

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

**05-06-117М**

## **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

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

Рекомендовано  
науково-методичною радою  
з якості ННМІ  
Протокол № 1 від 07.09.2022 р.

Рівне – 2022

Методичні вказівки до виконання лабораторних та практичних робіт з навчальної дисципліни «Хімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійними програмами «Гірництво» спеціальності 184 «Гірництво», «Автомобільний транспорт» спеціальності 274 «Автомобільний транспорт», «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» спеціальності 275 «Транспортні технології (на автомобільному транспорті)» та «Галузеве машинобудування» спеціальності 133 «Галузеве машинобудування» денної та заочної форм навчання [Електронне видання] / Буденкова Н. М., Мисіна О. І. – Рівне : НУВГП, 2022. – 45 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., доктор хім. наук, професор, в.о. завідувача 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" (Кравець С.В.)

Керівник групи забезпечення спеціальності 184 "Гірництво" (Заєць В.В.)

© Буденкова Н. М.  
Мисіна О. І., 2022  
© НУВГП, 2022

## ЗМІСТ

	Стор.
<b>ПЕРЕДМОВА</b> .....	4
<b>Лабораторна робота №1.</b> Хімічні властивості оксидів та гідроксидів.....	6
<b>Лабораторна робота №2.</b> Кислоти. Реакції одержання та перетворення солей.....	12
<b>Лабораторна робота №3.</b> Дослідження реакцій в розчинах електролітів.....	17
<b>Лабораторна робота №4.</b> Водневий показник розчинів (рН). Вплив рН на корозію металів.....	20
<b>Лабораторна робота №5.</b> Дослідження гідролізу солей.....	23
<b>Лабораторна робота №6.</b> Умови проведення та особливості окисно-відновних реакцій... ..	26
<b>Практична робота №1.</b> Атомно-молекулярне вчення. Методи визначення молекулярних мас газів.....	30
<b>Практична робота №2.</b> Будова атома. Періодичний закон. Хімічний зв'язок та будова молекул.....	35
<b>Практична робота №3.</b> Способи вираження концентрації розчиненої речовини.....	42
<b>ЛІТЕРАТУРА</b> .....	45

## 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 та практичні 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.

Практичну роботу здобувачам вищої освіти навчання слід виконувати по мірі вивчення теоретичного матеріалу за наведеною нижче літературою та уважного розгляду розв'язання прикладів типових задач, наведених з кожної теми.

Після вивчення відповідного розділу переписати умову завдання і дати на нього відповідь. Відповідати на поставлені питання треба стисло, конкретно, в повному обсязі, писати виразно, чітко, акуратно. Особливо старанно слід писати формули хімічних сполук та рівняння реакцій.

При розв'язанні розрахункових задач слід дотримуватись наступних правил:

1. Переписати *повністю* умову задачі.
2. Записати *скорочено* умову задачі за стандартними правилами з застосуванням позначень фізичних величин відповідно до вимог Міжнародної системи одиниць фізичних величин та Міжнародної спілки теоретичної та прикладної хімії (IUPAC).

3. Аналізуючи умову задачі, визначити і записати математичні вирази законів або інших співвідношень, які зв'язують величини, дані в умові задачі, з тими величинами, які треба знайти.

4. В одержаний вираз підставити числові значення величин з *їх одиницями*, виконати необхідні математичні дії і вказати результат також у *відповідних одиницях* (якщо це не безрозмірна величина). При виконанні розрахунків за формулами переходу від одного способу вираження концентрації речовини в розчині до іншого всі величини записуються без їх одиниць, але результату обов'язково присвоюється (і береться в дужки) відповідна одиниця.

При позначенні величин, які стосуються *одної речовини*, в дужках обов'язково вказується *формула* цієї речовини, напр.:  $V(H_2)$  – об'єм водню;  $m(NaNO_3)$  – маса натрій нітрату;  $c(HCl)$  – молярна концентрація хлоридної кислоти. Величини, що стосуються *сумішей* та *розчинів* ( $m$ ,  $V$ ,  $\rho$  тощо) можуть мати індекси 1,2,..., якщо стосуються *різних* систем, напр.:  $m_1$  – маса *1-го* розчину;  $V_2$  – об'єм *2-го* розчину,  $c_E(1)$  – молярна концентрація еквівалентів (нормальність) *1-го* розчину тощо.

# ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №1

## ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ ТА ГІДРОКСИДІВ

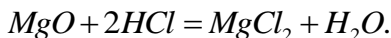
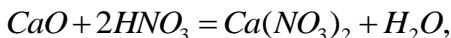
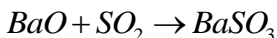
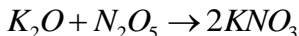
### Теоретична частина

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

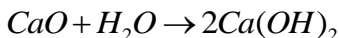
За хімічними властивостями оксиди поділяють на **несолетворні** і **солетворні**. Оксиди, які не утворюють гідратних сполук і солей, називаються **несолетворними** ( $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ ,  $SiO$ ).

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

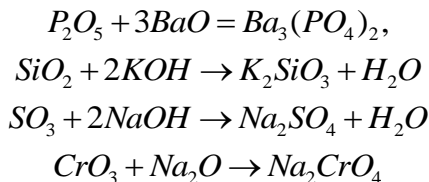
**Основними** називають оксиди, гідрати яких є основами. До основних належать оксиди активних металів – лужних ( $Li$ ,  $Na$ ,  $K$ ,  $Rb$ ,  $Cs$ ), лужноземельних ( $Ca$ ,  $Sr$ ,  $Ba$ ,  $Ra$ ), Магнію, а також перехідних металів ( $Mn$ ,  $Cr$ ,  $Ni$ ,  $Fe$ ,  $Cu$ ) в нижчих ступенях окиснення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



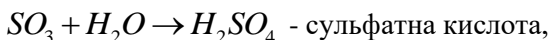
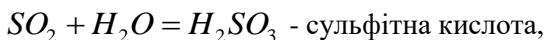
Оксиди лужних і лужноземельних металів розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – розчинні у воді основи (луги):



