

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ГОЛОВНЕ УПРАВЛІННЯ ОСВІТИ І НАУКИ ЛЬВІВСЬКОЇ
ОБЛДЕРЖАДМІНІСТРАЦІЇ
ЛЬВІВСЬКА ОБЛАСНА МАЛА АКАДЕМІЯ НАУК**

**ЕЛЕКТРОННИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК
з хімії
для учнів очно-дистанційної школи
Львівської обласної Малої академії наук**

секція хімії

Частина I

Львів – 2010

Автори:

Г.І. Бакун – методист секції хімії Львівської обласної Малої академії наук.

В.С. Дутка – кандидат хімічних наук, доцент Львівського національного університету імені Івана Франка, керівник гуртка хімії Львівської обласної Малої академії наук.

Електронний навчальний посібник з хімії для учнів очно-дистанційної школи Львівської обласної Малої академії наук. Секція хімії. – Львів, 2010. – 99 с.

Рецензент:

З.М. Шпирка – кандидат хімічних наук, доцент Львівського національного університету імені Івана Франка

Зміст

Пояснювальна записка до навчальних планів і програм.....	4
Навчально-тематичні плани з дисципліни хімії та навчальні плани дистанційного навчання для учнів	6
Програма 10-клас	10
Рекомендована література для учнів 10 класу	15
Програма 11-клас	16
Рекомендована література для учнів 11 класу	20
Завдання на літо для учнів 10 класу	21
Вимоги до написання науково-дослідницьких робіт	23
Теоретичний матеріал для самостійного опрацювання.....	29
Додатки.....	87
Список літератури.....	99

Пояснювальна записка до навчальних планів і програм

Навчально-тематичні плани і програми розроблені для навчання учнів 10-11 класів в очно-дистанційній школі та передбачають поглиблене вивчення хімії в теоретичному і практичному аспектах. Навчальні плани з хімії розроблені на основі шкільної програми і завдань, включених до зовнішнього незалежного оцінювання.

Метою занять очно-дистанційного курсу – поглибити рівень знань із різних розділів хімії, удосконалити теоретично-практичні навички та вміння у сучасних лабораторіях, використовуючи нові методики дистанційного навчання.

Реалізація мети очно-дистанційного курсу конкретизує **завдання** навчальних планів і програм, а саме:

1. індивідуалізувати навчально-виховний процес;
2. формувати спеціальні компетентності здібних учнів на основі поглиблених і систематизованих знань з хімії;
3. розвивати експериментально-практичні вміння (наприклад, спостерігати, порівнювати, описувати, пояснювати, аналізувати хімічні явища, що відбуваються у лабораторіях, на виробництві чи побуті);
4. активізувати навчально-пізнавальну та самостійну діяльність у мережі **Internet**, спираючись на досконале володіння учнями комп'ютерними технологіями;
5. створити оптимальні умови для якісного засвоєння навчального матеріалу із застосуванням методики дистанційного навчання;
6. навчити логічно-правильно вирішувати складні хімічні завдання;
7. підготувати до науково-дослідницької роботи і сприяти розвитку творчого мислення.

Дистанційне навчання – це форма відкритого навчання з використанням комп'ютерних технологій, через інтерактивну взаємодію викладачів і учнів на різних етапах навчання, що ефективно спрямовує самостійну діяльність учнів МАН на досягнення високого результату в учбовому процесі.

До структурних елементів дистанційного дворічного навчального курсу входять шість очних сесій, п'ять міжсесійних періодів і завдання на літо.

Особливості очно-дистанційного навчального курсу з хімії:

- **на очних сесіях** проводяться лекційні, семінарські, практичні та лабораторні заняття на яких учні поглиблено вивчають навчальний теоретично-практичного матеріал складних тем неорганічної, аналітичної, фізичної та органічної хімії;

- **у міжсесійний період** дистанційного навчання учні мають змогу опрацювати навчальну інформацію за визначеними темами, виконувати контрольні роботи (через навчальну систему **Moodle** мережі **Internet**) на закріплення тематики сесійних занять та тем, винесених на самостійне вивчення. Теми для самостійного опрацювання, передбачені на повторення, складаються з теоретичного матеріалу, прикладів розв'язування вправ і задач та контрольних завдань для самоконтролю. У разі виникнення запитань щодо запропонованого дистанційного курсу, учні можуть звернутися за індивідуальними консультаціями до викладача через викладацький форум (**on-life**) мережі **Internet**;

- **завдання на літо** включає орієнтовану тематику та вимоги до оформлення науково-дослідницьких робіт і рекомендовану літературу.

Форми навчання очно-дистанційного курсу: лекції, практичні, семінарські та лабораторні заняття, дистанційне навчання (контрольні роботи, самостійне опрацювання теоретичного матеріалу, індивідуальні консультації, дискусії в мережі).

Навчальні плани та програми з елементами дистанційного навчання мають забезпечити **основні вимоги до знань і вмінь учнів**, тобто:

1) **учні повинні знати:**

- основні закони та поняття з хімії,
- типи хімічних реакцій та закономірності їх перетворень,
- властивості основних класів неорганічних сполук (оксиди, основи, кислоти, солі),

- Періодичний закон та будову речовини (склад атома, розподіл та рух електронів),
- особливості різних типів хімічного зв'язку (ковалентний полярний та неполярний, йонний, металічний, водневий),
- класифікацію розчинів та основні способи вираження концентрації розчинів,
- теорію електролітичної дисоціації,
- основи хімічної кінетики та правило Вант-Гоффа,
- термохімічні закони,
- основи електрохімії та закони Фарадея,
- властивості галогенів та їх сполук,
- добування та властивості неметалів: Оксигену, Сульфуру, Нітрогену, Фосфору, Карбону, Силіцію та їх сполук,
- властивості металів: Натрію, Калію, Кальцію, Алюмінію, Феруму та їх сполук,
- основи хімії координаційних сполук,
- положення теорії будови органічних сполук та види ізомерії,
- властивості аліфатичних, етиленових, ацетиленових та ароматичних вуглеводнів,
- властивості галогенопохідних, спиртів, альдегідів, кетонів, фенолів, карбонових кислот,
- властивості та методи одержання синтетичних та природних полімерів,
- властивості та біологічно-хімічну роль вуглеводів,
- добування та властивості амінів, амінокислот, білків та нуклеїнових кислот.

2) *учні повинні вміти:*

- ◆ володіти хімічною мовою та складати хімічні формули і рівняння хімічних реакцій,
- ◆ розуміти зв'язок між складом, будовою, фізичними і хімічними властивостями речовин, способами їх добування, галузями застосування,
- ◆ знаходити різними способами концентрації речовин у розчинах,
- ◆ розраховувати рН розчинів,
- ◆ знаходити розрахунки, використовуючи закони електролізу,
- ◆ обчислювати теплові ефекти різних процесів та швидкості хімічних реакцій,
- ◆ правильно оформляти та вирішувати завдання підвищеної складності,
- ◆ застосовувати набуті знання при розв'язуванні експериментальних і розрахункових задач до вивчених тем,
- ◆ проводити якісний та кількісний аналіз неорганічних та органічних речовин.

Особлива увага приділяється вивченню залежності між складом, будовою і властивостями хімічних сполук та встановленню причинно-наслідкових зв'язків внаслідок перетворень неорганічних і органічних речовин.

При повноцінній реалізації програми, через систематичне та старанне навчання, учні отримають **навики роботи у:**

1. сучасних хімічних лабораторіях;
2. обчислювальних лабораторіях (комп'ютерних класах), де зможуть вдосконалити знання мережі **Internet** та цікавих хімічних програм (WinMOPAC, Hyper Chem, Chem Sketch, ISIS Draw, ACD/3D);
3. наукових бібліотеках при написанні науково-дослідницьких робіт.

Очно-дистанційне навчання дасть можливість познайомитись з досвідом роботи відомих науковців вищих навчальних закладів, а також збагатити загальну ерудицію знаннями з екології, інформатики, медицини, математики, фізики.

Отже, очно-дистанційний курс з хімії допоможе активізувати навчально-пізнавальну та самостійну діяльність учнів і успішно підготуватись до зовнішнього незалежного оцінювання.

**Навчально-тематичні плани з дисципліни хімії та навчальні плани
дистанційного навчання для учнів**

**Навчально-тематичний план
10 клас**

*Осіння сесія
(жовтень – листопад)*

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Основні поняття та закони хімії	4
2	Хімічні реакції	4
3	Основні класи неорганічних сполук	4
4	Розчини. Класифікація розчинів	4
5	Способи вираження концентрації розчинів	4
6	Теорія електролітичної дисоціації	4
7	Основи роботи в системі дистанційного навчання	2
	Всього	26

*Зимова сесія
(січень)*

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Йонні процеси в розчинах	4
2	Термохімічні процеси	4
3	Хімічна рівновага	4
4	Хімічна кінетика	4
5	Окисно-відновні реакції	4
6	Електроліз. Закони Фарадея	2
7	Контрольна робота	2
	Всього	24

*Літня сесія
(червень)*

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Метали	5
2	Неметали	5
3	Підгрупа Оксигену	5
4	Теорія будови органічних сполук	3
5	Насичені вуглеводні	5
6	Ненасичені вуглеводні	5
7	Контрольна робота	2
	Всього	30

**Навчальний план
з дистанційного навчання
10 клас**

№ з/п	Місяць	Назва роботи	Терміни виконання
1.	Листопад	Контрольна робота № 1	з 01.11 до 15.11
		Контрольна робота № 2	з 16.11 до 30.11
		Індивідуальні консультації	впродовж місяця
2.	Грудень	Самостійне опрацювання теоретичного матеріалу	з 01.12
		Контрольна робота № 3	з 20.12 до 30.12
		Індивідуальні консультації	впродовж місяця
3.	Січень	Контрольна робота № 4	з 20.01 до 30.01
		Індивідуальні консультації	впродовж місяця
4.	Лютий	Контрольна робота № 5	з 05.02 до 15.02
		Самостійне опрацювання теоретичного матеріалу	з 16.02
		Індивідуальні консультації	впродовж місяця
5.	Березень	Контрольна робота № 6	з 01.03 до 15.03
		Самостійне опрацювання теоретичного матеріалу	з 16.03
		Індивідуальні консультації	впродовж місяця
6.	Квітень	Контрольна робота № 7	з 01.04 до 15.04
		Самостійне опрацювання теоретичного матеріалу	з 16.04
		Індивідуальні консультації	впродовж місяця
7.	Травень	Контрольна робота № 8	з 01.05 до 15.05
		Підсумкова контрольна робота № 9	з 16.05 до 30.05
		Індивідуальні консультації	впродовж місяця

Навчально-тематичний план

11 клас

Осіньна сесія (жовтень – листопад)

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Алкіни	4
2	Дієни	4
3	Альдегіди та кетони	4
4	Спирти	2
5	Ароматичні вуглеводи	4
6	Фенол та його гомологи	4
7	Контрольна робота	2
	Всього	24

Зимова сесія (січень)

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Естери	4
2	Вуглеводи	4
3	Нітрогеновмісні органічні сполуки	4
4	Амінокислоти	4
5	Білки	4
6	Елементарні органічні сполуки	2
7	Контрольна робота	2
	Всього	24

Весняна сесія (березень)

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Стехіометричні закони хімії	2
2	Розв'язування задач підвищеної складності	4
3	Електронна будова атомів	2
4	Окисно-відновні процеси	4
5	Хімічна кінетика та рівновага	4
6	Особливості складу, будови та властивостей органічних речовин	2
7	Комбіновані та ускладненні завдання з органічної хімії	4
8	Підсумкова контрольна робота	2
	Всього	24

**Навчальний план
з дистанційного навчання**

11 клас

№ з/п	Місяць	Назва роботи	Терміни виконання
1.	Вересень	Контрольна робота № 1	з 15.09 по 30.09
		Індивідуальні консультації	з 15.09
2.	Жовтень	Контрольна робота № 2	з 01.10 по 20.10
		Індивідуальні консультації	впродовж місяця
3.	Листопад	Контрольна робота № 3	з 10.11 по 30.11
		Індивідуальні консультації	впродовж місяця
4.	Грудень	Самостійне опрацювання теоретичного матеріалу	з 01.12
		Контрольна робота № 4	з 15.12 по 30.12
		Індивідуальні консультації	впродовж місяця
5.	Січень	Контрольна робота № 5	з 16.01 по 30.01
		Індивідуальні консультації	впродовж місяця
6.	Лютий	Самостійне опрацювання теоретичного матеріалу	з 01.02
		Контрольна робота № 6	з 16.02 по 28.02
		Індивідуальні консультації	впродовж місяця
7.	Березень	Підсумкова контрольна робота № 7	з 01.03 по 15.03
		Індивідуальні консультації	впродовж місяця

Програма 10-клас

Осіння сесія (жовтень-листопад)

I. Теми лекційних занять:

1. Основні поняття та закони хімії. Хімія як фундаментальна наука про природу. Об'єкт вивчення хімії. Атомно-молекулярного вчення. Базові поняття: атом, молекула, атомна одиниця маси, відносна атомна маса, відносна молекулярна маса, кількість речовини, моль, валентність, хімічний елемент, алотропія, прості та складні речовини. Основні закони хімії: закон сталості складу, закон кратних відношень, закон збереження маси речовини, закон об'ємних співвідношень, закон Авогадро, газові закони, закон еквівалентів.

2. Хімічні реакції. Хімічні та фізичні явища. Класифікація хімічних реакцій. Енергетичний ефект хімічних реакцій: екзотермічні та ендотермічні реакції. Термохімічні рівняння. Окисно-відновні реакції та їх класифікація. Значення окисно-відновних реакцій у природі та техніці.

3. Основні класи неорганічних сполук. Оксиди, їх склад, назви та властивості. Основи, їх склад, назви, способи добування та властивості. Амфотерні гідроксиди. Будова кислот, їх назви, добування, властивості та класифікація. Солі, їх склад, визначення, властивості та значення. Комплексні сполуки, особливості їхньої будови, властивостей та номенклатури. Генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук.

4. Розчини. Класифікація розчинів. Суть фізико-хімічного процесу розчинення. Розчинність речовин у воді та органічних розчинниках. Коефіцієнт розчинності. Сольвати та гідрати. Теплові явища при розчиненні. Насиченні, ненасиченні та перенасиченні розчини.

5. Способи вираження концентрації розчинів. Масова та об'ємна частки розчинів. Молярна, моляльна та нормальна концентрації, титр.

6. Теорія електролітичної дисоціації. Електроліти та неелектроліти. Сильні та слабкі електроліти. Ступінь дисоціації. Механізм дисоціації, гідратація йонів. Константа дисоціації. Індикатори.

II. Навички та вміння практичних занять:

1. Основні закони та поняття з хімії. Демонструвати на прикладах відмінність хімічних сполук від механічних сумішей. Вміти обчислювати значення валентності за формулами хімічних сполук і відносні молекулярні маси простих та складних речовин за їхніми формулами, розраховувати масові частки елементів у речовині, маси речовин за відомими кількостями речовин, об'єми газів за нормальних умов, знаходити відносну густину газів чи еквівалент речовини. Застосування знань, умінь і навичок на практиці.

2. Хімічні реакції. Практикувати розрахунки задач за рівняннями хімічних реакцій. Вміти складати рівняння різних типів хімічних реакцій. Визначати коефіцієнти окисно-відновних реакції методами електронного балансу та електронно-іонного балансу (напівреакцій). Застосування знань, умінь і навичок на практиці.

3. Основні класи неорганічних сполук. Наводити назви металів, неметалів, оксидів, кислот, основ, солей, комплексних сполук, користуючись правилами сучасної української хімічної номенклатури. Вміти характеризувати склад, фізичні та хімічні властивості, способи одержання оксидів, кислот, основ, солей та комплексних сполук. Удосконалювати навички розв'язування типових задач на надлишок, на вихід продукту реакції, на знаходження маси об'єму чи кількості речовини продуктів реакції за масою вихідної речовини, яка містить частку домішок. Установлювати генетичні зв'язки між класами неорганічних сполук, написання ланцюжків перетворень. Застосування знань, умінь і навичок на практиці.

4. Розчини. З'ясувати відмінність між поняттями розчин, розчинник та розчинність. Пояснити залежність розчинності речовини від різних чинників. Зрозуміти значення

розчинів у житті й практичній діяльності людини. *Розв'язувати* задачі.

5. Способи вираження концентрації розчинів *Розв'язувати* задачі на визначення концентрації розчинів. Застосування знань, умінь і навичок на практиці.

6. Теорія електролітичної дисоціації. *Порівняти* властивості кислот, основ і солей як електролітів. *Пояснити* умови проходження реакцій іонного обміну. *Удосконалити* вміння складати рівняння ступінчастої дисоціації певних сполук.

III. Теми лабораторних занять:

1. Ознайомлення з хімічною лабораторією, основним хімічним посудом та обладнанням.

2. Визначення молярної маси еквівалента металу

3. Експериментальне розділення суміші розчинної солі та піску.

4. Приготування розчину із певною масовою часткою розчиненої речовини (кристалічної соди, кухонної солі).

5. Приготування розчинів заданої концентрації шляхом розбавлення концентрованого розчину.

Дистанційне навчання

Контрольна робота №1 (закріплення матеріалу, прочитаного на осінній сесії).

Теоретичний матеріал для самостійного вивчення на тему:

“Періодичний закон та періодична система елементів Д.І.Менделєєва”

Контрольна робота №2 (закріплення самостійно опрацьованого матеріалу).

Теоретичний матеріал для самостійного вивчення на тему:

“Хімічний зв'язок”

Контрольна робота №3 (закріплення самостійно опрацьованого матеріалу).

Зимова сесія (січень)

I. Теми лекційних занять:

1. Йонні процеси в розчинах. Умови перебігу реакцій обміну між йонами в розчині. Електролітична дисоціація води. Іонний добуток води та водневий показник (рН). Реакції нейтралізації та гідролізу. Теплові ефекти реакції нейтралізації. Ступінь гідролізу.

2. Термохімічні процеси. Теплові ефекти хімічних реакцій. Екзотермічні та ендотермічні процеси. Поняття про ентальпію та ентропію. Закон Гесса.

3. Хімічна рівновага. Оборотні та необоротні процеси. Хімічна рівновага. Принцип Ле Шательє. Каталіз та каталізатори. Приклади реакцій гомогенного та гетерогенного каталізу.

4. Хімічна кінетика. Швидкість хімічних реакцій. Фактори, які впливають на швидкість реакцій. Правило Вант-Гоффа.

5. Окисно-відновні процеси. Теорія окисно-відновних процесів. Відновники, окисники. Пероксиди. Класифікація окисно-відновних реакцій. Складання рівнянь окисно-відновних процесів. Вплив середовища на характер перебігу окисно-відновних реакцій.

6. Електроліз. Закони Фарадея для процесів електролізу. Електроліз водних розчинів електролітів. Електроліз розплавів. Одержання металів за допомогою електролізу. Корозія металів.

II. Навички та вміння практичних занять:

1. Йонні процеси в розчинах. *Складати* рівняння реакцій сполучення, розкладу, заміщення, обміну. *Закріпити* теоретичні знання про реакції нейтралізації та гідролізу на практичних вправах. *Розв'язувати* задачі на іонний добуток води та водневий показник.

2. Термохімічні процеси. *Складати* рівняння екзотермічних та ендотермічних реакцій. *Обчислювати* теплові ефекти хімічних реакцій. Застосовувати знання, уміння і навички на практиці.

3. Хімічна рівновага. Наводити приклади оборотних і необоротних хімічних реакцій. Виконувати тренувальні вправи на зміщення хімічної рівноваги, відповідно до принципу Ле Шательє. Пояснити напрямок зміщення хімічної рівноваги залежно від змін зовнішніх чинників. З'ясувати застосування каталітичних процесів. Проаналізувати приклади реакцій гомогенного та гетерогенного каталізу.

4. Хімічна кінетика. Аналізувати вплив концентрації реагентів, температури, величини поверхні стикання, каталізатора на швидкість реакції. Розв'язувати задачі на правило Вант-Гоффа.

5. Окисно-відновні процеси. Наводити приклади найважливіших окисно-відновних процесів у природі. Визначати окисник, відновник, процеси окиснення і відновлення в окисно-відновній реакції та напрямок зміщення хімічної рівноваги залежно від умов. Застосовувати закон збереження маси речовин для перетворення схеми реакції на хімічне рівняння. Виконувати тренувальні вправи для визначення коефіцієнтів окисно-відновних реакції методами електронного балансу та електронно-іонного балансу (напівреакцій).

6. Електроліз. Розглянути приклади електролізу солей, кислот, основ і розплавів. Пояснити механізм електрохімічної корозії металевих поверхонь. З'ясувати методи захисту від корозії. Практикувати розв'язування задач на закони електролізу.

III. Теми лабораторних занять:

1. Дослідження умов протікання реакцій іонного обміну в розчинах електролітів.
2. Експериментальне визначення середовища розчину при гідролізі солей.
3. Дослідження теплот розчинення, гідратації та нейтралізації.
4. Визначення залежності швидкості реакції від концентрації, температури та каталізаторів.
5. Дослідження окисно-відновних властивостей нітрит-аніонів.

Дистанційне навчання

Контрольна робота №4 (закріплення матеріалу, прочитаного на зимовій сесії).

Контрольна робота №5 (закріплення матеріалу, прочитаного на зимовій сесії).

Теоретичний матеріал для самостійного вивчення на тему:

“Загальні відомості про метали та неметали”

Контрольна робота №6 (закріплення самостійно опрацьованого матеріалу).

Теоретичний матеріал для самостійного вивчення на тему:

“Нітроген та фосфор”

Контрольна робота №7 (закріплення самостійно опрацьованого матеріалу).

Теоретичний матеріал для самостійного вивчення на тему:

“Комплексні сполуки”

Контрольна робота №8 (закріплення самостійно опрацьованого матеріалу).

Підсумкова контрольна робота №9 (закріплення матеріалу вивченого впродовж року).

Літня сесія (червень)

I. Теми лекційних занять:

1. Метали. Натрій, Калій, Кальцій, Магній їх добування та властивості. Алюміній та його сполуки. Амфотерність сполук алюмінію та цинку. Залізо, Хром, Нікель та їх сполуки.

2. Неметали. Карбон та Силіцій. Будова атомів. Застосування та властивості сполук карбону та силіцію. Оксиди карбону. Оксид силіцію. Карбонатна кислота та її властивості. Карбонати та гідрогенкарбонати.

3. Підгрупа Оксигену. Будова атомів Оксигену та Сульфур. Добування та хімічні властивості сполук Оксигену та Сульфур. Пероксидні сполуки. Озон. Характер оксидів сульфур. Кислоти: сульфатна, сульфідна, сульфідна, їх властивості та застосування.

4. Теорія будови органічних сполук. Ізомерія. Види ізомерії. sp^3 , sp^2 , sp - гібридизація. Особливості хімічних зв'язків органічних сполук. Гомолітичний та гетеролітичний розрив зв'язку.

5. Насичені вуглеводні. Метан та його гомологи. Хімічні властивості насичених сполук. Реакція галогенування та її механізми. Галогенопохідні насичених вуглеводнів.

6. Ненасичені вуглеводні. Будова молекули етену. Ізомерія вуглецевого скелету, геометрична ізомерія. Фізичні та хімічні властивості етенових сполук. Правило Марковникова.

II. Навички та вміння практичних занять:

1. Метали. На основі електронної будови пояснювати можливі валентності Кальцію, Алюмінію, Феруму, Нікелю у їхніх сполуках. Наводити рівняння реакцій взаємодії металів з неметалами, водою, кислотами, розчинами та розплавами солей. З'ясувати суть амфотерності металів, описуючи хімічні властивості, добування та застосування їх сполук. Розв'язувати розрахункові задачі вивчених типів.

2. Неметали. Охарактеризувати місцезнаходження Карбону та Силіцію в періодичній системі та порівняти будову їх атомів. Сформулювати уявлення про алотропні модифікації, обґрунтовуючи прикладами. Наводити рівняння реакцій, що підтверджують хімічні властивості карбонатної та силікатної кислот. Розглянути рівняння якісних реакцій для визначення карбонат-іонів у розчині. Розв'язувати розрахункові задачі.

3. Підгрупа Оксигену. На основі електронної формули пояснювати валентні можливості валентності Оксигену та Сульфуру в сполуках. Наводити рівняння реакції, що підтверджують хімічні властивості сполук Оксигену та Сульфуру. Розглянути особливості сульфатної, сульфідної і сульфідної кислот. З'ясувати значення кругообігу Оксигену в природі. Аналізувати хімічні перетворення при руйнуванні озонового шару. Розв'язувати розрахункові задачі.

4. Теорія будови органічних сполук Наводити приклади природних та синтетичних органічних сполук. Обґрунтувати поділ сполук на неорганічні та органічні. Аналізувати хімічну будову органічних сполук, використовуючи положення теорії О.Бутлерова. Сформулювати поняття про радикали. Складати структурні формули гомологів та ізомерів алканів та вказувати їхні назви за міжнародною номенклатурою. Тренувати мислення. Вміти визначати типи гібридизації та просторову орієнтацію електронних орбіталей атомів Карбону в молекулах органічних речовин. Аналізувати реакційну здатність органічних сполук з різними типами зв'язків. Розв'язувати розрахункові задачі на знаходження молекулярних формул вуглеводнів. Застосування знань, умінь і навичок на практиці.

5. Насичені вуглеводні. Складати молекулярні, електронні та структурні формули метану та його гомологів. Наводити рівняння реакцій, що підтверджують хімічні властивості алканів. Пояснити явище sp^3 -гібридизації в молекулах алканів. З'ясувати особливості реакції галогенування та розглянути її механізм. Виконувати ваправи на причинно-наслідкових зв'язків між будовою та властивостями алканів. Розв'язувати розрахункові задачі.

6. Ненасичені вуглеводні. Наводити структурні ізомери алкенів за будовою карбонового ланцюга, положення подвійного зв'язку та міжвидові ізомери (циклоалкани). Аналізувати напрям приєднання галогеноводнів або води до несиметричних молекул алкенів, згідно перерозподілу електронної густини вуглеводнів (пояснення правила Марковникова на конкретних прикладах). Узагальнити знання про хімічні властивості алкенів для доведення їх ненасиченого характеру. Розв'язувати задачі підвищеної складності.

III. Теми лабораторних занять:

1. Визначення катіонів за їх якісними реакціями (див. додаток 2).
2. Добування силікатної кислоти в лабораторних умовах.
3. Експериментальне визначення твердості питної води та способи її усунення.
4. Методи розділення та очищення органічних речовин: перекристалізація,

фільтрування під вакуумом, перегонка за атмосферного тиску.

5. Виявлення Карбону, Гідрогену та Хлору в органічних сполуках.

6. Якісні реакції на алкани та алкени (див. додаток 3).

Дистанційне навчання

Контрольна робота № 10 (закріплення матеріалу, прочитаного на літній сесії).

Рекомендована література для учнів 10 класу

1. Амірханов В.М., Білодід О.І., Верховод М.М. Хімія: Завдання і тести. – К.: Школяр, 2000. – 190 с.
2. Базелюк І.І., Величко Л.П., Титаренко Л.В. Довідникові матеріали з хімії. – К.: Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. – 224 с.
3. Березан О.В. Збірник ускладнених задач з хімії. – Т.: Підручники і посібники, 2008. – 144 с.
4. Березан О.В. Хімія. Тести для школярів і вступників у ВНЗ. Т.: Підручники і посібники, 2007. – 280 с.
5. Буринська Н.М. Тестові завдання та вправи з неорганічної хімії. – К.: АТ "Око", 1996. –
6. Васецька Л.В. Хімічний тренажер для розв'язування задач. Випуск 1. – Х.: "Основа", 2005. – 96 с.
7. Завдання для тестової перевірки знань умінь і навичок випускників загальноосвітніх шкіл, ліцеїв та гімназій: ХІМІЯ / О.Г. Ярошенко, В.І. Новицька, Л.О. Клубань, А.М. Лікарчук, Н.В.Титаренко - К.: ІСДО, 1995. – 88 с.
8. Збірник задач всеукраїнських, обласних, районних олімпіад з розв'язаннями, вказівками, відповідями. / І.І. Кочерга, Ю.В. Холін, Л.О. Слета та ін. Х: Ранок "Веста", 2004. – 200 с.
9. Збірник задач і вправ з органічної хімії / Л.М. Романишина, Т.В. Романишин, А.С. Дробочський, А.С. Грицюк. – Т.: Навч. кн. - Богдан, 1999. – 79 с.
10. Каличак Я.М., Кінжибалов В.В., Котур Б.Я. Хімія: Задачі, вправи, тести: Навч. посіб. – Л.: Світ, 2001. – 176 с.
11. Ковтуненко В.О. Загальна стереохімія. – К.: Невтес, 2001. – 178 с.
12. Кукса С. П. 600 задач з хімії: Розв'язки. Алгоритми. Самоконтроль.– Т.: Мандрівець, 1998.– 143 с.
13. Куш О.О., Куш О.І., Мороз А.С. Лауреати Нобелівської премії з хімії (довідник). – Л.: Світ, 2003. – 176 с.
14. Луцевич Д.Д., Березан О.В. Конспект-довідник з хімії. – К.: Вища школа, 1997 р. – 240 с.
15. Марков Д.В. Розв'язання вправ і задач до підручника Н. М. Буринської "Хімія": 8-9 кл.– Х.: Торсінг, 2001.– 78 с.
16. Попель П.П. Складання рівнянь хімічних реакцій. – К.: Рута, 2000. –120 с.
17. Програмові вимоги зовнішнього незалежного оцінювання з хімії // "Освіта України", №10, 06.02.2007. – С 23 – 24.
18. Романова Н.В. Основи хімічного аналізу. – К.: Освіта, 1992. – 192 с.
19. Середа А.С. Загальна та неорганічна хімія в тестах, завданнях, запитаннях: Навч. посіб.. – К.: ЦУЛ, 2003. – 280 с.
20. Слета Л.О., Чорний А.В., Холін Ю.В. 1001 задача з хімії з відповідями, вказівками, розв'язками. – Х.: Ранок, 2000. –1030 с.
21. Староста В.І. Олімпіадні задачі та їх розв'язання. – К.: Либідь, 1996. – 91 с.
22. Столяр О. Б. Збірник задач і вправ з органічної хімії для учнів 10-11 кл.– Т.: Підручники і посібники, 2001.– 80 с.
23. Сучасна термінологія та номенклатура органічних сполук / В.С. Толмачова, О.М. Ковтун, М.Ю. Корнілов, О.В. Гордієнко, С.В. Василенко – Т.: Навч. кн. – Богдан, 2008. – 200 с.
24. Хімія: Завдання і тести / В.М. Амірханов, О.І. Білоїд, М.М. Верховод та ін.; під ред. Корнілова М.Ю. – К.: Школяр, 2000. – 512 с.
25. Холін Ю.В., Слета Л.А. Репетитор по химии. Х.: Фолио, 1998. – 260 с.
26. Хомченко Г.П. Посібник з хімії для вступників до вузів. К.: Вища школа, 2005. – 480 с.
27. Хомченко Г.П., Хомченко І.Г. Задачі з хімії для вступників до вузів. К.: Вища школа, 2005. – 312 с.
28. Хрутьба В.С. Збірник формул з хімії. – К.: Школа, 2005. – 96 с.
29. Цветкова Л.Б. Загальна хімія: теорія і задачі. – Л.: Магнолія-2006, 2007. – 397с.
30. Яковішин Л.О. Цікаві досліди з хімії: в школі та дома – Севастополь: Біблекс, 2006. – 176 с.

Програма 11-клас

Осіння сесія (жовтень-листопад)

I. Теми лекційних занять:

1. Алкіни. Ацетилен та його гомологи. Хімічні властивості ацетиленових вуглеводнів. Реакція Кучерова. Методи одержання ацетиленових вуглеводнів. Застосування ацетилену та його гомологів. Алкіни як СН- кислоти.

2. Дієни. Дивініл та ізопрен – представники дієнових вуглеводнів. Способи добування дієнів. Хімічні властивості дієнових вуглеводнів. Електрофільне та вільнорадикальне 1-2 та 1-4 приєднання до спряжених вуглеводнів. Реакція полімеризації. Природний та синтетичний каучуки. Основні поняття хімії високомолекулярних сполук: ступінь полімеризації, мономер, елементарна ланка, стереорегулярність.

3. Альдегіди та кетони. Будова альдегідної групи. Хімічні властивості альдегідів. Реакція Кучерова. Формальдегід та ацетальдегід, ацетон. Ароматичні альдегіди та кетони. Якісна реакція на альдегідну групу.

4. Спирти. Гомологічний ряд насичених спиртів. Хімічні властивості спиртів. Водневий зв'язок та його вплив на властивості спиртів. Етиленгліколь та гліцерол, їх хімічні властивості та застосування. Якісна реакція на гліцерол та етиленгліколь.

5. Ароматичні вуглеводні. Склад бензену, його будова та властивості. Толуен, нафталін, фенантрен та інші ароматичні сполуки. Добування та застосування бензену. Взаємний вплив атомів в молекулі. Уявлення про орієнтацію замісників в бензенове ядро.

6. Фенол та його гомологи. Фенол, його добування та властивості. Порівняльна характеристика насичених спиртів та фенолу. Гомологи фенолу. Фенолформальдегідні смоли.

II. Навички та вміння практичних занять:

1. Алкіни. На прикладах *проводити порівняння* насичених та ненасичених вуглеводнів. *Складати* молекулярні, електронні та структурні формули гомологів ацетилену. *Описувати* ізомери алкінів і називати їх за міжнародною номенклатурою. *Наводити реакції*, що підтверджують хімічні властивості алкінів. *З'ясувати механізм* реакції Кучерова. *Встановлювати* причинно-наслідкові зв'язки між будовою та властивостями алкінів на конкретних вправах. *Розв'язувати* розрахункові задачі вивчених типів.

2. Дієни. *Сформулювати* особливості будови та властивостей дієнових вуглеводнів. *Розглянути* механізм реакції полімеризації. *Розрізнати* на прикладі дивінілу, як високомолекулярної сполуки, складові частини полімеру, а саме: мономер, мономерну ланку та ступінь полімеризації. *Розв'язувати* задачі вивчених типів. Застосування знань, умінь і навичок на практиці.

