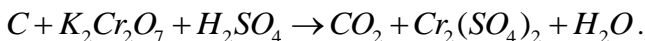
Record the observations and balance the reaction equation:



Determine which substance is an oxidizing agent and which is a reducing agent.

### Questions:

1. To equalize with the help of an electronic balance redox reaction, which is used to determine humus in the soil.



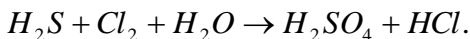
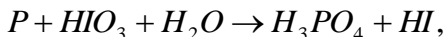
Which substance is an oxidizing agent, and which is a reducing agent?

2. Based on the degree of oxidation of Nitrogen, Sulfur and Manganese in the compounds  $NH_3$ ,  $HNO_2$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2S$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $MnO_2$ ,  $KMnO_4$ , determine which of them can be only reducing agents and only oxidizing agents that exhibit both oxidizing and reducing properties.

3. Write the equation of the redox reactions that takes place according to the scheme:



4. Reactions are expressed by schemes:



Make electronic equations. Arrange the coefficients in the reaction equations. For each reaction, determine which substance is

the oxidizing agent, which is the reducing agent, which substance is oxidized, which is reduced.

### Vocabulary/ Словник

oxidation degree	ступінь окиснення
electronegativity	електронегативність
electron balance method	метод електронного балансу
oxidizing agent	окисник
reducing agents	відновник
discoloration	знебарвлення

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 6. УМОВИ ПРОВЕДЕННЯ ТА ОСОБЛИВОСТІ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

### 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:



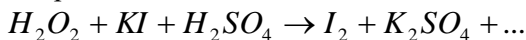
в) в останню порцію розчину  $KMnO_4$  додати 1 мл розчину  $NaOH$  і по краплях розчин  $Na_2SO_3$  до появи зеленого забарвлення розчину.

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

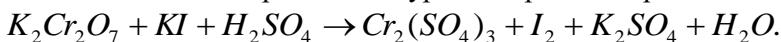
До 2-3 мл розчину  $KMnO_4$  додати 1 мл  $H_2SO_4$  та по краплях розчин  $H_2O_2$  до знебарвлення. Закінчити рівняння:



### 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.

### Контрольні завдання

1. Урівняти за допомогою електронного балансу ОВР, яка застосовується для визначення гумусу у ґрунті

$$C + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + Cr_2(SO_4)_2 + H_2O.$$

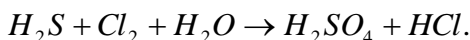
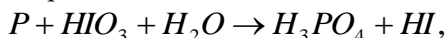
Яка речовина є окисником, а яка відновником?

2. Виходячи зі ступеня окиснення Нітрогену, Сульфуру 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.

## REFERENCES

1. URL: <http://www.chembook.co.uk/>
2. URL: [www.creative-chemistry.org.uk/](http://www.creative-chemistry.org.uk/)
3. 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> (In Ukrainian).
4. Lawrie Ryan and Roger Norris. Cambridge International AS and A Level Chemistry. Coursebook. Second Edition. Cambridge University Press, 2014. 606 p. URL: <https://tech.chemistrydocs.com/Books/A-Level/Cambridge-International-AS-and-A-Level-Chemistry-Coursebook-by-Lawrie-Ryan-and-Roger-Norris-Second-Edition.pdf>