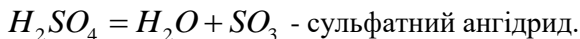
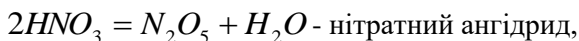
**Кислотними оксидами або ангідридами** називають оксиди, гідрати яких є кислотами. До них належать оксиди неметалів ( $CO_2$ ,  $N_2O_5$ ,  $P_2O_5$ ,  $SO_3$ ,  $SO_2$ ,  $SiO_2$ ), а також оксиди перехідних металів у вищому (+6, +7) ступені окиснення ( $CrO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ). Кислотні оксиди реагують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

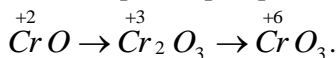


**Ангїдридами кислот** називають кислотні оксиди, які одержані шляхом дегїдратації (вїдбирання води) вїд вїдповїдних кисневмісних кислот:



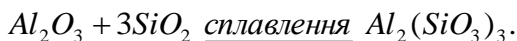
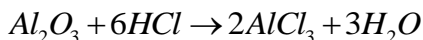
**Амфотерними оксидами** називають оксиди, які мають слабко виражені і кислотні і основні властивості, тобто здатні реагувати і з сильними кислотами і з сильними основами (лугами) з утворенням солей. До них належать оксиди деяких малоактивних металів головних пїдгруп ( $BeO$ ,  $Al_2O_3$ ), а також оксиди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

У перехїдних металів із змїнною валентністю з пїдвищенням ступеня окиснення хїмїчний характер оксидів змїнюється вїд основного через амфотерний до кислотного:

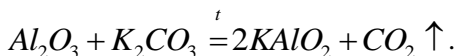
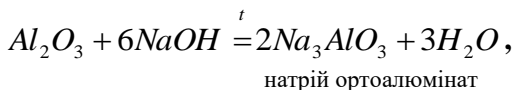
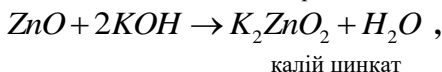
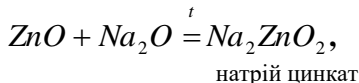


основний      амфотерний      кислотний

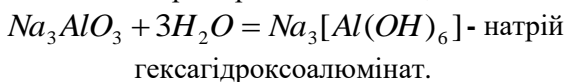
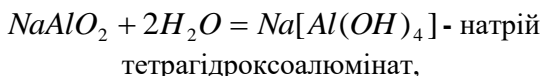
Амфотерні оксиди реагують з кислотними оксидами та кислотами, проявляючи слабко виражені основні властивості, з утворенням солей:



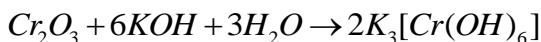
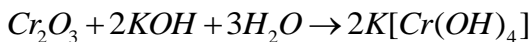
Проявляючи слабо виражені кислотні властивості, амфотерні оксиди реагують з оксидами, гідроксидами або карбонатами лужних та лужноземельних металів з утворенням солей. Ці реакції відбуваються під час сплавлення:



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

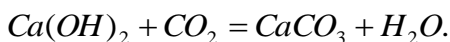
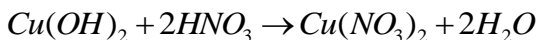


При безпосередній взаємодії амфотерних оксидів з концентрованими розчинами лугів утворюються комплексні солі:



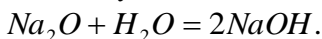
**Основами** називають сполуки, які у водних розчинах дисоціюють на катіони металів ( $\text{K}^+$ ) та гідроксид-аніони  $\text{OH}^-$ .

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

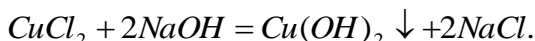
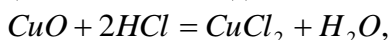




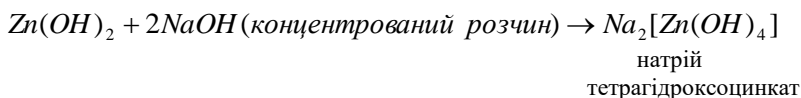
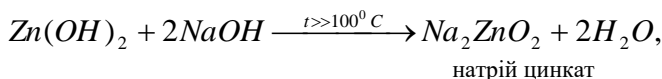
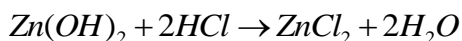
Основи є продуктами гідратації основних оксидів. **Розчинні у воді основи (луги)** утворюються в результаті прямої гідратації розчинних у воді основних оксидів:



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



**Амфотерні гідроксиди** – це продукти непрямої 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 луку (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. 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

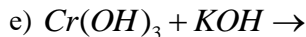
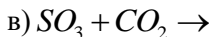
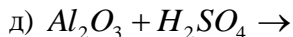
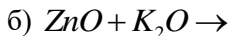
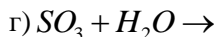
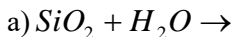
1. Написати формули ангідридів, що відповідають вказаним кислотам:  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ ,  $HNO_3$ . Написати рівняння реакцій, що підтверджують кислотний характер цих ангідридів.

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:



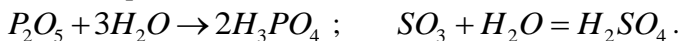


Таблиця 2

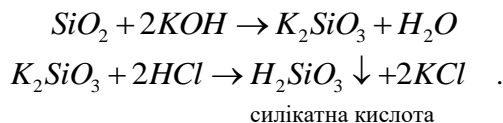
## Систематичні назви кислот та кислотних залишків

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
$H_2SO_3$	Сульфитна	$SO_3^{2-}$	Сульфит
$H_2S$	Сульфідна	$S^{2-}$	Сульфід
$H_2SiO_3$	Силікатна	$SiO_3^{2-}$	Силікат
$H_3PO_4$	Ортофосфатна, фосфатна	$PO_4^{3-}$	Ортофосфат, фосфат

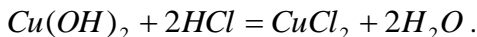
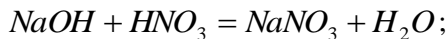
Розчинні у воді кислоти отримують внаслідок прямої гідратації ангідридів кислот:



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:

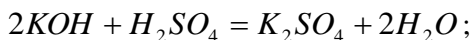


Найважливіша хімічна властивість кислот – здатність реагувати з основами, в результаті чого утворюються сіль і вода. Така реакція називається **реакцією нейтралізації**:

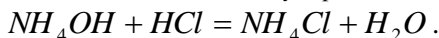


**Солями** називають складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних та аніони кислотних залишків. Солі поділяють на середні, кислі та основні.