3. Альдегіди та кетони. *Складати* структурні формули альдегідів та кетонів, їх структурних ізомерів; *рівняння реакції*, що відображають хімічні властивості та промислові і лабораторні способи добування. *Розрізнати* за якісними реакціями альдегіди від кетонів. *Виконувати* вправи та задачі вивчених тем.

4. Спирти. *Складати* молекулярні, структурні, електронні формули метанолу, етанолу; структурні формули ізомерів (за будовою карбонового ланцюга, положенням гідроксильної групи) одноатомних насичених спиртів. *Характеризувати* рівняння реакцій, що відображають хімічні властивості (кислотно-основні властивості; здатність до реакції зміщення, внутрішньо молекулярної та міжмолекулярної дегідратації, етерифікації, часткового та повного окислення), промислові і лабораторні способи добування метанолу та етанолу. *Пояснювати вплив* міжмолекулярних водневих зв'язків на властивості спирту. *Розрізнати* за будовою і властивостями міжкласові ізомери: спирти та етери. *Порівнювати* кислотні властивості одноатомних насичених спиртів, води і мінеральних кислот. *Розв'язувати* експериментальні та розрахункові задачі вивчених типів.

5. Ароматичні вуглеводні. Складати молекулярні, електронні та структурні формули бензену, а також рівняння реакцій, що характеризують його добування та хімічні властивості. Пояснювати стійкість бензену до дії окисників за наявності π -електронної системи ядра. З'ясувати орієнтацію замісників в бензенове ядро. Виконувати завдання підвищеної складності експериментального та розрахункового характеру.

6. Фенол та його гомологи. Складати молекулярну, структурну, електронну формули фенолу; рівняння реакцій, що відображають хімічні властивості фенолу та способів добування. Обґрунтувати на основі перерозподілу електронної густини в молекулі фенолу взаємний вплив гідроксильної групи і ядра бензену. Порівнювати кислотні властивості спиртів, фенолу, карбонової кислоти; здатність до реакції заміщення бензену і фенолу. Встановлювати причинно-наслідкові зв'язки між будовою і властивостями фенолу. Застосування знань, умінь і навичок на практиці.

III. Теми лабораторних занять:

1. Демонстрація реакції Кучерова.
2. Якісні реакції на альдегіди та кетони (див. додаток 3).
3. Синтез брометану із спирту.
4. Досліди з гліцерином.
5. Якісні реакції ароматичних вуглеводнів.

Дистанційне навчання

Контрольна робота №1 (закріплення матеріалу, прочитаного на осінній сесії).

Контрольна робота №2 (закріплення матеріалу, прочитаного на осінній сесії).

Теоретичний матеріал для самостійного вивчення на тему:

“Карбонові кислоти”

Контрольна робота №3 (закріплення самостійно опрацьованого матеріалу).

Зимова сесія (січень)

I. Теми лекційних занять:

1. Естери. Взаємний вплив атомів в молекулі. Одержання та властивості естерів. Реакція естерифікації або омилення. Жири, склад та властивості. Гідрування жирів. Біологічне значення жирів.

2. Вуглеводи. Будова молекул глюкози та фруктози. Рибоза, дезоксирибоза. Сахароза: склад, будова, хімічні властивості. Полісахариди: крохмаль та клітковина, їх склад, будова та властивості. Похідні клітковини.

3. Нітрогеновмісні органічні сполуки. Нітросполуки, їх одержання та хімічні властивості. Реакція нітрування та її механізм. Аміни. Класифікація амінів. Основність амінів. Хімічні властивості амінів. Анілін. Реакція Зініна. Методи одержання аніліну. Застосування аніліну. Реакція діазотування. Властивості діазосполук.

4. Амінокислоти. Методи синтезу амінокислот. Хімічні властивості амінокислот. Поліаміди: капрон, найлон, одержання та властивості. Реакція поліконденсації.

5. Білки. Первинна, вторинна, третинна та четвертинна структура білків. Особливості якісних реакцій на білки. Методи встановлення послідовності амінокислот в макромолекулі білків. Ферменти. Будова ферментів. Ферментативний каталіз.

6. Елементарні органічні сполуки. Фосфорвмісні та сульфурвмісні органічні сполуки, їх біологічне значення. Металовмісні органічні сполуки. Магнійорганічні сполуки. Реактиви Гріньяра. Синтез органічних сполук за допомогою реактивів Гріньяра.

II. Навички та вміння практичних занять:

1. **Естери.** Складати формули естерів та жирів; називаючи їх за міжнародною

номенклатурою. *Характеризувати* склад, структуру, фізичні та хімічні властивості естерів та жирів. *Розглянути* хімічні процеси, покладені в основу способів хімічної переробки жирів (гідрогенізація рослинних жирів (омилення)). *Розв'язувати* розрахункові задачі вивчених типів.

2. Вуглеводи. *Складати рівняння реакцій*, що відображають хімічні властивості вуглеводів. *Класифікувати* вуглеводи. *Встановлювати* подібність і відмінність складу, будови і властивостей крохмалю та целюлози. *Узагальнювати* знання про хімічні властивості вуглеводів для виявлення характеристичних груп в їх молекулах. *Ідентифікація* глюкози і крохмалю.

3. Нітрогенновмісні органічні сполуки. *Класифікувати* аміни як похідні амоніаку (первинні, вторинні і третинні) за будовою карбонового ланцюга (насичені, ароматичні). *Наводити рівняння реакцій*, що відображають хімічні властивості, промислові та лабораторні способи добування амінів. *Обґрунтовувати* основні властивості амінів аліфатичного і ароматичного рядів на основі взаємного впливу аміногрупи та бензенового ядра в молекулі аніліну. *Установлювати* причино-наслідкові зв'язки між будовою та властивостями амінів аліфатичного та ароматичного рядів. *З'ясувати* особливості реакції діазотування. *Розв'язувати* задачі.

4. Амінокислоти. *Класифікувати* амінокислоти за будовою карбонового ланцюга, за взаємним розташуванням карбоксильної і аміногруп, за кількістю карбоксильних і аміногруп. *Розглянути механізм* рівняння реакцій поліконденсації амінокислот з утворенням ди-, три-, поліпептидів. *Обґрунтувати* прояв основних властивостей амінокислот у кислому середовищі й кислотних у лужному середовищі з утворенням біполярних йонів за рахунок внутрішньо-молекулярної взаємодії їх характеристичних груп. *Застосування* знань, умінь і навичок на практиці.

5. Білки. *Розрізняти* первинну, вторинну, третинну та четвертинну будову білків. *Сформулювати суть* процесу денатурації білків. *Обґрунтовувати* відмінність процесів гідролізу, розкладання та денатурації білків. *Розв'язувати* експериментальних і розрахункових задач різних типів.

6. Елементорганічні сполуки. *Пояснити* біологічне значення фосфоровмісних та сульфуровмісних органічних сполуки. *З'ясувати* унікальність та механізм дії реактиву Грін'єра.

III. Темі лабораторних занять:

1. Синтез етилового естеру оцтової кислоти.
2. Гідроліз ацетилсаліцилової кислоти.
3. Якісні реакції на вуглеводи (глюкозу, сахарозу, крохмаль) (див. додаток 3).
4. Демонстрація реакції Зініна (промисловий метод добування аніліну).
5. Кольорові реакції на білки.

Дистанційне навчання

Контрольна робота №4 (закріплення матеріалу, прочитаного на зимовій сесії).

Теоретичний матеріал для самостійного вивчення на тему:

“ Узагальнення знань з органічної хімії”

Контрольна робота № 5 (закріплення самостійно опрацьованого матеріалу).

Весняна сесія (березень)

Повторення вивченого матеріалу та підготовка до ЗНО з хімії:

1. Стехіометричні закони хімії. Розрахункові завдання на основні закони хімії. Комплексні та ускладненні завдання.

2. Розв'язування задач підвищеної складності. Реакції в різних агрегатних станах. Обчислення складу сумішей. Комплексні завдання.

3. Електронна будова атомів. Квантові числа. Хімічний зв'язок. Графічні формули. Тренувальні вправи.

4. Окисно-відновні процеси. Основні окисно-відновні реакції. Типи окисно-відновних реакцій, які пропонуються в завданнях ЗНО. Методи урівнювання коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях.

5. Хімічна кінетика та рівновага. Розв'язування задач і вправ на швидкість хімічних реакцій. Принцип Ле-Шательє. Каталітичні реакції.

6. Особливості складу, будови та властивостей органічних речовин. Ізомерія та її види. Генетичний зв'язок між різними класами органічних речовин (ланцюги хімічних перетворень). Розрахункові завдання експериментального характеру.

7. Комбіновані та ускладненні завдання з органічної хімії. Типи завдань з органічної хімії, які можуть пропонуватися в ЗНО. Ускладненні задачі з органічної хімії.

Теми лабораторних занять:

1. Розпізнавання пластмас та волокон.
2. Дослідження властивостей термопластичних полімерів.
3. Функціональний аналіз органічних речовин.

ДИСТАНЦІЙНЕ НАВЧАННЯ

Контрольна робота № 6 (закріплення матеріалу, прочитаного на весняній сесії).

Підсумкова контрольна робота № 7 (закріплення матеріалу вивченого впродовж року).

Рекомендована література для учнів 11 класу

1. Басов В.П., Радіонов В.М., Юрченко О.Г. Хімія: Навч. посіб. для самопідготовки до іспитів. – Л.: Новий світ, 2003. – 280 с.
2. Березан О.В. Збірник задач з хімії: для учнів серед. загально-освіт. навч. закл.– Т.: Підручники і посібники, 2003.– 319 с.
3. Березан О.В. Збірник ускладнених задач з хімії. – Т.: Підручники і посібники, 2008. – 180 с.
4. Бобрівник Л.Д., Руденко В.М., Лезенко Г.О. Органічна хімія. Підруч. для студ. вищ. навч. закл. – К.: Ірпінь: ВТФ “Перун”, 2005. – 544 с.
5. Васильєв В.П. Аналитическая химия: в 2-х т. – 3-е изд. – М.: Дрофа, 2005. – 300 с.
6. Григор’єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія. – К.: Освіта 1991. – 380 с.
7. Григорович О.В., Мацаков О.Ю. Зовнішнє оцінювання. Хімія. Комплексна підготовка. – Х.: Веста, 2009. – 256 с.
8. Деркач Ф.А. Неорганічна хімія: лабораторний практикум. – К., 1987. – 232 с.
9. Дмитрів Г.С., Павлюк В.В. Загальна та неорганічна хімія: навч. посіб. – Л.: Вид. Центр ЛНУ ім. І.Франка, 2008. – 300 с.
10. Домбровський А.В., Найдан В.М. Органічна хімія. К.: Вища школа, 1992. – 280 с.
11. Химия (профильный уровень) / В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко, В.В. Лунин, А.А. Дроздов В.И. Теренин – М.: Дрофа, 2008. – 230 с.
12. Каличак Я.М., Кінжибало В.В., Котур Б.Я. Хімія: Задачі, вправи, тести. – Л.: Світ, 2001. – 300 с.
13. Корнілов М.Ю., Білодід О.І., Голуб О.А. Термінологічний посібник з хімії. – К.: ІЗМН, 1996. – 256 с.
14. Кузьменко М.Є., Єрьомін В.В. Хімія 2400 задач для школярів та абітурієнтів. - Тернопіль: Навчальна книга – Богдан, 2009. – 970 с.
15. Ластухін Ю.О., Воронов С.А. Органічна хімія. – Л.: Центр Європи, 2001. – 600 с.
16. Луцевич Д.Д. Довідник з хімії. – Л.: Українські технології, 2003. – 420 с.
17. Луцевич Д.Д. Розрахункові задачі з хімії. – Л.: НВК “Українські технології”, 2003. – 350 с.
18. Неділько С.О., Попель П.П. Загальна і неорганічна хімія: задачі та вправи. Навч. посіб. – К.: Либідь, 2001. – 398 с.
19. Пивуоваренко В.Г. Основи біоорганічної хімії. – 2-ге вид. – К.: Освіта, 1998. – 320 с.
20. Рейтер Л.Г., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії: Навч. посіб. – К.: Каравела, 2003. – 344 с.
21. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: підручник для студ. вищ. навч. закл. – К.: Ірпінь: ВТФ Перун, 2002. – 480 с.
22. Савчин М.М. Збірник задач та вправ з неорганічної хімії. – Л.: ВНТЛ, 1999. – 159 с.
23. Середа І.П. Конкурсні задачі з хімії. К., Вища школа, 1995. – 200 с.
24. Сухан В.В., Табенська Т.В., Капустян А.Й. Хімія посібник для вступників до вузів. – К.: Либідь, 1993. – 406 с.
25. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибалов В.В. Основи загальної хімії / За ред. В.С. Телегуса – Л.: Світ, 2000. – 424 с.
26. Українець А., Каличак Я., Дутка В., Левицька Г., Кінжибало В. Конкурсні тестові завдання з хімії. Л.: ЛНУ ім. І. Франка, 2007. – 200 с.
27. Ярошенко О.Г., Новицька В.І. Збірник задач і вправ із хімії. – К.: Станіца, 1996. – 144 с.
28. Feneau C. Non ferrous metal. – Brussels, 2003. – 287 p.
29. <http://uk.wikipedia.org>(пошук: хімічні елементи)
30. <http://www.webelements.com>

Завдання на літо для учнів 10 класу

Орієнтовна тематика реферативних та науково - дослідницьких робіт

1. Автоколивальні хімічні процеси.
2. Акумуляція металів зі стічних вод.
3. Алкалоїди - важливий клас природних сполук.
4. Аналіз термічного розкладу пероксидних зв'язків у полімерах.
5. Аналітичні методи дослідження згортання крові.
6. Біологічно-хімічна роль і практичне використання вуглеводів.
7. Біосенсори та принципи їхньої роботи.
8. Біотехнологія та хімічні проблеми в техніці.
9. Біологічно активні добавки, їх класифікація та застосування.
10. Біотрансформація лікарських речовин в організмі.
11. Виготовлення парфумів у хімічній лабораторії.
12. Визначення нітратів у харчових продуктах і їх вплив на організм людини.
13. Вино – ліки чи отрута?
14. Використання аналітичного набору для ферментативного визначення формальдегіду в біологічних рідинах.
15. Використання мікроорганізмів для виготовлення харчових продуктів та напоїв.
16. Використання хімічних речовин у косметичці.
17. Використання хімічних сполук у рентгендіагностиці.
18. Виробництво біогазу та паливного етанолу.
19. Виявлення впливу високих тисків на хімічні процеси.
20. Вітаміни, їх класифікація та вплив на життєдіяльність організмів.
21. Гальванічний елемент надвисокої ємності.
22. Гідрогелеві лікувальні засоби.
23. Деструкція полімерів.
24. Дисперсні системи. Колоїди.
25. Дослідження активованого вугілля як адсорбента.
26. Дослідження біосенсорів як нового напрямку в аналітичній хімії.
27. Дослідження виробництва кисломолочних продуктів.
28. Дослідження властивостей поліелектролітів.
29. Дослідження впливу важких металів на функціонування нервової системи.
30. Дослідження генно-модифікованих продуктів.
31. Дослідження елементів фотомистецтва.
32. Дослідження каталітичного розкладу пероксикислот.
33. Дослідження кінетики ферментативних реакцій.
34. Дослідження низькомолекулярних органічних сполук.
35. Дослідження та застосування епоксидних полімерів.
36. Дослідження та застосування коферментів.
37. Дослідження технології виробництва сульфатної кислоти.
38. Дослідження ферментативного каталізу.
39. Дослідження фізико-хімічних властивостей аморфних сплавів.
40. Дослідження хімічного складу синтетичних гормонів.
41. Дослідження хімічного складу снодійних препаратів.
42. Експериментальне визначення впливу реакційного середовища на швидкість окислювальних процесів.
43. Експериментальне визначення концентрації поверхнево-активних речовини (ПАР) у миючих засобах.
44. Електрохімічне дослідження корозії металів у агресивних середовищах.
45. Електрохімічні методи аналізу в дослідженні доквілля.
46. Значення амінокислот і білків у живих організмів.
47. Значення хімії у створенні нових функціональних матеріалів.
48. Йон-селективні електроди, їх використання для аналізу мінеральних вод.
49. Квантова хімія та її основні методи для вивчення структури молекул.

50. Корозія металевих сплавів.
51. Кристалохімія – основа для створення нових матеріалів.
52. Лабораторне устаткування для добування харчових добавок.
53. Лантаноїди – сімейство елементів близнюків.
54. Літєві джерела струму.
55. Методи дослідження хімічних джерел струму.
56. Методи очищення природних та стічних вод.
57. Методи очищення та раціональне використання водних ресурсів у Львові.
58. Методи синтезу лікарських засобів.
59. Мікробіологічне виробництво біологічно активних речовин і препаратів.
60. Мікрокапсули з функціоналізованою полімерною оболонкою.
61. Місце хімії у вирішенні сировинної та енергетичної проблем.
62. Нафта як джерело вуглеводнів.
63. Нітрогеновмісна сировина для росту рослин.
64. Одержання та дослідження якості сучасних косметичних засобів.
65. Оксигеновмісні сполуки галогенів.
66. Основні хімічні завдання фармакології.
67. Особливості звукохімічних реакцій.
68. Особливості складу будови та властивості клатратів.
69. Охорона довкілля від забруднень поверхнево-активних речовин (ПАР).
70. Оцінка фізико-хімічної несумісності лікарських речовин.
71. Оцінка хімічної ліквідації наслідків фосфорної аварії.
72. Перспектива розвитку нанотехнології.
73. Синтез електропровідних полімерів на основі поліаніліну.
74. Синтез нітрогеновмісних гетероциклічних сполук.
75. Синтез та дослідження йоногенних полімерів.
76. Сонячна активність та її вплив на хімічні процеси на Землі.
77. Скло та цемент – основа будівельних матеріалів.
78. Тютюновий дим як фізико-хімічна система.
79. Унікальні властивості високотемпературних надпровідникових матеріалів.
80. Ферменти, їх механізм дії на людський організм.
81. Фізико-хімічне очищення газоподібних відходів та ґрунту.
82. Фізико-хімічний аналіз різних видів хліба.
83. Фізико-хімічні властивості каучуки та їх застосування.
84. Фізико-хімічні особливості благородних газів.
85. Фулерени – нова модифікація Карбону.
86. Хімічний аналіз властивостей шоколаду.
87. Хімічні методи дослідження забруднювачів атмосферного повітря.
88. Хроматографія та її застосування.
89. Чому вітамін РР називають ніотиновою кислотою?
90. Якісний та кількісний аналіз природних цеолітів.
91. Дослідження реакційної здатності окремих функціональних похідних акрилової кислоти в умовах реакції тіоціанатоарилування в присутності о- та п- карбоксифенілдіазоній гідрогенсульфату"
92. Вплив концентрації кухонної солі на організм людини
Синтез нових потенційних біологічно-активних сполук на основі нітрогеновмісних похідних 9,10-антрахінону
93. Реактивні нанорозмірні шари і модифіковані структури в наповнених епоксидних
94. Розробка екологічної ресурсозберігаючої технології сумісної утилізації хлорорганічних та сульфідовмісних відходів від виробництва олефінів та вінілхлориду.
95. Синтез та дослідження властивостей кремній- органічних модифікаторів олігомерного типу на основі деполімеризатів поліорганосилоксанів для гідрофобізації поверхні твердих тіл.

Вимоги до написання науково-дослідницьких робіт

Важлива форма роботи з обдарованими учнями в Малій академії наук є індивідуальна науково-дослідницька робота під керівництвом учених. До занять за індивідуальним планом допускаються учні старших класів, які успішно вчаться у гуртках Малої академії наук і школі, виявляють глибокі знання хімії та мають здібності до науково-дослідницької роботи [16].

Учнівські наукові роботи – це творча робота учня, виконана самостійно під керівництвом учених із застосуванням знань, умінь та навичок, здобутих на заняттях секції хімії. Перед написанням наукової роботи, слід ознайомитись з вимогами щодо оформлення науково-дослідницької праці, мати ґрунтовні знання з базової дисципліни та долати усі труднощі в процесі пізнання нових явищ, процесів та речовин. Виконану науково-дослідницьку роботу учень подає науковому керівнику у визначений термін.

Етапи учнівської науково-дослідницької роботи МАН:

1. Вибір теми - одним із вагомих критеріїв є її доступність для виконавця. Необхідно враховувати наукову і практичну актуальність теми, наявність необхідних матеріалів, літератури, експериментального обладнання. Тема науково-дослідницької роботи має відповідати перспективним напрямам певного розділу хімічної науки і мати теоретичну і практичну цінність, тому тему розробляють в певному напрямі, акцентуючи увагу на інтереси та здібності дослідника.

2. Консультації з науковими керівниками є важливим етапом у підготовці учня до написання, оформлення та захисту наукової роботи.

3. Підбір і аналіз наукової літератури означає працювати з літературними джерелами, до яких належать підручники, монографії, наукові статті в періодичних виданнях, збірках наукових праць, тому велике значення має вміння самостійно вивчати науково-популярну літературу. Пошуку літературних джерел допомагають предметні, алфавітні каталоги та бібліографічні покажчики. Ефективність написання науково-дослідницької роботи залежить від уміння дослідника орієнтуватися в сучасній науковій літературі.

4. Складання плану роботи проводиться після сформованого напрямку дослідження, який передбачає виклад найважливіших аспектів проблеми та ознайомлення дослідника із науковою літературою. План може бути простим та складним (див.табл.1)

Таблиця 1

Порівняння простого та складного планів роботи

Простий план	Складний план
	Вступ
Вступ	Розділ I (літературний огляд)
1.Перше питання	Назва першого розділу
2.Друге питання	1.1 Назва першого параграфа I розділу
3.Третє питання	1.2 Назва другого параграфа I розділу
Висновки	Розділ II(експериментальна частина)
Список літератури	Назва другого розділу
Додатки	2.1 Назва першого параграфа II розділу
Список літератури	2.2 Назва другого параграфа II розділу
	2.3 Назва третього параграфа II розділу
	Розділ III (обговорення результатів експериментальної частини)
	3.1 Назва першого параграфа III розділу
	Висновки

	Список літературних джерел
	Додатки

!!! План роботи повинен бути погоджений із науковим керівником ще до початку роботи над текстом.

5. *Опрацювання науково-популярної літератури та збирання фактичного матеріалу для постановки експерименту*

5.1 У вступі в короткій формі подається загальна характеристика проблеми, її актуальність, мета, завдання та новизна дослідження. Новизна роботи – це новий підхід у дослідженні даної теми, де ставляться і виконуються завдання, які не змогли з'ясувати попередні дослідники.

5.2 Огляд літератури містить аналіз літературних даних (їх слід вказувати у тексті) з проблеми дослідження, історичні відомості, ступінь вивченості, де автор порівнює теорії, акцентує увагу на протиріччях, виражає власні ідеї щодо викладеного матеріалу.

5.3 Постановка експерименту містить опис експериментально-дослідницької установки, технологію виконання серії дослідів, об'єкт і предмет дослідження, методики вимірювань та обробки даних результатів.

5.4 Аналіз отриманих результатів є поясненням змін, які спостерігались при дослідженні у порівнянні з раніше відомими результатами літературних оглядів. Дослідник аналізує і пояснює причини таких відхилень, виходячи з відомих хімічних законів і закономірностей, акцентуючи увагу на новизну [17].

5.5 Висновки – це лаконічні узагальнення опрацьованої літератури та результатів дослідження.

5.6 Список використаних джерел – це опрацьована література, на яку в роботі зроблено посилання.

5.7 До додатків включають допоміжний матеріал, який необхідний для повноти сприйняття роботи.

6. *Структура реферативної та експериментально-дослідницької роботи:*

6.1 традиційна структура реферативної роботи:

- *титульна сторінка*
- *зміст*
- *вступ*
- *огляд літератури (основна частина)*
- *висновки*
- *список використаних джерел*
- *додатки*

6.2 структура науково-дослідницької роботи:

- *титульна сторінка*
- *відгук керівника на науково-дослідницьку роботу*
- *зміст*
- *вступ (визначення актуальності, мети, завдань та новизни дослідження)*
- *теоретичні основи дослідження (огляд літератури)*
- *опис методик та постановка експерименту*
- *обговорення й аналіз отриманих результатів*
- *висновки*
- *список використаних джерел*
- *додатки*

7. *Написання тексту науково-дослідницької роботи* [16]

При написанні роботи слід дотримуватися культури викладу матеріалу, а саме: правильно і грамотно формулювати речення, не видавати чужі ідеї за власні (плагіат), а запозичену думку цитувати з посиланням на літературне джерело.

7.1 Титульний аркуш містить назву міністерства, територіальне відділення МАН відомості про базовий вищий навчальний або навчальний (школа, позашкільний заклад) заклад, у якому виконувалась наукова робота, прізвище, ім'я автора, його звання (кандидат у члени МАН або дійсний член МАН). Містить назву наукової роботи, прізвище, ім'я, по батькові наукового керівника (консультанта), науковий ступінь, вчене звання, рік подання на конкурс. На титульному аркуші номер сторінки не ставлять. На наступних сторінках номер ставлять у правому верхньому куті сторінки без крапки в кінці. Зразок оформлення титульної сторінки (див. додаток 1)

7.2 Зміст наукової роботи необхідно викладати стисло, аргументовано, уникати бездоказових тверджень. Це друга після титульного аркушу сторінка, в якому визначена структура наукової роботи з назвами розділів, підрозділів та номерів початкових сторінок.

7.3 Перелік умовних позначень (символів, одиниць, скорочень і термінів) за необхідністю у випадку вживання у науковій роботі специфічної термінології або маловідомих скорочень, нових символів, тому після другої сторінки (змісту), необхідно внести їх перелік окремою сторінкою. Перелік позначень, треба друкувати двома колонками за абеткою: зліва, у першій колонці - скорочення, справа – його значення.

7.4 У вступі необхідно розкрити актуальність та суть теми (проблеми), її наукове та практичне значення, звернути увагу на аспекти, які вже були вивчені. При обґрунтуванні наукової новизни отриманих результатів, необхідно аналітично довести їх відмінність від результатів, які були відомі раніше. Після визначення актуальності проблеми наукової роботи формулюється мета та завдання дослідження і важливість його проведення. У вступі потрібно відобразити практичне або теоретичне значення наукової роботи, особливо для розвитку відповідних галузей науки, техніки, виробництва в окремому регіоні або Україні. Повідомляється про те, на яких науково-практичних конкурсах, інших заходах опубліковано результати досліджень (апробація роботи). Якщо за науковим дослідження є публікації в учнівській пресі, різних регіональних виданнях, тоді обов'язково вказується їх кількість.

7.5 У розділах основної частини подають огляд літератури, основні методи досліджень, аналіз і узагальнення результатів дослідження. У першому розділі переважно обґрунтовують вибір теми роботи, наводять методи дослідження, розкривають теоретичну суть проблеми. В огляді літератури необхідно, посилаючись на різні видання, висвітлити основні етапи розвитку наукової думки за визначеною проблемою. Стисло характеризуючи напрацювання науковців, які використані автором наукової роботи, слід обґрунтувати доцільність вибору проблеми та визначити значення подальшої роботи над нею. У розділах *теоретичного характеру* розкриваються методи розрахунків, гіпотези, що розглядаються, а в *експериментальних* - принципи і характеристики використаних приладів, апаратури та методів математичної та інших форм обробок результатів.

7.6 У розділах дослідницької частини описують поставлений експеримент і дають оцінку результатам власних досліджень. Враховується впровадження автором якісних форм і методів досліджень, викладення матеріалу за принципами: послідовності, науковості та системності; самостійності й актуальності у процесі опрацювання наукової роботи, практичної спрямованості дослідження. Виклад матеріалу підпорядковується одній провідній ідеї, чітко визначеної автором.

7.7 У висновках узагальнюють дослідження даної теми, необхідно відобразити найважливіші результати роботи, звернути увагу на якісні та кількісні показники, обґрунтувати їх достовірність і запропонувати рекомендації щодо їх практичного використання.

7.8 Список використаної літератури слід складати згідно державним стандартом в порядку посилань у тексті або в алфавітному порядку прізвищ перших авторів. Учень несе повну відповідальність за дотримання точності і достовірності посилань.

7.9 До додатків доцільно включити проміжні математичні інші доведення, формули та розрахунки: таблиці допоміжних даних, схеми, ілюстрації допоміжного характеру, протоколи випробувань, опис алгоритмів, і програм вирішення задач на ЕОМ та інше.

8. Оформлення наукової роботи

8.1 Робота оформляється за схемою курсової (дипломної) роботи вищих навчальних закладів і повинна ґрунтуватись на певній науковій базі (посилання на відповідну літературу, її перелік) і відображати власну позицію дослідника. Наукова робота обов'язково підлягає оцінці відповідними фахівцями (досвідченим вчителем, науковцем, спеціалістом певної галузі).

Заголовки структурних частин наукової роботи слід починати з нової сторінки “**ЗМІСТ**”, “**ПЕРЕЛІК УМОВНИХ СКОРОЧЕНЬ**”, “**ВСТУП**”, “**РОЗДІЛ**”, “**ВИСНОВКИ**”, “**СПИСОК ВИКОРИСТАНИХ ДЖЕРЕЛ**”, “**ДОДАТКИ**” друкуються великими літерами симетрично до тексту. Крапка в кінці заголовка не ставиться. Заголовки підрозділів друкують маленькими літерами (перша – велика). Заголовки підрозділів друкують маленькими літерами (крім першої великої) з абзацного відступу [16].

8.2 Нумерація

Нумерація сторінок, розділів, підрозділів, пунктів, малюнків, таблиць, формул здійснюється арабськими цифрами без знака №. Першою сторінкою наукової роботи є титульний аркуш, який включають до загальної нумерації сторінок, але на ньому номер сторінки не ставиться. На наступних сторінках номер проставляють у правому верхньому куті сторінки без крапки в кінці. Зміст, перелік умовних позначень, вступ, висновки, список використаних джерел не нумеруються, але враховуються. Номер розділу ставлять після слова “**РОЗДІЛ**”, після номера крапки не ставлять, потім з нового рядка друкують заголовок розділу. Номер підрозділу складається з номера розділу і порядкового номера підрозділу, наприклад: 2.2 (другий підрозділ другого розділу). Пункти нумерують у межах кожного розділу (за такими ж правилами).

8.3 Ілюстрації

У наукових роботах з хімії використовують ілюстрації і таблиці, які розміщені в тексті або на окремих сторінках роботи. Ілюстрації (карти, схеми, фотографії, діаграми, креслення) та таблиці необхідно подавати після тексту, де вони згадані вперше, або на наступній сторінці. Номер ілюстрації складається з номера розділу і порядкового номера ілюстрації, між якими ставиться крапка, наприклад, “Рис.1.2.” (другий рисунок першого розділу). Номер рисунку, його назва та пояснювальні підписи розмішують послідовно ілюстрацією (за виключенням ілюстрацій, поданих у додатках).

8.4 Таблиці

Цифрові результати слід оформляти у вигляді таблиць. Кожна таблиця позначають словом “Таблиця” повинна мати назву, яку розміщують над таблицею. Таблиці нумерують послідовно (за винятком таблиць, поданих у додатках) в межах розділу, наприклад:

Таблиця 2.3

Якісні реакції вуглеводнів
(третя таблиця у другого розділі)

8.5 Формули

Пояснення значень символів і числових коефіцієнтів треба подавати безпосередньо під формулою в тій послідовності, в якій вони наведені у формулі. Рівняння та формули треба виділяти з тексту вільними рядками (вище та нижче кожної формули). Номер формули складається з номера розділу і порядкового номера формули у розділі, між якими ставлять крапку. Номер формули пишуть біля правого берега аркуша на рівні відповідної формули в круглих дужках, наприклад:

$$v = m/Mr \quad (1.5)$$

(п'ята формула в першого розділу)

v – кількість речовини (моль),

m – маса речовини (г),

Mr – відносна молекулярна маса речовини (г/моль)

Якщо рівняння не вміщується в один рядок, його слід перенести після знака рівності (=) або після знаків плюс (+), мінус (-), множення (×) і ділення (/).

8.6 Літературні джерела (цитувannya літератури)

При написанні наукової роботи, цитуючи потрібну інформацію, необхідно вказувати джерело. У тексті наукової роботи посилення на джерела слід зазначати порядковим

номером за переліком посилань, виділеним квадратними дужками, наприклад, [2]. Цифри в дужках відповідають порядковому номеру джерела у списку використаної літератури для уточнення можна зазначати номер сторінки, наприклад, [12, 125с.].

!!!Цитувати слід останні видання публікацій. Посилання на літературні джерела дають змогу відшукати і перевірити достовірність відомостей поданих в роботі (див. табл.2).