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

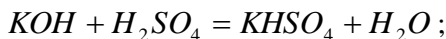


калій сульфат



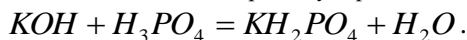
амоній хлорид

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



калій

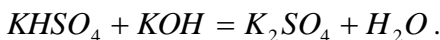
гідрогенсульфат



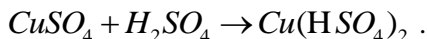
калій

дигідрогенортофосфат

При додаванні лугів кислі солі перетворюються на середні:

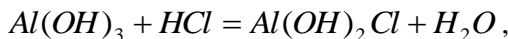


Кислі солі утворюються при додаванні кислоти до середньої солі:



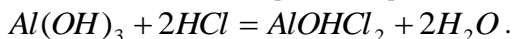
купрум(II) гідрогенсульфат

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



алюміній

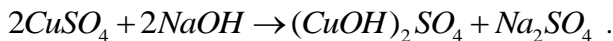
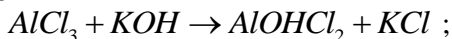
дигідроксид хлорид



алюміній

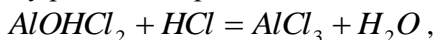
гідроксид хлорид

Основні солі утворюються при взаємодії лугу з надлишком середньої солі:

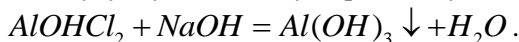


купрум(II) гідроксид сульфат

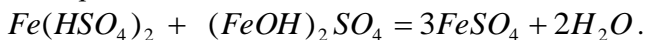
При додаванні кислоти малорозчинні основні солі перетворюються у розчинні середні солі:



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 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 досліду (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**

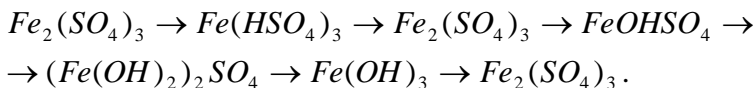
1. Складіть формули таких речовин: натрій ортофосфат, барій гідрогенсульфат, ферум(II) гідроксид сульфід, калій ацетат, алюміній дигідрогенортофосфат, алюміній дигідроксид сульфід, калій силікат, кальцій нітрит, хром(III) сульфат.

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:





Назвіть утворені солі.

5. Яка сіль утворюється при взаємодії 1 моль барій гідроксиду та 2 моль ортофосфатної 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

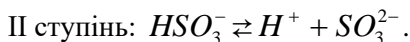
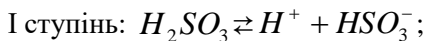
<b>СИЛЬНІ:</b>	<b>СЛАБКІ:</b>
1. Розчинні у воді солі; 2. Кислоти: <b>HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> (за I ступенем дисоціації); 3. Гідроксиди лужних та лужно-земельних металів: <b>LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub></b> (за I ступенем 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>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 ( $N_{\text{дис.}}$ ) до загального числа молекул електроліту ( $N_{\text{заг.}}$ ) в розчині:

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

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 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 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 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.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №4 ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК РОЗЧИНІВ (*pH*). ВПЛИВ *pH* НА КОРОЗІЮ МЕТАЛІВ

### Теоретична частина

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



Внаслідок цього утворюється 10<sup>-7</sup> моль [H<sup>+</sup>] і 10<sup>-7</sup> моль [OH<sup>-</sup>].

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

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

Розчини, в яких концентрації гідроген- і гідроксид-йонів однакові і дорівнюють 10<sup>-7</sup> моль/л, називають **нейтральними**.

Розчини, в яких концентрація [H<sup>+</sup>] перевищує концентрацію [OH<sup>-</sup>] називають **кислими**.

Розчини, де концентрація [H<sup>+</sup>] менша ніж [OH<sup>-</sup>] є **лужними**.

Кислотність розчину виражають через концентрацію H<sup>+</sup>. Для зручності замість концентрації гідроген-йонів використовують водневий показник *pH*.

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

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

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

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

$$pH = -\lg C_M(\text{кислоти}).$$

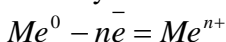
*pH* середовища впливає на перебіг виробничих процесів, розклад хімічних забруднювачів стічних вод, швидкість корозії

металевих конструкцій, родючість ґрунтів, стан здоров'я людини.

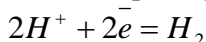
**Корозія** – процес руйнування металів, що відбувається самовільно і є результатом хімічної або електрохімічної взаємодії металів з навколишнім середовищем.

При електрохімічній корозії на поверхні металу одночасно відбуваються два процеси:

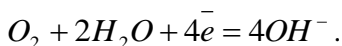
анодний – окиснення металу



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, розчинений у воді кисень, гідроген-катиони тощо.

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

## 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. 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. 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 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.

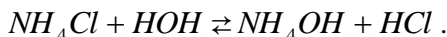
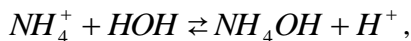
6. Які метали будуть кородувати у лужному середовищі: 1) *Mg*; 2) *Zn*; 3) *Cu*; 4) *Al*; 5) *Sn*. Написати відповідні рівняння реакцій.

## 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  $NH_4Cl$ :



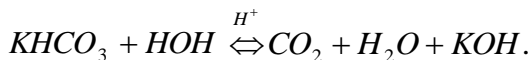
В результаті гідролізу цієї солі утворюється слабка основа  $NH_4OH$  і сильна кислота  $HCl$ , реакція цього розчину буде кислою ( $pH < 7$ ).

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



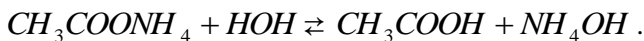
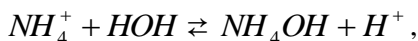
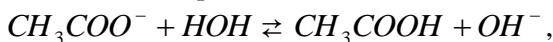
Як правило, самовільно гідроліз відбувається тільки за I ступенем. Щоб змстити йонну рівновагу і підсилити гідроліз

цієї солі, необхідно додати сильну кислоту, щоб нейтралізувати лужну реакцію розчину.



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

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



Реакція такої солі 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:

$$h = \frac{C_{\text{гідрол.}}}{C_{\text{Мзаг.}}}$$

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

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

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

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



## 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 M  $Na_2CO_3$  чи в 0,1 M  $Na_2SO_3$ ?
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 0,1M розчину  $CH_3COONa$ .

6. Чому при приготуванні водного розчину цинк сульфату для уникнення утворення каламути розчин треба підкислити?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6 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.

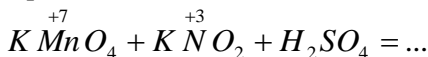
У загальному випадку величину і знак с.о. атомів визначають, порівнюючи електронегативність елементів, які входять до складу сполуки. Найбільш електронегативний атом має негативний с.о., а атом з меншою електронегативністю – позитивний с.о. Оскільки величини електронегативностей атомів простих речовин 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:  $\overset{-4}{C}H_4$ ,  $\overset{-3}{C}_2H_6$ ,  $\overset{-2}{C}H_3OH$ ,  $\overset{-1}{C}H_3COH$ ,  
 $\overset{0}{H}COH$ ,  $\overset{+2}{CO}$ ,  $\overset{+3}{H}_2\overset{+3}{C}_2\overset{+4}{O}_4$ ,  $\overset{+4}{CO}_2$ .

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

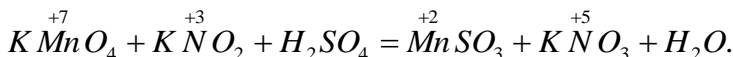
Розглянемо основні правила складання ОВР на прикладі взаємодії калій перманганату з калій нітритом в кислому середовищі. При цьому слід дотримуватися такої послідовності. Спочатку записують у молекулярній формі реагуючі речовини

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.

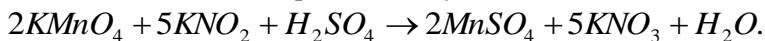
У наведеному прикладі  $KMnO_4$  містить Манган зі ступенем окиснення +7, і тому він може бути лише окисником. До **відновників** належать речовини, здатні віддавати електрони. Сполука  $KNO_2$ , в якій Нітроген має проміжний с.о. +3, може бути як відновником так і окисником. Отже, у наведеній реакції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



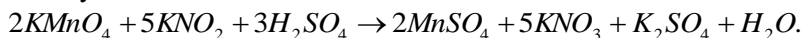
Після цього визначають кількість електронів, які віддає відновник  $KNO_2$  та кількість електронів, які приєднує окисник  $KMnO_4$ . Для цього складають рівняння, в яких кількість електронів, що приєднується або віддається, визначають як різницю між с.о. окисника і відновника до реакції і після неї:

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

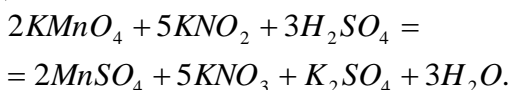
Отже, відновлення Мангану  $\overset{+7}{Mn} \rightarrow \overset{+2}{Mn}$  відповідає приєднанню п'яти електронів, а окиснення Нітрогену  $\overset{+3}{N} \rightarrow \overset{+5}{N}$  - віддачі двох електронів. Для балансу електронів (приєднується і віддається  $10e^-$ ) потрібно, щоб відновлення двох  $\overset{+7}{Mn}$  у реакції витрачалося 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:



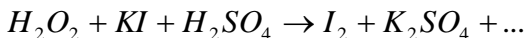
в) в останню порцію розчину  $KMnO_4$  додати 1 мл розчину  $NaOH$  і по краплях розчин  $Na_2SO_3$  до появи зеленого забарвлення розчину.

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

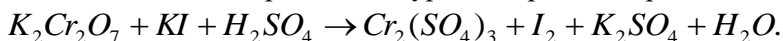
До 2-3 мл розчину  $KMnO_4$  додати 1 мл  $H_2SO_4$  та по краплях розчин  $H_2O_2$  до знебарвлення. Закінчити рівняння:



### 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

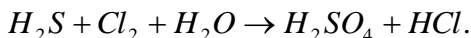
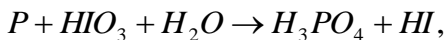
1. Урівняти за допомогою схем електронного балансу ОВР, яка застосовується для визначення гумусу у ґрунті  $C + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$ . Яка речовина є окисником, яка відновником?

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.

## ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1

### АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. МЕТОДИ ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЕКУЛЯРНИХ МАС ГАЗІВ

**Моль** – кількість речовини, яка містить стільки структурних одиниць (атомів, молекул, йонів або інших), скільки міститься атомів в 0,012 кг ізотопу Карбону  $^{12}C$ .

Число структурних одиниць в одному моль –  $6,02 \cdot 10^{23}$ , яке називається **сталю Авогадро**.

Стала Авогадро  $N_A$  дорівнює відношенню числа структурних одиниць будь-якої системи  $N$  до кількості речовини системи  $n$ :

$$N_A = \frac{N}{n}.$$

**Молярна маса речовини  $M(x)$**  – відношення маси  $m$  речовини до її кількості:

$$M(x) = \frac{m(x)}{n(x)} \text{ [г/моль]}.$$

**Молярний об'єм**  $V_M$  – відношення об'єму речовини до кількості речовини  $n$  в цьому об'ємі:

$$V_M(x) = \frac{V(x)}{n(x)} \text{ [л/моль]}.$$

За нормальних умов ( $p = 101325 \text{ Па}$ ,  $T = 273 \text{ К}$ ) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л або  $V_M = 22,4 \text{ л/моль}$ .

**Відносна густина газу** – це відношення маси певного газу до маси такого самого об'єму іншого газу, взятих за однакових температури і тиску:

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M(1)}{M(2)}.$$

## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАВДАНЬ

**Завдання 1.** Знайти молярну масу бензену, якщо 600 мл його пари при  $87^\circ\text{C}$  та тиску 83,2 кПа мають масу 1,3 г.