Таблиця 2

**Приклади оформлення бібліографічного опису
і списку джерел, який наводиться у науковій роботі**

Характеристика джерела	Приклад оформлення
Книги: Один автор	1.Буринська Н.М. Основи загальної хімії: 11 клас Підручник для середніх та загальноосвітніх закладів з поглибл. вивч. хімії. – 2-е вид. – К.: Перун, 1997. – 230 с. 2.Савчин М.М. Збірник задач та вправ з неорганічної хімії. – Л.: ВНТЛ, 1999. – 159 с.
Два автори	1.Луцевич Д.Д., Березан О.В. Конспект-довідник з хімії: Посібник. – К.: Вища школа, 1997. – 240с. 2.Холін Ю.В., Слета Л.А. Репетитор з хімії: для школярів та абітурієнтів. – Х.: Фоліо, 1998. – 350 с.
Три автори	1. Басов В.П., Радіонов В.М., Юрченко О.Г. Хімія: Навчальний посібник для самопідготовки до іспиту. – К.: Каравела, Львів, 2003. – 280с. 2. Домбровський А.В., Лукашова Н.І., Лукашов С.М. Органічна хімія: Експерим. навч. посіб. для 10 кл. шк. з поглиб. вивч. хімії. – 2-ге вид. – К.: Освіта, 1996. – 400 с.
Чотири автори	Основи загальної хімії / За ред. В.С.Телегуса, О.І.Бодак, О.С.Заречнюк, В.В.Кінжибало – 2-ге вид., із змінами. – Л.: Світ, 2000. – 424 с.
П'ять і більше авторів	1.Хімія: завдання і тести: Посібник для шк. та кл. з поглибл. вивченням хімії / В.М.Амірханова. О.І.Білодід, М.М.Верховод та ін. – К.: Школяр, 2000. – 512 с. 2.Завдання для тестової перевірки знань, умінь і навичок випускників загальноосвітніх шкіл, ліцеїв та гімназій: ХІМІЯ / Ярошенко О.Г., Клубань Л.О., Лікарчук А.М., Титаренко Н.В. – К.: ІСДО, 1995. – 88 с.
Без автора	Збірник завдань для державної підсумкової атестації з хімії. 8-11 класи. За редакцією В.П.Басова – Київ, “Гімназія”, 2003. – 150 с.
Багатотомний документ	Барковський Е., Врублевський А., Єресько О. Теорія фізико-хімічного аналізу речовин. Ч.1. – К.: АТ “ОКО”, 2002. – 220 с.
Довідники	1.Ісаєнко Ю.В., Гога С.Т. Практичний довідник з хімії за всією шкільною програмою. – Х.: ФОП Співак Т.К, 2009. – 398 с. 2.Хімія: словник-довідник / [авт.-уклад. Різванов А.К]. – Х.: Фоліо, 2002. – 155 с.
Частина книги	Бурська О.П. Розчини // Хімія. Конкурсні задачі: -1-е вид. – Вінниця.: ВФ МЕН, 1997. – С. 69-114.
Опис статті в періодичному збірнику	Хрусталів А.Ф. Розв'язування задач на виведення молекулярних формул речовин // Хімія в школах України. – 2000. – № 7 (42).
Опис статті в газеті	Вороненко Т. Хімія серед нас 10 клас. // Хімія – 2004. – № 37-38(361-362), липень. – С. 46– 49.
Інтернет джерела	New Scientist, 10 January 2005 – http:// www. uk.wikipedia.org

Вимоги до друку роботи: папір формату А4, шрифт Times New Roman, розмір14, інтервал між рядками 1,5 (комп'ютерного набору), поля: ліве – 30 мм, праве – 15 мм, верхнє

– 20 мм, нижнє – 20 мм. Друкарські помилки можна виправляти підчищенням або білою фарбою і нанесенням на тому ж місці тексту машинописним способом. Вписувати в текст наукової роботи окремі іншомовні слова, формули, умовні знаки можна чорнилом, тушшю, пастою чорного кольору, але при цьому щільність написаного тексту повинна бути наближеною до щільності основного тексту.

9. Підготовка доповіді чи презентації наукової роботи

9.1 Перевірка науковим керівником відповідності оформлення роботи встановленим вимогам.

9.2 Написання науковим керівником відгуку на роботу про оцінку проведеного дослідження. Відгук повинен містити: актуальність теми, повноту розкриття теми, відповідність роботи поставленому завданню, якість оформлення роботи, рекомендація до захисту.

9.3 Рецензію на роботу подає науковець (який є в складі журі) й оцінює якість проведеного дослідження, вказуючи на такі моменти: актуальність роботи, відповідність змісту роботи темі, меті і завданню, коротку характеристику кожного розділу роботи, позитивні характеристики роботи і недоліки, загальний висновок та поради щодо захисту перед комісією.

10. Публічний захист

10.1 Захист науково-дослідницької роботи відбувається на відкритому засіданні журі до складу якого входять викладачі хімічного факультету Львівського національного університету імені Івана Франка. Учень, отримавши позитивний відгук від наукового керівника, рецензію на роботу повинен підготувати доповідь, в якій чітко і лаконічно викладається основний зміст роботи та висновки. Юний дослідник може підготувати презентацію наукової роботи, звернути основну увагу на: актуальність теми, мету, основні результати дослідження та висновки. Рекомендовано доповідь виголошувати у розповідному темпі не зачитуючи текст.

10.2 Під час захисту допускається використання наочних (плакатів з рисунками, схемами, таблицями) та роздаткових матеріалів. Для захисту роботи відводиться 7-10 хвилин, після виступу потрібно максимально правильно відповідати на запитання членів журі та присутніх.

10.3 Наукова робота оцінюється за такими критеріями:

- аргументоване доведення проблеми – 14 балів;
- чіткість, логічність викладу матеріалу – 8 балів;
- повнота, вичерпність відповідей – 8 балів;
- культура мовлення – 3 бали;
- доцільність, якість і вміння використання наочних матеріалів – 3 бали;
- активна участь у дискусії – 3 бали.

Максимальна кількість – 39 балів.

!!! Науково-дослідницьку роботу учень подає науковому керівнику у визначений термін.

Теоретичний матеріал для самостійного опрацювання

Тема1: “Періодичний закон і періодична система елементів Д.І.Менделєєва”

План:

1. Будова періодичної системи.
2. Будова атомів.
3. Електронегативність, енергія іонізації, спорідненість до електрона.
4. Ізотопи та ізобари
5. Радіоактивний розпад.

Ключові слова: періодична система елементів; Періодичний закон, ізотопи, ізобари, великі та малі періоди, головні й побічні підгрупи, елемент, електронне число, протонне число, нейтронне число, масове число, лантаноїди, актиноїди, нуклід, орбіталь, енергетичні підрівні, електронегативність, енергія іонізації, спорідненість до електрона, радіоактивність, ядерні реакції.

Учні повинні:

Знати:

- означення періоду, групи, атома, іона, ізотопа, нукліда, валентності, електронегативності, енергії іонізації, радіоактивності, ядерних реакцій;
- сучасне формулювання Періодичного закону, принципу Паулі, принципу найменшої енергії;
- періодичність змін будови та властивостей хімічних елементів.

Уміти:

- пояснювати фізичну суть Періодичного закону;
- характеризувати елементи за положенням у Періодичній системі;
- на основі знань періодичної системи хімічних елементів і будови атомів скласти формули типових сполук елементів перших трьох періодів.

1. Будова періодичної системи

Періодичний закон хімічних елементів – є сучасною основою для вивчення властивостей елементів та їх сполук. Періодичний закон зображують графічно – таблицею, яку називають періодичною системою хімічних елементів. Відкрив періодичний закон Д.І.Менделєєв (1869р.) і сформулював: *властивості простих тіл, а також форми і властивості сполук елементів знаходяться у періодичній залежності від величини атомної ваги елементів*. Із розвитком хімічної науки закон уточнили, тому **сучасне формулювання Періодичного закону** – *властивості хімічних елементів та їх сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їх атомів (порядкового номера або протонного числа)*.

Фізичний зміст Періодичного закону: в атомах елементів із зростанням порядкового номера відбувається збільшення кількості протонів у ядрі й електронів, що обертаються навколо ядра, при цьому періодично повторюється будова зовнішнього енергетичного рівня. Отже, властивості елементів залежать від числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні, то й вони періодично повторюються [3].

Періодична таблиця побудована за зростанням порядкових номерів елементів і поділяється на горизонтальні періоди і вертикальні групи відповідно з тим, що елементи періодично утворюють однотипні форми сполук, мають однакову валентність.

Періодична система елементів містить 110 хімічних елементів, тоді як на час відкриття періодичного закону було відомо 63 хімічні елементи.

На сьогодні відомо понад 500 різних варіантів зображення періодичної системи. Один із варіантів періодичної системи елементів зображено на рис.1

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І.МЕНДЕЛЄЄВА

ГРУПИ										РЯД	ПЕРІОД		
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
H 1 Гідро-ген Водень 1,00							He 2 Гелій 4,01				1	1	
Li 3 Літій 6,94	Be 4 Бери-лій 9,01	B 5 Бор 10,81	C 6 Кар-бон Вугле-ць 12,01	N 7 Нітро-ген Азот 14,01	O 8 Оксиг-ен Кисен 15,9	F 9 Флуор Фтор 18,99	Ne 10 Неон 20,				2	2	
Na 11 Нат-рій 22,99	Mg 12 Маг-ній 24,30	Al 13 Алюмі-ній 26,9	Si 14 Силі-цій Крем-ній 28,0	P 15 Фос-фор 30,9	S 16 Сул-фур Сірка 32,0	Cl 17 Хлор 35,4	Ar 18 Аргон 39,9				3	3	
K 19 Калій 39,09	Ca 20 Кальцій 40,08	Sc 21 Скан-дій 44,95	Ti 22 Титан 47,90	V 23 Вана-дій 50,9	Cr 24 Хром 51,9	Mn 25 Манган Марга-нець 54	Fe 26 Ферум Залізо 55,84	Co 27 Кобальт 58	Ni 28 Нікол Нікель 58,7		4	4	
Cu 29 Купрум Мідь 63	Zn 30 Цинк 65,39	Ga 31 Галій 69,7	Ge 32 Герма-ній 72,5	As 33 Арсен Миш'я 74,92	Se 34 Селен 78,96	Br 35 Бром 79,90	Kr 36 Крип-тон 83,8				5		
Rb 37 Рубідій 85	Sr 38 Стронцій 87	Y 39 Ітрій 88,90	Zr 40 Цирко-ній 91,2	Nb 41 Ніобій 92	Mo 42 Молібден 95,94	Tc 43 Техне-цій [98, 9]	Ru 44 Руте-ній 101,0	Rh 45 Родій 103	Pd 46 Пала-дій 106,		6	5	
Ag 47 Арген-тум Срібло 107,8	Cd 48 Кадмій 112,4	In 49 Індій 114,8	Sn 50 Стан-ум Олово 118,	Sb 51 Сти-бій 121,7	Te 52 Телур 127,6	I 53 Іод Йод 126,9	Xe 54 Ксено 131,3				7		
Cs 55 Цезій 132,91	Ba 56 Барій 137,33	La* 57 Лан-тан 138,9	Hf 72 Гафній 178,49	Ta 73 Тан-тал 180,9	W 74 Воль-фрам 183,8	Re 75 Реній 186,	Os 76 Осмій 190,2	Ir 77 Іридій 192,2	Pt 78 Плати-на 195,		8	6	
Au 79 Аурум Золото 196,9	Hg 80 Мерку-рій Ртуть 200,5	Tl 81 Талій Талій 204,	Pb 82 Плюм-бум Сви-нець 207,	Bi 83 Біс-мут Вісмут 208,8	Po 84 Поло-ній [209]	At 85 Астат [210]	Rn 86 Радон [222]				9		
Fr 87 Фран-цій [222]	Ra 88 Радій [222]	**Ac 89 Акти-ній [222]	Rf 104 Резер-фор-дій [261]	Db 105 Дубній [262]	Sg 106 Сирбор-говій [263]	Bh 107 Борій [262]	Hs 108 Хассій [265]	Mt 109 Мейт-нерій [266]	Ds 110 Дармш-тадтій [271]		10	7	
R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄			Вищі оксиди			
			RH₄	RH₃	H₂R	R				Легкі водневі сполуки			
*Лантанойди - 58 - 71													
**Актиноїди - 90 - 103													
Ce 58 Це-рій 140,	Pr 59 Пра-зеод-им 141	Nd 60 Неод-им 144,	Pm 61 Проме-тій [145]	Sm 62 Самарій 150,32	Eu 63 Євро-пій 151,96	Gd 64 Гадоліній 157,25	Tb 65 Тер-бій 158,92	Dy 66 Диспрозій 162,50	Ho 67 Голь-мій 164,9	Er 68 Ербій 167,26	Tm 69 Тулій 168,	Yb 70 Ітербій 173,04	Lu 71 Лютецій
Th 90 То-рій 232,0	Pa 91 Прота-ктиній [231]	U 92 Уран [238]	Np 93 Непту-ній [237]	Pu 94 Плуто-ній [244]	Am 95 Амер-цій [243]	Cm 96 Кюрі [247]	Bk 97 Берклій [247]	Cf 98 Каліфор-ній [251]	Es 99 Ейнш-тейній [254]	Fm 100 Фермій [257]	Md 101 Менделє-євій [258]	No 102 Нобелій [259]	Lr 103 Лоуренсій [260]

По горизонталь періодичної системи є періоди (7 періодів) – це сукупності (ряди) хімічних елементів, побудовані в порядку зростання заряду ядер атомів, які починається (крім першого) активним лужним металом і закінчується благородним газом.

Періоди діляться на малі і великі:

- 1) малі періоди: 1, 2, 3, - мають відповідно 2, 8, 8 елементів,
- 2) великі періоди: 4, 5, 6, - мають відповідно 18, 18, 32 елементів (7 великий період незавершений 24 елементи). У шостому періоді за лантаном розміщено 14 елементів, які дістали назву **лантаноїди**, їхні номери в періодичній системі 58-71. У сьомому періоді 14 елементів з порядковими номерами 90-103 отримали назву **актиноїди**.

!!! Властивості елементів закономірно змінюються у періодах зліва направо спостерігається зменшення металічних властивостей елементів і зростання неметалічних, тому останні члени ряду – благородні гази є хімічно малоактивні.

По вертикалі періодичної системи розміщено вісім груп (8 груп) - це сукупність (стовпців) елементів за подібністю хімічних властивостей в таблиці. Номер групи пов'язаний з ступенем окиснення та валентністю елемента.

Кожна група поділяється на підгрупи:

1) головні підгрупи містять елементи малих і великих періодів, наприклад, головна підгрупа I групи складається з елементів Li, Na, K, Rb, Cs, Fr; головна підгрупа IV групи – з C, Si, Ge, Sn, Pb; головна підгрупа VII групи – з F, Cl, Br, I, At.

2) до побічних підгруп входять елементи тільки великих періодів: 4, 5, 6, 7, які мають металічні властивості. Наприклад, побічна підгрупа I групи складається з металів: Cu, Ag, Au; побічна підгрупа III групи – Sc, Y, La, Ac; побічна підгрупа VI групи – Cr, Mo, W. !!! Властивості елементів у підгрупах закономірно змінюються, а саме: зверху до низу в групі металічні властивості підсилюються, а неметалічні послаблюються [8].

2. Електронна будова атомів

Елементом називається сукупність атомів з однаковим позитивним зарядом ядра та негативним зарядом електронів. Ядра атомів складаються з елементарних частинок двох видів: протони та нейтрони. Число **протонів** (${}^+{}_1p$) дорівнює порядковому номеру елемента в таблиці і числу електронів. Кількість **нейтронів** в ядрі (0_1n або **N**) дорівнює різниці атомної маси елемента (**A**) та його порядкового номера (**Z**):

$$N=A-Z \quad (1.1)$$

Сума протонів і нейтронів у ядрі одного атома називається **нуклонним числом**:

$$A = N + Z \quad (1.2)$$

A — нуклонне число,

N — число нейтронів,

Z — число протонів.

Протони мають позитивний заряд (+1), нейтрони заряду не мають (0), електрони мають негативний заряд (-1). Маса протона та нейтрона приблизно однакові, їх приймають рівними 1. Маса електрона набагато менша ніж маса протона, тому в хімії нею нехтують, вважаючи, що вся маса атома зосереджена в його ядрі. Число позитивно заряджених протонів у ядрі дорівнює числу негативно заряджених електронів, тобто **атом у цілому електронейтральний**. Отже, атоми з однаковим зарядом ядра складають хімічний елемент, а атоми різних елементів називаються **нуклідами**.

Атоми не мають чітко визначених меж, що зумовлено **хвильовою природою електронів**. У розрахунках користуються ефективними й уявними радіусами, тобто радіусами за умови, що вони мають форму кулі, зближених між собою під час утворення сполуки, їх розраховують за допомогою рентгенівських даних. Отже, чим більший атомний радіус, тим слабкіше утримуються біля ядра зовнішні електрони; із зменшенням атомного радіуса електрони притягуються до ядра сильніше. У **періодах** атомні радіуси зменшуються із зростанням порядкового номера. Це пояснюється зростанням заряду ядра атома, збільшенням числа електронів на зовнішньому рівні та збільшенням сили тяжіння електронів (за законом Кулона). У **групах** із зростанням порядкового номера атомний радіус зростає, оскільки збільшується число заповнених енергетичних рівнів, причому число електронів на

зовнішньому рівні не збільшується, отже, сила тяжіння зовнішніх електронів до ядра слабшає.

Електрон має двоїсту природу: він може поводитися і як частинка, і як хвиля. Електрон у атомі не рухається за певними траєкторіями навколо ядра, а може перебувати в будь-якій частині навколо ядерного простору. Модель стану електрона в атомі, що відображає ймовірність перебування електрона в області ядра, називають електронною хмарою або орбіталю. Орбіталь – це область простору навколо ядра, в якій у імовірність перебування електрона найбільша 95%.

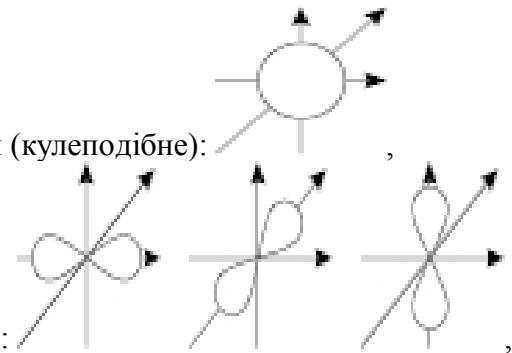
Електрони в атомах мають різний запас енергії, яку вони здатні випромінювати чи вбирати певними порціями (**квантами**). Електрон в атомі знаходиться у певних квантових станах, що відповідають значенням енергії зв'язку з ядром.

Орбіталь характеризується квантовими числами n – головне квантове число (набуває значень 1, 2, 3...), l – орбітальне квантове число (0, 1... $(n-1)$), m_l – магнітне квантове число (0, ± 1 ... $\pm l$) та m_s - спінове квантове число (набуває значень $\pm 1/2$). Жодні два електрони в атомі не можуть мати однаковий набір квантових чисел, тому на кожній орбіталі може знаходитись не більше двох електронів (**принцип Паулі**).

Електрони з однаковою формою електронної хмари утворюють однойменні енергетичні підрівні: s -, p -, d -, f -підрівні. Кількість підрівнів на енергетичному рівні дорівнює номеру цього рівня, у межах одного енергетичного підрівня можливий різний розподіл орбіталей у просторі.

Так, у тривимірній системі координат:

1) для s -орбіталі можливе тільки одне положення (кулеподібне):



2) для p -орбіталі (гантелеподібні) є три (p_x , p_y , p_z):

3) для d -орбіталі - п'ять,

4) для f -орбіталі - сім.

Гібридизація атомних орбіталей відбувається при виникненні ковалентних зв'язків між атомами. При гібридизації s - і p -орбіталей, розрізняють такі основні типи:

1) sp^3 -гібридизація відбувається при змішуванні однієї s - і трьох p -орбіталей, тому виникає чотири однакові орбіталі, розташовані одна щодо іншої під кутами тетраєдрів $109^\circ 28'$. Прикладом sp^3 -гібридизації є молекула метану, або кристалічна ґратка типу алмазу (кремній, германій, арсенід галію);

2) sp^2 -гібридизація відбувається при змішуванні однієї s - і двох p -орбіталей, тому утворюється три гібридні орбіталі з осями, розташованими в одній площині і направленими до вершин трикутника під кутом 120° , а негібридна p -атомна орбіталь перпендикулярна площині і, як правило, бере участь в утворенні π -зв'язків. Прикладом sp^2 -гібридизації є молекула бензолу, ненасичені полімери, графіт;

3) sp -гібридизація відбувається при змішуванні однієї s - і однієї p -орбіталей, тому утворюється дві рівноцінні sp -атомні орбіталі, розташовані лінійно під кутом 180° (тетраєдрична будова) і направлені в різні боки від ядра атома, а дві негібридні p -орбіталі розташовуються у взаємно перпендикулярних площинах. Прикладом sp -гібридизації є насичені полімери.

Отже, ці основні типи гібридизації є лише наближеним якісним уявленням. Для конкретної молекули чи конкретного кристала співвідношення між атомними орбіталями в складі молекулярних орбіталей та кути між хімічними зв'язками визначаються конкретними квантово-хімічними розрахунками та симетрією хімічних структур [11].

Орбіталі зображують: *s*-підрівень, *p*-підрівень та *d*-підрівень. Електрон на схемах позначається стрілкою, яка вказує його спін. Під спіном розуміють обертання електрона навколо своєї осі. Спін позначається стрілкою: \uparrow або \downarrow . Два електрони на одній орбіталі записуються $\uparrow\downarrow$, але не \updownarrow .

Електрон у атомі перебуває на певній відстані від ядра відповідно до запасу його енергії. Електрони з більш-менш однаковою енергією формують **енергетичні рівні**, або **електронні шари**. Число заповнених електронами енергетичних рівнів у атомі даного елемента дорівнює номеру періоду, а число електронів на зовнішньому енергетичному рівні дорівнює номеру групи, в якій розміщений даний елемент (межах одного енергетичного рівня електрони можуть відрізнятися формою електронної хмари або орбіталі).

Кількість електронів в елементі рівна заряду ядра у випадку, якщо атом даного елемента електронейтральний.

Кількість електронів на даному енергетичному рівні визначається за формулою

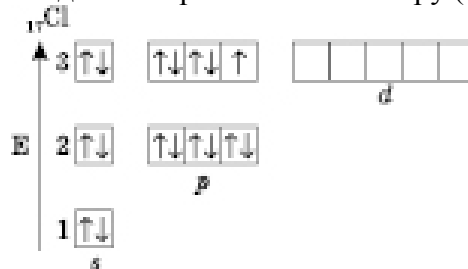
$$N = 2n^2 \quad (1.3)$$

N - кількість електронів на енергетичному рівні

n – головне квантове число

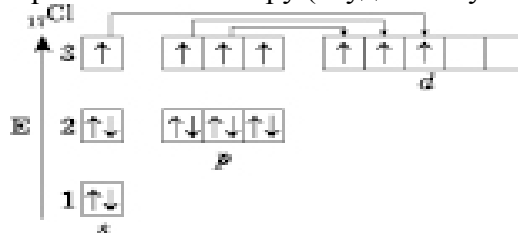
Принцип найменшої енергії: в атомі кожний електрон розташовується так, щоб його енергія була мінімальною (що відповідає його найбільшому зв'язку з ядром).

Приклад 1, розподіл електронів в атомі хлору (стаціонарному стані):



Під час отримання додаткової енергії (опромінення, нагрівання) можливе розпарування електронів (промотування), такий стан атома називається **збудженим**, при цьому кількість неспарених електронів збільшується і, відповідно, змінюється валентність атома.

Приклад 2, розподіл електронів в атомі хлору (збудженому стані):



Відповідно до числа неспарених електронів хлор може мати валентність III, V і VII.

Розподіл електронів на підрівнях можна зобразити за допомогою квантових комірок □. Кожна квантова комірка може бути зайнята двома спареними електронами, тому для *s*-підрівня - одна комірка, для *p*-підрівня - три, для *d*-підрівня - п'ять і для *f*-сім.

!!! Неспарені електрони в комірках і є валентними, вони беруть участь в утворенні зв'язку. Розподіл електронів в атомі на енергетичних рівнях зображають у вигляді електронних формул. Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів згідно з **принципом найменшої енергії** можна зобразити:

$$1s^2 < 2s^2 < 2p^6 < 3s^2 < 3p^6 < 4s^2 < 3d^{10} < 4p^6 \text{ і т.д.}$$

Наприклад, для атома Скандію порядок заповнення енергетичних рівнів і підрівнів має вигляд $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ Елементи побічних підгруп в 4, 5, 6,7 періодах є d^{10} -елементами – металами; лантанойди і актиноїди – f^{14} та f^{14} – елементами.

3. Електронегативність, енергія іонізації, спорідненість до електрона.

Електронегативність — здатність атома притягати до себе валентні електрони інших атомів (маються на увазі валентні електрони зовнішнього енергетичного рівня). Звичайно за одиницю приймають електронегативність Літію і з нею порівнюють електронегативність інших елементів, одержуючи прості й зручні для порівняння значення відносної електронегативності елементів, що відповідає Періодичному закону: у періодах із збільшенням номера елемента вона зростає, у групах - зменшується. Отже, чим більша відносна електронегативність, тим сильніше елемент виявляє неметалічні властивості.

Здатність елементів віддавати електрони можна охарактеризувати енергією іонізації. **Енергія іонізації** - це енергія, необхідна для відривання електрона від атома. Енергія іонізації для елементів одного періоду зростає зліва направо. Енергії іонізації лужних металів найменша, а хімічна інертність благородних газів пояснюється великими значеннями їх енергії іонізації [2].

Енергія, яка виділяється внаслідок приєднання електрона до атома, називається **спорідненістю до електрона**.

Періодична зміна властивостей елементів пояснюється періодичною повторюваністю будови зовнішнього енергетичного рівня (див. таблицю 3). У ході хімічних реакцій ядра атомів не міняються, а зазнають тільки зовнішні електронні оболонки атомів.

Таблиця 3

Порівняльні характеристики елементів у групах та періодах

Зростання порядкового номера елемента	Число електронів на зовнішньому енергетичному рівні	Число енерге- тичних рівнів	Радіус атома	Електрон- гати- вність	Властивості
У періодах	Збільшується	Не зміню- ється	Зменшу- ється	Збільшується	Металічні послаблюються, неметалічні посиллюються
У групах	Не змінюється	Збіль- шується	Збільшу- ється	Зменшується	Металічні посиллюються, неметалічні послаблюються

Отже, у зв'язку з періодичною зміною валентності хімічних елементів періодично змінюються їх форми (склад, будова) і властивості оксидів та водневих сполук (гідридів).

4. Ізотопи та ізобари

Елемент характеризується символом, порядковим номером та атомною масою (наведені в періодичній системі атомні маси елементів заокруглені до цілого числа). У групах головних підгруп виявляється подібність елементів (наприклад, однакова вища валентність) та їхніх сполук (наприклад, загальні формули вищих оксидів і водневих сполук) [13].

Маса атома є кількісною характеристикою хімічного елемента, проте вона є неоднозначною. Різновидності атомів одного елемента, які мають однаковий позитивний заряд ядра, але різну кількість нейтронів у ядрі називаються **ізотопами**. Атомна маса для більшості елементів є середнє значення мас усіх ізотопів з врахуванням їх поширеності.

Приклад 3 K^{39} , K^{40} або O^{15} , O^{16} , O^{17} є ізотопами, тобто атоми одного елемента, але з різною масою.

Ізотопи — атоми одного й того ж елемента, які мають різне нуклонне число внаслідок різної кількості нейтронів у ядрі, наприклад, ізотопи Гідрогену (див. таблицю 4).

Таблиця 4

Ізотопи Гідрогену

<i>Назва</i>	<i>A</i>	<i>Z</i>	<i>N</i>
Протій Н	1	1	0
Дейтерій D	2	1	1
Тритій Т	3	1	2

Ізобарами називаються атоми з різною кількістю протонів у ядрі, але однаковими масовими числами.

Приклад 4 K^{40} Ca^{40} - ізобари.

5. Радіоактивний розпад

Ядра нуклідів можуть розпадатися з утворенням ядер інших елементів, або інших частинок (α , β , γ). Спонтанний розпад атомів деяких елементів називається **радіоактивністю**, а такі речовини, що складаються тільки з радіоактивних ізотопів є радіоактивними. Радіоактивність супроводжується випусканням елементарних частинок і електромагнітних хвиль – **випромінюванням**.

Рівняння ядерного розпаду або ядерні реакції – це процеси пов'язані з перетвореннями атомних ядер. Взаємні перетворення ядер супроводжуються величезними енергетичними ефектами, ця енергія виділяється у вигляді різного випромінювання, яке не сприймається органами відчуттів, порушуючи функції клітин, що згубно діють на живі організми [1].

Види радіоактивного розпаду:

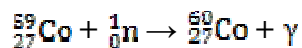
1) **α - розпад**. Випромінюються α - частинки, тобто ядра атома Гелію (${}^4_2\text{He}$), тому нуклонне число ізотопу зменшується на 4, а заряд ядра на 2 одиниці, наприклад:



2) **β - розпад**. У нестійкому ядрі нейтрон перетворюється на протон, при цьому ядро випромінює електрони та антинейтрино. Під час β - розпаду нуклонне число не змінюється, а заряд ядра збільшується на 1, наприклад:



3) **γ - розпад**. Збуджене ядро випромінює γ - промені з дуже малою довжиною хвилі, при цьому енергія ядра зменшується, нуклонне число і заряд ядра не змінюються, наприклад:



Час, за який розпаду піддається половина атомів даного нукліда, називається **періодом піврозпаду** ($T_{1/2}$).

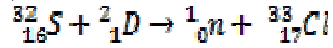
Приклад 5. Складіть рівняння ядерної реакції: ${}^{23}_{16}\text{S} + {}^2_1\text{D} \rightarrow {}^1_0\text{n} + \dots$

Розв'язок: ядерна реакція записується за допомогою рівнянь, подібно до звичайних хімічних рівнянь, але наведені в цих рівняннях хімічні символи позначають не атоми елементів, а тільки їх ядра. При складанні ядерних реакцій потрібно дотримуватися правила: суми зарядів і масових чисел в лівій і правій частинах рівнянь однакові, тому заряд електрона враховується зі знаком “-”, а протону і позитрону зі знаком “+”. Нейтрон і γ – квант заряду не мають, а маси електронів, позитронів і γ – квантів не враховуються.

В данному прикладі слід визначити ядро якого елемента утворюється у результаті ядерної реакції. Сума масових чисел у лівій частині рівняння $32+2=34$. За правилом, сума масових чисел у правій частині рівняння частин повинна дорівнювати 34.

Отже, масове число нового елемента буде 33. Сума зарядів частин у лівій частині рівняння $16+1=17$. Частки правої частини рівняння повинні мати сумарний заряд 17. Нейтрон заряду не має, отже новий елемент має заряд 17, цим елементом буде ізоп хлору.

Ядерна реакція у повному вигляді:



6. Періодична зміна властивостей елементів у Періодичній системі

Залежність фізико-хімічних параметрів елементів від їх порядкового номера у Періодичній системі елементів (див. таблицю 5):

Таблиця 5

Періодичність змін властивостей елементів у ПСЕ

<i>Властивості</i>	<i>Характеристика властивостей</i>	<i>Зміни у головних підгрупах</i>	<i>Зміни у періодах</i>
<i>Металічні</i>	Здатність віддавати валентні електрони	Посилюються зверху до низу ↓	Посилюються вліво ←
<i>Неметалічні</i>	Здатність приєднувати валентні електрони до завершення рівня	Посилюються знизу до верху ↑	Посилюється вправо →
<i>Вища валентність</i>	Число неспарених електронів на зовнішньому рівні в збудженому стані	Стала	Змінна зростає зліва на вправо →
<i>Заряд ядра, Z</i>	Додатній заряд ядра	Зростає зверху до низу ↓	Зростає зліва на вправо →
<i>Атомний радіус, r_{ат}</i>	Відстань між ядрами атомів	Зростає зверху до низу ↓	Зростає зправа на ліво ←
<i>Електронегативність</i>	Здатність атомів притягувати до себе валентні електрони	Зростає знизу до верху ↑	Зростає зліва на вправо →
<i>Енергія йонізація, E_{йон}</i>	Це мінімальна енергія, необхідна для того, щоб відірвати електрон від незбудженого атома і перетворити його на катіон $E \rightarrow K^+ + e^-$	Зростає знизу до верху ↑	Зростає зліва на вправо →

Періодичний закон і система елементів зробили великий вплив на розвиток хімії. Наприклад, видатні вчені В.Вернадський і О.Ферсман показали тісний зв'язок між геохімічними властивостями елементів, їх поширеністю у земній корі і періодичним законом. Велике значення має він для розвитку ядерної хімії та синтезу нових елементів, сучасної теорії сплавів, теорії каталізу.

Контрольні питання:

1. Вкажіть елемент ядро якого не містить нейтронів.
2. Що таке ізопопи? Наведіть назви та склад ядер ізопопи Гідрогену.
3. У якого атома починає заповнюватись р-орбіталь?
4. Що таке радіоактивне випромінювання?
5. Для чого служить така характеристика як електронегативність ?
6. Напишіть електронну конфігурацію благородних газів.
7. Які ізопопи має елемент хлор?
8. У якого атома найбільше число неспарених електронів у нормальному стані: Na, Si, P, S, Cl?
9. Мотивовано поясніть, чому у третьому періоді періодичної системи 8 елементів, а в четвертому – 18?
10. Який набір квантових чисел може бути для електронів, що знаходяться на 3р-підрівні?
11. Сформулюйте правила за якими відбувається заповнення електронами орбіталей атома і запишіть електронні формули атомів K, Mn, Zn у незбудженому стані.
12. Які елементи називаються s-, p-, d-, f- елементами, де вони розмішуються в періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва, вкажіть їх характерні хімічні властивості.
13. Побудуйте графік залежності атомних радіусів елементів з № 3 до № 18 від заряду їх ядра та пояснити характер цих змін.
14. Порівняйте та поясніть, чому найбільше значення спорідненості до електрону мають р-елементи VII групи?
15. Поясніть, чому збільшується значення відносної електронегативності в ряду елементів від Li до F?

Завдання для самоконтролю:

1. Ізопопи — це ...
 - А нукліди одного хімічного елемента
 - Б нукліди різних хімічних елементів
 - В прості речовини одного хімічного елемента
 - Г прості речовини різних хімічних елементів
2. Частинки Ne^0 , Na^+ , F^- мають однакове - ...
 - А нуклонне число.
 - Б число нейтронів.
 - В загальне число електронів.
 - Г протонне число.
3. Визначте загальну формулу вищого оксиду елемента з протонним числом 11
 - А R_2O_5
 - Б R_2O_3
 - В R_2O
 - Г RO
4. Визначте рядок, у якому вказано місцезнаходження в ПС хімічного елемента, який концентрується здебільшого в нігтях, за електронною будовою його атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$:
 - А III період; V група; головна підгрупа
 - Б III період; V група; побічна підгрупа
 - В IV період; V група; побічна підгрупа
 - Г IV період; V група; головна підгрупа
5. Визначте формули гідрогенової сполуки, вищого оксиду та гідратної форми, що утворені хімічним елементом № 14 періодичної системи хімічних елементів Д.І. Менделєєва:
 - А HE , E_2O_7 , HEO_4
 - Б H_2E , EO_3 , H_2EO_4
 - В H_3E , E_2O_5 , H_3EO_4

Г H_4E , EO_2 , H_2EO_3

6. Який об'єм водню (н.у.) необхідний для виробництва амоніаку масою 10т, якщо вихід амоніаку становить 94%?
7. Складіть рівняння ядерної реакції $^{185}\text{Os} \rightarrow ? + \frac{4}{2}\text{He}$
8. Який порядковий номер елемента, якщо скорочена форма його будови є $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$?
9. Атомів якого елемента відповідає електронна формула $1s^2 2s^2 2p^3$?
10. Енергетичний стан зовнішніх електронів атому описується значеннями квантових чисел: $n = 3$; $l = 0$; $m(l) = 0$; $m(s) = +1/2$; $m(s) = -1/2$. Атоми яких елементів мають такі електрони?

Тема2: “Хімічний зв’язок”

План:

1. Характеристика основних типів хімічного зв’язку.
2. Ковалентний неполярний та полярний зв’язки.
3. Йонний зв’язок, механізм утворення зв’язку.
4. Металічний зв’язок.
5. Водневий зв’язок.
6. Валентність та ступінь окиснення.

Ключові слова: зв’язок, йонний зв’язок, ковалентний зв’язок, металічний зв’язок, водневий зв’язок, кристалічна ґратка, ступінь окиснення та валентність.

Учні повинні:

Знати:

- означення валентності, йонного, ковалентного (полярного та неполярного), металічного, водневого зв’язків, кристалічні ґратки (атомні, молекулярні, йонні, металічні),
- сформулювати правило октету Льюїса.

Уміти:

- характеризувати основні типи зв’язків і пояснювати механізми їх утворення,
- складати формули типових сполук елементів перших трьох періодів, визначати в них тип зв’язку і вид кристалічної ґратка.
-

1. Характеристика основних типів хімічного зв’язку.

2.

Хімічний зв’язок – це взаємодія атомів, здійснювана шляхом обміну електронами або їхнім переходом від одного атома до іншого. Неспарені зовнішні електрони мають найбільшу енергію, є найбільш рухливими і можуть взаємодіяти із зовнішніми електронами інших атомів.

Головною умовою об’єднання є зниження енергії в системі та утворення хімічного зв’язку. При цьому неспарені електрони об’єднуються, якщо сили притягання (ядро – електронна) переважають над силами відштовхування (ядро – ядро, електрон - електрон) у просторі між ядрами атомів або повністю переходять від одного атома до іншого [4].

Електронні оболонки атомів інертних газів відзначаються особливою стійкістю, тим і пояснюється їх хімічна інертність. Атоми усіх інших елементів при утворенні хімічного зв’язку прагнуть змінити електронну оболонку до конфігурації інертного газу, віддаючи або приєднуючи електрони, тоді утворюються стійкі молекули – **правило октету Льюїса**.

Різноманітність типів хімічного зв’язку (йонний, ковалентний, металічний, водневий) зумовлена природою та механізмами їх утворення (див. схему 1)

Характеристика основних типів хімічного зв'язку



2. Ковалентний неполярний та полярний зв'язки.

Ковалентний зв'язок — це хімічний зв'язок, який здійснюється між атомами, внаслідок утворення спільних електронних пар (однаковою мірою належать обом атомам).

Електрони, здатні брати участь в утворенні хімічного зв'язку, називаються **валентними**, тому їх кількість визначає число зв'язків, що утворюються атомом, тобто **валентність**. У елементів головних підгруп валентними є електрони останнього енергетичного рівня, у елементів побічних підгруп — останнього і передостаннього рівнів. Під час утворення хімічного зв'язку атоми віддають, одержують або усуспільнюють з іншими атомами електрони так, щоб утворилася стійка електронна конфігурація атомів інертних газів (октет електронів).

Властивості ковалентного зв'язку:

а) довжина зв'язку – це віддаль між ядрами в атомів які утворюють зв'язок (міра міцності зв'язку);

б) енергія зв'язку – це кількість енергії необхідної для розриву зв'язку (із збільшенням кратності зв'язку енергія - збільшується, а довжина - зменшується);

в) напрямленість зв'язку зумовлює просторову структуру молекул, їх геометрію (форму в просторі);

г) насичуваність зв'язку – це здатність утворювати обмежену кількість зв'язків, наприклад, атом карбону максимально може утворювати чотири зв'язки (CH₄) [9].

Приклад 1 Визначте як змінюється міцність сполук у ряді HF – HCl – HBr – HI?

Розв'язок: У цих двоатомних молекул міцність зв'язку залежить від його довжини, бо радіус атома при переході від Флуору до Йоду зростає. Отже, довжина зв'язку H-галоген у цьому напрямі зростає, тобто міцність зв'язку сполук при переході від Флуору до Йоду зменшується

Тип хімічного зв'язку залежить від значень електронегативності атомів елементів, бо чим більша різниця електронегативності елементів, що утворюють зв'язок, тим полярніший зв'язок.

1) **Неполярний ковалентний** зв'язок утворюється між атомами одного і того ж елемента, спільна електронна пара знаходиться в просторі між ядрами на однаковій відстані від них, наприклад, у молекулах H₂, O₂, N₂, Cl₂.

Утворення ковалентного неполярного зв'язку (на прикладі молекули водню).



Електронна густина в даному випадку не зміщена ні до якого з атомів, оскільки вони мають однакову електронегативність. На жодному з атомів не зосереджений позитивний або негативний заряд, тобто молекула не має полюсів полярності.

2) **Ковалентний полярний** зв'язок буде в молекулах, утворених атомами різних неметалів, спільна електронна пара зміщена до більш електронегативного атома, наприклад, у молекулах HCl, HF, H₂O, H₂S. Значення електронегативності всіх елементів можна знайти в таблицях.

Утворення ковалентного полярного зв'язку (на прикладі молекули гідроген фториду).



Електронна густина зміщена до атома флуору як більш електронегативного елемента. Тому атом флуору матиме частково негативний заряд, а гідроген — частково позитивний:

$\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{F}^{\delta-}$. Молекула HF має позитивний (атом гідрогену) і негативний (атом флуору) полюси, тобто вона полярна.

Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного хімічного зв'язку, полягає в тому, що зв'язок утворюється в результаті переходу вже існуючої електронної пари **атома-донора** в загальне користування донора й **атома-акцептора**, який надає вільну електронну орбіталь.

Приклад 2 Визначте у якій з наведених сполук зв'язок найбільш та найменш полярний : NaI, NaBr, CsI?

Розв'язок: Використовуючи значення відносних електронегативностей елементів знаходимо їхні різниці:

а) NaI: $1,01 - 2,21 = -1,2$ - зміщення електронегативності у бік атома I

б) NaBr: $1,01 - 2,74 = -1,73$ - зміщення електронегативності у бік атома Br

в) CsI: $0,86 - 2,21 = -1,35$ - зміщення електронегативності у бік атома Br

Отже, чим більша за абсолютним значенням різниця відносних електронегативностей, тим полярніший зв'язок, тому найбільш полярний – NaBr, а найменш полярний – NaI.

3. Йонний зв'язок

Йонний зв'язок — це зв'язок, зумовлений електростатичним тяжінням між різнойменно зарядженими йонами. Сполуки в яких реалізовується йонний зв'язок називають *гетерополярними* або *йонними*. Під час утворення йонного зв'язку один з атомів віддає електрон, перетворюючись на позитивно заряджений іон — **катион**, а інший приймає електрон, перетворюючись на негативно заряджений іон — **аніон**.

Йонний тип зв'язку може бути в молекулах, які утворені активними лужними та лужноземельними металами та активними неметалами, наприклад, галогенами: KCl, NaF, CaF₂, BaCl₂ та ін. В таких молекулах об'єднані не атоми, а іони елементів: K⁺Cl⁻, Na⁺F⁻, Ca²⁺F₂⁻, Ba²⁺Cl₂⁻, наприклад, при розчиненні у воді вони розкладаються на іони, проводять електричний струм [1].

Механізм утворення: під час утворення йонного зв'язку повної передачі електронів від атома до атома не відбувається, бо загальна електронна пара сильно зміщена (гранична однобічність поляризації) в бік атомів елемента з більшою електронегативністю. Йонний зв'язок можна розглядати як крайній випадок ковалентного полярного зв'язку. Чим більша різниця електронегативностей елементів, тим більший ступінь йонності зв'язку (див. таблицю 6).

Таблиця 6

Різниця електронегативностей і ступінь йонності зв'язку

<i>Різниця електронегативностей</i>	<i>Ступінь йонності зв'язку, %</i>
0	0
0,5	6
1,0	22
1,5	44
2,0	63
2,5	79
3,0	89

Полярний ковалентний зв'язок є проміжним між йонним та ковалентним неполярним зв'язками.

4. Металічний зв'язок.

Металічний зв'язок — це зв'язок між позитивними йонами металів, що знаходяться у вузлах кристалічних ґраток, який здійснюється за рахунок електронів, що вільно переміщуються по кристалу. При утворенні металічного зв'язку атоми зближуються, валентні орбіталі сусідніх атомів перекриваються, завдяки чому електрони зовнішніх рівнів усіх атомів можуть вільно переміщатися по всьому зразку металу, здійснюючи **зв'язок** між усіма атомами кристала металу.

Металічний зв'язок характерний для металів у твердому та рідкому станах, у газоподібному стані зв'язки ковалентні. Завдяки такому зв'язку метали добре проводять електричний струм і тепло, є пластичними, легко куються і прокатуються.

5. Водневий зв'язок.

Водневий зв'язок — це зв'язок між позитивно зарядженим атомом гідрогену однієї молекули і негативно зарядженим атомом іншої молекули (O, F, N).

Водневий зв'язок має частково електростатичний, частково донорно-акцепторний характер.

Водневий зв'язок характерний для таких сполук: H_2O , NH_3 , HF та інших органічних речовин (феноли, карбонові кислоти). Між молекулами води виникають додаткові зв'язки, які називаються **водневими**. При замерзанні води водневі зв'язки фіксуються в просторі, тому густина льоду менша за густину рідкої води: лід плаває на поверхні, водойми не промерзають до дна, життя не припиняється [5].

Отже, водневий зв'язок слабший (10-20раз) від йонного та ковалентного зв'язків, але сильніший ніж звичайні міжмолекулярні взаємодії.

6. Валентність та ступінь окиснення

Валентність – це властивість атомів елемента утворювати хімічні зв'язки. Валентність визначають як число атомів іншого елемента, з якими даний атом може утворювати зв'язки.

Ступінь окиснення – це умовний заряд на даному атомі, обчислений за припущення що молекула складається з іонів. Алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в сполуці завжди рівна нулю, а у йоні – заряду йона. Деякі атоми можуть мати декілька значень ступеня окиснення. Наприклад ступінь окиснення хлору може бути рівним -1, +1,+3,+5,+7 в таких сполуках як HCl , HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 . Найвищий ступінь окиснення відповідає номеру групи в якій знаходиться даний елемент.

Як визначити позитивну та негативну валентність елементів у сполуках? По-перше, запам'ятаємо, що таке визначення є умовним: в чистому вигляді перехід електронів від одного елемента до другого спостерігається порівняно не часто. Тому ступінь окиснення – це умовний заряд, який мав би атом, коли б припустити, що дана сполука складається з іонів.

Величину та знак ступеня окиснення атомів у сполуках визначають, виходячи з таких положень:

1) для простих речовин ступінь окиснення дорівнює нулю, наприклад: H_2^0 , O_2^0 , N_2^0 , Cl_2^0 , F_2^0 , Br_2^0 , I_2^0 , Fe^0 , Cu^0 , S^0 та ін.;

2) гідроген (водень) у всіх сполуках з неметалами має ступінь окиснення +1, а з металами -1, наприклад: H^+Cl , H_2^+S , NH_3^+ , H^+NO_3 ; NaH^- , CaH_2^- ;

3) кисень (кисень) у сполуках має ступінь окиснення -2, наприклад: CaO^-2 , Al_2O_3^-2 , KO^-2H , H_2SO_4^-2 , BaCO_3^-2 . Винятком є пероксиди, де кисень буде -1: H_2O_2^-1 , та фторид кисню: O^+2F_2 ;

4) ступінь окиснення металів у сполуках завжди є позитивним: Na^+Cl , Cu^+SO_4 , Fe^+Cl_3 , Cr^+O_3 , Cr^+O ;

5) ступінь окиснення неметалів за воднем завжди буде негативним, а за киснем – позитивним, наприклад: H^+Cl^-1 , Cl_2^+O^-2 , $\text{Cl}_2^+\text{O}_3^-2$, $\text{Cl}_2^+\text{O}_5^-2$, $\text{Cl}_2^+\text{O}_7^-2$; H_2S^-2 , $\text{H}_2\text{S}^+\text{O}_4$;

6) у сполуках алгебраїчна сума всіх ступенів окиснення повинна дорівнювати нулю, наприклад: H_2^+O^-2 : $2 \cdot (+1) + (-2) = 0$; $\text{H}_2^+\text{S}^+\text{O}_4^-2$: $2 \cdot (+1) + (+6) + 4 \cdot (-2) = 0$; $\text{Fe}_2^+\text{O}_3^-2$: $2 \cdot (+3) + 3 \cdot (-2) = 0$; $\text{H}^+\text{N}^+\text{O}_3^-2$: $+1 + 5 + 3 \cdot (-2) = 0$. З цього положення можна визначити невідомий ступінь окиснення будь-якого атома. Наприклад, у фосфаті натрію невідомий ступінь окиснення фосфору $\text{Na}_3\text{P}^x\text{O}_4$. Знаємо, що ступінь окиснення натрію в сполуках +1, кисню -2, тому складаємо алгебраїчне рівняння: $3 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0$; $3 + x = 8$; $x = +5$ [15].

Хімічна формула - відображає якісний та кількісний склад молекул. Графічні або структурні формули, крім якісного та кількісного складу, зображає порядок з'єднання атомів в молекулі. Молекули крім якісного та кількісного складу та послідовністю сполучення атомів має геометричну структуру, яка вказує яким чином атоми розміщені одне відносно другого в просторі.

Приклад 3. Обчислити відносну густина вуглекислого газу CO_2 за воднем H_2 .

Розв'язання. $M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ г}$; $M(\text{H}_2) = 1 \cdot 2 = 2 \text{ г}$

$$D = M_{\text{CO}_2} / M_{\text{H}_2} = 44 \text{ г} / 2 \text{ г} = 22 \text{ г}$$

Вуглекислого газу важчий за водень у 22 рази.

Контрольні питання:

1. Який зв'язок називається ковалентним?
2. Що таке йонний зв'язок?
3. Вкажіть особливості металічного зв'язку.
4. У якому випадку виникає водневий зв'язок ?
5. Дайте визначення поняття ступінь окиснення.
6. Що відображають хімічні формули ?
7. Які параметри характеризують хімічний зв'язок ?
8. Дайте визначення поняттю валентність.
9. Що таке довжина хімічного зв'язку ?
10. Поясніть зв'язок між поняттями: хімічний зв'язок та валентність.
11. Які основні властивості ковалентного та іонного зв'язків?
12. Поясніть утворення міжмолекулярного та внутрішньо-молекулярного водневого зв'язку на конкретних прикладах.
13. Чому Карбон у більшості своїх сполук чотиривалентний?
14. Поясніть механізм утворення іонного зв'язку?
15. Поняття валентності та ступеня окиснення тотожні? Відповідь обґрунтуйте.

Завдання для самоконтролю

1. Вкажіть речовини, молекули яких зв'язані водневим зв'язком:
 - А вода
 - Б етан
 - В ацетон
 - Г оцтова кислота.
2. Серед зазначених формул визначте сполуку з йонним зв'язком, що застосовується у медицині як заспокійливий засіб:
 - А KBr
 - Б PCl_3
 - В CO_2
 - Г NO_2
3. Визначте рядок, що відповідає ступеням окиснення Нітрогену у сполуках NCl_3 , NO_2 , N_2O_5 .
 - А + 3; + 4; - 4
 - Б + 3; + 4; + 5
 - В - 3; + 2; + 4
 - Г + 3; + 2; - 2
4. Визначте як змінюється міцність сполук у ряді $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se}$?
5. Хімічна сполука складається з міді, сірки, кисню та води; їх масові частки (%) відповідно дорівнюють: 25,48; 12,82; 25,64 та 36,06. Знайти найпростішу формулу сполук.
6. Обчисліть молекулярну масу (г/моль) газу, якщо відносна густина за воднем дорівнює 8.
7. Складіть графічні формули наступних молекул : H_2S ; BaSO_4 ; Al_2O_3 та визначте тип хімічного зв'язку в молекулі Al_2O_3 .
8. В якій з вказаних речовин утворюється металічний зв'язок: I_2 (к.); P_4 (к.); S_8 (к.); Cu (к.)?
9. Складіть електронні схеми будови молекул: водню, хлору, хлороводню, хлориду калію. В якій молекулі зв'язок ковалентний полярний?
10. Складіть графічні формули молекул: AlPO_4 ; H_2O ; H_2SiO_3 та визначте тип хімічного зв'язку в молекулі H_2O .

Тема3: “Загальні відомості про метали та неметали”

План:

1. Класифікація хімічних елементів
2. Фізичні та хімічні властивості металів.
3. Методи одержання металів.
4. Загальні відомості про неметалів.
5. Способи одержання неметалів.
6. Галогеноводні.

Ключові слова: електрохімічний ряд напруг металів, електропровідність, чорні, кольорові і благородні метали, піро-, електро-, гідрометалургія, галогени, оксигеновмісні сполуки галогенів.

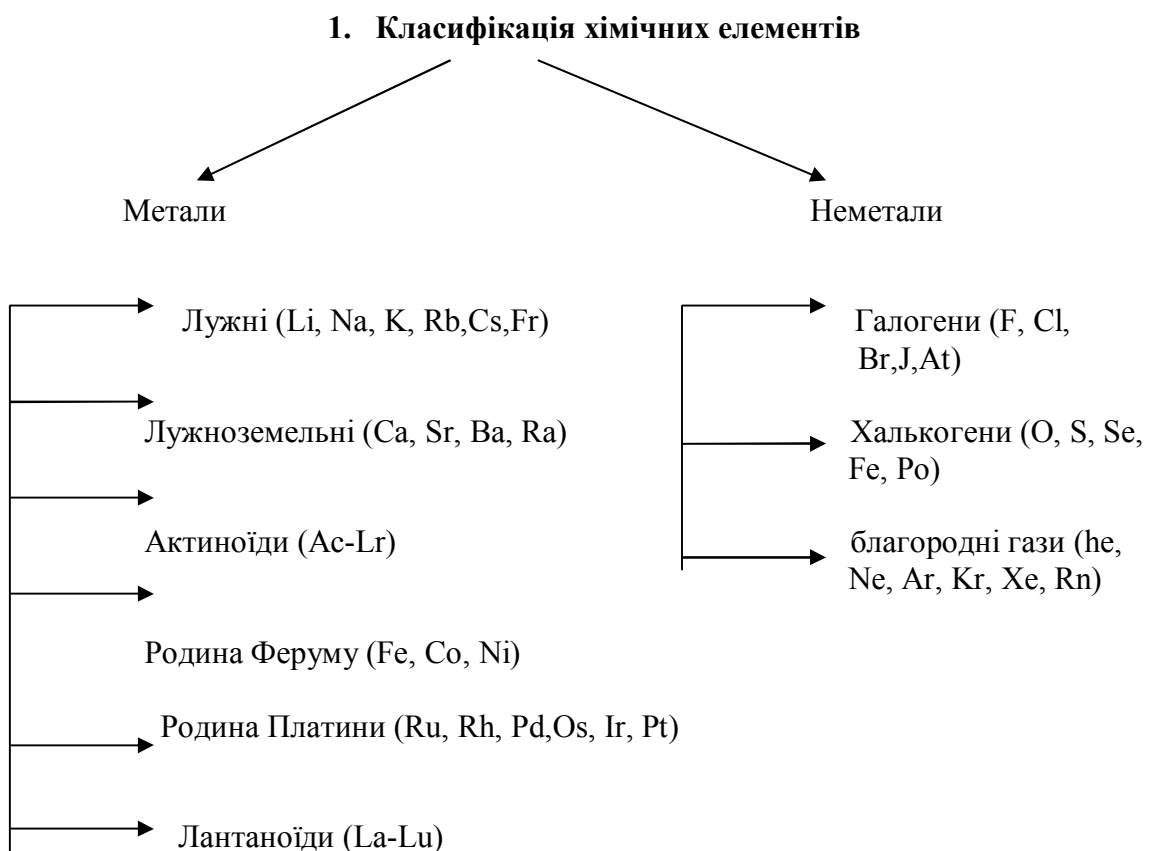
Учні повинні:

Знати:

- загальні властивості металів, неметалів та їх сполук;
- основні способи добування металів і сплавів;
- значення металів і сплавів у промисловості й техніці.

Вміти:

- висловлювати міркування про властивості металів та неметалів, враховуючи будову їх атомів,
- робити посильні передбачення властивостей їхніх сполук на основі періодичного закону.



Уявна діагональ в періодичній системі від Be до At, відкинувши вліво ряди великих періодів – **лінія Цинкля** чітко відділяє метали у лівій частині, неметали у верхній частині таблиці, а на самій діагоналі – елементи з проміжними (амфотерними) властивостями[7].

Для того, щоб визначити, чи є елемент металом, треба в періодичній системі провести діагональ від Be до At і подумки відкинути вліво ряди великих періодів.

Отже, всі неметали залишаться у верхній правій частині таблиці, а метали у нижній лівій. На діагоналі знаходяться елементи з проміжними (аморфними властивостями).

2. Фізичні та хімічні властивості металів.

2.1 Спільні фізичні властивості металів зумовлені особливим типом зв'язку – металічним, бо частина атома у кристалічній решітці металу іонізована, тому вільні електрони рівномірно розподілені по всьому кристалу (проводять електричний струм, проводять тепло, ковкі, мають металічний блиск). Всі метали при звичайних умовах є твердими речовинами, за винятком ртуті, яка є рідиною. В компактному стані метали володіють характерним металічним блиском, а в подрібненому стані порошки металів мають чорний або темно-сірий колір.

Метали поділяють на легкі (густина до 5,0 г/мл) та важкі (з густиною більше 5,0 г/мл) Найлегший метал – Літій ($\rho = 0,534$ г/мл), а найтяжчий – Осмій, густина якого складає 22,5 г/мл. Всі метали мають добру електропровідність та теплопровідність. Найбільшою електропровідністю володіє Срібло, Мідь, Золото, Алюміній.

Метали різняться за твердістю. До м'яких металів належать Натрій, Калій, Індій, та ін. Найтвердіший метал – Нікель.

Метали можна поділити на легкоплавкі та тугоплавкі. До легкоплавких металів можна віднести Цезій, Галій, Калій, Натрій, Олово, Плюмбум. Такі метали, як Злізо, Платина, Хром належать до тугоплавких. Найвищою температурою плавлення володіє Вольфрам ($t_{пл} = 3380^\circ\text{C}$).

Метали поділяються на чорні та кольорові – всі інші метали. Кольорові метали за різними ознаками поділяють тяжкі (Мідь, Цинк, Плюмбум, Ртуть), легкі (Натрій, Калій, Алюміній, Магній), рідкісні (Літій, Рубідій, Цезій, Берилій та ін.), рідкісно-земельні (Скандій, Ітій, Лантан, лантаноїди), розсіяні (Галій, Індій, Талій, Германій), благородні (Срібло, Золото, Паладій, Платина, Радій, Іридій, Рутеній, Осмій) та радіоактивні (Радій, Торій, Уран, Актиній, актиноїди) [17].

Для металів характерне утворення кристалічних ґраток, у вузлах яких розміщуються переважно йонізовані атоми. Для багатьох металів властивий **поліморфізм**. Такі метали, як Титан, Цирконій, Скандій, Лантан, Уран мають дві алотропні модифікації, які стійкі за різних температур. Для Олова, Кальцію та Хрому знайдено три модифікації. Манган може існувати в чотирьох, а Плутоній – у шести алотропних видозмінах.

2.2 Спільні хімічні властивості металів обумовлені тим, що зовнішній енергетичний рівень їх атомів заповнений електронами менше як на половину (1, 2, 3), тому для утворення стабільної конфігурації їм легше віддати електрони, а не приєднувати (є відновником). Окисниками можуть бути йони металів.

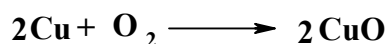
Найактивніші метали (Na, K, Ca та ін.) мають великі радіуси та невелику кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні. Лужні метали дуже легко окиснюються киснем повітря, тоді такі метали як Залізо, Мідь, Цинк окиснюються повільно. Благородні метали, а саме: Золото, Срібло, Платина не окиснюються. У деяких металів властиве утворення на поверхні щільної плівки оксиду, яка запобігає окисненню. Чим легше віддає метал електрони, тим він активніший. За активністю всі метали можна розмістити в ряду стандартних електродних потенціалів або ряд активності має вигляд:



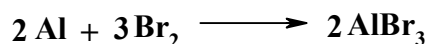
У ряду активності поміщено і Гідроген (водень), який, як і метали, віддає електрони, утворюючи йон H^+ . Маючи ряд активності, можна зробити висновки про хімічні властивості металів: а) кожний метал, здатний витіснити з солей інший метал, який розташований в ряду активності правіше його, може бути витіснений металами, які знаходяться лівіше; б) всі метали, які знаходяться в ряду активності лівіше гідрогену, витісняють його з кислот, або можуть розчинятися в кислотах. Метали, які в ряду активності розміщені після Гідрогену не витісняють водень з кислот; в) чим лівіше знаходиться метал, тим він активніший, тим вищі його відновні властивості і тим важче відновлюються йони цього металу.

Металічні властивості послаблюються при русі в періодичній системі зверху вниз по підгрупах та справа наліво по періодах.

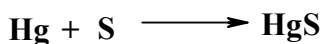
1). Взаємодія з киснем з утворенням оксидів:



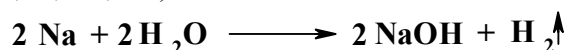
2). Взаємодія з галогенами з утворенням галогенідів:



3). Взаємодія з неметалами (S):

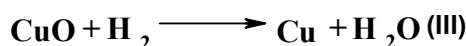
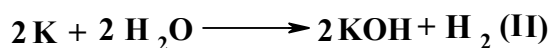
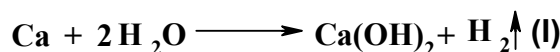


4). Взаємодія з водою (Li, K, Ca, Na):



Приклад 1 Яку масу сплаву кальцію та калію, масові частки яких дорівнюють відповідно 80% та 20%, було розчинено у воді, якщо газом, що при цьому виділився, можна відновити купрум (II) оксид масою максимум 18,40 г.

Розв'язок:



З рівняння (III) випливає: $v(\text{H}_2) = v(\text{CuO}) = 0,23$ (моль). Нехай за реакцією (II) виділилось x моль H_2 . Тоді за реакцією (I) утворилося $(0,23 - x)$ (моль) H_2 .

З рівняння (II) випливає: $v(\text{K}) = 2v(\text{H}_2) = 2x$ (моль).

З рівняння (I) випливає: $v(\text{Ca}) = v(\text{H}_2) = (0,23 - x)$ (моль).

$$m(\text{K}) = M(\text{K}) \cdot v(\text{K}) = 39 \cdot 2x = 78x \text{ (г)}.$$

$$m(\text{Ca}) = M(\text{Ca}) \cdot v(\text{Ca}) = 40(0,23 - x) = (9,2 - 40x) \text{ (г)}.$$

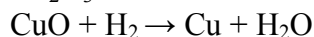
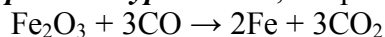
$$m(\text{сплаву}) = 78x + (9,2 - 40x) = (9,2 + 38x) \text{ (г)}, \text{ звідки } x = 0,02614 \text{ (моль)}.$$

$$m(\text{сплаву}) = 9,2 + 38 \cdot 0,02614 = 10,2 \text{ (г)}.$$

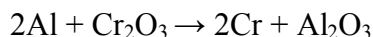
3. Методи одержання металів

Оскільки метали – дуже добрі відновники, то в природі вони зустрічаються у вигляді сполук, а саме: оксидів, сульфідів, карбонатів, хлоридів. У вільному вигляді у природі зустрічають золото, платина, ртуть, мідь. Виробництво металів із сполук чи руд називають **металургією**.

Сполуки, які в найбільшій мірі придатні для одержання металів, називають **рудами**. Руди відновлюють при високих температурах відновниками, такими як вугілля, водень чи активні метали. Такі процеси називають **пірометалургійними**, наприклад, одержання заліза чи міді:

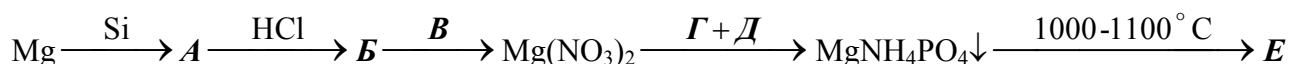


Важливим пірометалургійним процесом є **алюотермія** – спосіб одержання металів з їх оксидів за допомогою алюмінію:

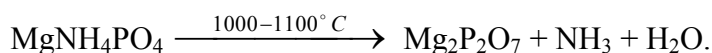
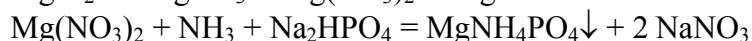
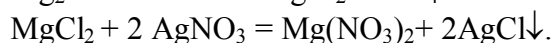
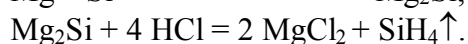
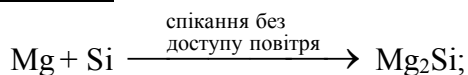


Метали (алюміній, магній та інші активні метали) можна отримати, пропускаючи постійний електричний струм через розплави солей. Цей метод називається **електрометалургією**. Процеси одержання металів присутності води називають **гідрометалургією**.

Приклад 2 Розгляньте схему перетворення речовин:



Визначте речовини **A, B, B, Г, Д, E**. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення та вкажіть умови їх проведення.

Розв'язок:

Відповідь: *A* – Mg₂Si, *B* – MgCl₂, *B* – AgNO₃, *Г* – NH₃, *Д* – Na₂HPO₄, *E* – Mg₂P₂O₇

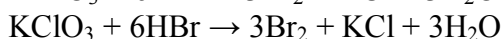
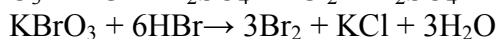
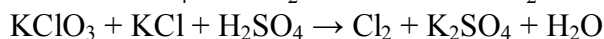
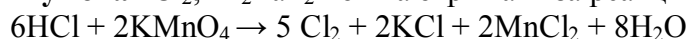
4. Загальні відомості про неметали

Неметали існують при звичайних умовах в газоподібному стані (Хлор, Азот, Кисень та ін.) твердому (Фосфор, Йод) та рідкому (Бром) станах [10]. Атоми неметалів можуть як приймати, так і віддавати електрони, тобто бути як окисниками, так і відновниками. Типовими неметалами є елементи VII групи – Флуор, Хлор, Бром, Йод, які отримали назву *галогени* або *солеутворювачі*.

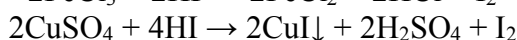
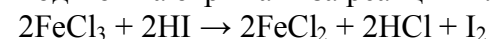
Галогени дуже активні в природі вони зустрічаються виключно вигляді солей. До таких сполук галогенів відносяться NaCl, KI, CaCl₂, KBr, CaF₂, Ca₃(PO₄)₂·CaF₂ та ін.

5. Способи одержання неметалів

5.1 В лабораторних умовах Cl₂, Br₂ та I₂ можна отримати за реакціями:



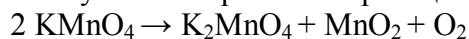
Йод можна отримати за реакціями:



5.2 У промисловості хлор отримують електролізом розчинів чи розплавів хлоридів лужних металів. Хлор широко застосовується для відбілювання паперу та тканин, дезинфекції питної води, виробництва отрутохімікатів, хлоридної кислоти, хлорорганічних сполук та розчинників.

Приклад 3. Після нагрівання перманганату калію маса твердої речовини зменшилась на 7,5%. Знайдіть масову частку солі, що не розкладалась, від її початкової маси.

Розв'язок: Розклад перманганату калію перебігає за реакцією:



З рівняння реакції випливає, що на 2 моля **KMnO₄** виділяється 1 моль O₂, отже маса твердої речовини зменшується на 32 г, або на 16 г на 1 моль **KMnO₄**.

Прийmemo умовно, що початкова кількість перманганату калію дорівнює 1 моль. **M(KMnO₄) = 158 г/моль**, тобто, початкова маса **KMnO₄** дорівнює 158г, а 7,5% від неї дорівнює 11,85г. Якщо прийняти масу перманганату, що розклався, за *x*, то можна записати пропорцію:

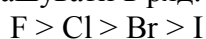
$$158\text{г} \times \text{KMnO}_4 \text{ утворює } 16 \text{ г кисню}$$

$$x \text{ г } \text{KMnO}_4 \text{ утворює } 11,85 \text{ г кисню, звідси } x = 117 \text{ г.}$$

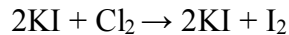
Отже, із 158 г початкової речовини розклатося **117 × 100%/158 = 74%** і не розклатося 26%.

6. Хімічні властивості неметалів

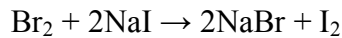
Всі галогени мають на зовнішній валентній оболонці 7 електронів (s²p⁵), тому вони легко приєднують один електрон, утворюючи заповнений зовнішній електронний шар. За хімічною активністю галогени можна розташувати в ряд:



Всі галогени, крім Флюору, можуть віддавати електрони і при цьому утворюються сполуки, в яких галогени проявляють ступінь окиснення +1, +3, +5, +7. Більш активні галогени можуть витіснити менш активні з їх сполук. Так, Хлор може витіснити Бром і Йод зі сполук:

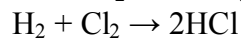
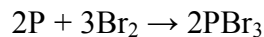
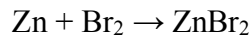
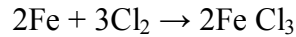


Бром легко витісняє Йод з його солей:



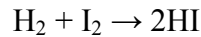
Флюор витісняє хлор, бром та йод з його сполук.

За хімічними властивостями Хлор та Бром подібні. Галогени добре взаємодіють з металами та неметалами:

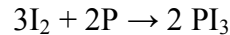


Слід відзначити, що сухий хлор малоактивний, але в присутності слідів вологи його активність різко зростає.