### Розв'язання

За рівнянням Менделєєва-Клапейрона:  $p \cdot V = \frac{m}{M} R \cdot T$

знаходимо

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{1,3 \cdot 10^{-3} \text{ кг} \cdot 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}) \cdot 360 \text{ К}}{83,2 \cdot 10^3 \text{ Па} \cdot 6 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3} = 78,0 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 78 \text{ г/моль}.$$

**Завдання 2.** Маса 260 мл газу за нормальних умов дорівнює 0,824 г. Знайти молярну масу газу та густину цього газу відносно повітря.

### Розв'язання

За нормальних умов

$$n(\text{газу}) = \frac{V_0(\text{газу})}{V_M(\text{газу})},$$

де:  $V_M$  - молярний об'єм газу.

Знаючи, що  $n(\text{газу}) = \frac{V_o(\text{газу})}{V_M(\text{газу})}$ , можна записати

$$M(\text{газу}) = \frac{m(\text{газу}) \cdot V_M(\text{газу})}{V_o(\text{газу})}$$

$$M(\text{газу}) = \frac{0,824\text{г} \cdot 22,4\text{л/моль}}{0,260\text{л}} = 71,0\text{г/моль}$$

Густина газу відносно повітря

$$D_{(\text{пов})} = \frac{M(\text{газу})}{M(\text{повітря})} = \frac{71,0\text{г/моль}}{29\text{г/моль}} = 2,45.1.1.1.$$

**Завдання 3.** Який об'єм займає при температурі  $20^\circ\text{C}$  і тиску  $250\text{кПа}$  амоніак масою  $51\text{г}$ ?

**Розв'язок.** Визначаємо кількість речовини амоніаку:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{51\text{г}}{17\text{г/моль}} = 3\text{моль}$$

Об'єм  $\text{NH}_3$  за нормальних умов становить:

$$V_H(\text{NH}_3) = V_M \cdot n(\text{NH}_3) = 22,4\text{л/моль} \cdot 3\text{моль} = 67,2\text{л}$$

Використовуючи об'єднаний газовий закон Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_H \cdot V_H}{T_H}$$

приводимо об'єм  $\text{NH}_3$  до даних умов ( $T = 273 + 20 = 293\text{K}$ ):

$$V(\text{NH}_3) = \frac{P_H \cdot TV_H(\text{NH}_3)}{P \cdot T_H} = \frac{101,325\text{кПа} \cdot 293\text{K} \cdot 67,2\text{л}}{250\text{кПа} \cdot 273\text{K}} = 29,2\text{л}$$

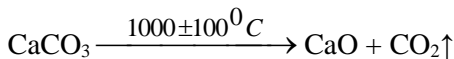
**Відповідь:** Амоніак займе  $29,2\text{л}$ .

**Завдання 4.** Для речовин, що утворюються при випалюванні  $50\text{кг}$  чистого вапняку, розрахувати: а) кількість речовини; б) масу; в) об'єм та густину утвореного газу за нормальних умов (н.у.); г) об'єм утвореного газу при



нормальному тиску і температурі  $t = 927^{\circ}\text{C}$ ; д) відносну густину утвореного газу за повітрям.

Випалювання вапняку описується рівнянням



Отже, скорочено умову задачі слід записати так:

### Розв'язання

$$m(\text{CaCO}_3) = 50 \text{ кг};$$

---

а)  $n(\text{CaO})$  -?  $n(\text{CO}_2)$  -?

б)  $m(\text{CaO})$  -?  $m(\text{CO}_2)$  -?

в)  $V_n(\text{CO}_2)$  -?  $\rho_n(\text{CO}_2)$  -?

г)  $V_t(\text{CO}_2)$  -?

д)  $D_{\text{CO}_2/\text{пов}} = D_{\text{нов}}(\text{CO}_2)$  -?

а) З рівняння (1)  $n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaO}) = n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = n$ ;

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100 \text{ (а.о.м.)} \rightarrow$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль.}$$

$$\text{Тоді } n = \frac{50 \cdot 10^3 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 500 \text{ моль.}$$

б) За рівнянням  $m(\text{реч}) = n(\text{реч}) \cdot M(\text{реч})$  маємо:

$$m(\text{CaO}) = n \cdot M(\text{CaO}) = 500 \text{ моль} \cdot (40 + 16) \text{ г/моль} = 28000 \text{ г} = 28 \text{ кг};$$

$$m(\text{CO}_2) = n \cdot M(\text{CO}_2) = 500 \text{ моль} \cdot (12 + 2 \cdot 16) \text{ г/моль} = 22000 \text{ г} = 22$$

кг.

в) За рівнянням  $V_n(z) = n(z) \cdot V_M$ , де  $V_M = 22,4 \text{ л/моль}$ , молярний об'єм газів за н.у., маємо:  $V_n(\text{CO}_2) = n \cdot V_M = 500 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11200 \text{ л} = 11,2 \text{ м}^3$ ;

При розрахунку густини газів за н.у. в формулі  $\rho = \frac{m}{V}$

можна взяти молярні масу та об'єм. Тоді

$$\rho(\text{CO}_2) = \frac{M(\text{CO}_2)}{V_M} = \frac{44 \text{ г / моль}}{22,4 \text{ л / моль}} = 1,96 \text{ г/л.}$$

г) За законом Гей-Люссака за сталого тиску

$$\frac{V_n(z)}{T_n} = \frac{V_T(z)}{T}, \text{ де } V_n(\text{г}) \text{ і } V_T(\text{г}) - \text{об'єм газу за н.у. та при}$$

температурі

$$T = t + T_n = t + 273 \text{ (К).}$$

Звідси

$$V_T(\text{CO}_2) = \frac{V_n \cdot T}{T_n} = \frac{11,2 \text{ м}^3 (927 + 273) \text{ К}}{273 \text{ К}} = 49,23 \text{ м}^3.$$

д) З закону Авогадро випливає, що *відносна густина одного газу за іншим дорівнює відношенню їх молярних мас.* Середня молярна маса атмосферного повітря становить  $\approx 29$  г/моль. Звідси

$$D(\text{CO}_2 / \text{повітря}) = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{повітря})} = \frac{44 \text{ г / моль}}{29 \text{ г / моль}} = 1,52$$

Відповіді: а)  $n(\text{CaO}) = n(\text{CO}_2) = 500$  моль;

б)  $m(\text{CaO}) = 28$  кг;  $m(\text{CO}_2) = 22$  кг;

в)  $V_n(\text{CO}_2) = 11,2$  м<sup>3</sup>;  $\rho_n(\text{CO}_2) = 1,96$  г/л;

г)  $V_T(\text{CO}_2) = 49,23$  м<sup>3</sup>;

д)  $D_{\text{CO}_2/\text{нов}} = 1,52$ .

**Завдання 5.** Визначити молекулярну масу газу, якщо за нормальних умов 0,824 г його займають об'єм 0,26 л.

#### Розв'язання

0,824 г газу займають об'єм	0,26 л
x г .....	22,4 л

$$x = \frac{22,4 \cdot 0,824}{0,260} = 71$$

Отже  $M = 71$  г/моль;  $M_r = 71$

## ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2

### БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА МОЛЕКУЛ.

**Атом** – найменша частинка елемента, яка зберігає його хімічні властивості. Хімічні властивості атомів визначаються їх будовою.

Відповідно до сучасної теорії атом складається з ядра й електронів, що рухаються навколо нього. Заряд ядра атома визначається кількістю протонів, що втримуються в ядрі. Кількість електронів (кількість протонів) у атомі дорівнює порядковому номеру елемента у періодичній системі.

**Електрон** – елементарна частинка, яка має найменший негативний електричний заряд, що існує в природі -  $1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл. Положення електрона в просторі є невизначеним. Для визначення положення електрона навколо атома вводиться поняття електронної орбіталі. Уявлення про електронну орбіталь замінюється в хвильовій механіці уявленням про електронну хмару.

**Електронна хмара** – це область простору навколо ядра атома, в якій зосереджено приблизно 90 % маси і заряду електрона і де ймовірність знаходження електрона є максимальною.

Енергія і положення електрона в атомі визначається чотирма квантовими числами. Можливі енергетичні стани електрона в атомі визначаються величиною головного квантового числа  $n$ . Із збільшенням  $n$  енергія електрона зростає.

Не тільки розмір, але й форма електронної хмари в атомі не може бути довільною. Вона визначається орбітальним квантовим числом  $l$ . Стан електрона, який характеризується певним значенням  $l$ , називають енергетичним підрівнем електрона в атомі.

Орієнтація електронної хмари в електричному полі не може бути довільною. Вона визначається значенням третього

квантового числа – магнітного  $m_l$ . Магнітне квантове число характеризує число енергетичних станів електрона на підрівні.

Електрон характеризується ще однією квантовою величиною, яка визначає власний його стан – власний момент імпульсу, який характеризує обертання електрона навколо своєї осі. Ця величина одержала назву спінового квантового числа і позначається  $m_s$ .

Чотири квантових числа  $n, l, m_l$  та  $m_s$  повністю визначають енергетичний стан електрона в атомі.

В багатоелектронному атомі для визначення стану електрона важливе значення має положення, сформульоване в 1925 р. швейцарським фізиком Паулі (**принцип Паулі**): в атомі не може бути двох електронів, які б мали чотири однакових квантових числа.

З цього випливає, що кожна атомна орбіталь може бути зайнята не більше, ніж двома електронами, спіни яких мають протилежні знаки (антипаралельні). Число електронів на енергетичному рівні обчислюють за формулою, запропонованою датським вченим Нільсом Бором:

$$x_n = 2n^2,$$

де  $n$  - порядковий номер рівня, який дорівнює головному квантовому числу. **Періодичний закон формулюється таким чином:** властивості простих тіл, а також форми і властивості сполук елементів знаходяться в періодичній залежності від величини атомних ваг елементів.

Порядковий номер елемента  $Z$  відповідає величині заряду ядра атома (числу протонів) і числу електронів.

**Сучасне формулювання періодичного закону:** властивості елементів і їх сполук знаходяться в періодичній залежності від величини зарядів ядер їх атомів або порядкових номерів елементів.

**Період** – це ряд елементів, який починається елементом з електронною конфігурацією  $s^1$  і закінчується елементом з електронною конфігурацією  $s^2p^6$ .

**Група** – сукупність елементів, яка має однакове число валентних електронів.

**Розподілення електронів по енергетичних рівнях і підрівнях**

Енергетичний рівень	Енергетичний підрівень	Значення магнітного квантового числа	Число орбіталей		Максимальне число електронів	
			у підрівні	в рівні	на підрівні	на рівні
K (n=1)	s (l=0)	0	1	1	2	2
L (n=2)	s (l=0)	0	1	4	2	8
	p (l=1)	-1, 0, +1	3		6	
M (n=3)	s (l=0)	0	1	9	2	18
	p (l=1)	-1, 0, +1	3		6	
	d (l=2)	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
N (n=4)	s (l=0)	0	1	16	2	32
	p (l=1)	-1, 0, +1	3		6	
	d (l=2)	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
	f (l=3)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7		14	

**Енергія йонізації** – це енергія, необхідна для того, щоб відірвати електрон від незбудженого атома.

Вона зменшується всередині однієї підгрупи і збільшується в межах одного періоду із збільшенням порядкового номера елемента. Чим менша енергія йонізації, тим типовіші металічні властивості виявляє елемент.

**Електронегативність** – здатність атомів притягувати до себе валентні електрони.

У межах періодів електронегативність елементів збільшується, у підгрупах зменшується із зростанням порядкового номера елемента.

Зв'язок, що здійснюється спільними для зв'язаних атомів електронами, називається **ковалентним** ( $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $HCl$ ,  $H_2O$ ,  $CO_2$  тощо).

Ковалентному зв'язку характерні певна напрямленість та насичуваність.

**Йонним** називається зв'язок, утворений за рахунок електростатичного притягання між протилежно зарядженими йонами ( $NaCl$ ,  $CaF_2$ ,  $CsBr$  тощо).