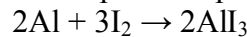
Йод за хімічними властивостями подібний до хлору та броду, але менш активний. Реакція з воднем проходить при нагріванні, але не до кінця:



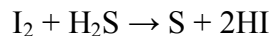
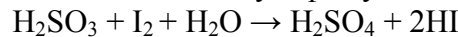
При нагріванні I_2 реагує з фосфором:



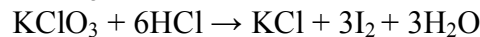
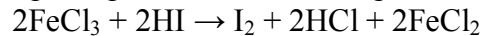
Йод легко реагує з алюмінієм (каталізатором цієї реакції є вода):



Йод є окисником, а тому може окиснювати сульфитну кислоту чи сірководень:



Одержують йод так як і хлор та бром – дією концентрованої HI на різні окисники:



Приклад 4 Суміш нітроген(II) оксиду й амоніаку масою 12,4 г за тиску 104,2 кПа і температури 24°C займає об'єм 15 дм³. Обчисліть об'єм повітря, необхідний для окиснення 10 л такої суміші.

Розв'язок: Для газових сумішей справджується закон Менделєєва-Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M} RT,$$

де P – тиск, Па;

V – об'єм суміші, м³; m – маса суміші, г;

R – універсальна газова стала 8,313, $\frac{\text{Па} \cdot \text{м}^3}{\text{К} \cdot \text{моль}}$; T – температура, К; \bar{M} – середня

молярна маса суміші, г/моль.

Звідси, середня молярна маса суміші NO і NH₃

$$\bar{M} = \frac{mRT}{PV} = \frac{12,4 \cdot 8,313 \cdot (24 + 273)}{104,2 \cdot 10^3 \cdot 15 \cdot 10^{-3}} = 19,59 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{NO}) = 14 + 16 = 30;$$

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 3 = 17$$

Нехай молярна частка NO в суміші дорівнює x, тоді молярна частка NH₃ – (1-x).

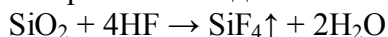
$$30x + 17(1-x) = 19,59; \quad 13x = 2,59; \quad x = 0,20; \quad 1-x = 0,80$$

У гомогенній газовій суміші молярні й об'ємні частки збігаються. Тому V(NO) = 0,20 · дм³; V(NH₃) = 0,80 · 10 = 8 дм³. Окиснення NO відбувається за реакцією 2 NO + O₂ = 2 NO₂

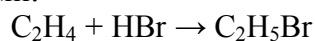
6. Галогеноводні

Сполуки галогенів з Гідрогеном – газоподібні речовини – HCl, HBr, HI добре розчинні у воді. Всі розчини гідрогенхлориду, гідрогенброміду та гідрогенйодиду – сильні кислоти.

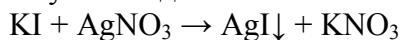
Розчин HF у воді називається плавиковою кислотою це – слабка кислота. Цікавою особливістю цієї кислоти є її здатність розчиняти один із компонентів скла – SiO₂



Крім кислотних властивостей, характерних для сильних кислот HCl, HBr та HI можуть проявляти відновні властивості. Сполуки галогенів з Гідрогеном можуть легко реагувати з ненасиченими вуглеводнями:

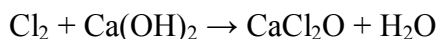


Кислоти HCl, HBr, HI та їх солі реагують з водорозчинними солями срібла, утворюючи нерозчинні в кислотах та лугах осади:

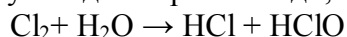


Такі реакції називають якісними реакціями на галогенід-йони [6].

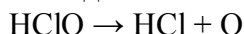
У вільному стані газоподібний хлор широко застосовується для отримання хлорного вапна:



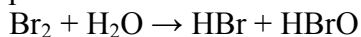
Газоподібний хлор використовують для обробки води, при цьому протікає реакція:



Один з продуктів реакції HClO (гіпохлоридна кислота) легко розкладається, утворюючи атомарний кисень, який має дезинфікуючі та відбілюючі властивості:



Бром з водою реагує менш енергійно:



Хлор та бром легко реагують з розчинами з розчинами лугів:



Розчин Хлору в лузі називається жевелевою водою .

У випадку розчинення хлору в гарячому лузі можлива реакція:



Бертолетову сіль (KClO₃) використовують для виробництва сірників [9].

Галогени та їх сполуки широко застосовують як в промисловості, так і в сільському господарстві.

Контрольні запитання

1. Які метали називаються благородними?
2. В яких межах міняється густина металів?
3. Які метали називаються легкими?
4. Що таке ряд активності металів?
5. Які метали здатні витіснити водень з кислот?
6. Які основні загальні властивості неметалів?
7. Наведіть лабораторні методи одержання хлору?
8. Який з галогенів має найбільшу активність?
9. Де застосовують газоподібний хлор?
10. Напишіть якісну реакцію на йон Br⁻?
11. Як отримують бертолетову сіль?
12. Напишіть реакції плавикової кислоти?
13. Дайте характеристику хімічних властивостей Mg, використовуючи хімічні рівняння.
14. До складу яких складних неорганічних речовин входить азот?
15. Чому сульфур триоксид поглинають сульфатною кислотою, а не водою?

Завдання для самоконтролю

1. Після грозового дощу повітря насичене речовиною, що є алотропною модифікацією хімічного елемента:

- А Фосфору
- Б Сульфору
- В Оксигену

Г Карбону

2. Визначте речовину X, що відповідає схемі перетворень $\text{Ca} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{CaCO}_3$

А $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Б CaCl_2

В $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

Г CaSO_4

3. Визначте речовини, що у водних розчинах взаємодіють за рівнянням реакції у скороченому йонному вигляді: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{4-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$.

А барій хлорид і кальцій сульфід

Б барій нітрат і сульфур(IV) оксид

В барій гідроксид і калій сульфат

Г барій хлорид і калій сульфід

4. Визначте речовину X, що відповідає схемі перетворень $\text{SO}_2 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$.

А NaOH

Б SO_3

В CaSO_3

Г CaSO_4

5. Реактив, за допомогою якого можна розрізнити розчини натрій сульфату і натрій карбонату, розбавлений розчин якого вживають хворі зі зниженою кислотністю шлункового соку:

А аргентум(I) нітрат

Б барій нітрат

В хлоридна кислота

Г калій гідроксид

6. При дії надлишком води на сплав Натрію іншим лужним металом масою 1,06 г виділився газ об'ємом 0,672 л (н.у.). Визначте метал, що входив до складу сплаву, та масові частки металів у сплаві.

7. Знайдіть масу (г) солі, яка утвориться при зливанні розчину, що містить 39,2г ортофосфатної кислоти та розчину, що містить 44г натрій гідроксиду.

8. Визначте масу (г) бромиду, необхідного для бромовання етену об'ємом 28 л (н. у.).

9. При каталітичному окисненні амоніаку масою 17 г утворився оксид нітрогену (II) об'ємом 20 л. Визначити, яку частку складає цей вихід від теоретичного?

10. Розчином сульфатної кислоти з масовою часткою кислоти 15% нейтралізували розчин барій гідроксиду з масовою часткою луку 20%. У скільки разів кількість речовини одержаної води більша, ніж кількість речовини одержаного осаду?

Тема №4: “Нітроген та Фосфор”

План:

1. Загальна характеристика Нітрогену та Фосфору
2. Сполуки нітрогену, їх властивості та застосування
3. Особливості кислотних властивостей Нітрогену та Фосфору

Ключові слова: електропровідність, ступінь окиснення, алотропна модифікація, амоній, нітратна кислота, фосфін, ортофосфатна кислота

Учні повинні:

Знати:

- загальні властивості Нітрогену та Фосфору та їх сполук,
- способи добування і застосування нітрогену та фосфору та їх сполук

Вміти:

- складати рівняння хімічних реакцій та властивості продуктів,
- пояснювати особливості взаємодії нітратної кислоти з різноактивними металами.

1. Загальна характеристика Нітрогену та Фосфору

N – азот (Нітроген)	↓	Збільшується радіус атомів, зростають металічні та відновні властивості. Зменшується електронегативність, стійкість одневих сполук (RH ₃)
P – Фосфор		
As – Арсен		
Sb – Стибій		
Bi – Бісмут		

1.1 N –Нітроген

Ступінь окиснення нітрогену може бути від -3 (коли атом відтягує три електрони від атома менш електронегативного елемента) до +5 (коли 1, 2, 3, 4 або всі 5 валентних електронів відтягуються до атомів більш електронегативних елементів, ніж нітроген). В повітрі – 78%

NaNO₃ – чилійська селітра, натрій нітрат.

Фізичні властивості азоту

Газ, без кольору, запаху і смаку, погано розчинний у воді. T_{кип.} = -198⁰С.

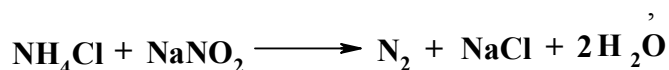
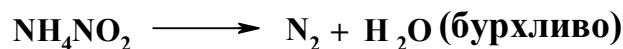
Молекула N≡N дуже стійка (міцний потрійний зв'язок) N₂.

Добування

1). У промисловості – фракціонування рідкого повітря:

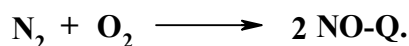
(t_{кип.} O₂ = -183⁰С; t_{кип.} N₂ = -198⁰С).

2). В лабораторії – розклад нітриту амонію

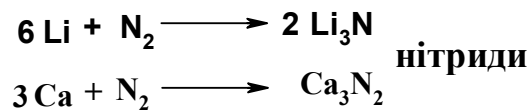


Хімічні властивості азоту

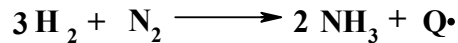
Відновник: висока температура (електрична дуга 3000⁰С)



Окисник: при кімнатній температурі – лише з Літієм, з іншими металами при нагріванні:

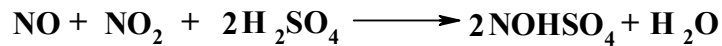


З воднем при високій температурі (500⁰C) і тиску, у присутності каталізатора – Fe.



Використовується азот для добування амоніаку, для наповнення електроламп (інертне середовище).

Приклад 1 Еквімолярну суміш нітроген (II) оксиду та нітроген (IV) оксиду об'ємом 16,8 л (н.у.) розчинили у розчині сульфатної кислоти масою 600 г з масовою часткою 98,0%. Визначте масову частку нітрозилсульфатної кислоти NOHSO₄ в одержаному розчині. (15,2%)
Розв'язок:



Оскільки суміш газів еквімолярна, то кількість речовини кожного газу в суміші по 0,375 моль.

$$m(\text{NO}) = v(\text{NO}) \cdot M(\text{NO}) = 0,375 \cdot 30 = 11,25 \text{ (г)}.$$

$$m(\text{NO}_2) = v(\text{NO}_2) \cdot M(\text{NO}_2) = 0,375 \cdot 46 = 17,25 \text{ (г)}.$$

$$m(\text{р-ну}) = 11,25 + 17,25 + 600 = 628,5 \text{ (г)}.$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{р-ну}) \cdot W(\text{H}_2\text{SO}_4) = 600 \cdot 0,98 = 588 \text{ (г)}.$$

З рівняння реакції випливає: $v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2v(\text{NO}) = 2 \cdot 0,375 = 0,75$ (моль),

Отже, сульфатна кислота в надлишку $v(\text{NOHSO}_4) = 2v(\text{NO}) = 0,75$ (моль). $m(\text{NOHSO}_4) = v(\text{NOHSO}_4) \cdot M(\text{NOHSO}_4) = 0,75 \cdot 127 = 95,25$ (г).

1.2 Р-Фосфор

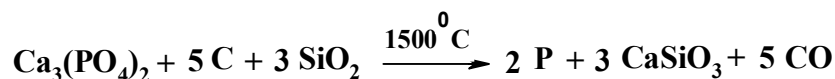
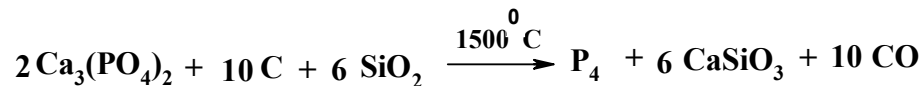
Фізичні властивості й алотропні модифікації Фосфору

Білий фосфор $\rho - 1,8 \text{ г/см}^3$, $t_{\text{пл.}} - 44,1^0\text{C}$, отруйний.

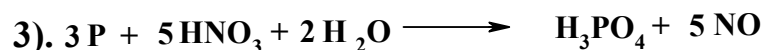
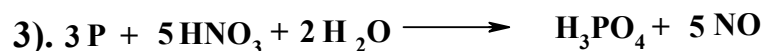
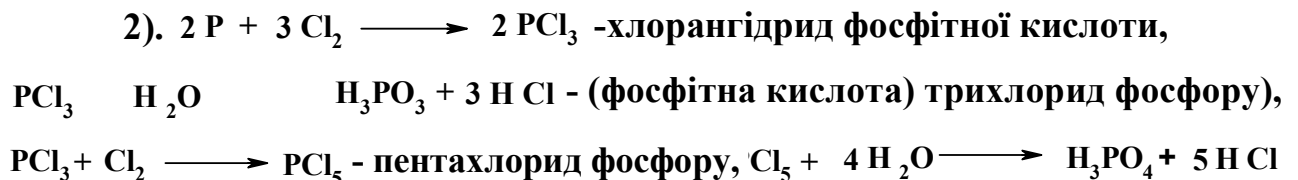
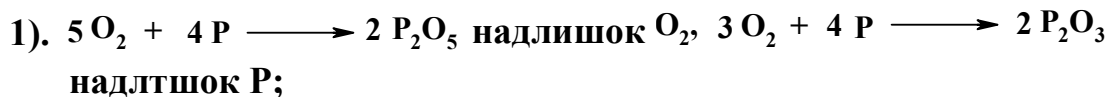
Червоний $\rho - 2-2,4 \text{ г/см}^3$, $t_{\text{пл.}} - 390^0\text{C}$; неотруйний.

Чорний $\rho - 2,7 \text{ г/см}^3$, атомні ґратки, неотруйний.

Добування



Хімічні властивості



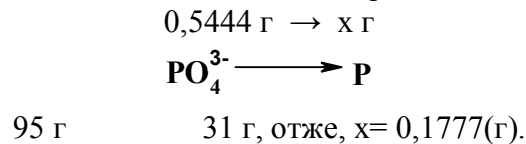
Застосування Фосфору

Білий фосфор широко не застосовується. Його використовують для добування інших алотропних форм, фосфатних кислот, як бойову запальну речовину, для утворення димових завіс [14].

Червоний фосфор використовується для виробництва сірників, у металургії, для виготовлення фосфорорганічних препаратів.

Приклад 2 Масова частка металів у суміші магній фосфату, натрій фосфату та цинк фосфату становить 45,56%. Визначте масову частку Фосфору в сцміші.

Розв'язок: Обчислимо масову частку фосфат-йонів у суміші: $w(\text{PO}_4^{3-}) = 100\% - 45.56\% = 54.44\%$ або 0.5444. Якщо маса суміші фосфатів m г, то $m(\text{PO}_4^{3-}) = 0,5444(m)$. Масу Фосфору, що міститься у фосфат-йонах, обчислимо за стехіометричною схемою:



2. Сполуки Нітрогену, їх властивості та застосування

2.1 Амоніак NH_3

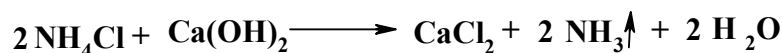
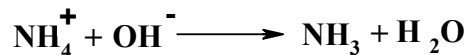
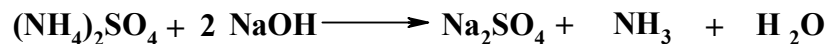
Молекула амоніаку являє собою диполь: спільні електронні пари зміщені до атома нітрогену.

Фізичні властивості амоніаку

Безбарвний газ, з характерним різким задушливим запахом, добре розчинний у воді внаслідок утворення між NH_3 і H_2O водневих зв'язків. Вражає слизові оболонки очей і дихадльних шляхів. В 1 л H_2O при 20°C розчиняється 700 л NH_3 , при температурі нижче за $-33,4^\circ\text{C}$ переходить у рідкий стан.

Добування в лабораторії

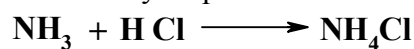
Дія лугів на солі амонію:



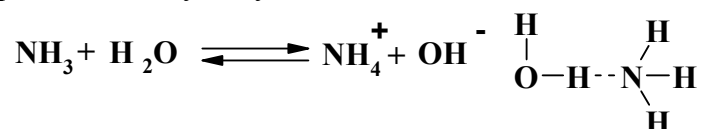
Хімічні властивості

Піраміда, завдяки напрямленості в просторі неподіленої електронної пари нітроген амоніаку має електроннодонорні властивості.

Основа (акцептор протона): з кислотами утворює солі

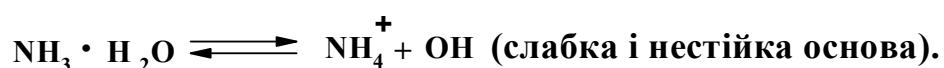


Реагує з водою, утворює амоніачну воду.

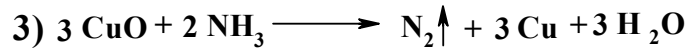
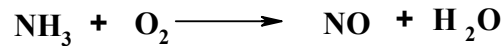
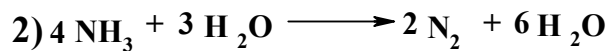
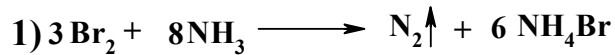


Лужна реакція середовища, але в розчині лише невелика частина молекул NH_3 перетворюється на іони амонію NH_4^+ . Тому амоніачна вода пахне амоніаком.

Формула амоніачної води: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Її називають амоній гідроксидом або нашатирним спиртом.



Відновник: найлегше окиснюється до N_2 , в присутності каталізатора до NO .



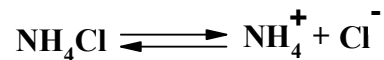
Застосування

Використовують як добриво і для виробництва азотних добрив, нітратної кислоти, вибухових речовин, соди як хладоагент у холодильниках. Застосовують ц медицині (нашатирний спирт), у хімічних лабораторіях, побуті (для прання, виведення плям, чистки килимів, ювелірних виробів).

2.2 Солі амонію

Іон NH_4^+ подібно до іона K^+ .

Солі – кристалічні речовини, добре розчинні у воді, сильні електроліти, з іонним типом зв'язку.

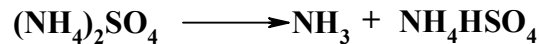


Термічне розкладання солей:

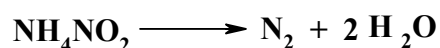
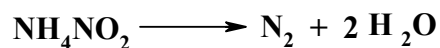
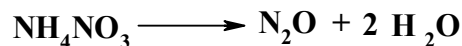
а) якщо кислота летка:



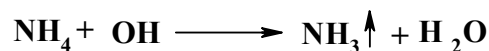
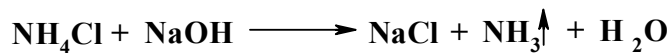
б) продукти для розкладу нелеткої кислоти залежать від її природи і температури



в) якщо аніон – окисник, розклад необоротний



Якісна реакція на NH_4^+ - дія лугів.



Добування солей амонію в лабораторії

Взаємодія амоніаку з кислотами



Промисловий синтез амоніаку

В промисловості амоніак синтезують з простих речовин азоту і водню.



Оптимальні умови для економічно доцільного синтезу амоніаку:

- 1). невеликий тиск (30 Мпа), дає змогу змістити рівновагу у бік утворення амоніаку;
- 2). використання каталізатора (губчасте залізо з домішками Al_2O_3 і K_2O);
- 3). підвищення температури (до $450^\circ - 500^\circ\text{C}$).

Основні принципи сучасного виробництва амоніаку:

- 1). принцип теплообміну;
- 2). принцип циркуляції.

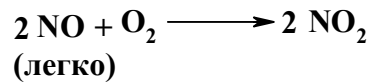
2.3 Оксиди Нітрогену і Фосфору

Нітроген (IV) оксид, NO

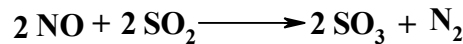
Безбарвний газ, погано зріджується, погано розчинний у воді, без запаху.

Несолетворний

Відновник:

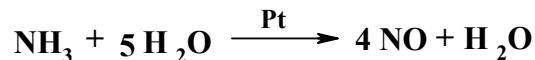


Окисник:

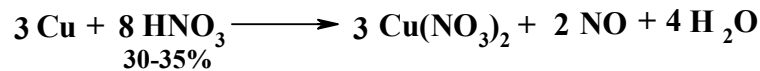


Добування

а) промислове (виробництво HNO_3):

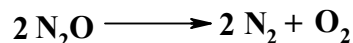


б) лабораторне:

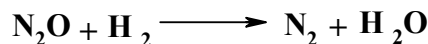


Нітроген (I) оксид, N₂O

Сміховий газ. Несолетворний, а при 700°C – розкладається :

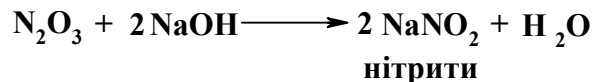


Окислює речовини, що реагують з O_2 :



Нітроген (III) оксид, N₂O₃

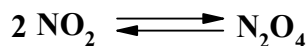
Кислотний оксид реагує з лугами:



Нітроген (IV) оксид, NO₂

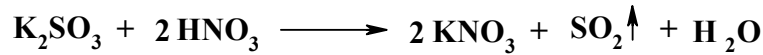
Бурий газ з різким характерним запахом. Добре розчиняється у воді, оскільки реагує з нею, солетворний.

Димеризується:



червоно-бурий газ, безбарвний газ,
з різким запахом, легко зріджується;
отруйний

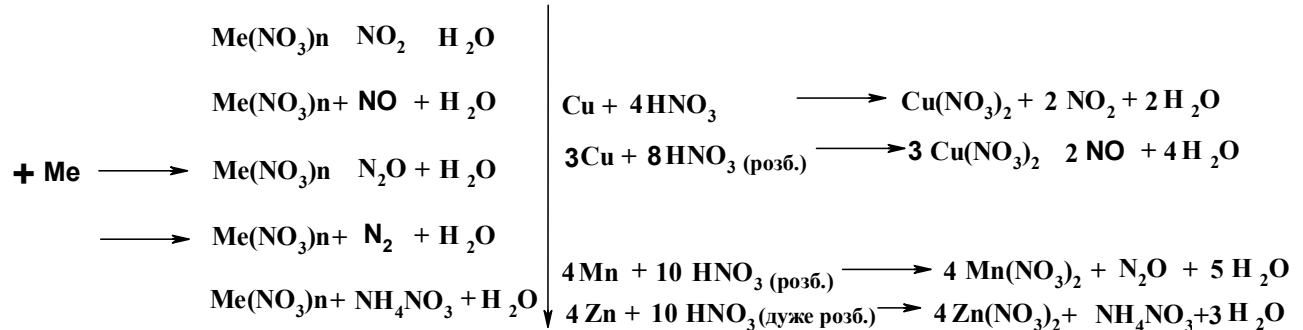
Диспропорціонує у воді:



4) Розклад нітратної кислоти (під час нагрівання).



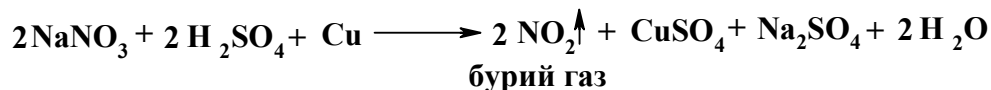
5) Взаємодія з металами:



Застосування

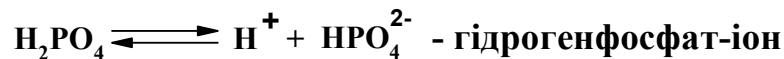
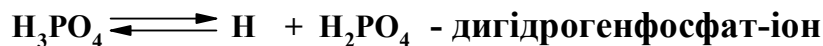
Виробництва добрив, барвників, пороху, пластмас, штучного волокна, лікарських препаратів; використовується як сильний окисник у самозаймистих ракетних паливах.

Якісна реакція на NO_3^- :

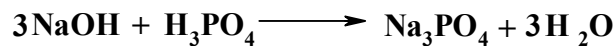
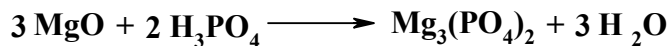


3.2 Ортофосфатна кислота – H_3PO_4

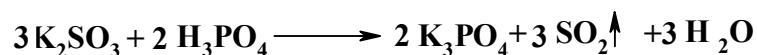
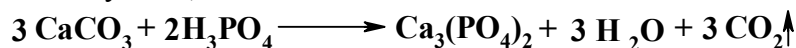
Ортофосфатна (ортофосфорна) кислота – тверда безбарвна кристалічна речовина, нелетка, добре розчиняється у воді, змішується з нею у будь-яких співвідношеннях. Ортофосфатна кислота – електроліт середньої сили, дисоціює ступінчасто [15].



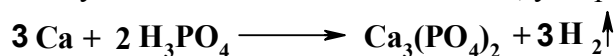
2) Ортофосфатна кислота взаємодіє з основними оксидами і основами, виявляючи властивості, типові для кислот:



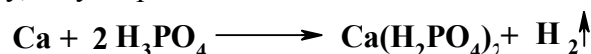
3) Взаємодіє з солями за умови, що ця сіль слабшої або леткішої кислоти:



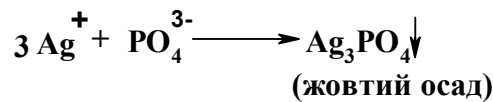
4) Взаємодія з металами. Реагує тільки з активними металами, утворюючи сіль і водень:



Якщо кислота у надлишку, то утворюється кисла сіль:



Якісна реакція на PO_4^{3-} :



Застосування H_3PO_4

- для виробництва добрив;
- для виробництва кормових добавок;
- як каталізатор;
- для освітлення цукру.

Контрольні запитання:

1. Які ступені окиснення властиві Нітрогену?
2. Якими електронами утворюються ковалентні зв'язки в молекулі амоніаку? Чому вона полярна?
3. Назвіть найважливіші принципи сучасного виробництва нітратної кислоти.
4. Якими властивостями характеризуються алотропні модифікації Фосфору?
5. Які оптимальні умови для економічного синтезу амоніаку?
6. Поясніть особливості будови ортофосфатної кислоти.
7. Чому аміак (отруйний газ) дають вдихати при непритомностях?
8. Яка щоденна потреба людського організму у Фосфорі?
9. Який хімік винайшов сірники?
10. У чому полягають особливості одержання оксидів Нітрогену та Фосфору?
11. До складу яких складних неорганічних речовин входить азот?
12. Які властивості кислотно-основного характеру мають оксиди Нітрогену?
13. Які специфічні властивості нітратної кислоти вам відомі та чим вони зумовлені?
14. Як нітратну кислоту очистити від домішок?
15. У посудині без підписів знаходяться гази: N_2 , N_2O , NO_2 , поміркують як їх розрізнити?

Завдання для самоконтролю

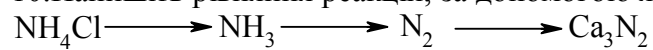
1. Виберіть хімічну формулу основного оксиду
 - А SO_3
 - Б CaO
 - В CO_2
 - Г P_2O_5
2. Визначте молярну масу ортофосфатної кислоти (г/моль):
 - А 78
 - Б 98
 - В 68
 - Г 58
3. Визначте схему реакції йонного обміну у водному розчині, що відбувається з утворенням осаду
 - А $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \square$
 - Б $\text{NaNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \square$
 - В $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \square$
 - Г $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \square$
4. В чому подібність і відмінність атому Фосфору від атомів Сульфуру та Хлору? Запишіть електронні конфігурації цих атомів
5. Записати молекулярні та іонні рівняння таких перетворень:

$$\text{NH}_3 \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \longrightarrow \text{NH}_3$$
6. Як зміниться швидкість реакції $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$, якщо концентрацію оксиду азоту NO збільшити в 2 рази?
7. Який об'єм амоніаку виділиться, якщо на амоній сульфат масою 67г подіяти натрій гідроксидом масою 40г?

8. Надлишком нітратної кислоти подіяли на амоніак об'ємом 5,6 л (н.у.). Під час хімічного процесу утворилася сіль амонію масою 16 г. Яку масову частку у (%) це становить від теоретично можливого виходу?

9. Який об'єм амоніаку (н.у.) знадобиться для утворення амоній сульфату масою 26,4г, якщо амоніак може бути витрачений лише на 80%?

10. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Тема 5 “Комплексні сполуки”

План:

1. Основні положення координаційної теорії
2. Номенклатура комплексних сполук
3. Просторова будова комплексних сполук
4. Ізомерія комплексних сполук
5. Хімічні властивості комплексних сполук

Ключові слова: ланцюгова теорія, координаційна теорія, комплексоутворювач, ліганд, координаційне число, проти іони, дентатність ліганд, амбідентатність, хелатні (клішнєподібні) комплекси, координаційна ізомерія, аквапентамінові комплекси.

Учні повинні:

Знати:

- означення координації, комплексоутворювача, ліганда, координаційного числа, ізомерії
- суть координаційної теорії Вернера,
- обґрунтувати види ізомерії комплексних сполук

Уміти:

- характеризувати основні типи реакцій комплексних сполук механізми їх утворення,
- складати формули і називати за номенклатурою координаційні сполуки,
- моделювати просторову будову комплексних сполук.

1. Основні положення координаційної теорії

Сполуки, в яких атоми начебто вичерпали свої валентні можливості, здатні до подальшого сполучення між собою з утворенням складніших - **комплексних сполук**, зокрема $KCl \times CuCl$, $4KCN \times Fe(CN)_2$, $2KI \times HgI_2$, $3NaF \times AlF_3$, $2KF \times SiF_4$, $ZnSO_4 \times 4NH_3$, $3KOH \times Al(OH)_3$. Наприклад, у разі додавання аміаку до купрум (II) сульфату утворюється складніша сполука $CuSO_4 \times 4NH_3$, тобто ця реакція супроводжується зміною забарвлення реакційної суміші від синього до значно інтенсивнішого синьо-фіолетового забарвлення. Розглядали будову цих сполук, за аналогією з органічними сполуками, утворенням ланцюгів атомів (наприклад, ланцюг атомів Нітрогену в сполуці $CuSO_4 \times 4NH_3$), але **ланцюгова теорія** була неспроможна пояснити властивості комплексних сполук [12].

Швейцарський учений А.Вернер запропонував **координаційну теорію**, згідно з якою у таких сполуках існує атом-комплексоутворювач, який координує навколо себе більше число іонів протилежного знака чи молекул, ніж дозволяє звичайна валентність (ступінь окиснення). Наприклад, згідно з теорією Вернера в сполуці $CuSO_4 \times 4NH_3$ усі чотири молекули аміаку NH_3 приєднані до атома Купруму.

Теорія ґрунтувалась на фізико-хімічних властивостях комплексних сполук і вивченні їхніх ізомерних форм. Увесь подальший розвиток хімії підтвердив справедливості координаційної теорії, а праці А. Вернера стали відправною точкою для розвитку багатьох розділів хімії. Головною ознакою комплексних сполук є **координація**, тобто приєднання до центрального атома більшого числа інших частинок, ніж це впливає з його звичайної валентності, тому комплексні сполуки називають також **координаційними**.

Комплексоутворювачем вважають центральний атом чи іон, до якого приєднуються нейтральні молекули або аніони. Оскільки комплексні сполуки утворюються за донорно-акцепторним механізмом, то комплексоутворювачі здебільшого мають бути акцепторами електронів і мати вільні електронні орбіталі. За звичай роль комплексоутворювачів виконують малі за розміром і атоми металів (значно рідше - неметалів) або катіони металів,

на поверхні яких зосереджується надлишковий позитивний заряд. Найчастіше комплексоутворювачами є катіони d-металів: Cu^{2+} , Co^{2+} , Co^{3+} , Cr^{3+} і багато інших.

Лігандами (приєднаними частинками) називають молекули або іони, які координуються навколо комплексоутворювача. Разом з останнім вони утворюють координаційну сферу і є донорами електронних пар. Здебільшого роль лігандів виконують нейтральні молекули, до складу яких входять найбільш електронегативні атоми Оксигену (вода, спирти, кислоти, ефіри тощо), Нітрогену (аміак, аміни) або аніони (F^- , Cl^- , Br^- , NCS^- , CO_3^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ тощо).

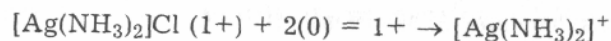
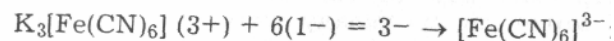
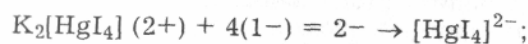
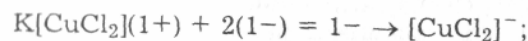
Координаційне число визначається числом місць у просторі, які може надавати комплексоутворювач для приєднання лігандів. Іншими словами, координаційне число відповідає числу хімічних зв'язків між комплексоутворювачем і лігандами, яке залежить як від природи комплексоутворювача та характеру лігандів. Так, Al^{3+} з меншим за розміром іоном F^- утворює комплекс $[\text{AlF}_6]^{3-}$, координаційне число якого дорівнює 6, а з більшим іоном Cl^- - комплекс $[\text{AlCl}_4]^-$, координаційне число якого дорівнює 4. Для більшості комплексних сполук (майже 95 %) координаційне число дорівнює 4 або 6. Часто координаційне число для іонів відповідає подвоєному ступеню окиснення комплексоутворювача (див. таблицю 7):

Таблиця 7

Приклади комплексних сполук з різним координаційним числом

Ступінь окиснення комплексоутворювача	Приклад комплексної сполуки	Координаційне число
1+	$\text{K}[\text{CuCl}_2]$	2
2+	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$	4
3+	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ $\text{K}_3[\text{CoF}_6]$ $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$	6

Внутрішню координаційну сферу комплексної сполуки складають комплексоутворювач разом з лігандами, які приєдналися відповідно до координаційного числа комплексоутворювача, тому її позначають у квадратних дужках. Заряд внутрішньої координаційної сфери визначається сумою зарядів комплексоутворювача й усіх лігандів, наприклад:

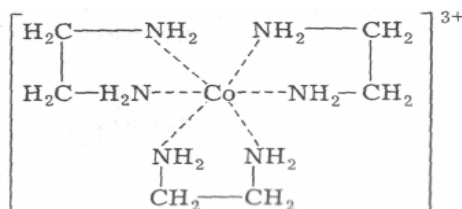


Заряд внутрішньої координаційної сфери дорівнює сумарному заряду всіх іонів зовнішньої сфери, взятому з протилежним знаком. Ліганди є нейтральними молекулами, заряд внутрішньої координаційної сфери збігається із зарядом комплексоутворювача. Якщо внутрішня координаційна сфера має негативний заряд, комплекс виявляє аніонний характер, якщо позитивний – катіонний, якщо нейтральний – комплекс є неелектролітом [9].