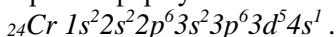
Йонний зв'язок не має певної напрямленості та йому не властива насичуваність.

Зв'язок між позитивно поляризованим атомом Гідрогену однієї молекули та негативнополяризованим високоелектронегативним атомом ( $O$ ,  $F$ ,  $N$ ) іншої молекули називається **водневим** (виникає між молекулами води, спиртів).

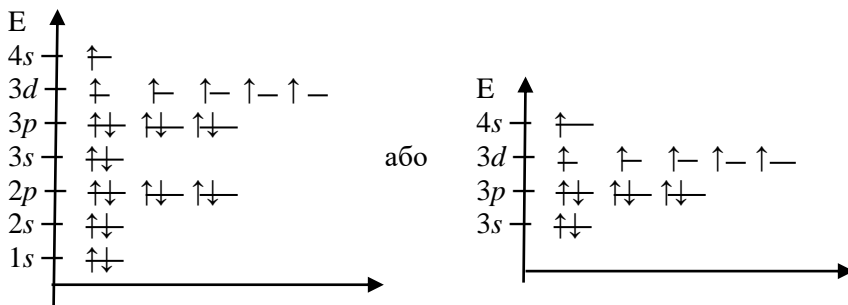
## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАВДАНЬ

**Завдання 1.** Написати електронну формулу елемента з порядковим номером 24. Вказати період, групу, підгрупу та електронну родину, до якої належить елемент. Показати графічно розподіл валентних електронів по атомних орбіталах. На основі електронної будови атома та положення в Періодичній системі елементів вказати формули бінарних сполук з Оксигеном та Гідрогеном, їх хімічні властивості.

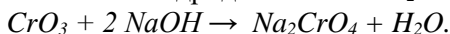
**Розв'язання.** Елемент з порядковим номером в ПСЕ 24 – це Хром, який знаходиться в 4 періоді, VI групі, побічній (B) підгрупи. Його електронна формула:



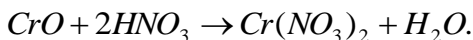
В атомі на 3 енергетичному рівні на  $d$  – підрівні знаходиться п'ять неспарених електронів, отже він належить до родини  $d$  – елементів. Розподіл електронів по атомних орбіталах має вигляд:



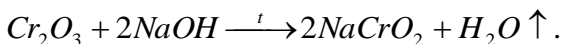
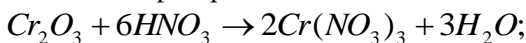
Оскільки елемент знаходиться в VI групі ПСЕ, то вищий ступінь окиснення, який він виявляє +6. В цьому ступені окиснення він утворює з Оксигеном оксид  $CrO_3$ , який проявляє кислотні властивості і є ангідридом кислоти  $H_2CrO_4$ :



У сполуках  $CrO$  та  $Cr(OH)_2$ , Хром виявляє ступінь окиснення +2, і відповідно ці сполуки мають основні властивості:

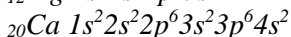
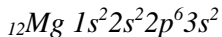


Сполуки Хрому зі ступенем окиснення +3 ( $Cr_2O_3$ ,  $Cr(OH)_3$ ) виявляють амфотерні властивості:



**Завдання 2.** Який з елементів – Магній чи Кальцій – виявляє більш виражені металічні властивості.

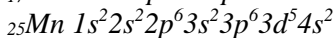
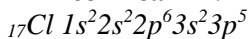
**Розв'язання.** Електронні формули елементів:



Обидва елементи належать до II групи (мають по два валентних електрони). У атома Кальцію зовнішні електрони розміщені далі від ядра (на четвертому енергетичному рівні, а Магнію – на третьому) і, отже, легше відриваються. Оскільки металічні властивості зумовлені здатністю віддавати електрони, вони сильніше виражені у Кальцію.

**Завдання 3.** Чому Хлор і Манган знаходяться в одній групі, але в різних підгрупах періодичної системи елементів.

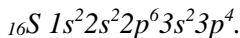
**Розв'язання.** Електронні конфігурації атомів:



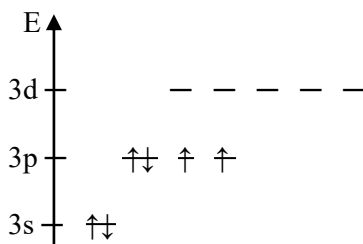
Валентні електрони Хлору -  $3s^2 3p^5$ , а Мангану -  $3d^5 4s^2$ . Таким чином, ці елементи не є електронними аналогами і не повинні знаходитись в одній підгрупі. Але на валентних орбіталях атомів цих елементів знаходиться однакове число валентних електронів -7. Тому ці елементи розміщують в одну і ту ж саму групу періодичної системи, але в різні підгрупи.

**Завдання 4.** Яку валентність, обумовлену неспареними електронами, може виявляти атом Сульфуру в нормальному та збудженому станах?

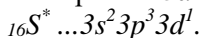
**Розв'язання.** Електронна формула атома Сульфуру:



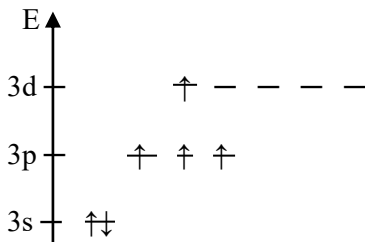
В атома Сульфуру в нормальному (незбудженому) стані розподіл валентних електронів зовнішнього енергетичного рівня по атомних орбіталях має вигляд:



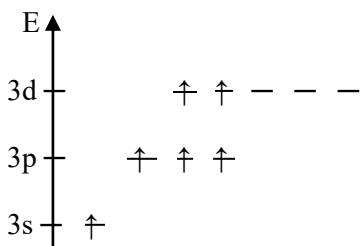
Атоми Сульфуру мають вільні  $3d$ -орбіталі, тому у збудженому стані можливий перехід спочатку одного  $3p$ -електрона в  $3d$ -стан:







Також відбувається перехід електрона з  $3s$  в  $3d$ -стан:  
 ${}_{16}\text{S}^{**} \dots 3s^1 3p^3 3d^2$ .



Отже, валентність Сульфуру в нормальному стані – II, в збудженому – IV та VI.

**Завдання 5.** Визначити як змінюється міцність сполук у ряді:  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ .

**Розв'язання.** У цих двохатомних молекул міцність зв'язку залежить від довжини зв'язку. Оскільки радіус атома при переході від Флуора до Йоду зростає, то довжина зв'язку Гідроген – галоген у цьому напрямку збільшується, тобто міцність сполук при переході від Флуора до Йоду зменшується.

### ПРАКТИЧНА РОБОТА № 3 СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ

**Концентрація** – величина, що вказує відносний вміст певного компоненту у розчині.

Способи вираження вмісту розчиненої речовини:

**Масова частка** – відношення маси розчиненої речовини до маси розчину; у разі її виразу в % кількісно дорівнює масі (у грамах) розчиненої речовини у 100 г розчину:

$$\omega = \frac{m_{P.P.}}{m_{P-HV}} \text{ [безрозм]} \quad \text{або} \quad \omega = \frac{m_{P.P.}}{m_{P-HV}} \cdot 100\% \text{ [\%]}.$$

**Молярна концентрація** (молярність) – відношення числа моль розчиненої речовини до об'єму розчину (в літрах):

$$C_M = \frac{m_{P.P.}}{M_{P.P.} \cdot V_{P-HV}} \text{ [моль/л або М]}.$$

**Молярна концентрація еквівалента** (нормальність) – відношення числа еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину (в літрах):

$$C_H = \frac{m_{P.P.}}{M_{E(P.P.)} \cdot V_{P-HV}} \text{ [моль-екв/л або н.]}$$

## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАВДАНЬ

**Завдання 1.** Розчинність КОН в воді при 20<sup>0</sup>С становить 95,3 г/100 г. Визначити масову частку лугу.

### Розв'язання

$$k_s(\text{KOH}) = 95,3 \text{ г/100 г}$$

---

$$C\%(\text{KOH}) = ?$$

За умовою задачі:  $m(\text{KOH}) = 95,3 \text{ г}$ ;  $m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г}$ ;

Маса розчину  $m = m(\text{KOH}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 195,3 \text{ г}$ .

$$\text{Тоді } C\%(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{m} \cdot 100\% = \frac{95,3\text{г}}{195,3\text{г}} = 48,8\%$$

**Завдання 2.** Визначити масу та кількість речовини алюміній сульфату, що міститься в 200 мл його 0,5-молярного розчину. Яка нормальність цього розчину?

### Розв'язання

$$V = 200 \text{ мл};$$

$$C_M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,5M$$

---

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - ?; \quad m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - ? \quad C_H(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - ?$$

За визначенням

$$c(\text{реч}) = \frac{n(\text{реч})}{V} \Rightarrow n(\text{реч}) = c(\text{реч}) \cdot V.$$

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = C_M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot V = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 0,2 \text{ л} = 0,1 \text{ моль}.$$

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 27 + 3(32 + 16 \cdot 4) = 342 \text{ (а.о.м.)},$$

$$\text{звідки } M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 \text{ г/моль}.$$

$$\begin{aligned} z \quad n(\text{реч}) &= \frac{m(\text{реч})}{M(\text{реч})} \Rightarrow m(\text{реч}) = n(\text{реч}) \cdot M(\text{реч}) = \\ &= 0,1 \text{ моль} \cdot 342 \text{ г/моль} = 34,2 \text{ г}. \end{aligned}$$

Нормальність речовини в розчині зв'язана з її молярністю рівнянням  $C_H(\text{реч}) = z \cdot C_M(\text{реч})$ , де  $z$  – еквівалентне число розчиненої речовини.

$$z(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 3 = 6, \quad \text{і} \quad C_H(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 6 \cdot 0,5 = 3(\text{моль-екв/л}) = 3N.$$

$$\text{Відповідь: } n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,1 \text{ моль};$$

**Завдання 3.** Визначити об'єм міліномального розчину лугу, необхідний для нейтралізації 20 мл 0,05-нормальної сульфатної кислоти.

### Розв'язання

$$V(\kappa) = 20 \text{ мл};$$

$$C_{n(\kappa)} = 0,001M;$$

$$C_n(\kappa) = 0,05 \text{ моль/л } H_2SO_4$$

---

$$V(\text{л}) - ?$$

За законом еквівалентів для розчинів

$$V_n = \frac{V(\kappa) \cdot C_n(\kappa)}{C_n(\text{л})} = \frac{20 \text{мл} \cdot 0,05 \text{м}}{0,001 \text{м}} = 1000 \text{мл} = 1 \text{л}$$

**Відповідь:**  $V(\text{лузу}) = 2 \text{ л}$ .

**Завдання 4.** Обчисліть масову частку розчиненої речовини у 200 г розчину, утвореному при розчиненні 40 г речовини у воді.

**Розв'язання**

$$\text{Масова частка } W = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} = \frac{40 \text{г}}{200 \text{г}} = 0,2$$

**Відповідь:**  $W=0,2$

**Завдання 5.** Обчисліть масову частку розчиненої речовини в утвореному розчині, якщо при нагріванні із 100 грамів водного розчину з масовою часткою солі 0,2 випарили 20 г води.

**Розв'язання**

$$m(\text{розчину}) = 100 \text{ г}$$

$$W = 0,2$$

$$m(\text{води}) = 20 \text{ г}$$

$$W_1 - ?$$

$$m_1(\text{розчину}) = 100 \text{ г} - 20 \text{ г} = 80 \text{ г}$$

$$m(\text{речовини}) = 100 \text{ г} \cdot 0,2 = 20 \text{ г}$$

$$W_1 = \frac{20 \text{ г}}{80 \text{ г}} = 0,25$$

**Відповідь:**  $W=0,25$

## 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 І. : навч. посб. Рівне : НУВГП, 2015. 247 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/16802>.
3. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина ІІ. : 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 І (загальнотеоретична) : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2005. 187 с.
6. Боднарюк Ф. М., Буденкова Н. М., Корчик Н. М. Методичні вказівки до виконання контрольної та самостійної роботи з навчальної дисципліни «Хімія» (05-06-30). Рівне : НУВГП, 2014. 47 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/2669>