Протиіони – це іони зовнішньої сфери (катіони або аніони), які компенсують заряд внутрішньої координаційної сфери, щоб речовина загалом була електронейтральною. У наведених вище прикладах протиіонами є катіони K^+ та аніони Cl^- . Протиіони не входять до складу внутрішньої координаційної сфери, їх можна легко замінити на інші подібні іони. Якщо замінити зовнішні іони, властивості речовини змінюються мало, якщо ж змінити один з компонентів у внутрішній координаційній сфері комплексу, то утвориться нова сполука із зовсім іншими властивостями.

Дентатність ліганду визначається числом атомів, які одночасно можуть утворювати зв'язки з комплексоутворювачем. Наприклад, молекула NH_3 займає лише одне

координаційне місце, тому цей ліганд є монодентатним. Етилендіамін $\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_4\text{NH}_2$ координується двома атомами Нітрогену і тому є бі- або дводентатним. Діетилентриамін $\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_4\text{NHC}_2\text{H}_4\text{NH}_2$ може займати три координаційні місця і є тридентатним. Іон Co^{3+} з лігандами утворює комплексні сполуки такого складу: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; $[\text{Co}(\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_4\text{NH}_2)_3]\text{Cl}_3$; $[\text{Co}(\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_4\text{NHC}_2\text{H}_4\text{NH}_2)_2]\text{Cl}_3$, тобто число приєднаних лігандів дорівнює координаційному числу, поділеному на дентатність ліганду. Отже, координаційне число не завжди збігається з числом приєднаних лігандів. Ліганди типу етилендіаміну утворюють так звані **хелатні** або **клішнєподібні комплекси**, в яких ліганди разом з комплексоутворювачем будують стійкі п'ятичленні цикли (подібно до шестичленних в органічних сполуках), такі ліганди називають **хелатоутворюючими**:



Деякі ліганди можуть координуватися різними способами, такі ліганди називають. Наприклад, іон NCS^- може координуватися одним з двох кінцевих атомів – атомом Нітрогену або Сульфуру. Залежно від швидкості заміщення одних лігандів на інші комплексні сполуки поділяють на **інертні** (повільне заміщення) та **лабільні** (швидке заміщення) [5].

Комплексним сполукам, як і органічним речовинам властиве явище ізомерії. Деякі комплексні сполуки існують тільки у твердому стані, а у водних розчинах повністю розщеплюються на іони, тому їх відносять до подвійних солей, наприклад галуни $\text{K}[\text{Al}(\text{SO}_4)_2] \times 12\text{H}_2\text{O}$; $\text{K}[\text{Cr}(\text{SO}_4)_2] \times 12\text{H}_2\text{O}$.

2. Номенклатура комплексних сполук

Назву комплексній сполуці дають за переліченими нижче правилами:

1. Першим називають катіон, а потім аніон.
2. Ліганди називають перед комплексоутворювачем. Перелік лігандів ведуть в алфавітному порядку (див. таблицю 8).

Таблиця 8

Назви найвідоміших лігандів

Ліганд	Назва ліганду	Ліганд	Назва ліганду
$\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_4\text{NH}_2$	етилендіамін-	OH^-	гідроксо-
N_3^-	азидо-	NH_3	амін-
Br^-	бромо-	H_2O	аква-
Cl^-	хлоро-	CO	карбоніл-
CN^-	ціано-	CO_3^-	карбонато-
CNS^-	тіоціано-	C_2O_4^-	оксалато-

3. До назв аніонних лігандів додають закінчення **-о**, а нейтральні ліганди називають так само, як і молекули.

4. Число лігандів кожного виду (якщо їх число перевищує одиницю) вказують грецькими префіксами: ди- (2), три- (3), тетра- (4), пента- (5), гекса- (6). Якщо ж такий самий префікс є у назві ліганду (діетилентриамін, етилендіамін), то назви лігандів беруть у дужки перед ними ставлять префікси іншого типу: біс- (2), тріс- (3), тетракіс- (4), пентакіс- (5), гексакіс- (6). Наприклад: $[\text{Cr}(\text{En})_3]\text{Cl}_3$ – тріс(етилендіамін)хром (III) хлорид.

5. У назву комплексного аніону має входити суфікс **-ат**. Комплексоутворювач, що входить до складу катіону чи нейтральної молекули не має закінчення.

6. Ступінь окиснення комплексоутворювача вказують у дужках римською цифрою відразу за назвою комплексоутворювача.

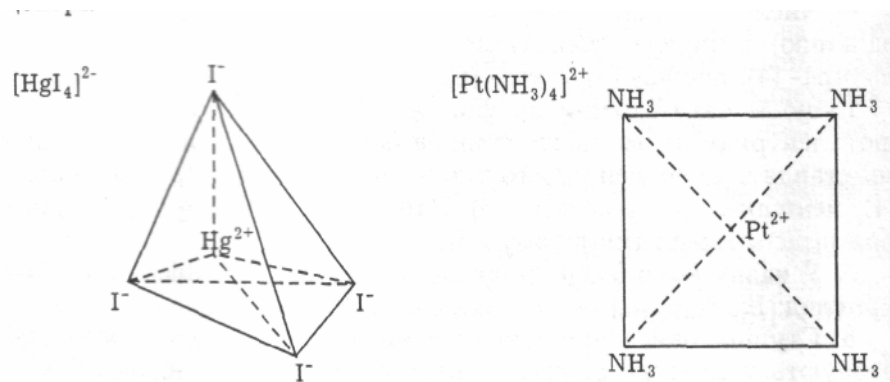
Приклади:

$K[CuCl_2]$ – калій дихлорокупрат (II),
 $[Cr(H_2O)_3NH_3Br_2](NO_3)_2$ – триаквааміндибромохром (III) нітрат.
 $[Pt(NH_3)_2ClBr]$ – діамінбромохлороплатина (II)
 $[Co(NH_3)_4(H_2O)Cl]Cl_2$ – акватетраамінхлорокобальт (III) хлорид

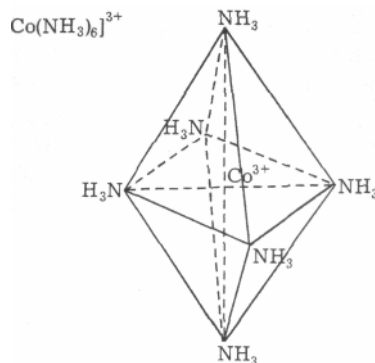
3. Просторова будова комплексних сполук

Залежно від координаційного числа комплексні сполуки мають різну просторову будову. Якщо координаційне число дорівнює **2**, то частинки внутрішньої координаційної сфери розміщені **лінійно**, наприклад: $K[Cl - Cu - Cl]$

Якщо координаційне число дорівнює **4**, то внутрішня координаційна сфера може мати **тетраедричну** (здебільшого) або **квадратно-плоскіну** будову з комплексоутворювачем, розміщеним у центрі, наприклад:



Якщо координаційне число дорівнює **6**, то внутрішня координаційна сфера має **октаедричну** або **біпірамідальну** просторову будову з центральним положенням комплексоутворювача, наприклад:



4. Ізомерія комплексних сполук

Комплексним сполукам властива ізомерія. Найпоширеніші види ізомерії:

а) **гідратна ізомерія** полягає в різному розміщенні молекул води у внутрішній і зовнішній координаційних сферах, наприклад, формулі $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ відповідають три комплексні сполуки: $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ – фіолетового кольору, $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2 \cdot H_2O$ – світло-зеленого і $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl \cdot 2H_2O$ – темно-зеленого кольору;

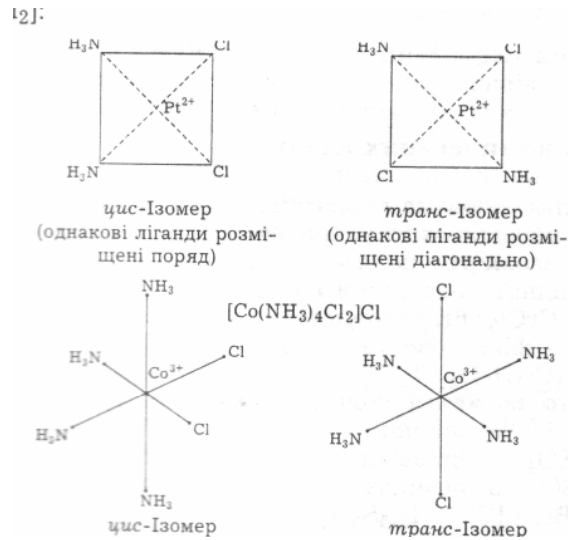
б) **іонізаційна ізомерія** полягає в різному розміщенні іонів у внутрішній і зовнішній сферах, наприклад, формулі $Co(NH_3)_3Br \cdot SO_4$ відповідають дві комплексні сполуки: $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$, з розчину якої легко осаджується $BaSO_4$ і важко – $AgBr$, і $[Co(NH_3)_5SO_4]Br$, з розчину якої, навпаки, легко осаджується $AgBr$ і важко – $BaSO_4$;

в) **координаційна ізомерія**, за якої комплексоутворювачі немовби обмінюються лігандами, наприклад, $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ та $[Cr(NH_3)_6]^{3+}$;

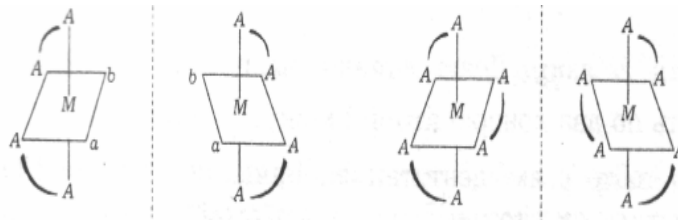
г) **ізомерія зв'язку**, якщо деякі ліганди, наприклад іони CN^- , NCS^- , NO_2^- , мають по два донорні атоми і можуть координуватися різними способами, тобто є амбідентатними

лігандами. Так, іон NO^{2-} може координуватись як атомом Нітрогену, так і атомом Оксигену. У першому випадку утворюються нітрокомплекси $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]\text{Br}_2$, у другому – нітритокомплекс $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{ONO}]\text{Br}_2$, але стійкішим є нітрокомплекс, що мимовільно перетворюється у нітрокомплекс;

д) **геометрична ізомерія** полягає в різному просторовому положенні лігандів відносно комплексоутворювача, властива різнолігандним комплексним сполукам з квадратно-площинною або октаедричною (чи біпірамідалною) структурою, наприклад $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$:



є) **оптична ізомерія** характерна для різнолігандних або хелатних комплексних сполук, у цьому разі один ізомер є дзеркальним відбитком іншого. Оптичні ізомери утворюються одночасно в однакових кількостях і складають **рацемічну суміш**. Прикладом можуть бути ізомери комплексних сполук загальної формули цис- $[\text{M}(\text{AA})_2\text{ab}]^{n+}$ та $[\text{M}(\text{AA})_3]^{n+}$:



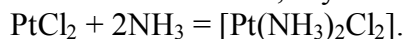
Приклад 1 Комплексна сполука платини містить 65,00 мас.% Pt, 9,34 % N, 23,66 % Cl та водень. Комплекс нейтральний, має плоску будову. Встановіть формулу комплексу, напишіть рівняння яке описує його отримання, визначте валентність і ступінь окиснення центрального атома.

Розв'язок: Встановимо відношення молів компонентів у сполуці:

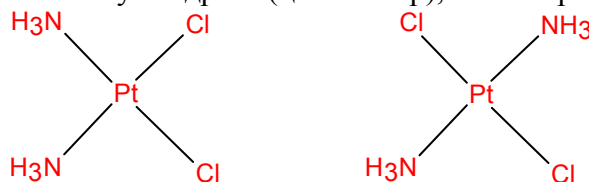
$$\nu(\text{Pt}) : \nu(\text{N}) : \nu(\text{Cl}) : \nu(\text{H}) = (65,00/195) : (9,34/14) : (23,66/35,5) : (2,00/1) = 0,333 : 0,667 : 0,666 : 2 = 1 : 2 : 2 : 6.$$

Формула комплексу – $\text{PtN}_2\text{Cl}_2\text{H}_6$, або $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$.

Валентність Pt – IV, ступінь окиснення +2, тоді



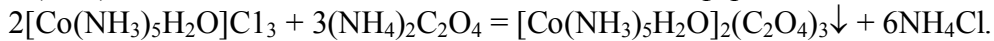
Молекула комплексу – практично квадрат з атомом платини в центрі. Однакові ліганди можуть знаходитись з одного боку квадрата (цис-ізомер), чи навпроти – (транс-ізомер):



5. Хімічні властивості комплексних сполук

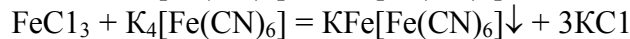
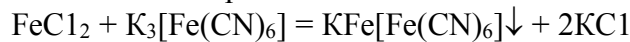
Хімічні властивості комплексних сполук залежать від природи комплексоутворювача, лігандів і меншою мірою — від природи іонів, розміщених у зовнішній координаційній сфері. Для комплексних сполук характерні найрізноманітніші перетворення, однак найтипівішими є такі групи реакцій:

1) **реакції обміну іонів зовнішньої сфери** - застосовують під час добування комплексних сполук і в хімічному аналізі. У разі нагрівання водного розчину $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ утворюється суміш сполук, у тому числі й $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3$. Виділити останню сполуку із суміші в чистому вигляді важко, тому суміш піддають дії солі щавлевої кислоти $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, внаслідок чого іони Cl^- зовнішньої сфери обмінюються на іони $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$



2) **реакції обміну, приєднання або відщеплення лігандів** - малорозчинна комплексна сполука, що утворилася, легко відокремлюється від домішок. Реакціями обміну із сильними кислотами добувають інші **аквапентамінові комплексні** сполуки $\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{X}_3$ (де X — однозарядні аніони), наприклад: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]_2(\text{C}_2\text{O}_4)_3 + 6\text{HCl} = 2[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3 + 3\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Для виявлення в розчинах іонів K^+ використовують розчин комплексної сполуки $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, яка вступає в реакцію обміну із солями калію з утворенням осаду жовтого кольору: $2\text{KCl} + \text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] = \text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \downarrow + 2\text{NaCl}$.

Комплексні сполуки $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ легко обмінюють іони K^+ зовнішньої сфери на іони d-елементів, внаслідок чого утворюються малорозчинні сполуки. Такі реакції використовують, зокрема, для виявлення в розчинах іонів Fe^{2+} і Fe^{3+} .



3) **реакції відновлення або окиснення комплексоутворювача** - реакції взаємодії $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ з хлором, внаслідок якої одночасно з процесом приєднання лігандів Cl^- змінюється ступінь окиснення платини від +2 до +4, наприклад: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2] + \text{Cl}_2 = [\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$. Зворотна реакція – відновлення комплексних сполук платини (IV) – супроводжується відщепленням лігандів: $\text{K}_2[\text{PtCl}_6] + \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \text{K}_2[\text{PtCl}_4] + 2\text{KCl} + 2\text{CO}_2$.

4) **реакції перетворення координованих молекул або іонів** - реакції добування комплексних сполук у розчинах із звичайних солей найчастіше є реакціями обміну координованих молекул розчинника на інші ліганди. Розглянемо реакцію добування аміаку нікелю під дією аміаку на водний розчин сульфату нікелю NiSO_4 . У разі розчинення NiSO_4 у воді іон Ni^{2+} координує молекули води й утворює аквакомплекс $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Під дією аміаку молекули води у внутрішній координаційній сфері обмінюються на молекули аміаку:

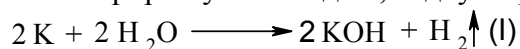
$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4 + 6\text{NH}_3 = [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$. Ця реакція відбувається в кілька стадій, послідовно утворюються комплексні сполуки $[\text{Ni}(\text{NH}_3)(\text{H}_2\text{O})_5]\text{SO}_4$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ і т. д. до $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$. Реакції відновлення та окиснення комплексоутворювача можуть відбуватися і без зміни оточення лігандів, такою реакцією є добування калій гексаціаноферрата (III): $2\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{Cl}_2 = 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 2\text{KCl}$

5) **ізомеризація комплексних сполук** - реакцію проводять у розчині, який містить іони NH_4^+ для зв'язування іонів OH^- , отже $4[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} + 4\text{OH}^-$ [8].

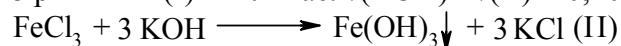
Приклад 2 До свіжоприготовленого розчину ферум (III) хлориду масою 37,037 г з масовою часткою солі 30,0% додали калій масою 8 г. Визначте масову частку розчиненої речовини у розчині, одержаному після відділення осаду.

Розв'язок: $m(\text{FeCl}_3) = m(\text{р-ну}) \cdot w(\text{FeCl}_3) = 37,037 \cdot 0,3 = 11,111$ (г).

Калій прореагував з водою, тоді утворений луг – із FeCl_3 .



З рівняння (I) випливає: $v(\text{KOH}) = v(\text{K}) = 0,2051$ моль,



З рівняння (I) випливає: $v(\text{KOH}) = 3v(\text{FeCl}_3) = 3 \cdot 0,06838 = 0,2051$ (моль).

Отже, весь луг прореагував, згідно рівнянням (II) утворився KCl кількістю речовини 0,2051 моль і випав осад $\text{Fe}(\text{OH})_3$ кількістю речовини 0,06838 моль.

$m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = v(\text{Fe}(\text{OH})_3) \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 0,06838 \cdot 107 = 7,317$ (г).

$$m(\text{KCl}) = v(\text{KCl}) \cdot M(\text{KCl}) = 0,2051 \cdot 74,5 = 15,28 \text{ (г)}.$$

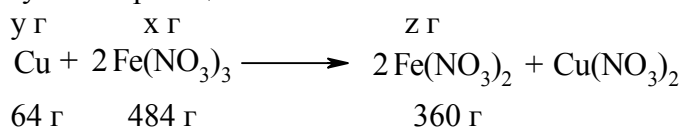
$$m(\text{H}_2) = v(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) = 0,1026 \cdot 2 = 0,205 \text{ (г)}.$$

Отже, маса одержаного розчину становить $37,037 + 8 - 7,317 - 0,205 = 37,515 \text{ (г)}$.

Приклад 3 Мідну пластинку масою 13,2 г помістили у розчин ферум (III) нітрату масою 300 г з масовою часткою солі 0,112. Через деякий час пластинку вийняли. При цьому виявилось, що масова частка ферум (III) нітрату в розчині дорівнює масовій частці ферум (II) нітрату, який утворився. Визначте масу пластинки після того, як її вийняли з розчину. (10,65 г).

Розв'язок: $m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = m(\text{р-ну}) \cdot W(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 300 \cdot 0,112 = 33,6 \text{ (г)}$.

Припустимо, що прореагувало $x \text{ г}$ $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, тоді у розчині залишилося $(33,6 - x) \text{ г}$ солі. За стехіометричною схемою обчислимо масу ферум(II) нітрату, що утворився, та масу міді, яка вступила в реакцію:



Звідси $z = 0,7438x \text{ (г)}$? іскільки за умовою $W(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = W(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2)$, то однакові й маси солей. Складемо рівняння: $33,6 - x = 0,7438x$, звідки $x = 19,27 \text{ (г)}$.

$$m(\text{Cu}) = 0,1322 \cdot 19,27 = 2,55 \text{ (г)} / \text{Отже, } m(\text{пластинки}) = 13,2 - 2,55 = 10,65 \text{ (г)}.$$

Контрольні питання:

1. Сформулюйте означення комплексних сполук.
2. Поясніть суть координаційної теорії А.Вернера.
3. З'ясуйте особливість механізму утворення координаційних сполук.
4. Які ліганди можна назвати амбідентатними? Наведіть приклади.
5. Охарактеризуйте просторову будову органічних сполук.
6. Поясніть явище ізомерії?
7. Які відомі види ізомерії? Наведіть приклади.
8. Що таке рацемічна суміш оптичних ізомерів?
9. Які перетворення властиві комплексним сполукам?
10. Порівняйте властивості цис- і транс ізомерів діамінбромохлороплатина (II).
11. Наведіть методи добування комплексних сполук.
12. Визначте координаційну внутрішню сферу комплексної сполуки $[\text{HgI}_4]^{2-}$.
13. Яку інформацію дає про комплексну сполуку координаційне число?
14. Яке значення, на вашу думку, має координаційна теорія для розвитку хімії?
15. Наведіть приклади реакції відновлення або окиснення комплексоутворювача.

Завдання для самоконтролю:

1. Знайдіть пари речовин, що необхідні для добування ферум (II) сульфату, — це:
 - А $\text{Fe}(\text{OH})_2$ і Na_2SO_4
 - Б FeO і K_2SO_4
 - В CuSO_4 і Fe
 - Г Fe_2O_3 і H_2SO_4
2. Виберіть формулу несолетвірного оксиду
 - А CO_2
 - Б NO
 - В NO_2
 - Г SiO_2
3. Яким набором реактивів можна визначити якісний склад хлоридної кислоти?
 - А Ag і AgNO_3
 - Б Al і AgNO_3
 - В Al і Na_2SO_4
 - Г Cu і AgNO_3 .

4. Установіть послідовність фізичних операцій розділення суміші цукру, залізних ошуків та річкового піску

- А фільтрування
- Б розчинення
- В дія магнітом
- Г випарювання

5. Якого кольору буває комплексна сполука $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}\cdot 2\text{H}_2\text{O}$?

- А фіолетового
- Б жовтого
- В сірого
- Г темно-зеленого кольору

6. Обчисліть масу продукту реакції (г), що утворюється під час реакції водню масою 4 г та бромом масою 160 г, якщо вихід від теоретично можливого дорівнює 50%.

7. Цинкову пластинку помістили у розчин сульфату металу, для якого характерним є ступінь окиснення +2. Маса розчину 200 г. Через деякий час маса пластинки зменшилася на 0,200 г. Масова частка цинк сульфату в одержаному розчині становить 16,08%. Який метал виділився на пластинці і яка його маса?

8. Визначте масову частку Купрум (II) сульфід у його суміші з халькопіритом, формула якого CuFeS_2 , якщо відомо, що масова частка Сульфуру в суміші масою 38 г становить 33,687%.

9. Скільки мл розчину HNO_3 з масовою часткою 1,255 % ($\rho = 1,005 \text{ г/см}^3$) треба додати до 500,0 мл HNO_3 з молярною концентрацією 0,1000 М, щоб одержати розчин нітратної кислоти з титром 0,007560 мг/мл?

10. Напишіть усі можливі ізомери для комплексної сполуки $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]_2(\text{C}_2\text{O}_4)_3$

Тема 6 “Карбонові кислоти”

План:

1. Загальна характеристика карбонових кислот
2. Хімічні властивості карбонових кислот
3. Методи одержання карбонових кислот
4. Ненасичені карбонові кислоти
5. Ароматичні карбонові кислоти

Ключові слова: карбоксильна група, номенклатура карбонових кислот, гідроліз, етерифікація, ароматичні та ненасичені карбонові кислоти

Учні повинні:

Знати:

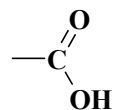
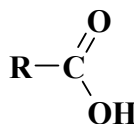
- означення карбонових кислот, ізомерії, омиленням складного естеру
- механізм реакції Кучерова,
- особливості будови карбоксильної групи

Уміти:

- характеризувати фізичні та хімічні властивості карбонових кислот,
- складати формули і називати за номенклатурою карбонові кислоти,
- розв'язувати вправи та задачі до визначеної теми.

1. Загальна характеристика карбонових кислот

Загальна формула карбонових кислот



Органічні кислоти містять функціональну групу $\text{—C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$, яку називають **карбоксильною**. Карбонові кислоти часто зустрічаються в природі та використовуються на практиці. Найбільш поширені карбонові кислоти та їх назви наведені в таблиці 9

Таблиця 9

Карбонові одноосновні кислоти та їх назви

Формула	Назва IUPAC	Назва традиційна	Сіль
H-COOH	метанова	форміатна, мурашина	форміат
CH ₃ -COOH	етанова	ацетатна, оцтова	ацетат
CH ₃ -CH ₂ -COOH	пропанова	пропіонова	пропіонат
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -COOH	бутанова	масляна	бутират
CH ₃ -(CH ₂) ₃ -COOH	пентанова	валеріанова	валерат
CH ₃ -(CH ₂) ₄ -COOH	гексанова	капронова	капронат
CH ₃ -(CH ₂) ₁₄ -COOH	гексадеканова	пальмітинова	пальмітат
CH ₃ -(CH ₂) ₁₆ -COOH	октадеканова	стеаринова	стеарат
C ₆ H ₅ -COOH	бензен-2 карбонова	бензойна	бензоат
C ₆ H ₄ (OH)-COOH	бензен-2-гідроксид-карбонова	саліцилова	саліцилат
CH ₃ -CH(OH)-COOH	2-гідрокси-пропанова	молочна	-
CH ₂ =CH-COOH	етилен-2-карбонова	акрилова	акрилат

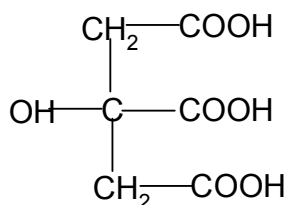
Крім одноосновних кислот у природі часто зустрічаються двохосновні карбонові кислоти (див. таблицю 10)

Таблиця 10

Карбонові двохосновні кислоти та їх назви

<i>Формула</i>	<i>Назва IUPAC</i>	<i>Назва традиційна</i>
	карбонова	вугільна
	енандіонова	Щавлева, оксалатна
	пропандіонова	малонова
	бутандіонова	бурштинова
	гексадіонова	адипінова
	октандіонова	коркова
	2,3-дигідроксибу- танова	винна
	2-гідроксибутанова	яблучна

Найбільш відомою є триосновна кислота – лимонна, яка крім трьох карбоксильних груп містить одну OH-групу.

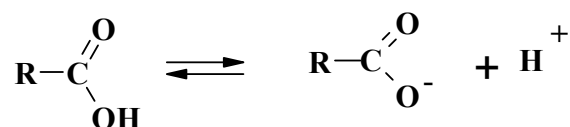


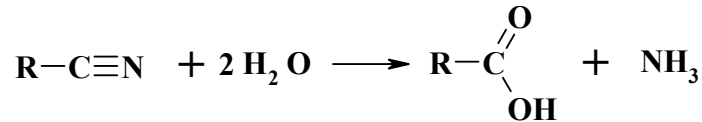
2-гідроксипропан-1,2,3-трикарбонова кислота або лимонна

2. Хімічні властивості карбонових кислот

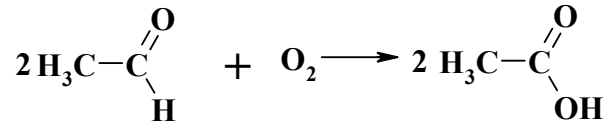
Перші представники гомологічного ряду насичених карбонових кислот-рідини, які добре розчинні у воді.

1. Карбонові кислоти здатні дисоціювати на йони:



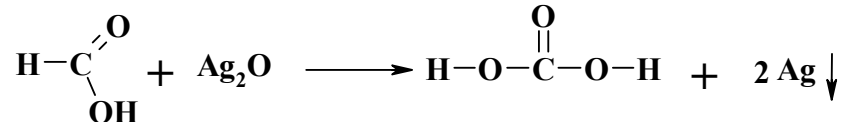


2. Окиснення альдегідів також приводить до утворення карбонових кислот:

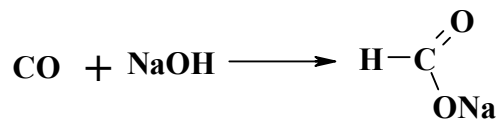


Мурашина кислота є рідиною з різким запахом. Біль від укусів мурашок чи подразнюючий вплив кропиви викликає метанова кислота.

Особливістю формальдегідної кислоти є її здатність легко окислюватись, для неї характерна реакція срібного дзеркала, яку дають альдегіди

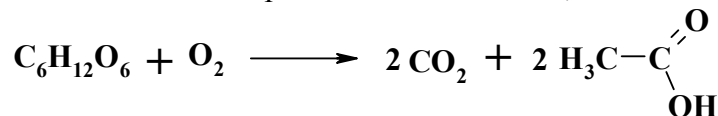


Мурашину кислоту промисловості синтезують за реакцією оксиду карбону(II) з натрій гідроксидом при нагріванні та тиском 6-10 атм

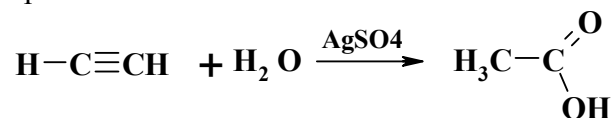


Отриману натрієву сіль форматної кислоти обробляють розведеним розчином сульфатної кислоти, отримуючи форміатну (мурашину) кислоту.

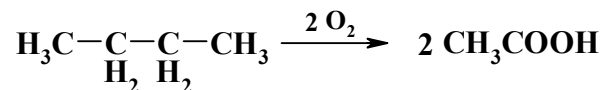
Оцтова кислота відома людству з давніх-давен. Вперше розведену етанову кислоту, або оцет отримали в ході оцтово-кислого бродіння плодів та ягід, які містили глюкозу:



В промисловості ацетатну кислоту отримують окисненням оцтового ангідриду, який синтезують за реакцією Кучерова:



У деяких випадках ефективним способом одержання етанової кислоти є рідино-газове окиснення бутану киснем повітря при 150-200 °С та тиску до 50 атм в присутності каталізатора



Оцтову кислоту використовують для одержання штучних волокон пластичних мас, барвників та інших. Розчини оцтової кислоти володіють консервуючими властивостями, тому їх застосовують в харчовій промисловості.

4. Ненасичені карбонові кислоти

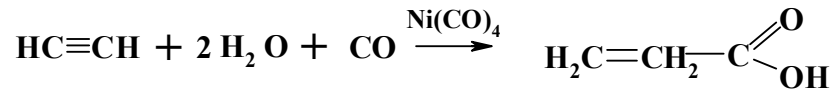
З ненасичених одноосновних карбонових кислот найбільше значення мають акрилова, метакрилова та олеїнова кислоти.

Акрилова кислота – рідина з різким запахом, здатна легко вступати в реакцію полімеризації.



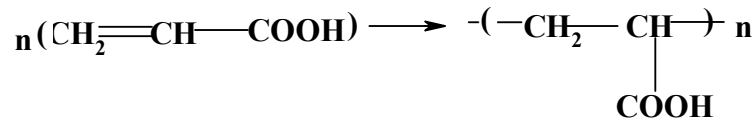
Добування:

1. Акрилову кислоту отримують за реакцією:

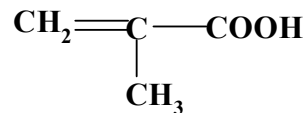


Каталізатором цієї реакції є карбоніл нікелю (Ni(CO)₄)

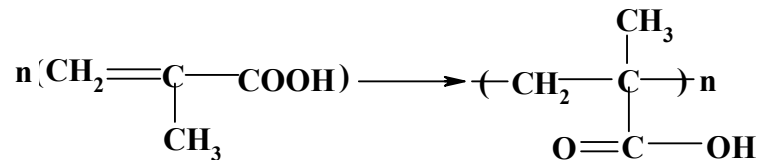
2. Продуктом реакції полімеризації ненасиченої кислоти – поліакрилова кислота:



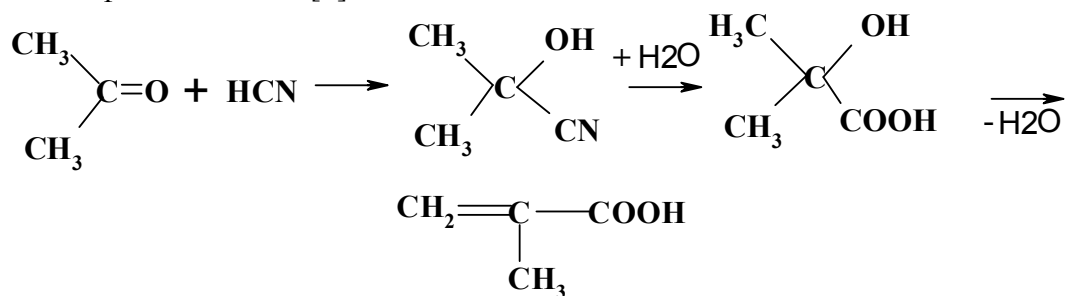
У промисловості застосовують естери акрилової кислоти

Метакрилова кислота

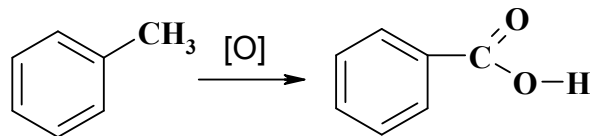
Має велике практичне значення, бо з неї отримують полімери, які широко застосовуються у промисловості. При полімеризації метилметакрилату (метилового естеру метакрилової кислоти) одержують відомий полімер – органічне скло або плексиглас.



Метакрилову кислоту добувають за реакцією конденсації ацетону та синильної кислоти в газовій фазі за схемою [9]:

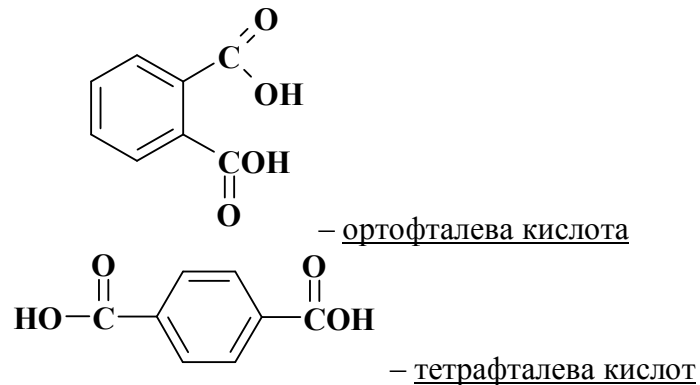
**5. Ароматичні карбонові кислоти**

Бензойну кислоту можна отримати окисненням толуєну, чи етил-бензену перманганатом калію



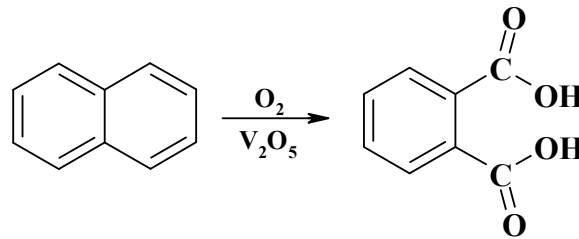
Бензойна кислота та її сіль бензоат натрію мають антисептичні властивості, тому ці речовини застосовують в харчовій промисловості як консерванти. Деякі похідні бензойної кислоти використовують у медицині.

Ароматичні карбонові кислоти, які містять дві карбоксильні групи

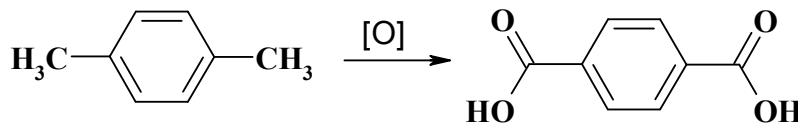


Ці кислоти мають найбільше практичне застосування:

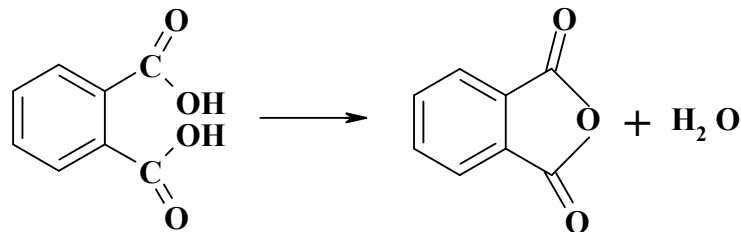
- ортофталеву кислоту отримують окисненням нафталіну киснем повітря у присутності V_2O_5 як каталізатор



- тетрафталеву кислоту одержують окисненням параксилолу:



Ортофталева та тетрафталева кислоти використовують для одержання полімерних волокон, поліамідів та ін. Слід відзначити, що ортофталева кислота при нагріванні легко утворює фталевий ангідрид:

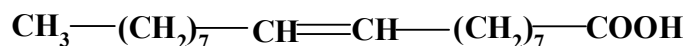


З вищих жирних кислот найбільше значення мають пальмітинова та стеаринова кислоти, солі цих кислот називають милами:

- натрієві солі вищих жирних кислот – тверді речовини,
- калієві солі вищих жирних кислот – рідкі речовини.

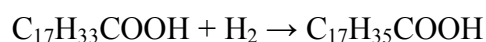
У більшості випадків мила одержують за реакцією омилення жирів, а вищі жирні кислоти – окиснюючи парафін у присутності каталізатора

Олеїнова кислота



Олеїнова кислота – це масляниста рідина, яка входить до складу жирів

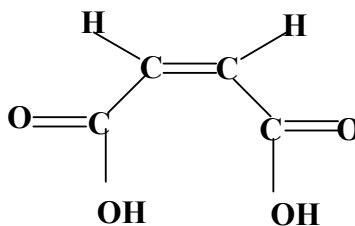
У промисловості при гідруванні та присутності каталізатора олеїнова кислота перетворюється в стеаринову:



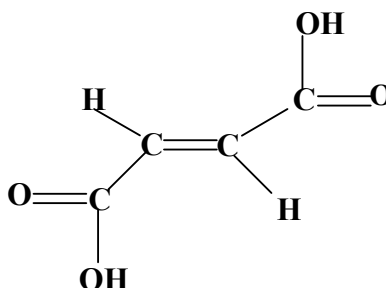
Каталізатором цієї реакції є платина, або губчатий нікель.

Відомі двоатомні карбонові кислоти мають кратний зв'язок, наприклад, малеїнова та фумарова – ці кислоти є геометричними ізомерами.

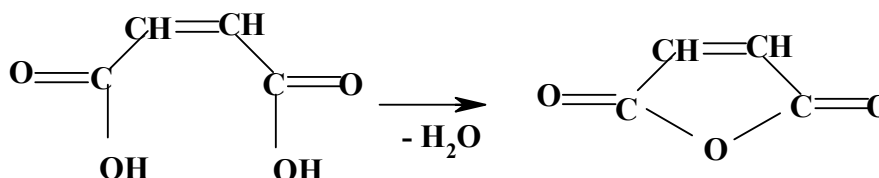
Малеїнова кислота – цис-ізомер:



Фумарова кислота – транс-ізомер:



Малеїнова кислота легко утворює циклічний малеїновий ангідрид:



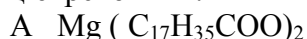
Фумарова кислота ангідриду практично не утворює, при певних умовах ця кислота може перетворюватись у малеїнову. Оскільки в молекулах двох кислот є кратні зв'язки, тому ці речовини можуть реагувати з галогеноводнями та галогенами. Малеїнова кислота легко утворює кополімери з багатьма вініловими мономерами, які використовуються в лакофарбовій, текстильній та інших галузях [12].

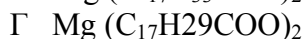
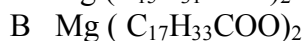
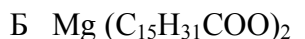
Контрольні питання

1. Які властивості проявляє формиатна кислота?
2. Напишіть реакцію гідролізу пропіанату калію та вкажіть характер середовища розчину.
3. У чому виявляється подібність карбоних та мінеральних кислот?
4. Де застосовують ортофталеву та тетрафталеву кислоти?
5. Напишіть реакцію взаємодії оцтового ангідриду з водою.
6. Як одержують оцтову кислоту у промисловості?
7. Поясніть сутність взаємного впливу атомів у молекулах карбоних кислот?
8. Сформулюйте визначення ароматичних карбоних кислот.
9. Вкажіть на особливість взаємного впливу атомів у середині карбоксильної групи.
10. Як за допомогою одного реактиву розрізнити мурашину кислоту, спирт етиловий та гліцерин?
11. Запишіть реакцію одержання етилової кислоти з метану.
12. Яка з кислот – хлороцтова чи три хлороцтова буде сильнішою і чому?
13. Які кислоти називають сильним і слабкими? Наведіть обґрунтовані приклади
14. За якими ознаками класифікують карбоні кислоти?
15. У двох пробірках знаходиться оцтова кислота й оцтовий альдегід. Як за допомогою хімічних реакцій відрізнити ці речовини?

Задачі для самоконтролю:

1. У косметології в якості допоміжного компонента застосовують магнійстеарат. Визначте формулу цієї речовини:





2. Під час отруєння нафтопродуктами не можна споживати жири, рослинні олії, тому що вуглеводні - ...

А розчиняються в жирах, затримуючись в організмі

Б нерозчинні у воді живого організму

В не розчиняються в жирах та у воді

Г нерозчинні в полярних розчинниках

3. Унаслідок додавання невідомої органічної речовини до свіжеотриманого осаду купрум (II) гідроксиду одержано розчин блакитного кольору, що є стійким до нагрівання, виберіть цю органічну сполуку:

А гліцерол (гліцерин)

Б глюкоза

В етанол

Г етилацетат

4. Напишіть реакцію етанової кислоти з етанолом. Вкажіть кількість атомів кисню в молекулі органічної сполуки.

5. Напишіть реакції калій гідроксиду пропіонату. Вкажіть характер середовища розчину

6. Вкажіть молекулярну масу органічної сполуки, яка утворюється при нагріванні кальцій ацетату.

7. Вкажіть масу срібла, яка утворюється при взаємодії аміачного розчину аргентум(I) оксиду з 23 г мурашиної кислоти.

8. Вкажіть молекулярну масу аніону, який утворюється при дисоціації бензойної кислоти.

9. Обчислити, у скільки разів зросте швидкість реакції при збільшенні температури на 40° , якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3

10. При дегідруванні 95,0 г гомологу бензену утворився ненасичений вуглеводень з одним подвійним зв'язком, який може приєднати 76,0 г бромю. Вихід першої реакції дорівнює 60 %, а другої – 100 %.

Тема №7 “Узагальнення знань з органічної хімії”

План:

1. *Теорія хімічної будови органічних сполук.*
2. *Ізомерія органічних сполук*
3. *Класифікація органічних речовин*
4. *Генетичний зв'язок між неорганічними та органічними речовинами.*

Ключові слова: органічні речовини, ступінь окиснення, алотропна модифікація, ізомерія, реакційна здатність, спектральний аналіз, інфрачервоні спектри, ациклічні сполуки, кристалізація і сублімація, функціональні групи.

Учні повинні:

Знати:

- теорію хімічної будови органічних сполук,
- класифікацію органічних речовин,
- методи очищення та встановлення будови органічної речовини

Вміти:

- складати рівняння хімічних перетворень органічних речовин,
- пояснювати особливості взаємозв'язку між ланцюгами хімічних перетворень, опираючись на особливості будови та властивості органічних речовин,
- називати за сучасною номенклатурою ізомери органічних речовин.

1. Теорія хімічної будови органічних сполук

1.1. Суть теорії хімічної будови органічних сполук (О.М.Бутлерова):

1. Атоми в молекулах органічних речовин сполучені між собою в певному порядку. Послідовність сполучення атомів у молекулі є хімічною будовою, або структурою молекули.

2. Властивості молекул органічних речовин залежать від природи атомів, що входять до складу молекул, від кількості цих атомів і від порядку їх сполучення в молекулі, тобто від хімічної будови молекули.

3. Органічні речовини з однаковим якісним і кількісним складом, але з різною хімічною будовою – ізомери – мають різні хімічні властивості.

4. Знаючи властивості органічних речовин, можна встановити їх хімічну будову.

5. Реакційна здатність (хімічна активність) атомів, що входять до складу молекули органічної речовини, може змінюватись залежно від того, з якими іншими атомами вони зв'язані в даній молекулі. Ця зміна хімічної активності атомів обумовлюється взаємним впливом безпосередньо сполучених (сусідніх) атомів, а також взаємним впливом атомів через інші атоми (посередній вплив) [17].

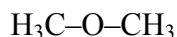
1.2. Значення теорії хімічної будови органічних сполук.

Завдяки цій теорії були знайдені шляхи до пізнання внутрішньої будови молекул, з'явилась теоретична основа для розуміння хімічних процесів. Теорія хімічної будови дозволила класифікувати не тільки весь нагромаджений на той час, але й новий експериментальний матеріал. Хіміки, користуючись цією теорією, могли передбачити як нові шляхи синтезу органічних речовин, так і можливу кількість органічних сполук певного складу.

Теорія хімічної будови дала можливість хімікам проводити експериментальні дослідження цілеспрямовано, експериментальне перевіряти і встановлювати будову молекул органічних речовин. Великим успіхом теорії хімічної будови було обґрунтування явища ізомерії, яке не знаходило теоретичного пояснення. Так, наприклад, дві різні речовини етанол і диметиловий ефір мають одну і ту саму молекулярну формулу C_2H_6O :



Етанол



Диметилловий ефір

Ці речовини мають різну хімічну будову, що зумовлює їх різні властивості, тому етанол добре розчиняється у воді, за звичайних умов реагує з металічним натрієм, в той час як диметилловий ефір не розчиняється у воді і не взаємодіє з металічним натрієм.

Сучасний період розвитку органічної хімії характеризується великими успіхами в синтезі природних біологічно активних речовин: хлорофілу, гормонів, вітамінів, антибіотиків, алкалоїдів. Успішно вирішується проблема біосинтезу білка. Так, впродовж останніх років розшифровано будову молекул деяких білків, синтезовано найпростіші білкові речовини, вивчено роль нуклеїнових кислот у синтезі білка, збереженні і передачі спадкової інформації, синтезовано ген.

Для очищення твердих органічних речовин найчастіше використовують методи кристалізації і сублімації. Рідкі речовини очищають методом перегонки. Ступінь чистоти органічних речовин встановлюють, як правило, за фізичними константами, найчастіше за температурами плавлення і кипіння, а для рідких речовин, крім того, визначають ще густину і показник заломлення. Визначати ступінь чистоти органічних речовин можна також хроматографічним або спектральним методом. Органічні речовини, що використовуються як фармацевтичні препарати, повинні бути абсолютно чистими.

Для встановлення будови органічної речовини насамперед слід визначити її якісний та кількісний склад, загальну формулу та молекулярну масу. Після цього різними хімічними і фізичними методами визначають, які фрагменти, функціональні групи і зв'язки є в даній речовині і на основі одержаних результатів роблять висновок про її будову.

Одним з надзвичайно важливих методів встановлення будови органічних речовин є **спектральний аналіз**, оскільки кожна речовина має властивий їй спектр поглинання. Найчастіше використовують спектроскопію у видимій, ультрафіолетовій та інфрачервоній областях спектра ядерний магнітний резонанс, мас-спектрометрію. Особливо велику інформацію про будову органічних речовин дають **інфрачервоні спектри** (ІЧ-спектри), оскільки кожна група атомів поглинає інфрачервоне світло тільки з певною довжиною хвилі, що дозволяє на основі аналізу ІЧ-спектра зробити висновок про будову вуглецевого скелета органічної молекули та наявність у ній функціональних груп.

2.Ізомерія органічних сполук

Ізомери — це речовини, що мають однаковий якісний і кількісний склад, але різні властивості. Вперше це явище було виявлено на прикладі ціанової $\text{HO}-\text{C}\equiv\text{N}$ і гримучої $\text{HO}-\text{N}=\text{C}$ кислот.

Ціанову кислоту в 1822 р. відкрив Ф. Веллер, а на рік пізніше Ю. Лібіх, вивчаючи гримучу кислоту, встановив, що, не дивлячись на різкі відмінності у властивостях, вона має такий самий склад, як і ціанова. Через кілька років Я. Берцеліус виявив ще одну пару ізомерів серед карбонових кислот і запропонував термін "**ізомерія**".

Явище ізомерії чітко пояснила теорія хімічної будови органічних сполук, тому подальший розвиток цієї теорії дав змогу обґрунтувати нові типи ізомерії (оптичну, геометричну), доповнити її стереохімічними уявленнями.

В органічній хімії всі типи ізомерії прийнято *класифікувати* так:

- 1) структурна ізомерія (ізомерія вуглецевого скелета, положення, взаємного положення, метамерія);
- 2) просторова ізомерія (поворотна, або конформація, геометрична, або *цис-*, *транс-*, оптична, або дзеркальна);
- 3) динамічна ізомерія (таутомерія).

Приклад 1 Речовина складу $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ взаємодіє з карбонатом кальцію з виділенням газу. Її ізомер не взаємодіє з карбонатом кальцію, проте взаємодіє з лугом утворює сіль і спирт. Напишіть реакції за участю цих речовин і вкажуть їх структуру.

Розв'язок: Взаємодіяти з карбонатами із виділенням CO_2 можуть тільки кислоти, тому $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ - карбонатна кислота.



Пропіонова кислота при заємодії з **NaOH** із утворенням солі і спирту – це реакція омилення, в яку може вступати ефіри. Отже, **C₃H₆O₂** - ефір.

Приклад 2 Для згоряння 4 моль речовини потрібно 9 моль кисню. При цьому утворилось 4 моль вуглекислого газу, 2 моль азоту і 10 моль води. Визначити молекулярну формулу речовини.

Розв'язок: В цьому випадку, наявність чи відсутність кисню в складі сполуки визначаємо, порівнюючи мольну кількість кисню, що витрачений на горіння, з його кількістю в продуктах згоряння. Запишемо рівняння реакції горіння цієї речовини з коефіцієнтами, що дорівнюють мольним кількостям учасників реакції:



Урівнюючи число атомів у правій і лівій частинах реакції, отримуємо:



Число атомів Оксигену у складі O₂, витраченого на горіння, дорівнює числу атомів Оксигену в складі CO₂ і H₂O. Отже, речовина Оксигену не містить. Оскільки відома мольна кількість як початкової речовини, так і продуктів реакції, то в данному випадку ми отримуємо молекулярну формулу: метиламін CH₃NH₂.

3.Класифікація органічних речовин

Сучасна класифікація органічних сполук базується на теорії хімічної будови, бо в основу розподілу покладено особливості будови вуглецевого ланцюга вуглеводнів, оскільки прості за складом і відомих органічних речовин вуглеводневі радикали становлять основну частину молекули. Залежно від будови карбонового ланцюга органічні сполуки поділяються на дві великі групи:

1) Ациклічні сполуки називають ще сполуками жирного ряду, або аліфатичними, до них належать всі вуглеводні та їх похідні, в молекулах яких немає кілець або циклів, а є тільки так звані “відкриті ланцюги” карбонових атомів. Ациклічні сполуки поділяються на *насичені вуглеводні* гомологічного ряду метану і *ненасичені сполуки*, в молекулах яких між карбонowymi атомами є кратні (подвійні або потрійні) зв'язки.

2) Циклічні сполуки поділяють на карбоциклічні (цикли складаються тільки з атомів Карбону) та гетероциклічні (в цикли, крім атомів вуглецю, входять інші атоми, найчастіше азоту, сірки, кисню). *Карбоциклічні органічні сполуки* поділяються на аліциклічні і ароматичні. До аліциклічних сполук належать всі карбоциклічні вуглеводні крім ароматичних сполук, до ароматичних - бензен, нафталін, антрацен тощо та їх похідні.

Органічні сполуки залежно від складу і будови поділяють на класи. Заміщенням атомів Гідрогену у молекулах вуглеводнів на інші атоми або групи атомів (функціональні групи) можна добути інші класи органічних сполук даного ряду. Функціональні групи, окремі атоми-замісники, на які заміщено атом Гідрогену в молекулі органічної сполуки, визначають типові хімічні властивості цих сполук [5].

Приклад 3. Визначити стандартну теплоту утворення етилового спирту, якщо теплота згоряння вуглецю, водню і етилового спирту відповідно дорівнюють: -393,51;-285,84;-1366,9 кДж/моль.

Розв'язок: Стандартна теплота утворення дорівнює теплоті реакції утворення 1 моля цієї речовини за стандартних умов (T=298,15 K; p=1,0133×10⁵ Па).

Утворення етилового спирту із простих речовин можна подати так:



Вуглець згорає до **CO₂**, водень до **H₂O**, а етиловий спирт до **CO₂** і **H₂O**, таким чином для визначення стандартної теплоти утворення **C₂H₅OH** складемо такий цикл:



Отже, стандартна теплота утворення етилового спирту дорівнює: ΔH=-277,6 кДж/моль.

Приклад 4. Розрахуйте кількість теплоти, що виділяється при гасінні 100 кг вапна водою при 25 °С, якщо відомі стандартні теплоти утворення речовини, що приймають участь у хімічній реакції:

Розв'язок:



Згідно із першим наслідком із закону Гесса тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення продуктів реакції і сумою теплот утворення реагуючих речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:

$$\Delta H^\circ = \sum_{i=1}^{N_p} n_i \times \Delta H_{f,i}^\circ - \sum_{j=1}^{N_r} n_j \times \Delta H_{f,j}^\circ$$

$$\Delta H_{298}^\circ = \Delta H_{f,298}^\circ[\text{Ca(OH)}_2(\text{k})] - \Delta H_{f,298}^\circ[\text{CaO}(\text{k})] - \Delta H_{f,298}^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{p})]$$

$$= 986,2 - (-635,1) - (-285,84) = -65,26 \text{ кДж}$$

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль} = 56 \text{ кг/кмоль}; m(\text{CaO}) = 100 \text{ кг};$$

$$n(\text{CaO}) = \frac{m(\text{CaO})}{M(\text{CaO})}$$

$$100/56 \times 65260 = 116535 \text{ кДж}$$

Отже, при гасінні водою 100кг вапна виділяється:

4. Генетичний зв'язок між неорганічними та органічними речовинами

Генетичний зв'язок - це взаємозв'язок процесів утворення органічних та неорганічних речовин та їхнє взаємоперетворення (див. таблицю 11).

Таблиця 11

Хімічні процеси за участі органічних та неорганічних речовин

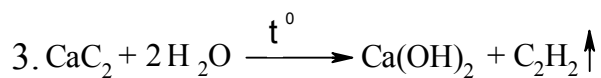
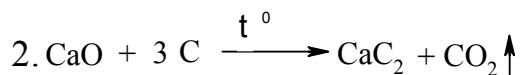
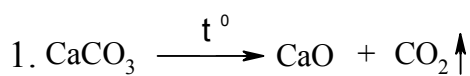
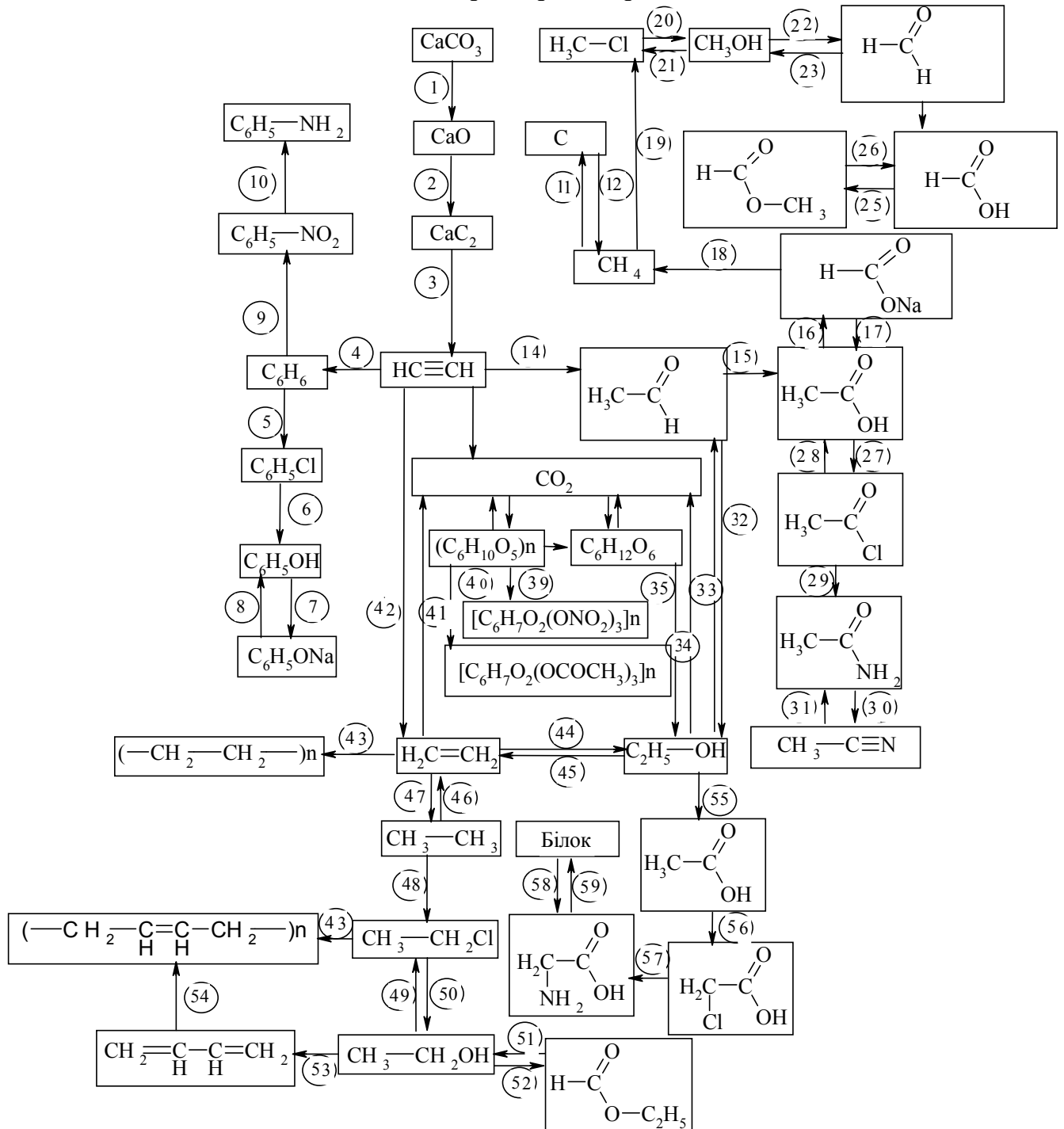
<i>Неорганічні речовини</i>	<i>Процеси взаємоперетворень органічних речовин</i>
Водень (H ₂)	Гідрування ненасичених вуглеводнів (циклізація, відновлення)
Кисень (O ₂)	Горіння, м'яке і тверде окиснення вуглеводів (алканів, алкенів, алкінів, альдегідів, спиртів)
Вода (H ₂ O)	Гідратація, одержання спиртів, альдегідів (реакція Кучерова), гідроліз
Галогени (Cl ₂ , Br ₂ , I ₂)	Галогенування (представники різних класів органічних сполук)
Метали	Взаємодія з алкінами, спиртами, кислотами
Основні оксиди (Na ₂ O, K ₂ O та ін.)	Взаємодія з карбоновими кислотами
Солі слабких неорганічних кислот	Взаємодія з фенолом, карбоновими кислотами
Луги (LiOH, NaOH, KOH)	Взаємодія з фенолом, карбоновими кислотами, лужний гідроліз естерів, одержання мила
Амоніак (NH ₃)	Відновлення та одержання амінокислот
Нітратна кислота (HNO ₃)	Нітрування насичених і ароматичних вуглеводнів та целюлози
Сульфатна кислота (H ₂ SO ₄)	Каталізація і дегідратація, одержання естерів

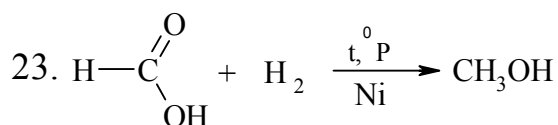
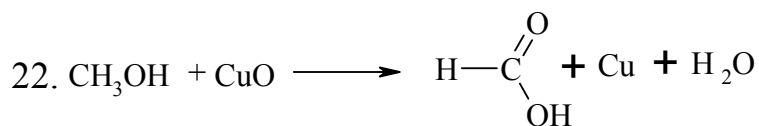
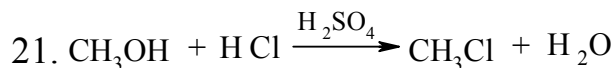
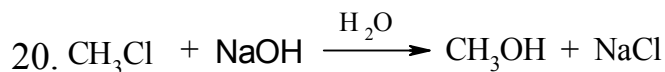
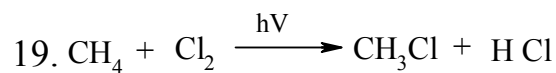
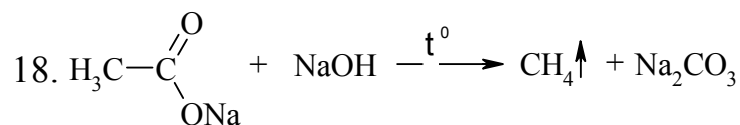
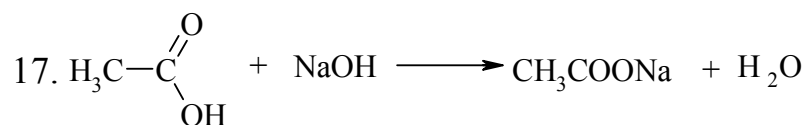
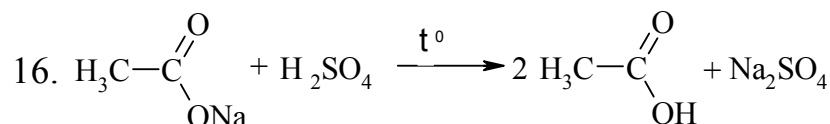
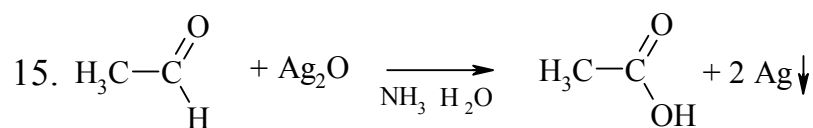
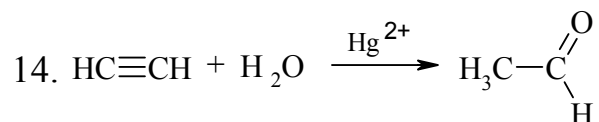
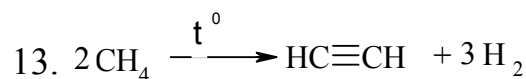
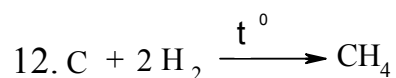
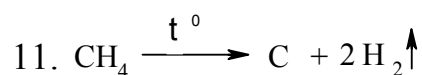
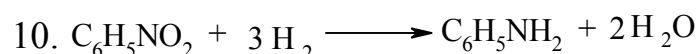
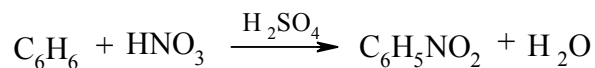
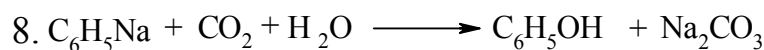
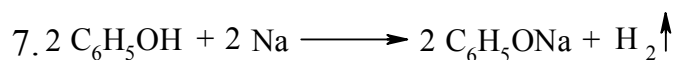
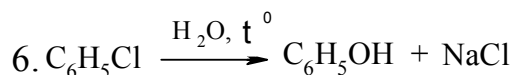
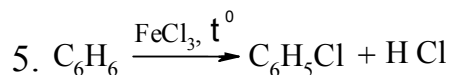
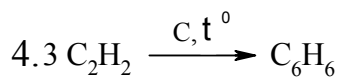
Типи реакцій, які зустрічаються в органічній хімії, внаслідок взаємоперетворень органічних речовин: заміщення, приєднання, відщеплення або елімінування, перегрупування, гемолітичного розриву (гомоліз) зв'язку, гетеролітичного розриву (гетероліз) зв'язку, гемолітичні (радикальні) реакції, електрофільні та нуклеофільні, синхронні реакції, окисно-відновні реакції [10].

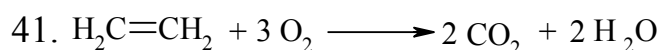
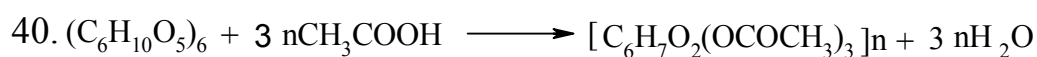
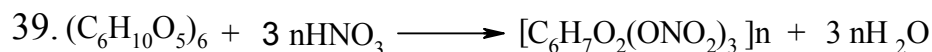
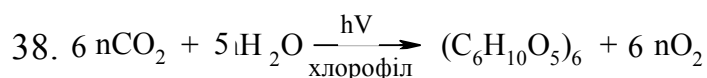
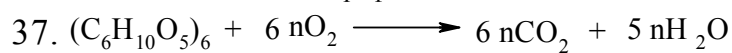
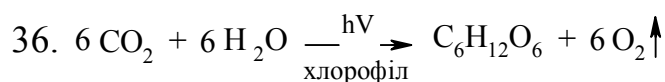
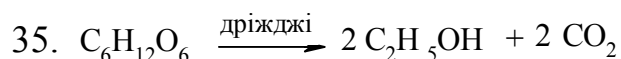
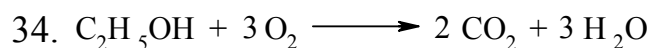
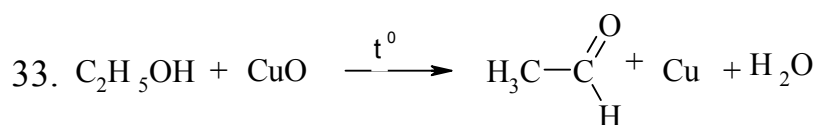
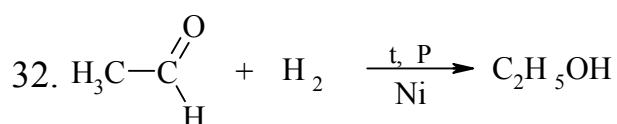
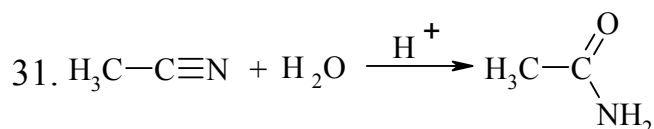
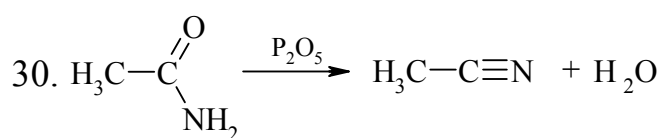
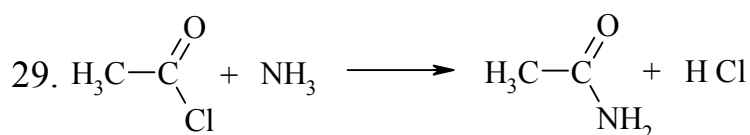
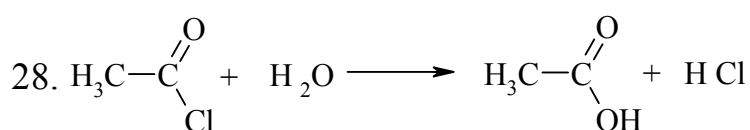
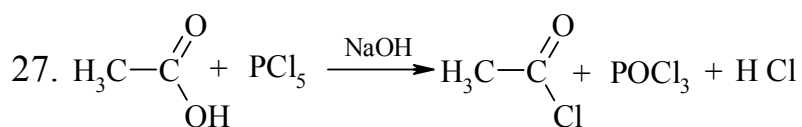
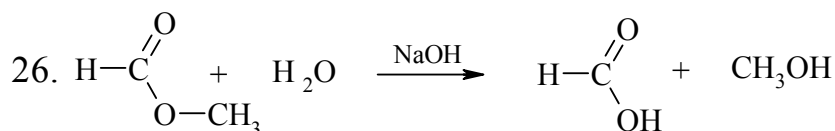
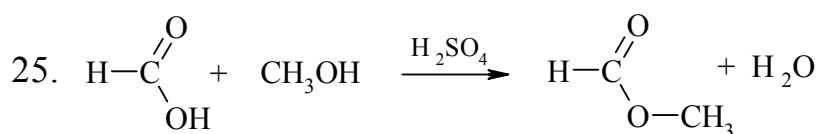
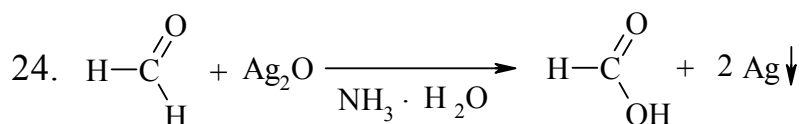
Оскільки хімічні перетворення між неорганічними та органічними речовинами супроводжуються низкою особливостей структури й властивостей, то їх зручно зобразити схемою ланцюгових взаємодій (див. схему 2)

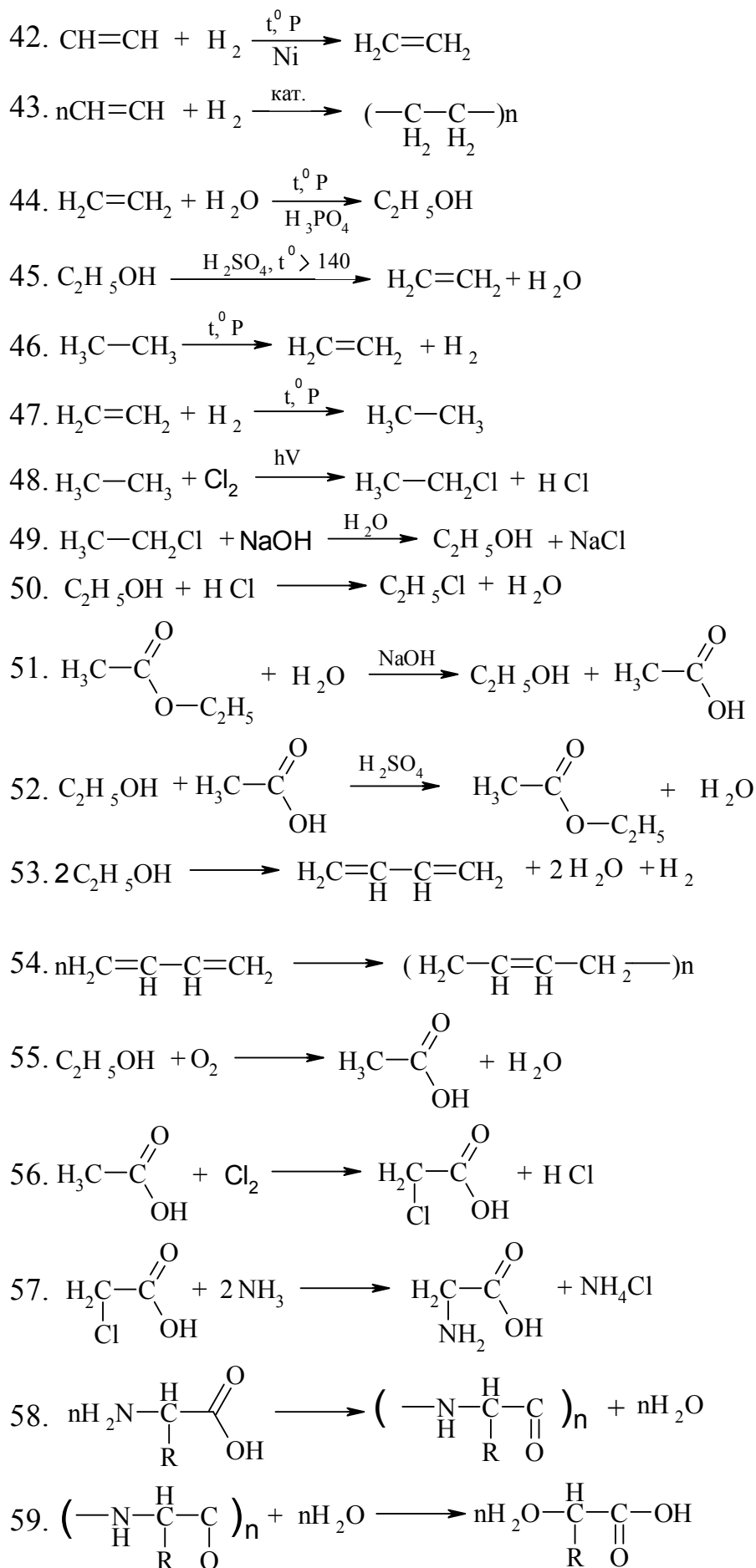
Схема 2

Ланцюги хімічних перетворень в органічній хімії









Контрольні питання:

1. Які речовини називаються органічними?

2. Чи існують речовини, які зустрічаються в живій та неживій природі одночасно?
3. Як одержують полімери у промисловості?
4. Поясніть поняття “генетичний зв’язок” між різними класами речовин?
5. Напишіть реакції одержання органічних та неорганічних сполук, у яких бере участь вода.
6. Наведіть приклади оборотніх та необоротніх реакцій.
7. Обґрунтуйте явище ізомерії для ациклічних сполук.
8. Порівняйте хімічні властивості алканів та алкенів.
9. З’ясуйте роль теорії будови органічних речовин для розвитку сучасної органічної науки.
10. Порівняйте будову, властивості, застосування оцтової й нітратної кислоти.
11. Сформулюйте означення гідратації та дегідратації.
12. Вкажіть вплив електронної будови карбоксильної групи на властивості органічних кислот.
13. Охарактеризуйте реакції приєднання, окиснення, відновлення альдегідів.
14. Який взаємозв’язок спостерігається між класами органічних речовин?
15. Проаналізуйте та обґрунтуйте схему “Ланцюги хімічних перетворень в органічній хімії”

Задачі для самоконтролю:

1. Установіть послідовність утворення сполук під час синтезу аміноетанової кислоти:
 - А хлоретанова кислота
 - Б етаналь
 - В етанова кислота
 - Г етанол
2. Установіть генетичний ланцюжок добування калій аміноацетатної кислоти:
 - А амінооцтова кислота
 - Б хлороцтова кислота
 - В оцтова кислота
 - Г оцтовий альдегід
3. Визначте число ізомерів вуглеводня н-бутан
4. Розрахуйте кількість теплоти (кДж), що виділяється при горінні: $C(\text{графіт}) + O_2(\text{г}) = CO_2(\text{г})$,
5. Визначити тепловий ефект реакції горіння цинку в кисні, якщо в результаті спалювання 1,3 г цинку виділилось 6,98 кДж теплоти
6. Обчисліть об’єм кисню (л) за (н.у.), що витрачається під час згоряння метану об’ємом 4 л.
7. Обчисліть масу (г) масляноетилового естеру, що утворюється під час взаємодії масляної кислоти масою 44 г з етиловим спиртом масою 25 г. Масова частка виходу естеру складає 80% від теоретично можливого.
8. У процесі спалювання первинного аміну масою 5,9 г утворюється азот об’ємом 1,12 л (н.у.). Визначте молекулярну формулу аміну та вкажіть число атомів Гідрогену, що входить до складу його молекули.
9. Визначте число молекул води у кристалогідраті ($Na_2SO_4 \times nH_2O$), масою речовини 32,2 г, під час прожарювання якого добули безводну сіль масою 14,2 г, що застосовується для виробництва соди.
10. Складіть рівняння реакції співполімеризації бутилену і стиролу, якщо число молекул бутилену і стиролу, які входять до складу макромолекул, знаходяться у відношенні 2 : 1. Обчисліть об’єм бутилену і масу стиролу, яка необхідна для отримання 125 кг полімеру, якщо виробничі втрати складають 25% ?

ДОДАТКИ

Додаток № 1

Зразок оформлення титульної сторінки

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ГОЛОВНЕ УПРАВЛІННЯ ОСВІТИ І НАУКИ
ЛЬВІВСЬКОЇ ОБЛДЕРЖАДМІНІСТРАЦІЇ
ЛЬВІВСЬКА ОБЛАСНА МАЛА АКАДЕМІЯ НАУК
(розмір шрифту –14 великі букви)

Секція хімії
(розмір шрифту –14)

**КВАНТОВА ХІМІЯ ТА ЇЇ ОСНОВНІ МЕТОДИ ДЛЯ ВИВЧЕННЯ СТРУКТУРИ
МОЛЕКУЛ**
(розмір шрифту –18)

(розмір шрифту 14)

Роботу виконав:
Яремій Юрій,
учень 11 класу
Львівської лінгвістичної
гімназії

Науковий керівник:
**Дутка Володимир
Степанович,**
доцент ЛНУ
імені Івана Франка

Львів – 2010
(розмір шрифту –14)

Додаток № 2
Таблиця 2.1

Якісні реакції на катіони

Катіон	Якісна реакція	Примітка
Li ⁺	Забарвлення полум'я	Карміново-червоне
	$2 \text{Li}^+ + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3 \downarrow$ білий	Солі літію Li ₂ CO ₃ , Li ₃ PO ₄ погано розчинні у воді.
Na ⁺	Забарвлення полум'я	Жовте
K ⁺	Забарвлення полум'я	Фіолетове
Ag ⁺	$\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \longrightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{KNO}_3$ білий	Осад не розчиняється у розведених кислотах, розчиняється у розчині амоніаку.
	$2 \text{AgOH} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{O} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ бурий $\text{AgNO}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{AgOH} \downarrow + \text{NaNO}_3$ білий	Білий осад AgOH швидко розкладається з утворенням бурого осаду Ag ₂ O.
Pb ²⁺	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{KCl} \longrightarrow \text{PbCl}_2 \downarrow + 2 \text{KNO}_3$ білий	Хлоридна кислота і хлориди утворюють білий осад.
	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow + 2 \text{HNO}_3$ білий $\text{PbSO}_4 + 4 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$	Осад не розчиняється у розведеній сульфатній кислоті, але легко розчиняється у лугах при нагріванні з утворенням плюмбїтів.
Pb ²⁺	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{KJ} \longrightarrow \text{PbJ}_2 \downarrow + 2 \text{KNO}_3$ жовтий	Осад розчиняється у гарячій воді. Після охолодження знову випадають золотисті кристали.
Ba ²⁺	Забарвлення полум'я	Жовто-зелене
	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2 \text{NaCl}$ білий	Осад не розчиняється у розведених кислотах і лугах.
	Забарвлення полум'я	Цегляно-червоне

Ca^{2+}	$\text{CaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \longrightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ <p style="text-align: center;">Амоній оксалат білий кристалічний</p>	Осад, який не розчиняється в мінеральних кислотах, крім оцтової.
Mn^{2+}	$\text{MnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \longrightarrow \text{MnS} \downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: center;">зелений</p>	Осад розчиняється в мінеральній і оцтовій кислотах.
Mg^{2+}	$\text{MgSO}_4 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: center;">білий аморфний</p>	Осад розчиняється у кислотах і солях амонію.
Zn^{2+}	$\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{ZnS} \downarrow + 2\text{HCl}$ <p style="text-align: center;">білий</p>	Осад розчиняється у мінеральних кислотах.
	$\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$ <p style="text-align: center;">білий</p>	Осад має амфотерні властивості і розчиняється в кислотах та лугах.
	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 \longrightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$	Осад гідроксиду розчиняється в надлишку амоніаку з утворенням комплексних сполук.
Al^{3+}	$\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} \longrightarrow 3\text{NaCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ <p style="text-align: center;">білий</p> $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ <p style="text-align: center;">або $\longrightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$</p> $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \longrightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	Білий драглистий осад, який розчиняється в надлишку лугу (утворюється комплексна сполука змінного складу) і в кислотах.
Fe^{2+}	$\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \quad \text{Na}_2\text{SO}_4$ $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ <p style="text-align: center;">червоно-бурий</p>	Осад поступово перетворюється в червоно-бурий. Осад $\text{Fe}(\text{OH})_2$ розчиняється у кислотах, не розчиняється у лугах.
	$3\overset{+2}{\text{Fe}}(\text{SO}_4) + 2\overset{+3}{\text{K}_3}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \longrightarrow \overset{+2}{\text{K}_3}[\overset{+3}{\text{Fe}}(\text{CN})_6]_2 \downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: center;">Калій гексаціаноферат (III) темно-синій Ферум (II) гексаціаноферат (III)</p>	Осад називається “турнбулентна синь,” він не розчиняється у кислотах, але розкладається лугами.
Fe^{3+}	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$ <p style="text-align: center;">червоно-бурий</p>	Осад розчиняється в кислотах і не розчиняється в

		надлишку лугу.
		Осад називається "берлінська блакить."
	$4 \overset{+3}{\text{FeCl}_3} + 3 \overset{+2}{\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]} \longrightarrow \overset{+3}{\text{Fe}_4}[\overset{+2}{\text{Fe}(\text{CN})_6}]_3 \downarrow + 12 \text{KCl}$ <p style="text-align: center;">Калій гексаціаноферат (II) синій, Ферум (III) гексаціаноферат (II)</p> $\text{FeCl}_3 + 3 \text{NH}_4\text{SCN} \longrightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3 \downarrow + 3 \text{NH}_4\text{Cl}$ <p style="text-align: center;">Амоній тіоціанат криваво-червоний</p>	Реакція досить чутлива. При надлишку амоній (або калій) тіоціанату утворюється низка забарвлених у червоний колір комплексних сполук.
	Забарвлення полум'я	Зелене
Cu^{2+}	$\text{CuSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \longrightarrow \text{CuS} \downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $\text{CuSO}_4 + 4 \text{NH}_3 \text{ (надлишок)} \longrightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ <p style="text-align: center;">інтенсивний синій колір</p>	Осад не розчиняється у розведених HCl і H ₂ SO ₄ кислотах, але розчиняється при нагріванні HNO ₃ (2н.).
	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^0} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">чорний</p> $\text{CuSO}_4 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: center;">блакитний</p>	Осад під час нагрівання перетворюється у CuO чорного кольору.
NH_4^+	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$	Під час нагрівання лугів з розчинами солей амонію виділяється амоніак.
	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_4\text{OH}$	У парі амоніаку червоний лакмусовий папірець червоніє тому, що утворюється основа.

Таблиця 2.2

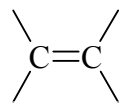
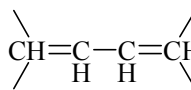
Якісні реакції на аніони

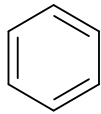
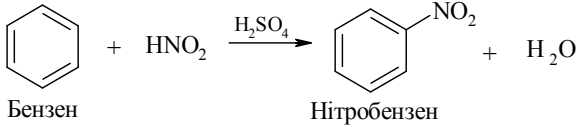
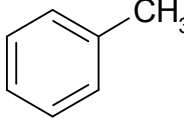
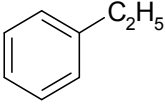
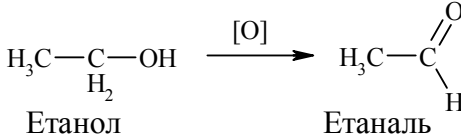
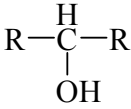
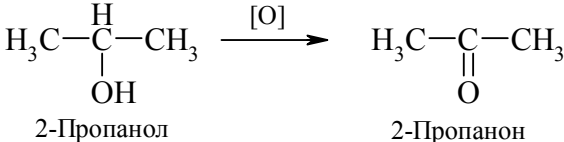
Аніон	Якісна реакція	Примітка
Cl^-	$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ білий сирнистий	Осад не розчиняється у розведених кислотах, але розчиняється у розчині NH_4OH .
Br^-	$\text{KBr} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{AgBr}\downarrow + \text{KNO}_3$ жовтуватий	Осад не розчиняється в HNO_3 , а розчиняється в концентрованому розчині NH_4OH .
I^-	$\text{KI} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{AgI}\downarrow + \text{KNO}_3$ жовтий	Осад не розчиняється в HNO_3 і не розчиняється в розчині NH_4OH .
S^-	$2 \text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{S} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{S}\downarrow + 2 \text{NaNO}_3$ чорний	Осад не розчиняється в HNO_3 (розв.) на холоді, але розчиняється під час нагрівання. Осад не розчиняється в розчині амоніаку.
	$\text{Na}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{PbS}\downarrow + 2 \text{NaNO}_3$ чорний	Нерозчинний осад.
SO_4^{2-}	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \longrightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2 \text{NaCl}$ білий кристалічний	Осад не розчиняється у воді і в кислотах.
	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4\downarrow + 2 \text{NaNO}_3$ білий	Осад розчиняється у концентрованій HNO_3 .
	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{PbSO}_4\downarrow + 2 \text{NaNO}_3$ білий кристалічний	Осад не розчиняється у воді та кислотах, але

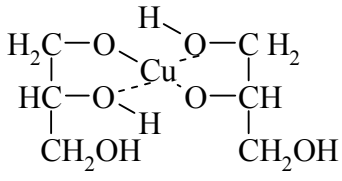
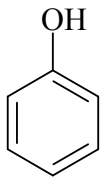
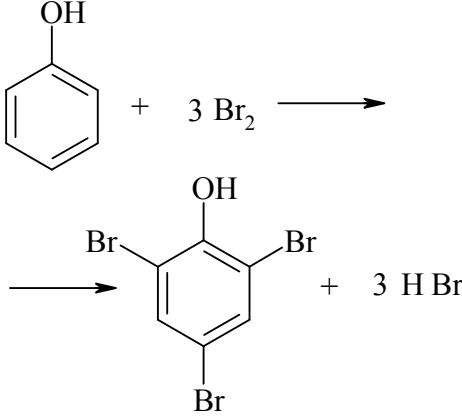
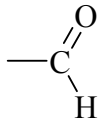
		розчиняється в амоній ацетаті.
SO_3^{2-}	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_3\downarrow + 2 \text{NaCl}$ білий	Осад добре розчиняється в мінеральних кислотах.
	$2 \text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \longrightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_3\downarrow + 2 \text{NaNO}_3$ білий	Осад добре розчиняється в HNO_3 .
CO_3^{2-}	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow 2 \text{NaCl} + \text{BaCO}_3\downarrow$ білий	Осад розчиняється в кислотах крім H_2SO_4 .
	$2 \text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3\downarrow + 2 \text{NaNO}_3$ білий $\text{Ag}_2\text{CO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{AgOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $2 \text{AgOH} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ коричневий	Осад розчиняється в кислотах крім HCl . У надлишку AgNO_3 або під час нагрівання осад переходить у коричневий аргентум оксид.
	$\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{H}_2\text{CO}_3 \begin{cases} \nearrow \text{CO}_2\uparrow \\ \searrow \text{H}_2\text{O} \end{cases}$	“Скипання розчину – виділення $\text{CO}_2\uparrow$ ”
	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ білий $\text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$	У разі надлишку CO_2 – осад розчиняється.
SiO_3^{2-}	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2 \text{HCl}_{\text{розв.}} \longrightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2 \text{NaCl}$ об’ємний драглистий	З концентрованих розчинів силікатів утворюється об’ємний драглистий осад.
PO_4^{3-}	$3 \text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 \longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + \text{HNO}_3 + 2 \text{NaNO}_3$ жовтий	Осад розчиняється у кислоті HNO_3 та у розчині амоній гідроксиду

		NH ₄ OH.
NO ₃ ⁻	$3 \overset{0}{\text{Cu}} + 8 \overset{+5}{\text{NaNO}_3} + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 3 \overset{+2}{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} + 4 \text{Na}_2\text{SO}_4 +$ <p style="text-align: center;">голубий розчин</p> $+ 2 \overset{+2}{\text{NO}} + \text{H}_2\text{O}$ $2 \overset{+2}{\text{NO}} + \overset{0}{\text{O}_2} \longrightarrow 2 \overset{+4}{\text{NO}_2} \overset{-2}{\uparrow}$ <p style="text-align: center;">бурий газ</p>	Утворюється голубий розчин, виділяється NO, який завдяки O ₂ повітря перетворюється на NO ₂ – газ бурого кольору.
NO ₂ ⁻	$2 \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HNO}_2$ $2 \overset{+3}{\text{HNO}_2} \longrightarrow \overset{+4}{\text{NO}_2} \overset{\uparrow}{\uparrow} + \overset{+2}{\text{NO}} + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">бурий газ</p>	Розведені кислоти (H ₂ SO ₄) розкладають нітрити на холоді з виділенням оксидів . NO ₂ бурого кольору.

Якісні реакції органічних речовин

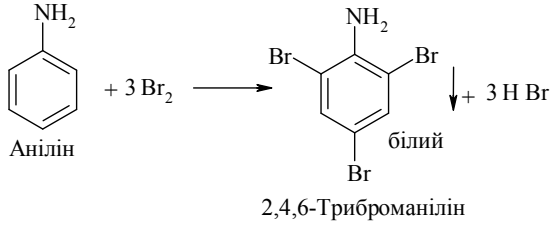
Клас речовини	Зв'язок або функціональна група	Реакція	Що спостерігається
1	2	3	4
Ненасичені вуглеводні			
Алкени C_nH_{2n}	 подвійний зв'язок	Взаємодія з бромною водою: $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \end{array} + \text{Br}_2 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{Br} \\ \\ \text{C}-\text{Br} \\ \\ \text{H}_2 \end{array}$	Знебарвлення бромної води.
		Взаємодія з розчином калій перманганату: $3 \begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \end{array} + 2 \text{KMnO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ етен $\longrightarrow \begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H}_2 \end{array} + 2 \text{MnO}_2 + 2 \text{KOH}$ 1,2-Етандіол	Знебарвлення фіолетового розчину KMnO_4 .
Алкини C_nH_{2n-2}	—C≡C— потрійний зв'язок	Взаємодія з бромною водою: $\begin{array}{c} \text{CH} \\ \\ \text{CH} \end{array} + \text{Br}_2 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{HCBr} \\ \\ \text{HCBr} \end{array} + \text{Br}_2 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{HCBr}_2 \\ \\ \text{HCBr}_2 \end{array}$ Етин 1,2-Диброметан 1,1,2,2-Тетраброметан	Знебарвлення бромної води.
		Взаємодія з аміачним розчином Cu_2O або Ag_2O : $\begin{array}{c} \text{CH} \\ \\ \text{CH} \end{array} + \text{Cu}_2\text{O} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{C}-\text{Cu} \\ \\ \text{C}-\text{Cu} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$	Осади ацетиленідів.
		Взаємодія з розчином калій перманганату: $3 \begin{array}{c} \text{CH} \\ \\ \text{CH} \end{array} + 8 \text{KMnO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ Етин $\longrightarrow 3 \begin{array}{c} \text{O}=\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{O}=\text{C}-\text{OH} \end{array} + 8 \text{MnO}_2 + 8 \text{KOH}$ Етандіова (оксалатна) кислота	Знебарвлення фіолетового розчину KMnO_4 .
Алкадієни C_nH_{2n-2}		$\text{H}_2=\text{C}-\text{C}=\text{H}_2 + 2 \text{Br}_2 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}_2\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{CH}_2 \\ \quad \quad \quad \\ \text{Br} \quad \text{Br} \quad \text{Br} \quad \text{Br} \end{array}$ 1,3-Бутадієн 1,2,3,4-Тетрабромбутан	Знебарвлення бромної води.
Бензен C_nH_{2n-6}		Горіння на повітрі:	Кіпляве полум'я.

		$\text{C}_6\text{H}_6 + 1,5 \text{O}_2 \longrightarrow 6 \text{C} + 3 \text{H}_2\text{O}$ Бензен	
	 Бензен	Дія нітратної кислоти:  Бензен + HNO ₂ $\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4}$ Нітробензен + H ₂ O	Після додавання води до реакційної суміші утворюється масляниста рідина із запахом гіркою мигдалю – нітробензен.
Гомологи бензену	 Толуен  Етилбензен	Окиснення розчином KMnO ₄ : $\text{C}_6\text{H}_5\text{—CH}_3 + 2 \text{KMnO}_4 \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + 2 \text{MnO}_2\downarrow + \text{KOH}$ Етилбензен Бензойна кислота (Для гомологів бензену, у яких R-C ₂ H ₅ , -C ₃ H ₇ виділяється CO ₂). $\text{C}_6\text{H}_5\text{—C}_2\text{H}_5 + 6 [\text{O}] \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ Етилбензен Бензойна кислота	Утворюється бензойна кислота, випадає бурий осад MnO ₂ .
Галогеноп- окідні	R—Cl	Проба Бельштейна (на мідному дроті): $n\text{R—Cl} + \text{CuO} \longrightarrow \text{CuCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Полум'я забарвлюється в зелений колір.
	(CH ₃ Cl, CH ₂ Cl ₂)	Дія спирту, натрію і розчину аргентум нітрату: $\text{R—OH} + \text{Na} \longrightarrow \text{R—O—Na} + [\text{H}]$ $\text{R'—Cl} + 2 [\text{H}] \longrightarrow \text{R'—H} + \text{HCl}$ $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$	Випадає білий осад аргентум галогеніду.
Оксигеновмісні сполуки. Спирти			
Первинні	R—OH	Окиснення:  Етанол Етаналь	Окиснюються до альдегідів (специфічний запах).
Вторинні		Окиснення:  2-Пропанол 2-Пропанон	Окиснюються до кетонів.
Тртинні		Дія ZnCl ₂ в конц. HCl (проба Лукаса):	Маслянистий шар галогеналкану (в разі

	R_3C-OH	$R_2C-OH + HCl \longrightarrow R_3C-Cl + H_2O$	покаламутніння розчину вторинний спирт).
Багатоатомні	$\begin{array}{c} H \\ \\ H_2C-C-C-H \\ \quad \quad \\ OH \quad OH \quad OH \end{array}$ Гліцерол, 1,2,3-Пропантріол	Взаємодія з розчином $Cu(OH)_2$: 	Утворюється яскравосиній розчин Купрум (II) гліцерату.
Феноли	 C_6H_5OH , $ArOH$ Фенол	Дисоціація фенолу у водному розчині як слабкої кислоти: $C_6H_5OH \longleftrightarrow C_6H_5O^- + H^+$	Зміна забарвлення індикатора.
		Реакція з $FeCl_3$: $6 ArOH + FeCl_3 \longrightarrow [Fe(OAr)_6]^{3-} + 6 H^+ + 3 Cl^-$	Поява синього чи фіолетового забарвлення.
		Реакція з бромною водою:  2,4,6-Трибромбензол	Утворення білого осаду.
Альдегіди		Реакція "срібного дзеркала": $R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H + Ag_2O \xrightarrow{t^0}$ амоніачний розчин $\longrightarrow R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OH + 2 Ag \downarrow$	Срібний наліт на стінках пробірки при нагріванні
		Взаємодія з $Cu(OH)_2$:	Утворення червоного осаду під

		$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + 2 \text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^0}$ $\longrightarrow \text{R}-\text{COOH} + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	час кип'ятіння.
Карбонові кислоти	$\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	<p>Дисоціація у воді з утворенням іонів H^+:</p> $\text{R}-\text{COOH} \longleftrightarrow \text{RCOO}^- + \text{H}^+$	Зміна забарвлення індикатора лакмусу або метилоранжу на червоний колір.
		<p>Реакція з натрій гідрогенкарбонатом:</p> $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + \text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t^0}$ $\longrightarrow \text{RCOONa} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	Виділення газоподібного CO_2 , що каламутніням розчину $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
		<p>Взаємодія з розчинами NaOH і AgNO_3:</p> $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{Na} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow$ $\longrightarrow \text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{Ag} \downarrow + \text{NaNO}_3$	Утворення білого осаду малорозчинної солі аргентуму.
Вуглеводи			
Глюкоза	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	<p>Реакція "срібного дзеркала":</p> $\text{CH}_2\text{OH}-\text{(CHOH)}_4-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} +$ <p style="text-align: center;">Глюкоза</p> $+ \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow[\text{розчин}]{\text{амоніачний}}$ $\longrightarrow \text{CH}_2\text{OH}-\text{(CHOH)}_4-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + 2 \text{Ag}\downarrow$ <p style="text-align: center;">Глюконова кислота</p>	На стінках пробірки утворюється срібний наліт.
		<p>Окиснення свіжоосадженим купрум(II)гідроксидом:</p>	Під час кип'ятіння утворюється червоний

		$\text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} +$ <p style="text-align: center;">Глюкоза</p> $+ 2 \text{Cu}_2(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^0}$ $\text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} +$ <p style="text-align: center;">Глюконова кислота</p> $+ \text{Cu}_2\text{O} \downarrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	осад купрум (I) оксиду.
		<p style="text-align: center;">Взаємодія з купрум(II)гідроксидом без нагрівання:</p> $ \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{OH} \\ \\ 2 \text{HO}-\text{H} \\ \\ \text{H}-\text{OH} \\ \\ \text{H}-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \\ \text{Глюкоза} \end{array} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \longrightarrow $ $ \begin{array}{c} \text{O} \qquad \text{O} \\ \parallel \qquad \parallel \\ \text{H} \qquad \text{H} \\ \qquad \\ \text{H}-\text{OH} \quad \text{H}-\text{OH} \\ \qquad \\ \text{HO}-\text{H} \quad \text{HO}-\text{H} \\ \qquad \\ \text{H}-\text{O} \quad \text{H}-\text{O} \\ \qquad \\ \text{H}-\text{O} \quad \text{H}-\text{O} \\ \qquad \\ \text{CH}_2\text{OH} \quad \text{CH}_2\text{OH} \\ \text{Купрум (II) цукрат} \end{array} + 2 \text{H}_2\text{O} $	Утворення комплексної сполуки синього кольору – Купрум (II)цукрату.
Крохмаль	$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$	Взаємодія крохмалю з йодом	Темно-синє
Целюлоза (клітковина)	$(\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{OH})_3)_n$	Взаємодія з розбавленим розчином йоду у розчині калій йодиду	Целюлоза не забарвлює розчин йоду.

Аміни			
<i>первинні</i>	—NH_2	Взаємодія з нітритною кислотою: $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{HNO}_2 \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH} + \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Виділення газу (азоту).
<i>вторинні</i>	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{N—H} \\ \diagdown \end{array}$	Взаємодія з нітритною кислотою: $\text{R—}\underset{\text{H}}{\text{N}}\text{—R} + \text{HNO}_2 \longrightarrow \text{R—}\underset{\text{R}}{\text{N}}\text{—N=O} + \text{H}_2\text{O}$	Утворення нітросполуки із запахом.
<i>третинні</i>	$\begin{array}{c} \\ \text{—N—} \\ \end{array}$	Не реагують з HNO_2	—
Анілін, феніламін	$\text{C}_6\text{H}_5\text{—NH}_2$	Взаємодія з хлоридним вапном CaOCl_2	Фіолетове
	$\text{C}_6\text{H}_5\text{—NH}_2$	Окиснення хромовою сумішшю ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4$ конц.)	Утворюється чорний осад (“чорний анілін”).
	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	 Анілін + 3 Br ₂ → білий осад + 3 HBr 2,4,6-Триброманілін	З бромною водою анілін утворює білий осад.
Білки	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{—C—N—} \end{array}$ Пептидна або амідна групи.	Дія на білок розчинів лугу і CuSO_4 , тобто свіжоосадженим купрум (II) гідроксидом $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (біуретова реакція).	Фіолетове забарвлення розчину.
	Бензенові ядра	Взаємодія з HNO_3 , нітрування бензенових ядер (ксантопротеїнова реакція)	Утворення нітросполуки, забарвленої у жовтий колір.
	Сірка в білках	Кип'ятіння з плюмбом ацетатом $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ (цистеїнова реакція)	Поява чорного забарвлення.

Список використаної літератури

1. Березан О.В. Збірник ускладнених задач з хімії: Для учнів серед. загальноосвіт. навч. закл.– Т.: Підруч. і посіб., 2004.– 144 с.
2. Бурська О.П. Хімія. Конкурсні задачі. – Вінниця:ВФ МЕЦ, 1997. – 296 с.
3. Григорович О.В., Мацаков О.Ю. Довідник навчально-практичний з хімії. – Харків: Ранок, 2010. – 340 с.
4. Завдання для тестової перевірки знань, умінь і навичок випускників загальноосвітніх шкіл, ліцеїв та гімназій: ХІМІЯ / Ярошенко О.Г., Клубань Л.О., Лікарчук А.М., Титаренко Н.В. – К.: ІСДО, 1995. – 88 с.
5. Ісаєнко Ю.В., Гота С.Т. Хімія: Практичний довідник. – Харків: ФОП Співак Т.К., 2010. – 400 с.
6. Кукса С. П. 600 задач з хімії: Розв'язки. Алгоритми. Самоконтроль.– Т.: Мандрівець, 1998.– 143 с
7. Липова Л.А. Дидактичний матеріал з неорганічної хімії: Навч. Посібник. – К.: ІСДО, 1995. – 136 с.
8. Савчин М.М. Збірник задач та прав з неорганічної хімією – Л.: ВНТЛ. – 1999. – 195 с.
9. Середа І.П. Конкурсні задачі з хімії. – К.: Вища школа 1995. – 255 с.
10. Хімія 10 клас: Розробки уроків / Т. М. Гранкіна, О.В. Григорович. – Вид.2-ге, випр.- Х.: “Ранок”, 2007. – 320 с.
11. Хімія 9 клас: Плани-конспекти уроків / О.В. Григорович, А.В. Віценчик, О.М. Гостиннікова. - Х.: “Ранок”, 2009. – 320 с.
12. Хімія. 11 клас: Плани-конспекти уроків / Т. М. Гранкіна, О.В. Григорович. – Вид.2-ге, випр.- Х.: “Ранок”, 2004. – 304 с.
13. Хімія: Задачі, вправи, тести / Я.М. Каличак, В.В. Кінжибало, Б.Я. Котур та ін.– Л.: Світ, 2001.– 175 с.
14. Хомченко Г.П. Збірник задач з хімії для вступників до вищих навчальних закладів. – К.: Арій, 2008. – 320 с.
15. Цветкова Л.Б. Загальна хімія: Теорія і задачі: Навч. посібник. Ч. I. – Л.: “Магнолія – 2006”, 2007. – 398 с.
16. Як написати учнівську наукову роботу. Методичні рекомендації до написання та оформлення науково-дослідницьких робіт з української мови та літератури обласної МАН/ Л.Б.Асіїв, І.А.Бородчук, В.С.Корнійчук, І.В.Кочан. – Львів, 2003. – 22с.
17. Feneau C. Non ferrous metal. – Brussels, 2003. – 287 p.